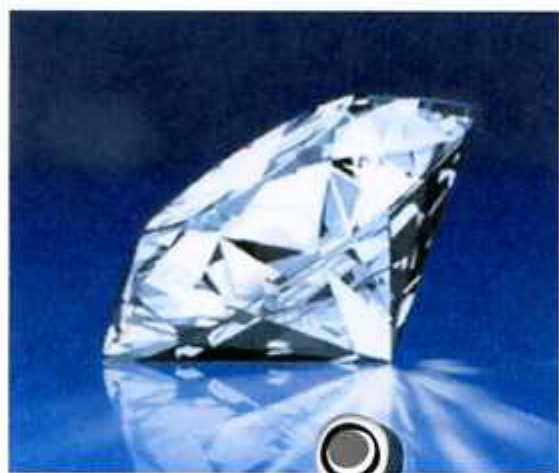




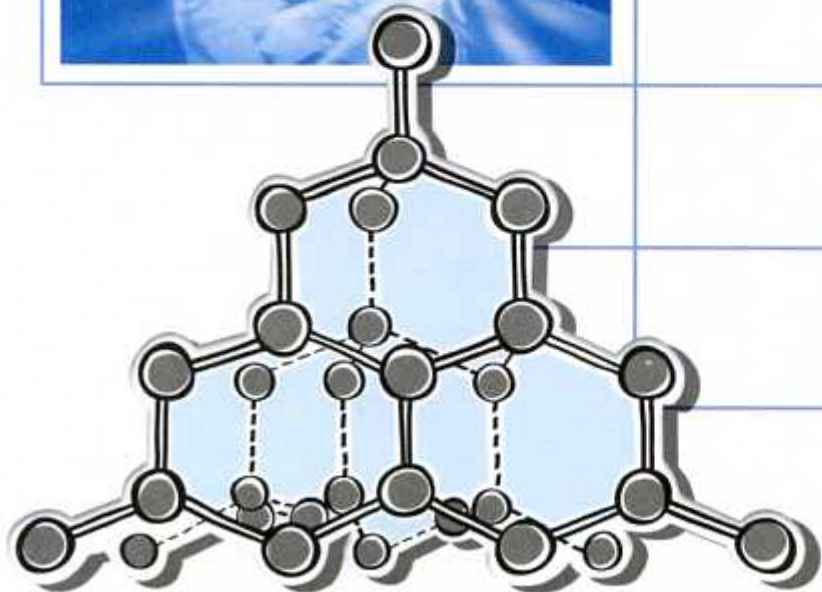
О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

ХИМИЯ

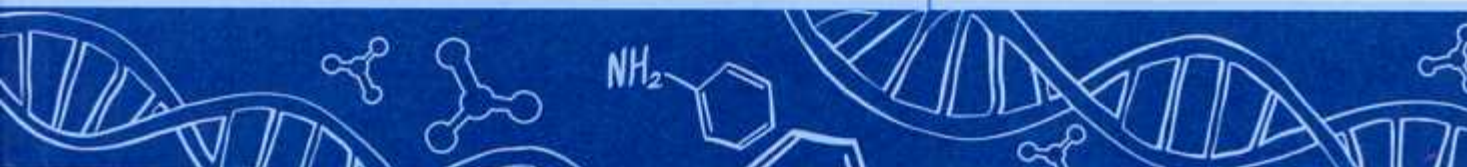


C	6
12,0115	
Углерод	

Si	14
28,086	
Кремний	



9



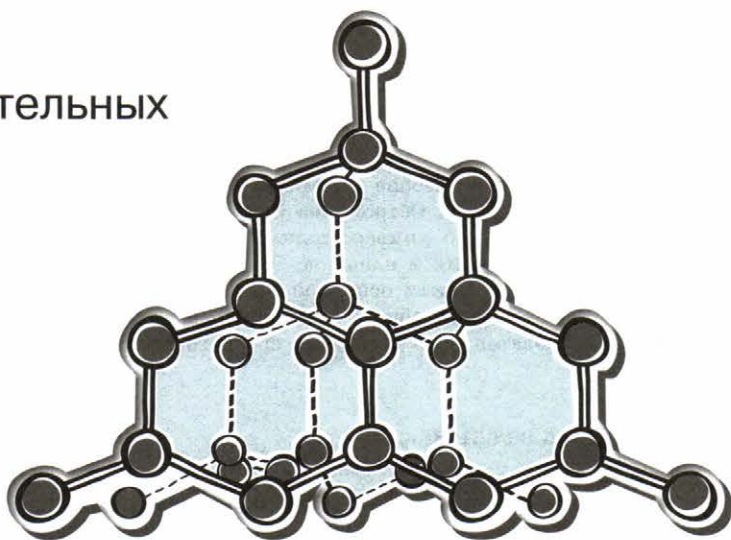
О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

ХИМИЯ

9 класс

Учебное пособие
для общеобразовательных
организаций

Москва
«Просвещение»
2018



УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

6+

Получены **положительные заключения** по результатам **научной** (заключение РАО № 1154 от 28.11.16), **педагогической** (заключение РАО № 1045 от 21.11.16) и **общественной** (заключение РКС № 554-ОЭ от 19.12.16) экспертиз.

Габриелян О. С.

Г12 **Химия. 9 класс : учеб. пособие для общеобразоват. организаций / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — М. : Просвещение, 2018. — 223 с. : ил. — ISBN 978-5-09-051288-6.**

Учебное пособие «Химия. 9 класс» завершает новую линию учебников химии О. С. Габриеляна, И. Г. Остроумова и С. А. Сладкова для основной школы. Оно способствует совершенствованию универсальных учебных действий, предметных, экспериментальных и расчётных умений и навыков. Это позволяет эффективно подготовиться к сдаче ОГЭ по химии тем выпускникам основной школы, которые выберут такой экзамен.

Учебное пособие создано в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

ISBN 978-5-09-051288-6

© Издательство «Просвещение», 2018
© Художественное оформление.
Издательство «Просвещение», 2018
Все права защищены

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие девятиклассники!

Учебное пособие «Химия. 9 класс» в основной школе продолжает курс удивительного предмета — химии. В этом учебном году вы расширите свои представления о веществах окружающего мира. Некоторые из вас выберут химию в качестве профильной дисциплины для изучения в средней школе, а следовательно, продолжат основательно знакомиться с ней и в высшем учебном заведении. Таким ребятам нужно учитывать, что им предстоит преодолеть два серьёзных испытания — экзамены за курс основной школы в форме ОГЭ и за курс средней школы в форме ЕГЭ, поэтому необходимо готовиться к ним заранее. Вспомним знаменитые слова А. В. Суворова: «Тяжело в учении — легко в бою!» Тем учащимся, которые не выберут химию в качестве профильной дисциплины, необходимо помнить, что без знаний по химии невозможно добиться успехов в технической сфере деятельности, да и для гуманитариев окружающий мир будет неполным без представления о химической картине мира. Знакомство с химическими веществами, материалами и процессами позволяет человеку всесторонне, полноценно и глубоко понимать окружающий мир, видеть его через призму знаний о веществах и химических явлениях, осознавать созидающую и негативную роль современной химии. Тем из вас, кто решит выбрать естественно-научный профиль обучения в старших классах, необходимо помнить, что без глубокого понимания химии невозможно овладеть специальностями, связанными с технологией, биологией, медициной, сельским хозяйством и т. д. Повседневная жизнь также потребует от любого человека элементарной химической грамотности для безопасного обращения с современными материалами и средствами бытовой химии.

Как и в учебном пособии для 8 класса, в пособии для 9 класса используются следующие символы, которыми нужно руководствоваться при работе с ним:



Перед каждым параграфом помещён вопрос. Работая с текстом параграфа, вы обязательно найдёте на него ответ.



С помощью этого знака авторы обозначают вопросы, на которые вам нужно попытаться дать обоснованный ответ, а затем сверить его с текстом параграфа.

В рамках приведены определения, которые вам необходимо выучить.

Лабораторный эксперимент

Под таким знаком в пособии дано описание лабораторных экспериментов, т. е. опытов, которые вы будете проводить самостоятельно в кабинете химии.



Таким знаком в пособии обозначены **ключевые слова** и **словосочетания**, которые встречаются в параграфе.

В каждый параграф включена серия заданий.



В рубрике «Проверьте свои знания» даны вопросы и упражнения, которые требуют воспроизведения знаний. Вся информация для выполнения этих заданий, как правило, содержится в параграфе учебника.



Для выполнения заданий рубрики «Примените свои знания» нужно приложить интеллектуальные усилия.



Выполнение заданий в рубрике «Используйте дополнительную информацию и выразите мнение» невозможно без поиска дополнительного материала.

В конце каждой главы приведены краткие выводы о самом главном, что следует усвоить из изученных параграфов. Такие выводы позволяют быстро повторить учебный материал.

Успехов вам в изучении химии — этой интересной и необходимой в жизни каждого человека науки!

Авторы

I

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ, ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

941	Be БЕРИЛЛИЙ	9,0	12
11	Mg МАГНИЙ	24,305	20
22,98977	Ca КАЛЬЦИЙ	40,078	30
39,0983	Zn ЦИНК		39
29	Cu МЕДЬ	65,39	38
546	Sr СТРОНЦИЙ	87,62	49
Rb РУБИДИЙ	85,4678	88,9059	47
47	Ag СЕРЕБРО	112,41	56
106,46	Ba БАРИЙ	137,33	80
132,9054	Au ЗОЛОТО	200,59	88
223,018682	Ra РАДИЙ	[226]	88
178,48	La-Lu ★	204,383	81
104	Ac-Lr ★★	[261]	103

§ 1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА В СВЕТЕ УЧЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА



Изготовьте 20 карточек, на которых запишите символы первых 20 химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева. Для каждого элемента запишите значение относительной атомной массы, характер простого вещества (металл или неметалл), формулы высшего оксида и гидроксида (основания или кислородсодержащей кислоты). Расположите карточки в один горизонтальный ряд в порядке возрастания относительных атомных масс элементов. Проанализируйте полученный ряд. В отличие от монотонно возрастающей атомной массы, свойства элементов в полученном ряду изменяются периодически: натрий похож на литий, магний — на бериллий, алюминий — на бор и т. д. Расположите карточки элементов со сходными свойствами друг под другом. Почему карточки «калий» и «аргон» нарушают порядок возрастания относительной атомной массы элементов (калий имеет меньшее значение относительной атомной массы, чем аргон)?

Конечно, ответ на этот вопрос кроется в теснейшей взаимосвязи Периодической системы и строения атомов химических элементов. Вспомните современную формулировку Периодического закона.

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

Периодическая система Д. И. Менделеева — графическое отображение Периодического закона.

По своей сути Периодическая система отражает состав ядра и строение электронной оболочки каждого химического элемента.

Напомним, что атомы химических элементов состоят из положительно заряженных ядер и электронных оболочек. Ядра атомов состоят из *протонов* и *нейтронов*. Протоны несут единичный положительный заряд (+1), нейтроны же, как следует из названия этих частиц, электронейтральны. Число протонов в ядре атома определяет величину положительного заряда ядра. Так, ядро атома, в котором содержится 8 протонов, имеет заряд +8.

Как вы знаете, совокупность атомов с одинаковым положительным зарядом ядра называется химическим элементом.

Заряд атомного ядра химического элемента (а следовательно, и число протонов в нём) соответствует порядковому (атомному) номеру элемента в Периодической системе. Таким образом, все атомы водорода имеют заряд ядра +1, гелия +2, аргона +18, калия +19, т. е. никаких нарушений последовательности элементов в выстроенном вами фрагменте Периодической системы нет.

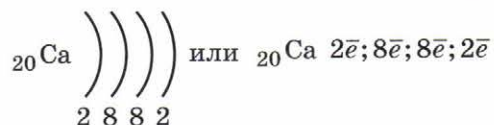
Вспомним, что положительно заряженное ядро атома окружено электронной оболочкой, состоящей из отрицательно заряженных элементарных частиц — электронов. Поскольку атом электронейтрален, число электронов в электронной оболочке равно числу протонов в ядре атома и, следовательно, также совпадает с атомным номером элемента.

Электроны в электронной оболочке атома располагаются слоями, которые более точно называются энергетическими уровнями.

У элементов первого периода один энергетический уровень, у элементов второго периода два и т. д. Следовательно, число энергетических уровней (электронных слоёв) атома соответствует номеру периода, в котором расположен элемент.

Каждый энергетический уровень может вместить ограниченное число электронов. Например, на самом ближайшем к ядру первом уровне может располагаться не более 2 электронов, на втором — не более 8, на третьем — не более 18.

Распределение электронов по энергетическим уровням относительно ядра атома схематически изображают следующим образом, например для кальция:



Элементы одной группы имеют сходные свойства потому, что их атомы на внешнем энергетическом уровне содержат одинаковое число электронов, которое у элементов А-групп соответствует номеру группы.

Периодическая повторяемость в строении энергетических уровней атомов химических элементов является причиной периодичности изменения их свойств.

Давайте вспомним, о каких свойствах химических элементов идёт речь и как эти свойства изменяются в пределах одного периода или группы.

Одна из важных характеристик атома химического элемента — его радиус.

- В группе с ростом атомного номера элемента радиус атома увеличивается, поскольку увеличивается число энергетических уровней в электронной оболочке.

- В периоде с ростом атомного номера элемента радиус атома уменьшается, так как усиливается сила притяжения возрастающего числа электронов и положительно заряженного ядра (рис. 1).

Химические элементы проявляют металлические и неметаллические свойства в различной степени.

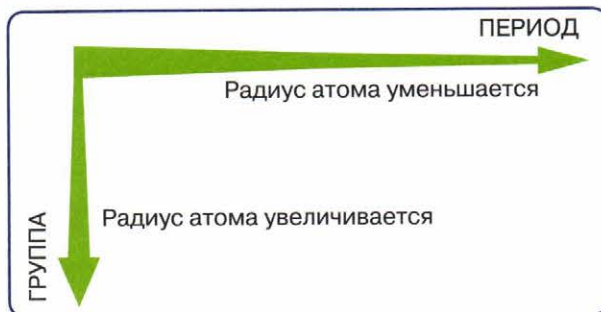


Рис. 1. Изменение радиуса атомов химических элементов в периодах и группах

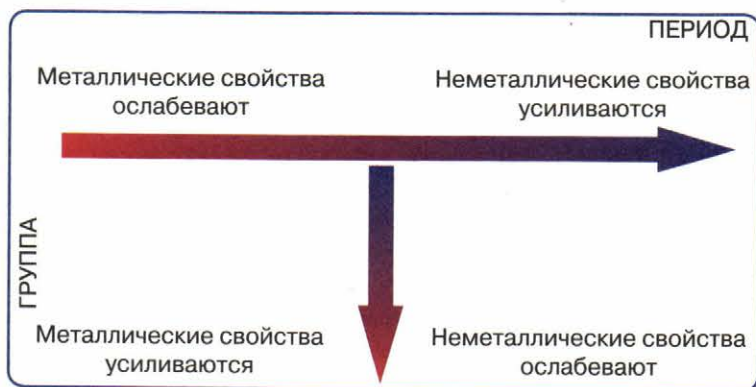


Рис. 2. Изменение металлических и неметаллических свойств химических элементов в периодах и группах

- В периоде с ростом атомного номера элемента металлические свойства ослабевают, неметаллические усиливаются. Это объясняется увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне, в связи с чем способность к отдаче валентных электронов ослабевает, а стремление к присоединению электронов усиливается.

- В группе с ростом атомного номера элемента металлические свойства усиливаются, неметаллические ослабевают. Это объясняется увеличением радиуса атома, в связи с чем электроны внешнего энергетического уровня располагаются дальше от ядра и слабее с ним связаны (рис. 2).

Важной характеристикой химического элемента в образованных им соединениях является *степень окисления* (вспомните, что это такое).

В периоде максимальная степень окисления (в том числе в высших оксидах) увеличивается от +1 у щелочных металлов до +7 у галогенов (кроме фтора). Минимальная степень окисления неметаллов (в том числе в летучих водородных соединениях) увеличивается от -4 (у элементов IV группы) до -1 (у галогенов).

В группе максимальная степень окисления остаётся постоянной и совпадает для элементов А-групп с номером группы, в которой они расположены. Минимальная степень окисления неметаллов А-групп также не изменяется и может быть определена по формуле $N - 8$, где N — номер группы, в которой расположен неметалл. Напомним, что минимальная степень окисления металлов равна нулю.

На основании положения химического элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева можно достаточно подробно спрогнозировать его свойства, свойства образованных им веществ, а также сравнить свойства данного элемента со свойствами его ближайших соседей по Периодической системе. Как давать такую характеристику химическому элементу, вы узнаете из материала следующего параграфа.



Ядро атома. Протон. Нейтрон. Химический элемент. Порядковый (атомный) номер. Электрон. Электронная оболочка. Энергетический уровень. Изменение свойств элементов в периодах и группах.

Проверьте свои знания

1. Охарактеризуйте структуру Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Что называется периодом, группой? Приведите названия элементов IA, VIIA и VIIIA групп.
2. В чём состоит физический смысл порядкового (атомного) номера элемента, номера периода и номера группы?
3. Охарактеризуйте изменение свойств химических элементов (радиус атома, металлические и неметаллические свойства) в периодах и группах. Объясните закономерности на основе строения атома.

Примените свои знания

1. В своих предсказаниях свойств неизвестных химических элементов Д. И. Менделеев основывался на том факте, что их относительные атомные массы представляют собой среднее арифметическое атомных масс ближайших элементов со сходными свойствами. Рассчитайте значения относительных атомных масс выделенных химических элементов в триадах, а затем сравните свой результат со значениями, приведёнными в Периодической системе.

Символы химических элементов:	Li	Na	K	S	Se	Te	Cl	Br	I	Ca	Sr	Ba
A_r	7	?	39	32	79	?	?	80	127	40	?	137

2. Расположите в порядке увеличения радиусов атомов следующие элементы:
 - а) алюминий, сера, хлор, магний;
 - б) олово, германий, свинец, углерод;
 - в) кислород, мышьяк, азот, фосфор;
 - г) калий, бериллий, натрий, литий.
3. Расположите в порядке усиления металлических свойств следующие элементы:
 - а) магний, рубидий, стронций, кальций;
 - б) литий, цезий, калий, натрий.
4. Расположите в порядке ослабления неметаллических свойств следующие элементы:
 - а) сера, хлор, фосфор, кремний;
 - б) теллур, сера, кислород, селен.
5. Укажите минимальную и максимальную степени окисления химических элементов: сера, фосфор, мышьяк, углерод, иод, азот, селен.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Электронных ресурсов, посвящённых Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, существует огромное количество. На страничке <http://www.alhimik.ru/etcet/table.html> приведены краткие аннотации различных интерактивных Периодических систем. Установите на свой компьютер один из вариантов интерактивной Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Какую информацию о каждом химическом элементе она содержит?
2. Подготовьте сообщение о жизни и научной деятельности Д. И. Менделеева, используя ресурсы Интернета, например сайт <http://www.webelements.narod.ru> или «Химическую кунсткамеру»: <http://www.alhimik.ru/kunst.html>.

§ 2. ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА ПО ЕГО ПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева позволяют прогнозировать свойства элементов и образованных ими веществ. Каким образом?

Характеристика химического элемента может строиться по определённому плану.

1. Положение элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева (атомный номер, период, группа).
2. Строение атома (заряд ядра и, следовательно, количество протонов, электронов, нейтронов); схема распределения электронов по энергетическим уровням.
3. Характер простого вещества, образованного данным химическим элементом (металл, неметалл).
4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по группе элементами.
5. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.
6. Максимальная степень окисления, формула высшего оксида и его характер (основный или кислотный).
7. Формула высшего гидроксида и его характер (основание или кислородсодержащая кислота).
8. Минимальная степень окисления и формула летучего водородного соединения (для неметаллов).

Проиллюстрируем приведённый план характеристиками двух химических элементов — металла и неметалла.

Характеристика металла на примере кальция (изотоп ${}^{40}_{20}\text{Ca}$).

1. Атомный номер кальция 20 ($Z = 20$). Элемент кальций расположен во IIА группе Периодической системы Д. И. Менделеева, в четвёртом периоде.
2. Заряд ядра +20, оно содержит 20 протонов. Число нейтронов в ядре равно 20 (напомним, число нейтронов в ядре рассчитывается по формуле $N = A - Z$, где N — число нейтронов, A — массовое число, Z — порядковый номер). Число электронов на электронной оболочке также равно 20, так как атом электронейтрален. Схема распределения электронов по энергетическим уровням: $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $8\bar{e}$; $2\bar{e}$.
3. На внешнем энергетическом уровне атома кальция два валентных электрона. Кальций — это элемент-металл. Простое вещество кальций, образованное атомами

данного химического элемента, также является металлом, следовательно, для него характерна металлическая связь и металлическая кристаллическая решётка, а отсюда и все типичные для металлов свойства: тепло- и электропроводность, пластичность, металлический блеск.

4. Металлические свойства у кальция выражены сильнее, чем у магния, но слабее, чем у стронция, что объясняется ростом радиуса атома в ряду $Mg-Ca-Sr$.

5. Металлические свойства у кальция выражены слабее, чем у натрия, но сильнее, чем у скандия, что связано с увеличением числа валентных электронов в ряду $Na-Ca-Sc$.

6. Максимальная степень окисления кальция равна +2, так как его атом содержит два валентных электрона. Формула высшего (и единственного) оксида кальция — CaO . Он является основным оксидом, следовательно, взаимодействует с кислотами, кислотными оксидами и водой (*запишите уравнения соответствующих реакций*).

7. Формула гидроксида кальция — $Ca(OH)_2$. Он является растворимым основанием — щёлочью, следовательно, взаимодействует с кислотами, кислотными оксидами и солями (*запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах, укажите условия их протекания*).

8. Кальций не имеет летучего водородного соединения, но образует твёрдое бинарное соединение ионного типа — гидрид кальция CaH_2 (*составьте схему образования связи*).

Характеристика неметалла на примере фосфора (изотоп $^{31}_{15}P$).

1. Атомный номер фосфора 15 ($Z = 15$). Фосфор расположен в VA группе Периодической системы Д. И. Менделеева, в третьем периоде.

2. Заряд атомного ядра +15, оно содержит 15 протонов и 16 нейтронов. На электронной оболочке — 15 электронов. Схема распределения электронов по энергетическим уровням: $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $5\bar{e}$.

3. Фосфор образует несколько простых веществ — неметаллов, следовательно, для него характерно явление аллотропии.

4. Неметаллические свойства у фосфора выражены слабее, чем у азота, но сильнее, чем у мышьяка, что объясняется ростом радиуса атома в ряду $N-P-As$.

5. Неметаллические свойства у фосфора выражены сильнее, чем у кремния, но слабее, чем у серы, что связано с увеличением числа валентных электронов в ряду $Si-P-S$.

6. Максимальная степень окисления фосфора равна +5, так как его атом содержит пять валентных электронов. Формула высшего оксида фосфора — P_2O_5 . Это кислотный оксид, взаимодействует с водой, щелочами и основными оксидами (*запишите уравнения соответствующих реакций*).

7. Гидроксид фосфора — фосфорная кислота H_3PO_4 взаимодействует с основаниями, основными оксидами и солями (*запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах, укажите условия их протекания*).

8. Формула летучего водородного соединения — PH_3 (*составьте схему образования химической связи*).

По приведённому выше плану подобные характеристики можно дать большинству химических элементов А-групп Периодической системы Д. И. Менделеева.

Однако в химическом мире не всё однозначно: не каждому металлу соответствует только основной оксид и основание. Некоторые металлы образуют также кислотные оксиды и кислородсодержащие кислоты и соединения, обладающие как основными, так и кислотными свойствами. Как характеризовать эти металлы, вы узнаете из следующего параграфа.



План характеристики химического элемента. Характеристика элемента-металла. Характеристика элемента-неметалла.

Проверьте свои знания

1. По приведённому в параграфе плану дайте характеристику химических элементов:
 - а) калия;
 - б) магния;
 - в) серы;
 - г) хлора.
2. Выберите верные утверждения:
 - а) формула высшего гидроксида серы — H_2SO_4 ;
 - б) формула высшего гидроксида железа — $\text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - в) неметаллические свойства азота выражены сильнее, чем у углерода;
 - г) металлические свойства стронция выражены слабее, чем у кальция.

Примените свои знания

1. Напишите уравнения химических реакций кальция:
 - а) с кислородом;
 - б) с серой;
 - в) с водой.
2. Используя приведённый в параграфе план, найдите сходство и различия в характеристиках пар химических элементов:
 - а) лития и натрия;
 - б) углерода и азота.
3. Определите положение химических элементов в Периодической системе по следующим данным:
 - а) ядро атома содержит 5 протонов;
 - б) массовое число атома равно 35, причём в ядре атома 18 нейтронов;
 - в) в электронной оболочке атома содержится 13 электронов;
 - г) электронная оболочка атома состоит из трёх энергетических уровней, на внешнем уровне находится 4 электрона.
4. В реакцию с хлором взяты одинаковые массы магния и кальция. Не производя химических расчётов, определите, для какой из этих двух реакций потребуется больший объём газообразного хлора.
5. При сжигании 0,45 г простого вещества, образованного атомами элемента IIA группы, образовалось 1,25 г оксида. Определите, какое вещество было взято в реакцию.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об открытии одного из химических элементов. Для подготовки сообщения можно воспользоваться сайтом химического факультета МГУ: <http://www.chem.msu.ru/rus/history/element/welcome.html>.

§ 3. ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА ПО КИСЛОТНО- ОСНОВНЫМ СВОЙСТВАМ ЕГО СОЕДИНЕНИЙ. АМФОТЕРНОСТЬ

В предыдущем параграфе утверждалось, что некоторые металлы образуют не только основные оксиды и гидроксиды, но и кислотные, а также оксиды и гидроксиды, имеющие двойственный характер, т. е. в зависимости от условий проявляющие и основные, и кислотные свойства. Что представляют собой такие соединения?



Большинство химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева образуют важнейшие соединения с кислородом — *оксиды и гидроксиды*.

Как вы знаете, оксиды могут обладать кислотным или основным характером. Кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием соли и воды. Основные оксиды реагируют с кислотами, также образуя соль и воду.

Основные оксиды образуют только металлы, как правило, в степенях окисления +1 или +2. Металлы с большими значениями степени окисления (+4, +5, +6, +7) и неметаллы обычно образуют кислотные оксиды.

Оксиду элемента соответствует аналогичный гидроксид, в котором элемент проявляет ту же степень окисления: основному — основание, кислотному — кислородсодержащая кислота. Например:

$\overset{+1}{\text{Na}_2\text{O}}$ — основной оксид, $\overset{+1}{\text{NaOH}}$ — основание;

$\overset{+2}{\text{CaO}}$ — основной оксид, $\overset{+2}{\text{Ca(OH)}_2}$ — основание;

$\overset{+4}{\text{CO}_2}$ — кислотный оксид, $\overset{+4}{\text{H}_2\text{CO}_3}$ — кислота;

$\overset{+5}{\text{N}_2\text{O}_5}$ — кислотный оксид, $\overset{+5}{\text{HNO}_3}$ — кислота;

$\overset{+6}{\text{CrO}_3}$ — кислотный оксид, $\overset{+6}{\text{H}_2\text{CrO}_4}$ — кислота;

$\overset{+7}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$ — кислотный оксид, $\overset{+7}{\text{HMnO}_4}$ — кислота.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов химических элементов закономерно и периодически изменяются в зависимости от положения элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева.

• В периоде с ростом атомного номера элемента основные свойства его оксидов ослабевают, кислотные свойства усиливаются. Аналогично в периоде основные свойства гидроксидов элементов ослабевают, кислотные свойства усиливаются. Это

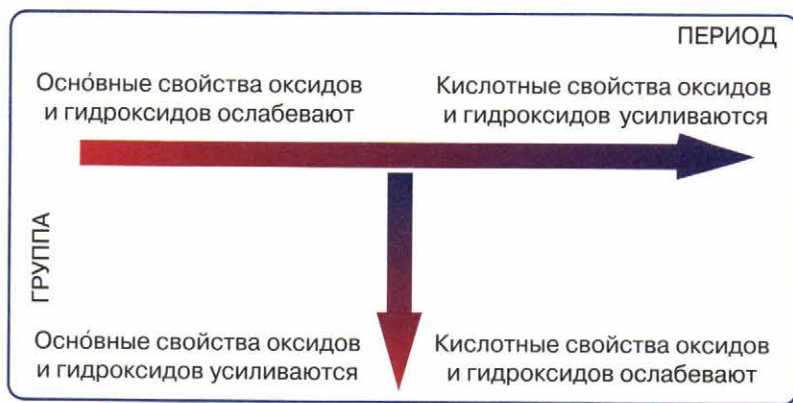


Рис. 3. Изменение кислотно-основных свойств высших оксидов и соответствующих им гидроксидов химических элементов в периодах и группах

объясняется увеличением степени окисления химического элемента в высшем оксиде и соответствующем гидроксиде.

- В группе с ростом атомного номера элемента основные свойства оксидов усиливаются, кислотные свойства ослабевают. Аналогично в группе основные свойства гидроксидов элементов усиливаются, кислотные свойства ослабевают (рис. 3).

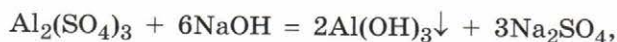
Проведём эксперимент, результаты которого, возможно, покажутся вам неожиданными.

Лабораторный опыт № 1

В две пробирки налейте примерно по 1 мл раствора сульфата алюминия. В каждую пробирку добавляйте по каплям раствор гидроксида натрия до появления белого студенистого осадка. Осадок какого вещества вы получили? В одну пробирку прилейте соляную кислоту, а в другую — избыток раствора щёлочи. Что наблюдаете?

Рассмотрим химические реакции, протекающие при выполнении этого эксперимента.

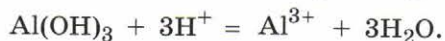
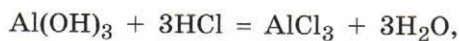
При добавлении щёлочи к раствору соли алюминия выпадает осадок гидроксида алюминия:



сокращённое ионное уравнение реакции имеет вид

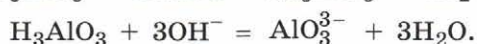


Осадок гидроксида алюминия исчезает при добавлении соляной кислоты, так как реагирует с ней как нерастворимое основание:

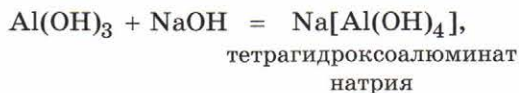


Однако осадок гидроксида алюминия растворяется и при добавлении к нему раствора щёлочи. В чём же причина такого необычного поведения этого соединения? Оказывается, в данной реакции гидроксид алюминия реагирует со щёлочью

с образованием соли и воды, т. е. ведёт себя подобно кислоте: $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}_3\text{AlO}_3$. Следовательно, уравнение реакции можно записать так:



Более точно эта химическая реакция описывается уравнением



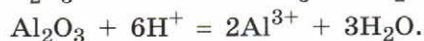
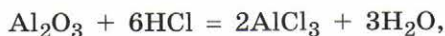
Соль, которая образуется при этом, состоит из более простых по составу частиц и относится к типу **комплексных солей**. Более сложные катионы или анионы такой соли в формулах записываются в квадратных скобках. Тетрагидроксоалюминат натрия — сильный электролит, в растворе он диссоциирует на катион металла и комплексный анион кислотного остатка:



Итак, в зависимости от природы реагента гидроксид алюминия проявляет свойства как основания, так и кислоты. Такие гидроксиды называют **амфотерными**.

Амфотерность — это свойство веществ проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от природы второго реагента, принимающего участие в реакции.

Аналогично проявляет химическую двойственность и оксид алюминия. При взаимодействии с кислотами он проявляет свойства основного оксида:



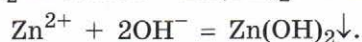
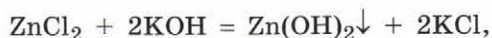
При взаимодействии с концентрированным раствором щёлочи оксид алюминия проявляет свойства кислотного оксида, при этом образуется соль — тетрагидроксоалюминат щелочного металла:



Амфотерный характер проявляют также оксиды и гидроксиды бериллия — BeO и $\text{Be}(\text{OH})_2$, цинка — ZnO и $\text{Zn}(\text{OH})_2$, хрома(III) — Cr_2O_3 и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и многих других металлов в степенях окисления +2, +3, +4.

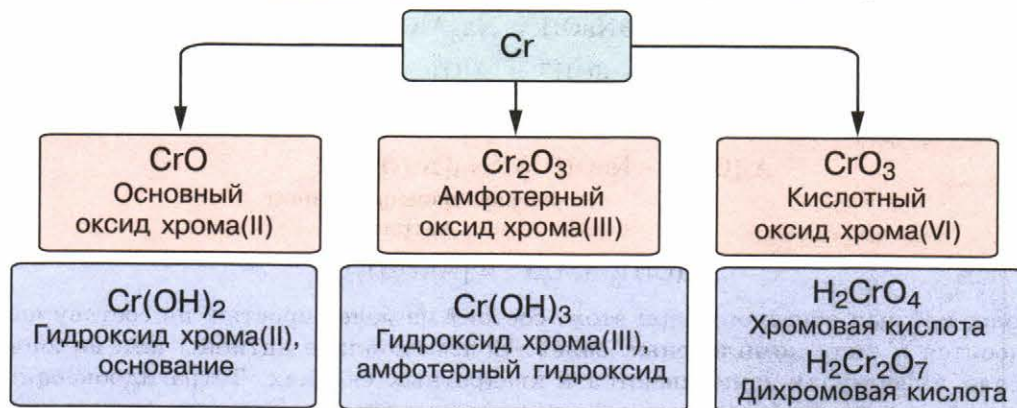
Если химический элемент-металл проявляет несколько степеней окисления, то его оксид и гидроксид с низшей степенью окисления чаще всего проявляют основные свойства, с высшей — кислотные, а с промежуточной — амфотерные (схема 1).

Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде. Их получают реакцией обмена между раствором соли металла и щёлочи, например:

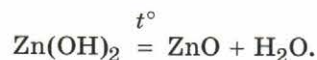


Щёлочь необходимо приливать небольшими порциями, поскольку в избытке реагента образующийся осадок амфотерного гидроксида растворится.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома



При нагревании амфотерные гидроксиды разлагаются на оксид металла и воду, например:



Оксиды и гидроксиды. Кислоты и основания. Амфотерность. Амфотерные оксиды и гидроксиды. Комплексные соли.

Проверьте свои знания

1. Что такое амфотерность? Приведите примеры амфотерных оксидов и гидроксидов. Запишите уравнения химических реакций, иллюстрирующие их свойства, в молекулярной и ионной формах.
2. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов в периодах Периодической системы Д. И. Менделеева?

Примените свои знания

1. Напишите формулы высших оксидов и соответствующих им гидроксидов следующих химических элементов: Na, Mg, Al, N, S, C. Укажите характер каждого вещества, подтвердите его уравнениями соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Запишите уравнения химических реакций между веществами: а) оксид стронция и вода; б) оксид марганца(VII) и вода; в) гидроксид калия и сульфат меди(II); г) гидроксид цинка и серная кислота; д) гидроксид цинка и гидроксид натрия.
3. Образуется ли осадок при добавлении 50 г 2%-ного раствора сульфата цинка к 40 г 8%-ного раствора гидроксида калия? Ответ обоснуйте расчётами.
4. Массовая доля марганца в основном оксиде равна 77,46 %, а в кислотном — 49,55 %. Определите формулы оксидов.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Аргументируйте свою точку зрения на порядок добавления реагентов друг к другу при получении амфотерного гидроксида. Что произойдёт, если изменить порядок добавления реактивов: к раствору щёлочи добавлять по каплям раствор соли?

§ 4. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

В настоящее время известно 118 химических элементов. Эти элементы образуют около 400 простых веществ и десятки миллионов сложных. Как разобраться в этом огромном многообразии химических веществ, как разделить их на группы, т. е. классифицировать?



Как вы знаете, **простыми** называют вещества, в состав которых входят атомы одного химического элемента. Также вы знаете, что многообразие простых веществ, которое почти в 4 раза превышает число химических элементов, объясняется явлением аллотропии.

Для того чтобы не утонуть в огромном море *сложных веществ — химических соединений*, образованных разными элементами, их классифицируют по различным признакам. Признаки эти могут быть самыми разнообразными: элементный состав веществ, их агрегатное состояние, растворимость в воде и многие другие. Остановимся на перечисленных признаках классификации химических соединений.

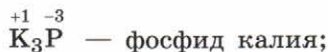
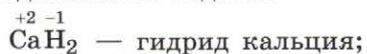
Классификация химических соединений по элементному составу

1. Бинарные соединения

Само название (от лат. *binarius* — двойной, состоящий из двух частей) данного типа соединений указывает на то, что они образованы атомами двух химических элементов.

Это могут быть атомы элемента-металла и элемента-неметалла, например: NaN — гидрид натрия, Mg_3P_2 — фосфид магния, Al_4C_3 — карбид алюминия. Очевидно, что атомы металла в таких соединениях проявляют положительную степень окисления, атомы неметалла — отрицательную. С учётом степени окисления атомов в бинарных веществах легко составлять их формулы, а также названия.

Напомним: при построении названия к русскому или латинскому названию неметалла в именительном падеже с суффиксом *-ид* добавляют название металла в родительном падеже:



Такие бинарные соединения, как галогениды металлов (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), сульфиды, селениды и некоторые другие, принято считать солями соответствующих кислот — водородных соединений указанных неметаллов: фтороводородной, хлороводородной, сероводородной и других кислот.

Бинарные соединения могут образовывать два химических элемента-неметалла, например: PCl_5 , SF_6 , CS_2 . На первое место в формулах таких соединений ставят неметалл с положительной степенью окисления (т. е. менее электроотрицательный элемент в данной паре), на второе — с отрицательной степенью окисления (т. е.

более электроотрицательный элемент). Название соединения также начинают с наименования более электроотрицательного неметалла с добавлением суффикса *-ид*, затем в родительном падеже указывают название неметалла, стоящего в формуле на первом месте: $\overset{+4}{S}\overset{-1}{Cl}_4$ — хлорид серы(IV); $\overset{+3}{B}\overset{-3}{N}$ — нитрид бора; $\overset{+5}{P}_2\overset{-2}{S}_5$ — сульфид фосфора(V).

Особую группу бинарных соединений двух неметаллов составляют так называемые *летучие водородные соединения*, с которыми вы познакомились в первых параграфах учебника. Чаще всего им дают исторически сложившиеся, или *тривиальные*, названия (H_2S — сероводород, NH_3 — аммиак, PH_3 — фосфин, BH_3 — боран). Водные растворы летучих водородных соединений элементов VIIA и VIA групп (кроме H_2O) относят к *бескислородным кислотам*. Названия этих кислот образуются от названия неметалла плюс слово «водородная» плюс слово «кислота», например:

HCl — хлороводородная кислота;

H_2S — сероводородная кислота.

Наиболее значимыми бинарными соединениями являются **оксиды**. Как вы знаете, их даже выделяют в отдельный класс химических соединений (*вспомните, какие вещества называют оксидами*).

Вам также известно, что по своему характеру оксиды подразделяются на основные, амфотерные и кислотные. Все вместе они составляют группу **солеобразующих оксидов**.

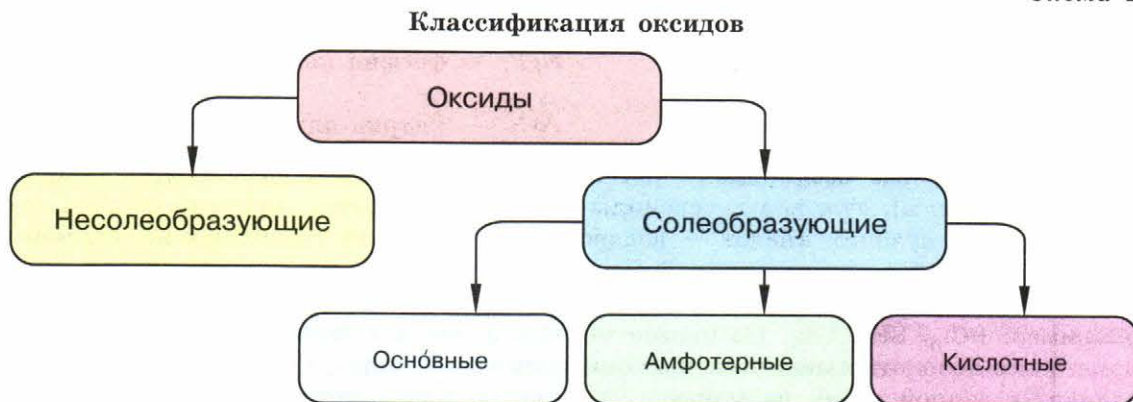
Солеобразующими называют оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или щелочами с образованием соли и воды.

Помимо солеобразующих оксидов, существует группа их химических антономов — оксиды **несолеобразующие**.

Несолеобразующими называют оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов не так много. Это оксиды неметаллов, такие, как CO , NO , N_2O , SiO . Классификация оксидов представлена на схеме 2.

Схема 2



2. Многоэлементные соединения

Гидроксиды

Гидроксиды — это продукты прямого или косвенного соединения оксидов с водой. Их подразделяют на три класса (схема 3).

Схема 3



Основаниями являются гидроксиды металлов IA и IIA (начиная с кальция) групп — щелочных и щёлочноземельных, а также некоторых других металлов в низших степенях окисления. Например, гидроксид натрия NaOH , гидроксид кальция Ca(OH)_2 , гидроксид железа(II) Fe(OH)_2 .

Амфотерные гидроксиды характерны для гидроксидов металлов, как правило, в степенях окисления +2, +3, +4. Примеры амфотерных соединений — гидроксид бериллия Be(OH)_2 , гидроксид железа(III) Fe(OH)_3 , гидроксид олова(IV) Sn(OH)_4 .

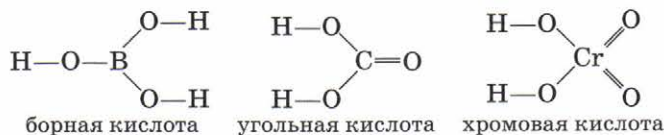
Формулы гидроксидов составить просто: число гидроксильных групп, связанных с атомом металла, равно его степени окисления (валентности), например:

$\overset{+1}{\text{Li}}\text{OH}$ — гидроксид лития, основание;

$\overset{+2}{\text{Mg}}(\text{OH})_2$ — гидроксид магния, основание;

$\overset{+3}{\text{Al}}(\text{OH})_3$ — гидроксид алюминия, амфотерный гидроксид.

К гидроксидам также относятся **кислородсодержащие кислоты**, которые образуют неметаллы и металлы в высших степенях окисления (+5, +6, +7). Их формулы на первый взгляд не похожи на формулы гидроксидов: H_3BO_3 , H_2CO_3 , H_2CrO_4 . Структурные формулы этих веществ уже позволяют разглядеть в их составе гидроксогруппы:



Соли

Вы уже знакомы с представителями самого большого класса неорганических соединений — *солями*. Напомним, что солями называют электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы металла (ионы аммония — NH_4^+) и анионы кислотного остатка.

При этом анион может представлять собой кислотный остаток как кислородсодержащей кислоты (например, NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}), так и бескислородной (например, Cl^- , S^{2-}).

Соли можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла. Если в многоосновной кислоте замещены все атомы

водорода, то соль называется **средней**: MgSO_4 — сульфат магния; Na_2CO_3 — карбонат натрия; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфат кальция.

Однако существуют соли многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены атомами металла. Такие соли называются **кислыми**, например:

NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия;

KHSO_4 — гидросульфат калия;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция.

Обратите внимание на то, что в названии кислых солей число атомов водорода, оставшихся незамещёнными в кислотном остатке, обозначается префиксами *гидро-* или *дигидро-*.

Соли можно рассматривать также как продукт замещения гидроксогрупп в основаниях или амфотерных гидроксидах кислотным остатком. Такое замещение может быть полным (в средних солях) или неполным. В последнем случае соли относят к группе **основных солей**, например:

MgOHCl — гидроксохлорид магния;

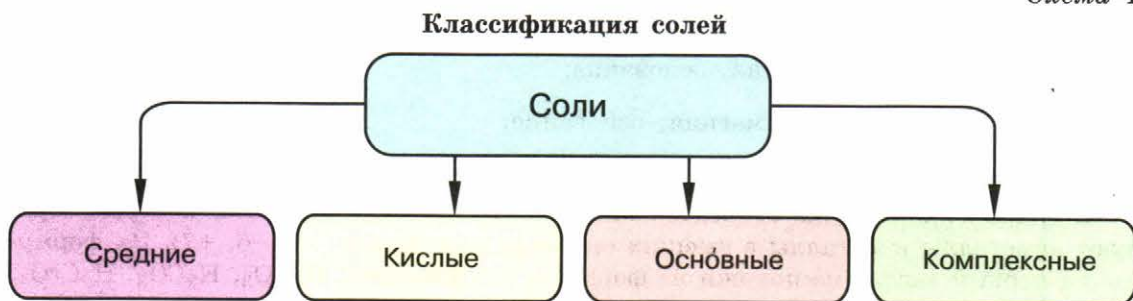
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди(II).

Указание на наличие в составе соли гидроксогруппы даётся префиксом *гидроксо-* в названии вещества.

Комплексные соли состоят из простого иона и сложного (комплексного) иона, который в формулах заключается в квадратные скобки. Например: $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

Классификацию солей по составу иллюстрирует схема 4.

Схема 4



Классификация химических соединений по агрегатному состоянию

Вы знаете, что вещества могут существовать в трёх агрегатных состояниях — *газообразном, жидком и твёрдом*.

При характеристике вещества часто указывают его агрегатное состояние. Охарактеризуйте агрегатное состояние вещества воды. Вы, скорее всего, скажете, что вода — это жидкость. Но ведь вода может представлять собой и водяной пар (газ), и лёд (твёрдое вещество). Тем не менее вы окажетесь правы: при характеристике вещества указывается его агрегатное состояние при определённых условиях. Как правило, это **нормальные условия** — давление 10^5 Па и температура 0°C или **стандартные условия** — давление 10^5 Па и температура 25°C .

Также вы знаете, что большинство твёрдых веществ имеют кристаллическую структуру, т. е. расположение составляющих их частиц (ионов, атомов, молекул) в пространстве строго упорядочено. Если соединить точки расположения этих частиц воображаемыми линиями, получается пространственная структура, называемая **кристаллической решёткой**.

Существуют вещества настолько вязкие, что они сохраняют свою форму очень долгое время. Значит, их можно считать твёрдыми. Однако, как и в жидкостях,

расположение частиц в них строго не упорядочено. Такие твёрдые вещества называются **аморфными**. К ним относятся янтарь, парафин, стекло, многие пластмассы (рис. 4). Как же отличить их от кристаллических веществ? Если аморфное вещество нагревать, то оно постепенно размягчается, становится всё более текучим, пока не превратится в типичную жидкость. Следовательно, у аморфных веществ нет определённой температуры плавления, и резкой границы между аморфными и жидкими веществами не существует. Кристаллические же вещества характеризуются точной температурой плавления, при которой они переходят из твёрдого агрегатного состояния в жидкое.

Классификация химических соединений по растворимости в воде

Способность кислот, солей и оснований растворяться в воде можно определить по хорошо знакомому вам справочному материалу, который называется таблицей растворимости. В соответствии с общепринятой классификацией по отношению к воде все химические соединения подразделяются на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Растворимые соединения

К этой группе относятся вещества, растворимость которых превышает 1 г в 100 г воды. Хорошо растворяются в воде все щёлочи, сильные кислоты, большинство солей щелочных металлов, соли аммония, многие соли сильных кислот. Примеры растворимых соединений: гидроксид калия KOH, азотная кислота HNO₃, сульфат натрия Na₂SO₃, хлорид аммония NH₄Cl.

Малорастворимые соединения

Растворимость таких веществ составляет от 0,1 до 1 г в 100 г воды. В этот узкий диапазон попадают лишь немногие соли и основания, например сульфат кальция CaSO₄, хлорид свинца(II) PbSO₄, гидроксид кальция Ca(OH)₂.

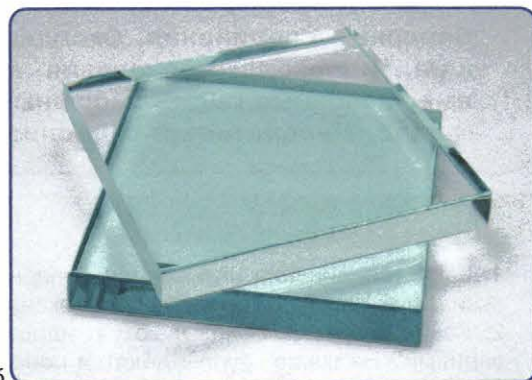
Нерастворимые соединения

К этой группе условно относят вещества, растворимость которых менее 0,1 г в 100 г воды. Почему условно? Потому что в воде они хоть и в очень малых количествах, но растворяются. Нерастворимы в воде большинство солей тяжёлых металлов (например, свинца), солей слабых кислот (например, угольной), все амфотерные гидроксиды.

В таблице растворимости есть химические соединения, для которых вместо указания на их растворимость в воде стоит прочерк. Что это значит? Об их растворимости говорить не приходится, поскольку при соприкосновении с водой они полностью разлагаются. Такой процесс называется *необратимым гидролизом*. На-



а



б

Рис. 4. Примеры аморфных веществ: а — янтарь, б — стекло

пример, при попытке растворить в воде сульфид алюминия возникает запах сероводорода и выпадает белый студенистый осадок, что свидетельствует о протекании химической реакции. Уравнение этой реакции имеет вид



Попытка получить подобное вещество, которое разлагается в водной среде, реакцией обмена также не приведёт к успеху, образуются лишь продукты его необратимого гидролиза:



Сульфид алюминия получают непосредственным взаимодействием алюминия с расплавленной серой. Уравнение реакции имеет вид



Бинарные соединения. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Гидроксиды: основания, амфотерные, кислоты. Средние, кислые, основные соли. Аморфные вещества. Растворимость веществ в воде. Необратимый гидролиз солей.

Проверьте свои знания

1. Какие соединения называются бинарными? Какие бинарные соединения называются оксидами? На какие группы делятся оксиды? Приведите примеры оксидов каждой группы.
2. Какие соединения называются гидроксидами? Какие гидроксиды называются основаниями? На какие группы делятся основания? Приведите примеры оснований каждой группы.
3. Какие соединения называются кислотами? На какие группы делятся кислоты? Приведите примеры кислот каждой группы.
4. Какие соединения называются солями? На какие группы делятся соли? Приведите примеры солей каждой группы.
5. Как зависит характер оксидов и гидроксидов химического элемента от значения степени окисления? Приведите примеры.

Примените свои знания

1. Составьте в электронном виде обобщённую схему классификации веществ по составу, объединив схемы 2—4. Распечатайте полученную схему. Используйте схему для определения принадлежности веществ к тому или иному классу.
2. Распределите перечисленные ниже формулы на четыре группы: Na_2SO_4 , HI , V_2O_5 , KMnO_4 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 , NiO , CsOH , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Cl_2O , HCN . Дайте названия всем веществам.
3. Приведите формулы веществ, подходящих к следующим схемам:
а) оксид натрия → гидроксид → соль;
б) оксид цинка → гидроксид → соль;
в) оксид азота(V) → гидроксид → соль.
Укажите характер каждого гидроксида. Назовите соли.
4. Воспользовавшись схемой, составленной при выполнении задания 1, приведите примеры известных вам соединений каждого класса в различных агрегатных состояниях. Совместно с учителем обсудите, в каждом ли классе веществ есть представители в газообразном, жидком и твёрдом состояниях (при нормальных условиях).

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Твёрдые вещества, как правило, при нагревании растворяются лучше, газообразные — наоборот. Данные о температурной зависимости растворимости можно найти в справочниках. Например, для хлорида калия справочные данные таковы:

$t, ^\circ\text{C}$	10	20	30	40	50	60	70	80	90
Растворимость, г/100 г H_2O	31,0	34,0	37,0	40,0	42,6	45,5	48,1	51,1	54,0

Постройте график данной зависимости в координатах растворимость — температура, воспользовавшись офисным приложением Excel.

2. В домашних условиях экспериментально изучите растворимость в воде следующих веществ: соль, сахар, питьевая сода, ванилин, лимонная кислота. Для этого примерно одинаковую массу вещества (например, чайную ложку) пробуйте растворить в определённом объёме воды (например, $\frac{1}{4}$ стакана). Сделайте вывод о растворимости исследуемых веществ.

§ 5. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические вещества взаимодействуют друг с другом. Как разобраться в огромном многообразии химических превращений? Какие признаки лежат в основе классификации химических реакций?



Классифицировать химические реакции можно по различным признакам: по числу и составу реагентов и образующихся веществ, по тепловому эффекту, по агрегатному состоянию реагирующих веществ, по обратимости процесса, по наличию катализатора.

Рассмотрим более подробно классификацию химических реакций по указанным признакам.

Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и образующихся веществ

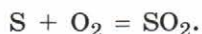
Классификация химических реакций по данному признаку знакома вам по курсу химии 8 класса. Определить тип реакции несложно на основании химического уравнения.

Проиллюстрируем классификацию химических реакций по данному признаку на примерах получения и свойств серной кислоты.

1. Реакции соединения

Напомним, что *реакциями соединения* называются такие реакции, при которых из двух или более исходных веществ образуется одно сложное вещество.

В реакциях соединения оба исходных вещества могут быть простыми, как, например, на первой стадии получения серной кислоты из серы:



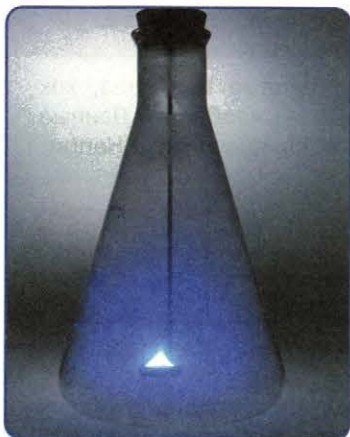
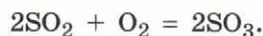


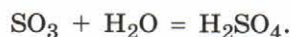
Рис. 5. Горение серы в кислороде

Серa горит в кислороде голубоватым пламенем, распространяя резко пахнущий газ — оксид серы(IV) (рис. 5).

Реакции соединения возможны между простым и сложным веществами. Такая реакция лежит в основе второй стадии получения серной кислоты:



В реакции соединения могут вступать два сложных вещества или более. Кислотный оксид серы(VI) реагирует с водой с образованием серной кислоты:



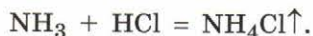
Существенным признаком этого типа реакций является получение одного сложного вещества из двух и более исходных.

Проведём эффектный опыт.

Лабораторный опыт № 2

Одну стеклянную палочку смочите в растворе аммиака, другую — в соляной кислоте. Поднесите палочки друг к другу. Что наблюдаете? Что собой представляет белый дым?

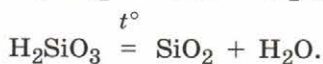
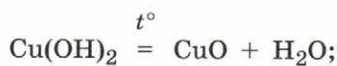
Пары хлороводорода и аммиака взаимодействуют друг с другом, образуя мельчайшие кристаллики ионного соединения — соли хлорида аммония:



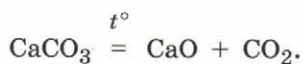
2. Реакции разложения

Химическим антонимом реакций соединения являются реакции разложения. Вы можете сформулировать или вспомнить из курса 8 класса существенный признак этого типа реакций: из одного исходного сложного вещества образуется два продукта реакции или более.

Например, как вы уже знаете, нерастворимые гидроксиды разлагаются на оксид и воду при нагревании:



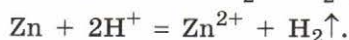
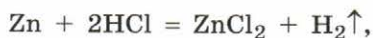
При нагревании разлагаются и соли. Например, обжигом известняка получают ценный строительный материал — негашёную известь:



3. Реакции замещения

Существенный признак этого типа реакций: атомы простого вещества замещают атомы другого элемента в сложном веществе.

Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами — это пример реакции замещения. Так, металлический цинк легко вытесняет водород из раствора соляной кислоты (рис. 6):



Если железный гвоздь или металлическую скрепку опустить в раствор сульфата меди(II), поверхность металла изменит свой цвет (рис. 7). Сущность реакции заключается в том, что железо вытесняет медь из раствора соли, металлы как бы меняются местами:

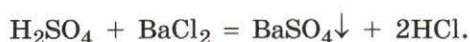


Это тоже реакция замещения.

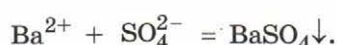
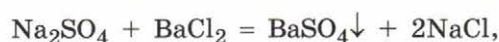
4. Реакции обмена

Из курса 8 класса вы помните, что в таких реакциях два сложных вещества обмениваются составными частями.

Серную кислоту в растворе можно обнаружить с помощью характерной реакции с раствором хлорида бария. Подобные реакции называют **качественными**. Признаком присутствия серной кислоты в растворе является образование белого осадка нерастворимого в воде сульфата бария, который долго не осаждается на дно из-за очень мелкого размера кристалликов:



С помощью хлорида бария проводят качественную реакцию не только на серную кислоту, но и на все её растворимые соли, поскольку сущность данной реакции обмена заключается в образовании нерастворимого осадка сульфата бария в результате взаимодействия ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} :



Существует особый тип реакций обмена, протекающих между растворами кислот и щелочей. Такие реакции приводят к образованию соли и воды и называются **реакциями нейтрализации**. Происхождение этого названия понятно: в растворе кислоты среда кислотная, в растворе щёлочи — естественно, щелочная, в чём можно убедиться с помощью индикатора. При сливании реагентов щёлочь и кислота реагируют друг с другом, и реакция среды образовавшегося раствора становится нейтральной:

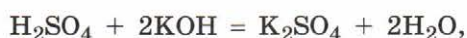


Рис. 6. Взаимодействие цинка с раствором соляной кислоты



Рис. 7. В растворе сульфата меди(II) железный гвоздь покрывается медью

Лабораторный опыт № 3

Налейте в пробирку 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 1—2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? В пробирку по каплям прибавляйте соляную кислоту и встряхивайте содержимое. После добавления очередной порции окраска раствора исчезает. О чём свидетельствует этот факт? Напишите соответствующее уравнение реакции.

Классификация химических реакций по тепловому эффекту

При химических реакциях теплота или выделяется, или поглощается. По этому признаку реакции делят на **экзотермические** (с выделением теплоты) и **эндотермические** (с поглощением теплоты).

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

Тепловой эффект обозначают буквой Q и измеряют в килоджоулях (кДж) или килоджоулях в расчёте на один моль какого-либо участника реакции — исходного вещества или продукта (кДж/моль).

Для экзотермических реакций тепловой эффект положителен ($Q > 0$), для эндотермических — отрицателен ($Q < 0$) (рис. 8).

Лабораторный опыт № 4

В химический стакан налейте 20 мл 10%-ного раствора серной кислоты. Термометром измерьте температуру раствора. Добавьте в стакан 20 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Перемешивая содержимое стакана, наблюдайте за изменением температуры. Сделайте вывод о тепловом эффекте проведённой реакции.

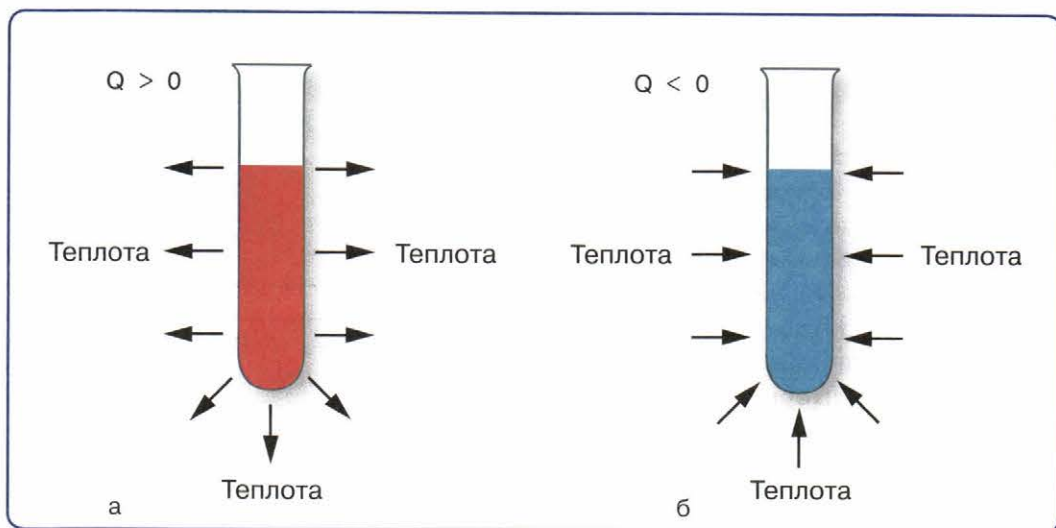


Рис. 8. Тепловой эффект реакций: а — экзотермических, б — эндотермических

Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект, называются **термохимическими**. Например, для реакции в водном растворе в расчёте на NaOH:



$Q = 57 \text{ кДж/моль}$, $Q > 0$, реакция экзотермическая.

Экзотермическими являются реакции горения (рис. 9) и большинство реакций соединения. Соответственно почти все реакции разложения сопровождаются поглощением теплоты, т. е. являются эндотермическими, например уже упомянутая реакция разложения оксида серы(VI):



$Q = -94 \text{ кДж/моль}$, $Q < 0$, реакция эндотермическая.

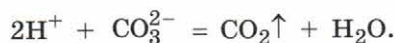
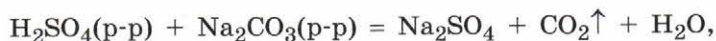
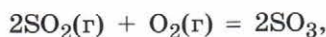
Зная тепловой эффект реакции, по термохимическому уравнению можно рассчитать количество теплоты, которое выделится или поглотится при её протекании.

Классификация химических реакций по фазовому составу

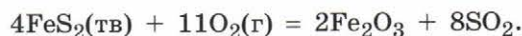
Если мы рассмотрим газообразный аммиак, растворяющийся в воде, то в данной системе присутствуют две фазы: газообразная — аммиак, и жидкая — раствор аммиака в воде. Поверхность жидкости отделяет одну фазу от другой.

Фазой называется часть системы, имеющая в любой точке одинаковые состав и свойства, и отделённая от других фаз границей раздела.

В **гомогенных реакциях** реагенты находятся в одной фазе, между ними нет поверхности раздела. К ним относятся все реакции между газообразными веществами, а также реакции, протекающие в растворах, например:



Гетерогенные реакции протекают между веществами, находящимися в различных фазах. Так, обжиг пирита протекает на границе раздела двух фаз: твёрдой (пирит) и газообразной (кислород):



Лабораторный опыт № 5

Налейте в пробирку 3 мл раствора серной кислоты, добавьте на кончике шпателя оксида меди(II). Нагрейте пробирку. Какой признак указывает на протекание химической реакции? К какому типу по признаку агрегатного состояния реагентов относится данная реакция? Напишите её уравнение.

Классификация химических реакций по направлению

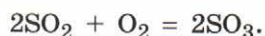
Горение серы на воздухе или в кислороде приводит к образованию оксида серы(IV): $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$. Какие бы манипуляции вы ни проводили с оксидом серы(IV), провести реакцию его разложения на серу и кислород вам не удастся.



Рис. 9. Реакция горения

Реакции, протекающие только в одном направлении, называются **необратимыми**.

Иное дело окисление оксида серы(IV) кислородом до оксида серы(VI):



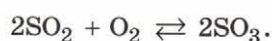
«Зеркальным отражением» этой реакции является обратная реакция:



Оказывается, в процессе производства серной кислоты эти реакции протекают одновременно.

Реакции, которые в одних и тех же условиях протекают в двух взаимно противоположных направлениях, называются **обратимыми**.

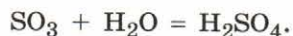
В обратимых реакциях вместо знака равенства часто используют две противоположно направленные стрелки — знак обратимости:



Классификация химических реакций по наличию катализатора

По признаку использования катализатора химические реакции подразделяются на **каталитические** и **некаталитические**.

Например, взаимодействие оксида серы(VI) с водой протекает легко, с высокой скоростью и не требует использования какого-либо катализатора:



А вот окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI) кислородом — чрезвычайно медленная реакция. Даже при высоких температурах длительное нагревание смеси SO_2 и O_2 не приводит к образованию заметных количеств продукта реакции.

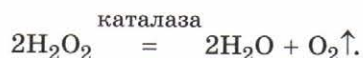
Учёным удалось найти вещество, которое служит в данной реакции эффективным катализатором. Это оксид ванадия(V) — V_2O_5 .

Частным случаем каталитических реакций являются реакции, протекающие с участием биологических катализаторов белковой природы — **ферментов**; эти реакции так и называются — ферментативными.

Лабораторный опыт № 6

В пробирку налейте 2—3 мл раствора пероксида водорода. Добавьте в пробирку немного натёртой сырой моркови или картофеля. Что наблюдаете?

Бурное выделение кислорода в проделанном вами эксперименте — это результат работы фермента каталазы, который содержится почти во всех растительных и животных клетках:



Использование катализаторов позволяет увеличивать скорость протекания химических реакций. О скорости химических реакций вы узнаете в следующем параграфе.

Реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Реакции нейтрализации. Качественные реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Тепловой эффект реакции. Термохимическое уравнение. Реакции гомогенные и гетерогенные. Реакции обратимые и необратимые. Реакции каталитические и некаталитические. Ферменты.

Проверьте свои знания

1. Как классифицируют химические реакции по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции? Приведите примеры уравнений таких реакций.
2. Как классифицируют химические реакции по тепловому эффекту? Что такое термохимическое уравнение? Приведите примеры уравнений таких реакций.
3. Как классифицируют химические реакции по агрегатному состоянию реагентов? Приведите примеры уравнений таких реакций.
4. Как классифицируют химические реакции по направлению? Приведите примеры уравнений таких реакций.
5. Как классифицируют химические реакции по использованию катализатора? Приведите примеры уравнений таких реакций.

Примените свои знания

1. Напишите уравнения следующих химических реакций:
 - а) оксида кальция с водой;
 - б) железа с раствором серной кислоты;
 - в) раствора нитрата серебра с раствором хлорида магния;
 - г) получения углекислого газа нагреванием карбоната кальция.
 Определите тип каждой реакции по числу и составу реагентов и продуктов.
2. Разложение карбоната бария представляет собой эндотермический процесс, требующий затрат 267 кДж теплоты на разложение 1 моль соли. Запишите термохимическое уравнение реакции разложения карбоната бария. Напишите уравнение обратной реакции. Как вы думаете, каков её тепловой эффект?
3. По термохимическому уравнению реакции горения углерода:



рассчитайте:

- а) количество теплоты, которое выделится при сгорании 54 г углерода;
 - б) объём кислорода, израсходованный в реакции горения, если в результате выделилось 2050 кДж теплоты.
4. Закончите уравнения следующих химических реакций:

а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$;	в) $\text{Al} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \dots$;
б) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$;	г) $\text{BaCl}_2 + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \dots$.

 Укажите гетерогенные и гомогенные реакции.
 5. Дайте характеристику реакции синтеза аммиака из азота и водорода по всем известным вам признакам классификации химических реакций.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Тепловые эффекты реакций нейтрализации между соляной кислотой и гидроксидом натрия, серной кислотой и гидроксидом калия, азотной кислотой и гидроксидом лития примерно одинаковы. Как вы думаете, почему? Для ответа на вопрос запишите ионные уравнения перечисленных реакций.

§ 6. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КАТАЛИЗ



Отношение изменения какой-либо величины ко времени, за которое произошло это изменение, называется скоростью. Что представляет собой скорость химических реакций?

Обратимся к эксперименту.

Лабораторный опыт № 7

В две пробирки налейте по 2–3 мл раствора тиосульфата натрия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора хлорида бария, во вторую — несколько капель соляной кислоты. Что наблюдаете? В чём различие процессов, происходящих в обеих пробирках?

В первой пробирке в момент добавления реагента содержимое становится мутным. Появление осадка — признак протекания химической реакции. Во второй пробирке сразу после добавления реагента никаких изменений не наблюдается. Только спустя некоторое время содержимое пробирки постепенно становится мутным за счёт выпадения осадка. Так в чём же главное различие наблюдаемых процессов? Вы скажете: различное время появления осадка — и будете совершенно правы. Но продолжительность процесса — это следствие скорости его протекания. А значит, реакции в двух пробирках протекают с различными скоростями:

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaS}_2\text{O}_3 + 2\text{NaCl}$, реакция идёт быстро;

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, реакция идёт медленно.

Скорость реакции характеризует быстроту процесса образования продуктов реакции или расхода реагентов (поскольку эти процессы взаимосвязаны). Значит, скорость реакции — это изменение какой-то характеристики вещества в единицу времени. Учёные договорились считать этой характеристикой концентрацию вещества.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации вещества в единицу времени.

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t},$$

где Δc — изменение концентрации вещества; Δt — промежуток времени, за который произошло данное изменение концентрации.

Концентрацию веществ измеряют в единицах количества вещества (моль) в единице объёма (л) — это так называемая **молярная концентрация, моль/л**. Если время измерять в секундах, тогда размерность скорости химической реакции будет такова: моль/л·с.

От каких факторов зависит скорость химической реакции?

1. Природа реагирующих веществ

Скорости реакций могут очень сильно различаться.

Одни вещества реагируют так быстро, что их взаимодействие можно считать практически мгновенным. Например, уже в момент сливания растворов кислоты и щёлочи протекает реакция нейтрализации:



Для завершения других реакций требуется значительное время. К таким процессам относятся, например, брожение виноградного сока, коррозия железа.

Лабораторный опыт № 8

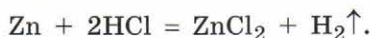
В две пробирки налейте по 2—3 мл 10%-ной соляной кислоты. В одну пробирку опустите кусочек железа (стальную скрепку), в другую — такой же кусочек магния. В какой из пробирок выделение пузырьков газа интенсивнее? Почему? Запишите уравнения происходящих реакций.

Реакция с магнием протекает быстрее, чем с железом, так как магний более активный металл, о чём свидетельствует его положение в электрохимическом ряду напряжений металлов. А как зависит скорость такой реакции от природы кислоты?

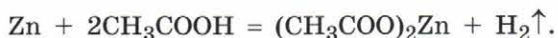
Лабораторный опыт № 9

В одну пробирку налейте 2—3 мл соляной кислоты, в другую — 2—3 мл раствора уксусной кислоты. В каждую из пробирок опустите одинаковые стальные скрепки. В какой из пробирок образование пузырьков газа интенсивнее? Почему?

Соляная кислота относится к сильным кислотам, скорость её взаимодействия с цинком относительно высокая:



Уксусная кислота относится к слабым кислотам, с металлическим цинком реагирует медленнее:



2. Температура

Лабораторный опыт № 10

В пробирку налейте 5 мл 5%-ного раствора серной кислоты и опустите стальную скрепку. Что наблюдаете? Нагревайте содержимое пробирки на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Как изменилась скорость реакции?

С увеличением температуры скорость реакции увеличивается.

3. Концентрация реагирующих веществ

Лабораторный опыт № 11

В три пробирки налейте соответственно 1 мл, 3 мл и 5 мл раствора тиосульфата натрия. В первую пробирку добавьте 4 мл воды, во вторую — 2 мл. В какой из пробирок концентрация тиосульфата натрия максимальна, в какой — минимальна? В каждую пробирку добавьте по 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Отчётливо видно, что содержимое третьей пробирки становится мутным в первую очередь, затем осадок появляется во второй пробирке, в первой пробирке реакция протекает ещё медленнее. Таким образом, скорость химической реакции пропорциональна концентрации реагирующих веществ.

Если в реакции принимают участие газообразные вещества, то увеличение давления также приводит к увеличению скорости химической реакции. Ведь с увеличением давления увеличивается и число частиц газа в единице объёма, что равносильно увеличению его концентрации.

4. Площадь соприкосновения реагирующих веществ

Лабораторный опыт № 12

В два химических стакана налейте по 15 мл соляной кислоты. В первый стакан поместите кусочек мрамора величиной с горошину, во второй — такой же кусочек, предварительно измельчённый в ступке. Что наблюдаете?

Если химическая реакция протекает между веществами в различных агрегатных состояниях или двумя несмешивающимися жидкостями, то, как вы знаете, такую реакцию называют *гетерогенной*. В таких реакциях взаимодействие веществ протекает только на границе их соприкосновения. Поэтому чем больше площадь соприкосновения реагентов, тем выше скорость реакции. В проведённой реакции площадь соприкосновения мрамора и соляной кислоты увеличивается с измельчением твёрдого реагента.

5. Катализатор



В 1811 г. русский химик Константин Сигизмундович Кирхгоф изучал возможность получения сахаров из крахмала под действием воды. В природе этот процесс происходит в растительных клетках при созревании плодов и прорастании семян. В лабораторных условиях реакция протекала медленно, при длительном кипячении крахмального клейстера. Однажды Кирхгоф добавил в реакционную смесь несколько капель раствора серной кислоты и обнаружил, что реакция завершилась за несколько минут. При этом по окончании реакции количество серной кислоты в растворе не изменилось. Какое открытие совершил учёный? Как бы вы охарактеризовали роль серной кислоты в этой реакции? Предложите своё название наблюдаемому явлению.

Вскоре после работ Кирхгофа была обнаружена способность и других веществ увеличивать скорость химических реакций. Сначала реакции с участием ускоряющих веществ называли контактными, а в 1835 г. шведский химик Й. Я. Берцелиус предложил современные термины — *катализ* и *катализатор*. Напомним их определения.

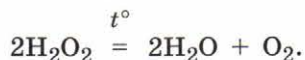
Катализатором называют вещество, которое при добавлении в незначительном количестве существенно изменяет скорость химической реакции, оставаясь по её окончании без изменения. Явление увеличения скорости реакции в присутствии катализатора называют **катализом**, а сами реакции — **каталитическими**.

Провести каталитическую реакцию вы можете самостоятельно.

Лабораторный опыт № 13

В химический стакан налейте 10 мл раствора пероксида водорода. При комнатной температуре разложение этого вещества происходит очень медленно. Добавьте в стакан на кончике шпателя оксид марганца(IV). Что наблюдаете? Исчез ли чёрный порошок оксид марганца(IV) по окончании реакции?

Оксид марганца(IV) является катализатором разложения пероксида водорода на воду и кислород:



Явление катализа очень широко используется в химической технологии. Около 90 % всех химических производств основано на каталитических процессах. Неорганические катализаторы используются для обезвреживания выхлопных газов автомобилей. Катализаторы органической природы — *ферменты* — применяют в пищевой промышленности, медицине, кожевенной промышленности и других сферах деятельности.

Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Гетерогенные реакции. Катализ. Катализатор.



Проверьте свои знания

1. Что называется скоростью химической реакции? Приведите примеры реакций, протекающих с высокой и низкой скоростями.
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? Кратко охарактеризуйте влияние каждого из них на скорость реакции.

Примените свои знания

1. Запишите уравнение реакции цинка с серной кислотой. Предложите способы увеличения скорости этой реакции.
2. Некоторые продукты питания хранят при низких температурах: в холодильниках, погребах, овощехранилищах. Почему? Приведите ещё несколько примеров увеличения или уменьшения скоростей химических реакций из повседневной жизни.
3. В химической реакции, протекающей по уравнению



концентрация газообразного сероводорода за 2 минуты уменьшилась с 0,86 моль/л до 0,26 моль/л. Рассчитайте скорость химической реакции за указанный промежуток времени.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

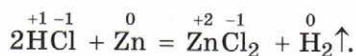
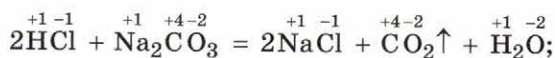
Посмотрите видео опыта каталитической реакции: <http://school-collection.edu.ru> → Коллекции → Предметные коллекции. Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Кинетика химических реакций → 2. Влияние катализаторов на скорость химических реакций. Запишите уравнение реакции, укажите, какой катализатор был использован для её проведения.

§ 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ



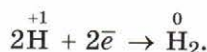
Сравните реакции, характеризующие свойства соляной кислоты: её взаимодействие с раствором карбоната натрия и с цинком. Чем отличаются эти химические реакции друг от друга?

Вы уже можете верно указать различия между реакциями: первая — это гомогенная реакция обмена, вторая — гетерогенная реакция замещения. Однако эти реакции различаются ещё по одному очень существенному признаку. Чтобы сформулировать этот признак, запишите уравнения химических реакций, расставьте степени окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции:

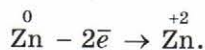


Нетрудно заметить, что в реакции обмена атомы химических элементов, участников этой реакции, не изменили свои степени окисления. Во второй реакции атомы двух элементов — водорода и цинка — изменили свои степени окисления.

Два катиона водорода приняли два электрона и превратились в молекулу водорода:



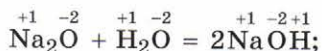
Атомы цинка отдали два электрона и превратились в катион:

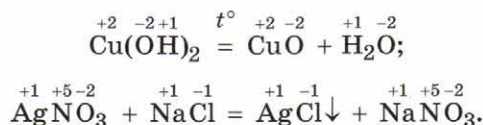


Если в ходе химического превращения происходит изменение степени окисления атомов хотя бы одного из элементов, реакция называется **окислительно-восстановительной**. В том случае, если после взаимодействия степени окисления атомов всех элементов остались без изменения, реакция не является окислительно-восстановительной.

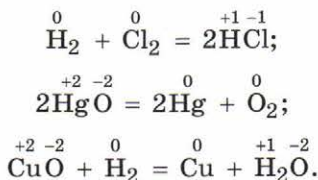
Реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов, образующих вещества, называются **окислительно-восстановительными**.

Например, реакции соединения оксида натрия с водой, разложения гидроксида меди(II), обмена между нитратом серебра и хлоридом натрия не являются окислительно-восстановительными:





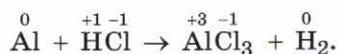
В реакциях соединения водорода с хлором, разложения оксида ртути(II), замещения между оксидом меди(II) и водородом происходит изменение степеней окисления атомов — это окислительно-восстановительные реакции:



Приведённые примеры служат подтверждением того, что реакции соединения и разложения бывают как окислительно-восстановительными, так и протекающими без изменения степеней окисления. Вместе с тем все реакции замещения — это окислительно-восстановительные процессы. Напротив, реакции обмена к таковым не относятся.

Откуда происходит термин *окислительно-восстановительная реакция*?

Рассмотрим схему взаимодействия алюминия с соляной кислотой:



Нетрудно отметить, что степени окисления изменяют атомы двух элементов: водорода и алюминия. При этом каждый атом алюминия повышает степень окисления от 0 до +3, а значит, отдаёт три электрона:



Отдачу атомом электронов называют **окислением** (обратите внимание, что слова «отдача» и «окисление» начинаются на одну букву).

Атомы водорода свою степень окисления понижают с +1 до 0. Происходит это за счет принятия электронов, которые ранее принадлежали алюминию. Поскольку в результате реакции образуется простое вещество водород, молекула которого состоит из двух атомов, для её образования необходимо два исходных атома водорода в степени окисления +1:

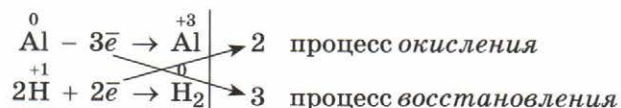


Принятие атомом электронов называют **восстановлением**.

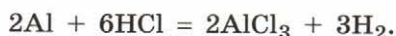
Процесс отдачи электронов называется **окислением**, процесс принятия электронов — **восстановлением**.

Поскольку в результате реакции атомы одних элементов восстанавливаются, других — окисляются и это происходит одновременно и в неразрывном единстве, такие процессы и называют окислительно-восстановительными. Конечно же, в окислительно-восстановительных реакциях должны соблюдаться законы сохранения не только массы веществ, но и зарядов, т. е. числа отданных и принятых электронов.

Очевидно, что в уравнении окислительно-восстановительной реакции число отданных и принятых атомами электронов должно быть одинаковым. Чтобы это условие соблюдалось, в схемах баланса подбирают соответствующие коэффициенты. Для этого число отданных и принятых электронов переписывают крест-накрест и в случае возможности сокращают:



Найденные коэффициенты позволили уравнивать число отданных и принятых электронов. Следовательно, в левой и правой частях уравнения окислительно-восстановительной реакции должно быть по 3 атома алюминия и по 6 атомов водорода. Коэффициент 2 записывают в схеме реакции перед формулами алюминия и хлорида алюминия. Коэффициент 3 записывают перед формулой водорода в правой части схемы. Чтобы уравнивать элемент водород, в левой части перед формулой соляной кислоты надо записать коэффициент 6. Осталось проверить число атомов хлора и убедиться, что в обеих частях схемы оно равно 6. Уравнение окислительно-восстановительной реакции готово:



Предложенный способ подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях носит название **метод электронного баланса**.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо указывать вещества, которые в каждой из них выполняют роль окислителя (т. е. принимают электроны) и восстановителя (т. е. отдают электроны).

Вещество, в состав которого входят атомы элемента, принимающие электроны, называется **окислителем**. Вещество, в состав которого входят атомы элемента, отдающие электроны, называется **восстановителем**.

В приведённой реакции алюминий — восстановитель, соляная кислота (за счёт атомов водорода в степени окисления +1) — окислитель.

В качестве подсказки при толковании терминов «окисление» и «восстановление», а также для удобства использования метода электронного баланса отметим на числовом луче степени окисления атомов. Если изменение степени окисления происходит слева направо — это процесс окисления, отдачи электронов, в схемах баланса надо писать « $-n\bar{e}$ ». Напротив, изменение степени окисления, согласно схеме, справа налево соответствует процессу восстановления, принятия электронов, в схеме следует записывать « $+n\bar{e}$ ». Число отданных или принятых электронов n также легко определить по схеме как число единичных отрезков между исходной и конечной степенями окисления атомов.



Проверьте свои знания

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Как найти степень окисления атома химического элемента по формуле его соединения?
3. Приведите формулы простых веществ, которые в химических реакциях проявляют свойства: а) окислителя; б) восстановителя.
4. Приведите формулы сложных веществ, которые в химических реакциях проявляют свойства: а) окислителя; б) восстановителя.

Примените свои знания

1. Укажите схемы уравнений окислительно-восстановительных реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления для выбранных вами уравнений.

- а) $K_2O + H_2O \rightarrow KOH$;
б) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$;
в) $FeCl_3 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + KCl$;
г) $Cu + AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Ag$.

2. Определите, в каких схемах имеет место процесс окисления, в каких — восстановления. Укажите число отданных и принятых электронов.

- а) $2H^{\overset{+1}{}} \rightarrow H_2^{\overset{0}{}}$; б) $P^{\overset{0}{}} \rightarrow P^{\overset{+5}{}}$; в) $S^{\overset{-2}{}} \rightarrow S^{\overset{+4}{}}$; г) $Cr^{\overset{+6}{}} \rightarrow Cr^{\overset{+3}{}}$; д) $N^{\overset{-3}{}} \rightarrow N^{\overset{-1}{}}$; е) $Fe^{\overset{+2}{}} \rightarrow Fe^{\overset{+3}{}}$; ж) $2Cl^{\overset{-1}{}} \rightarrow Cl_2^{\overset{0}{}}$.

3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам превращений:

- а) $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$;
б) $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;
в) $Si + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2$;
г) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$.

Определите окислители и восстановители.

4. Укажите коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении окислительно-восстановительной реакции, схема которой:



5. Укажите, в какой из реакций сера выполняет роль восстановителя, а в какой — окислителя:

- а) $S + Al \rightarrow Al_2S_3$; б) $S + HNO_3 \rightarrow SO_2 + NO_2 + H_2O$.

Составьте уравнения реакций, используя метод электронного баланса.

6. Укажите формулы веществ, которые в химических реакциях могут быть только окислителями, только восстановителями, а также проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства: а) F_2 ; б) Ca ; в) HNO_3 ; г) P ; д) SO_2 .

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Самый электроотрицательный элемент Периодической системы Д. И. Менделеева — фтор. Он способен отнимать электроны у атомов других химических элементов, но ни один элемент не в состоянии отнять электроны у фтора. Как следствие, в природе фтор существует только в виде соединений, в которых проявляет степень окисления -1 . Тем не менее простое вещество фтор F_2 , в котором у атомов нулевая степень окисления, получено. Каким же образом удаётся окислить фторид-ионы? Выскажите свои предположения.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ I

«ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ, ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ»

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — это графическое отображение Периодического закона.

2. Химический элемент можно характеризовать на основании его положения в Периодической системе по следующему плану:

1) Координаты элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение его атома.

2) Характер простого вещества, образованного данным химическим элементом (металл, неметалл).

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

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

5) Максимальная степень окисления и формула высшего оксида и его характер (основный, амфотерный или кислотный).

6) Формула высшего гидроксида и его характер (основание, амфотерный гидроксид или кислородсодержащая кислота).

7) Минимальная степень окисления и формула летучего водородного соединения (для неметаллов).

3. Амфотерность — это свойство веществ проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от природы реагента.

4. Химические вещества делятся на простые (металлы, неметаллы, благородные газы) и сложные (бинарные соединения, в том числе оксиды, и многоэлементные соединения, состоящие из трёх и более элементов, — гидроксиды, в том числе основания, амфотерные гидроксиды или кислородсодержащие кислоты, а также соли).

5. Химические реакции классифицируют по числу и составу реагентов и продуктов, тепловому эффекту, агрегатному состоянию веществ, наличию катализатора, обратимости, изменению степеней окисления атомов химических элементов, образующих вещества.

6. Скоростью химической реакции называют изменение концентрации вещества в единицу времени.

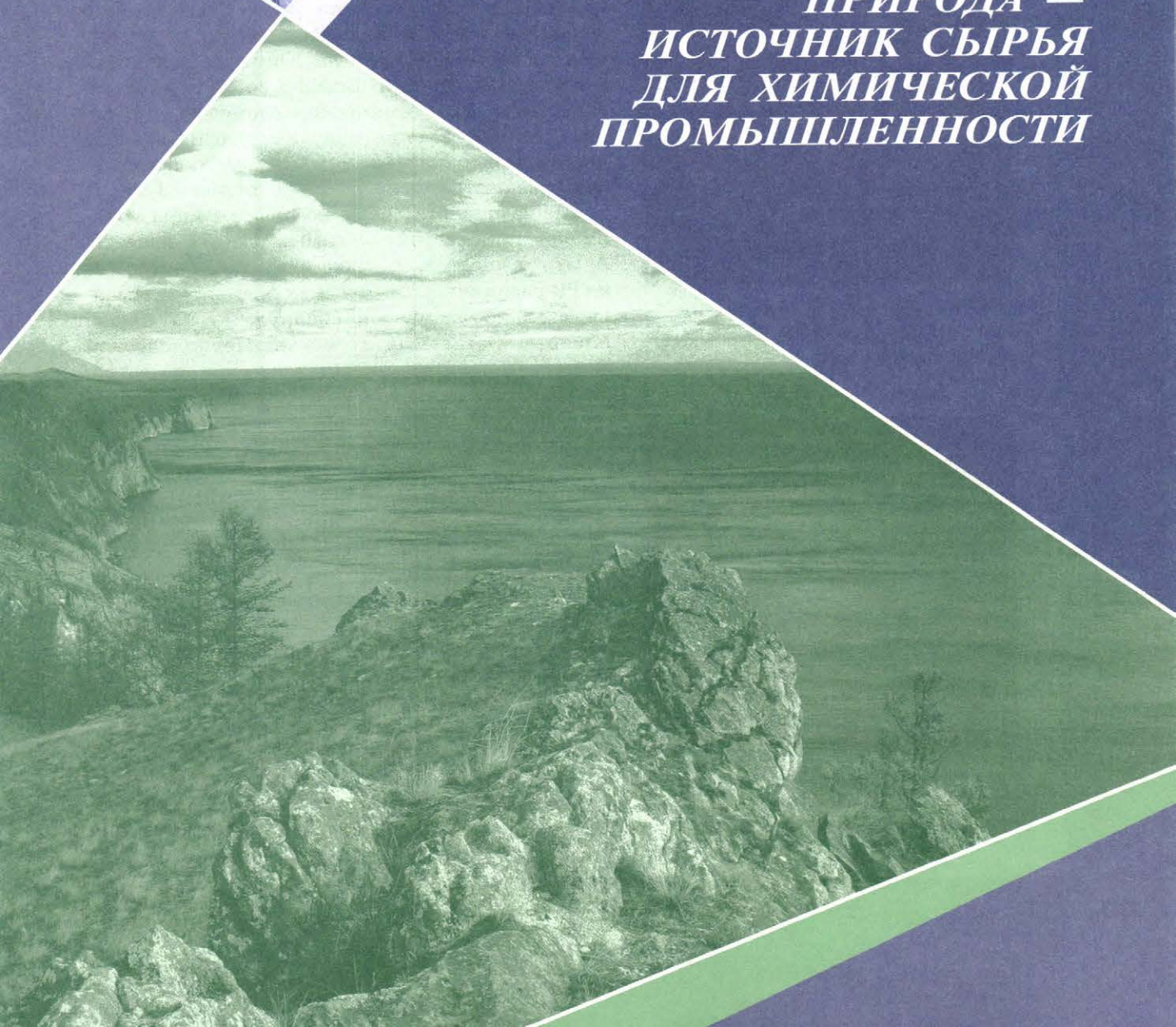
7. Факторы, от которых зависит скорость химических реакций: природа реагирующих веществ; температура; концентрация реагирующих веществ; площадь соприкосновения реагирующих веществ; наличие катализатора.

8. Реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов, называются окислительно-восстановительными. Процесс отдачи электронов называется окислением, процесс принятия электронов — восстановлением.



II

*ХИМИЧЕСКАЯ
ОРГАНИЗАЦИЯ
ПРИРОДЫ.
ПРИРОДА —
ИСТОЧНИК СЫРЬЯ
ДЛЯ ХИМИЧЕСКОЙ
ПРОМЫШЛЕННОСТИ*



§ 8. ХИМИЧЕСКАЯ ОРГАНИЗАЦИЯ ПЛАНЕТЫ ЗЕМЛЯ. ГЕОЛОГИЧЕСКИЕ ОБОЛОЧКИ ЗЕМЛИ. ПОЛЕЗНЫЕ ИСКОПАЕМЫЕ



Все живые и неживые объекты природы состоят из одних и тех же 90 химических элементов. Как устроен окружающий мир с точки зрения химии?

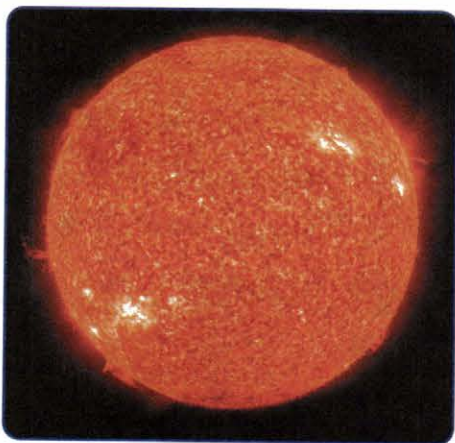


Рис. 10. Солнце более чем наполовину состоит из водорода



Рис. 11. Юпитер — самая большая планета Солнечной системы

Солнце более чем наполовину состоит из водорода (рис. 10), а гигантская планета Солнечной системы Юпитер (рис. 11) почти полностью построена из этого химического элемента. Из-за низких температур и огромных давлений водород на Юпитере находится в твёрдом состоянии. Вообще во Вселенной господствуют два химических элемента — водород и гелий. Учёные считают, что на водород приходится около 75 % массы всего космического вещества, а на гелий — около 23 %.

Наша планета Земля весом миллиард триллионов тонн состоит из самых разных веществ. А эти вещества, в свою очередь, построены из 90 различных химических элементов. Именно столько элементов обнаружено на нашей планете. Остальные элементы Периодической системы ни на Земле, ни в космосе не встречаются, они получены искусственно.

Из курса физической географии вы знаете, что планета Земля имеет сложное строение (рис. 12).

Внутреннее **ядро** планеты состоит из двух элементов — *железа* и *никеля*. Несмотря на высокую температуру в центре земного шара (4000—5000 °С), внутреннее ядро твёрдое из-за огромного давления.

За внутренним ядром следует внешнее, жидкое ядро. По современным представлениям оно состоит в основном из железа.

Ядро Земли окружает **мантия** (от греч. *mantion* — покрывало), на которую приходится основная масса Земли. Мантия состоит из веществ, образованных главным образом тремя химическими элементами: алюминием, кремнием и кислородом. Благодаря высокому

давлению вещество мантии, по-видимому, находится в твёрдом кристаллическом состоянии с отдельными участками аморфных веществ. Температура мантии составляет 2000—2500 °С, поэтому в тех участках, где давление меньше, вещества образуют густую расплавленную массу — *магму* (от греч. *magma* — густая мазь). При излиянии магмы на поверхность Земли формируются магматические горные породы. Основные горные породы — это *базальт* и *гранит* (рис. 13).

Горные породы представляют собой сочетание нескольких различных веществ. В этом легко убедиться, рассматривая горную породу при небольшом увеличении с помощью лупы. Например, гранит — плотная зернистая горная порода с крупными кристаллами. Своё название эта горная порода получила от латинского *granum* — зерно.

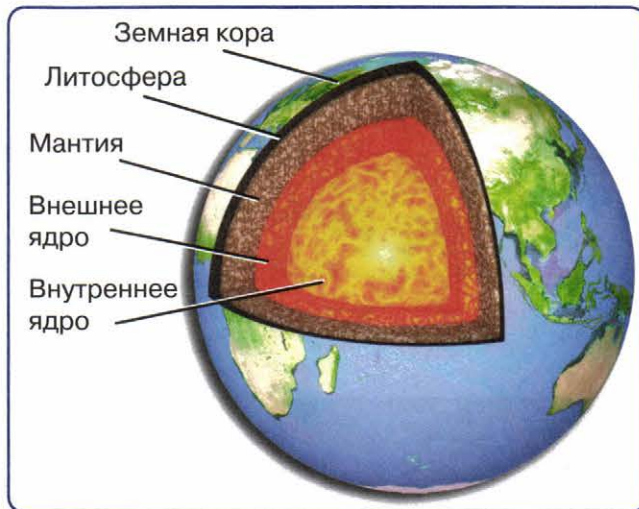


Рис. 12. Внутреннее строение Земли

Лабораторный опыт № 14

Рассмотрите при помощи увеличительного стекла или лупы кусочек гранита. Хорошо заметно его неоднородное строение. Красноватые или сероватые зёрна — это полевой шпат, полупрозрачные — кварц, блестящие чешуйчатые зёрнышки — слюда.

Из магматических горных пород и состоит в основном наружная оболочка земли, которая называется *земная кора* или *литосфера* (от греч. *lythos* — камень, *sphera* — сфера). Средняя толщина земной коры около 35 км, однако на участках, покрытых океанами, она составляет всего 5—10 км, а на материковой части благодаря горным хребтам может быть значительно больше.

Помимо горных пород, в состав земной коры входят **минералы**.

Минералы, в отличие от горных пород, — это однородные по составу и свойствам природные тела, которые образуются в результате процессов, протекающих в земной коре.

Геологам известно около 3000 минералов, и каждый год учёные находят десятки новых. Вам хорошо знаком один из самых распространённых минералов *кварц* (рис. 14), главной составной частью которого является оксид кремния(IV) SiO_2 . Мелкие кристаллики кварца представляют собой обыкновенный песок. Минерал *галит*, или



а



б

Рис. 13. Образцы пород вулканического происхождения: а — базальт, б — гранит



Рис. 14. Розовый кварц



Рис. 15. Галит, или каменная соль

каменная соль (рис. 15), состоит главным образом из хлорида натрия NaCl . Из каменной соли и воды соляных озёр получают важную пищевую приправу — поваренную соль.

Минералы, из которых в промышленности получают металлы, называют **рудами**. Рудой является минерал *куприт* Cu_2O (рис. 16, а), из которого получают *медь*. Железо выплавляют из железосодержащих руд, например *магнетита* (магнитного железняка Fe_3O_4) и *гематита* (красного железняка Fe_2O_3) (рис. 16, б).

Поверхностные отложения (внешняя часть земной коры) занимают слой толщиной около 2 км. Его составляют, помимо минералов, осадочные горные породы.

Неорганические осадочные породы представляют собой результат воздействия на горные породы воды, ветра, солнечных лучей. В результате порода выветривается, измельчается, дробится. Так образуются песок, галька, глина. Эти породы оседают на дно водоёмов или накапливаются на суше.

Органические осадочные породы (каменный уголь, нефть, горючие сланцы, торф, мел, известняк) образуются из остатков растительных и животных организмов.

Минералы, неорганические и органические осадочные породы, которые используют в качестве сырья для химического производства, называют **полезными ископаемыми**.

Литосфера на 4/5 состоит из трёх химических элементов: кислорода, кремния и алюминия. Еще 16 % приходится на пять элементов: железо, кальций, натрий, калий, магний. Примерно восьмидесяти элементам приходится довольствоваться оставшимися двумя процентами. Распространённость химических элементов в литосфере представлена на рисунке 17.



а



б

Рис. 16. Образцы руд: а — куприт, б — гематит

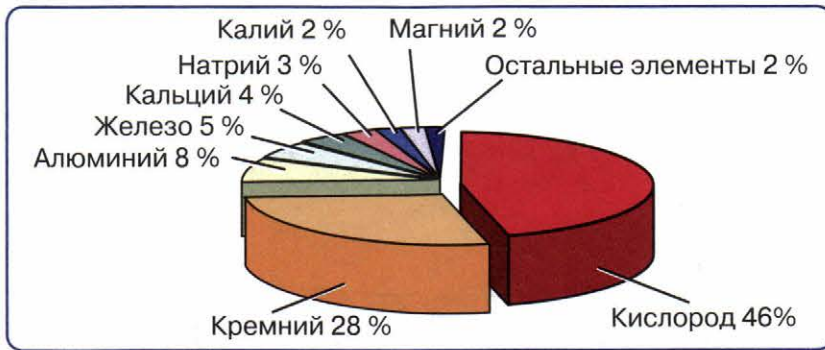


Рис. 17. Элементный состав литосферы (по массе)

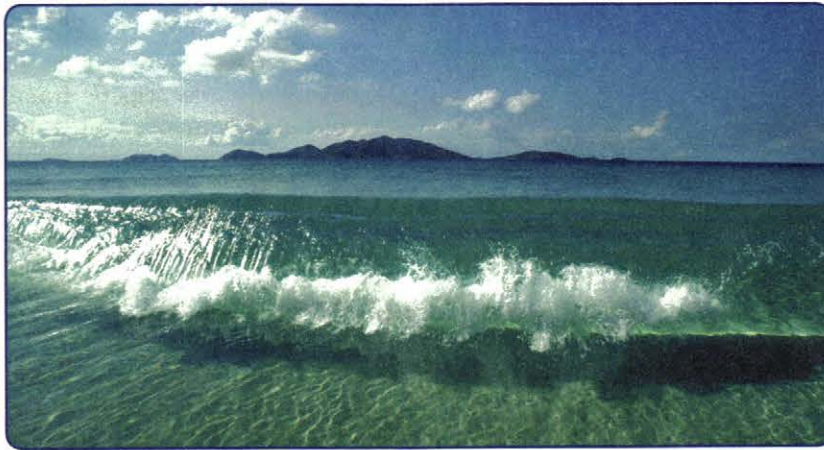


Рис. 18. Мировой океан занимает 71 % поверхности Земли

Как вы знаете, водная оболочка нашей планеты называется **гидросфера**. Главная составная часть гидросферы — Мировой океан (рис. 18). В морской и океанской воде растворено много веществ, причём в ней можно обнаружить практически все известные в природе химические элементы, даже золото. Средняя солёность Мирового океана составляет около 35 г солей в 1 л воды (чуть больше столовой ложки на литр). Если бы вода всех морей и океанов внезапно испарилась, на дне образовался бы слой веществ толщиной 50 м. Бóльшая его часть (примерно 78 %) приходилась бы на хлорид натрия, который и придаёт морской воде солёный вкус. А горьковатый привкус — результат присутствия соединений магния. Относительное содержание различных химических элементов в гидросфере приведено на рисунке 19.

Атмосфера, воздушная оболочка Земли, представлена исключительно элементами-неметаллами, а соединения металлов могут содержаться в ней лишь как случайные компоненты, обусловленные загрязнением воздуха промышленными отходами и некоторыми другими веществами (пыль, микроорганизмы, пыльца растений и т. п.). Азот, кислород, благородные газы относятся к *постоянным компонентам атмосферного воздуха*, их содержание колеблется у поверхности земли очень незначительно. Азот присутствует в воздухе главным образом в виде про-

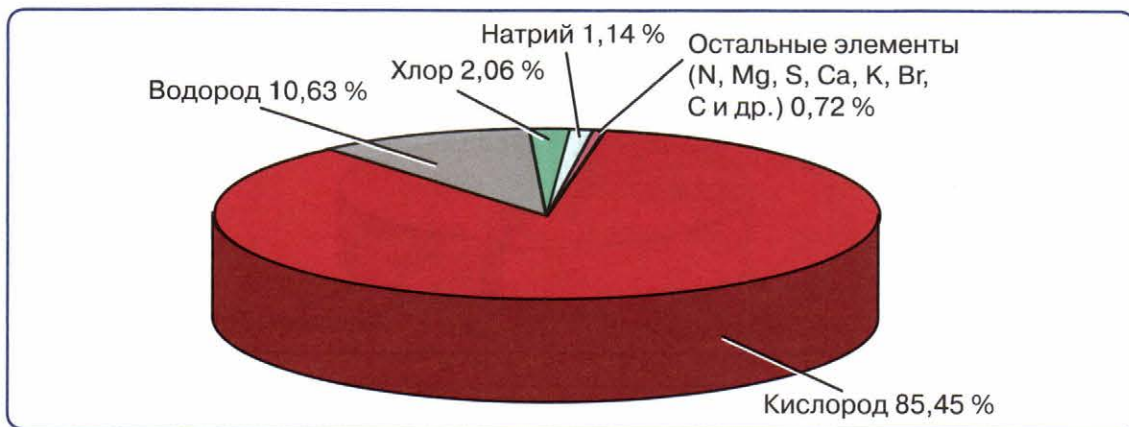


Рис. 19. Элементный состав гидросферы (по массе)

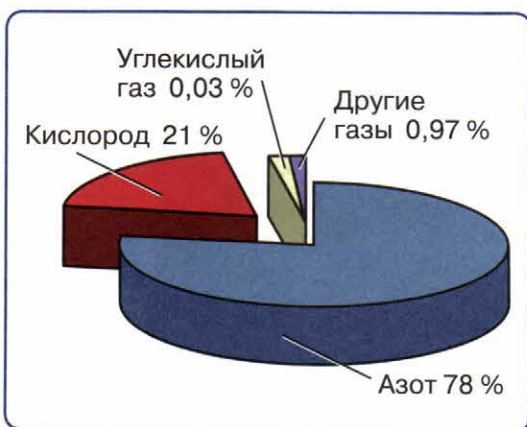


Рис. 20. Состав атмосферного воздуха

стого вещества N_2 . Аналогично кислород представлен в атмосфере преимущественно простыми веществами: кислородом O_2 , а в верхних слоях атмосферы — озоном O_3 . Кислород в атмосфере входит также в состав некоторых *переменных составных частей воздуха*, например оксидов: углекислого (CO_2) и угарного (CO) газов, оксидов азота и серы (рис. 20).

Полезные ископаемые литосферы, минеральные вещества гидросферы, компоненты атмосферы служат сырьём для химического производства и перерабатывающей промышленности. О получении металлов и неметаллов из природных источников будет рассказано в следующих параграфах учебника.



Строение Земли: ядро, мантия, земная кора, их химический состав. Литосфера и её химический состав. Минералы. Руды. Осадочные породы (неорганические, органические). Полезные ископаемые. Химический состав гидросферы. Химический состав атмосферы.

Проверьте свои знания

1. Каково строение нашей планеты? Какие химические элементы преобладают в каждой из оболочек Земли?
2. Что такое минералы, осадочные породы? Приведите названия пяти минералов из коллекции Минералогического музея им. А. Е. Ферсмана. Для выполнения задания воспользуйтесь сайтом музея: www.fmm.ru.
3. Охарактеризуйте химический состав гидросферы. Соединения каких химических элементов, помимо кислорода и водорода, преобладают в Мировом океане?
4. Расскажите о составе атмосферного воздуха.

Примените свои знания

1. Один из самых солёных водоёмов на планете — Мёртвое море. Для того чтобы приготовить аналог его вод, нужно в 1 л чистой воды растворить 490 г соли. Рассчитайте массовую долю солей в Мёртвом море.
2. Массовые доли элементов в минерале криолит составляют: калий — 58,2 %, алюминий — 13,4 %, фтор — 28,4 %. Определите формулу минерала.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Одной из глобальных проблем человечества является нехватка пресной воды. При этом, например, в прибрежных странах Африки солёных вод предостаточно. Какие способы опреснения морской воды вы можете предложить?

§ 9. МЕТАЛЛЫ В ПРИРОДЕ. ПОНЯТИЕ О МЕТАЛЛУРГИИ

Некоторые металлы встречаются в природе в самородном состоянии, большинство же — в виде различных соединений. Тем не менее и те и другие получают посредством физических и химических процессов, которые в совокупности называются металлургией. Что представляет собой эта отрасль науки и производства?



Содержание металлов в земной коре колеблется в очень широких пределах: от самого распространённого — алюминия (он составляет, как вы уже знаете, почти 8 % земной коры) до неуловимого франция, содержание которого во всей земной коре оценивают немногим более 20 граммов!

Некоторые металлы встречаются в природе в *свободном состоянии*. Как правило, это химически малоактивные металлы, которые не поддаются агрессивному воздействию окружающей среды, — благородные металлы.

Золото, серебро, платина, а также ближайшие «соседи» платины по группе — палладий, иридий, родий, рутений, осмий называются *благородными металлами*. В чём же состоит их «благородство»? Во-первых, изделия из этих металлов выглядят красиво. Во-вторых, поразительна их химическая стойкость: на них не действуют растворы кислот и щелочей, да и концентрированные кислоты растворяют не всякий благородный металл; благородные металлы также не корродируют, не разрушаются на воздухе. Кстати, серебро и золото — самые дешёвые из благородных металлов, а наиболее дорогой из них — родий.

Золото, серебро, платина встречаются в природе в свободном состоянии. Например, золотые вкрапления обнаруживают в скальных породах. Под действием воды, ветра и солнца горные породы постепенно разрушаются (выветриваются), кристаллики золота высвобождаются и вместе с потоками воды попадают в русла рек, образуя золотые россыпи. Крупные куски металлов называют *самородками*.

Медь в сухом воздухе также достаточно устойчива. Именно самородная медь послужила первобытному человеку заменой камня для изготовления орудий труда и охоты на заре медного века человечества.

Из более активных металлов в свободном состоянии на Земле встречается только железо, да и то метеоритного происхождения. Невероятно, но факт: чистое железо, в отличие от железа, содержащего примеси, не ржавеет, поэтому осколки железных метеоритов находят и через многие сотни лет после их падения на Землю.

Остальные металлы присутствуют в природе в виде *соединений* — оксидов и солей: галогенидов, сульфидов, карбонатов, сульфатов и других соединений. Состав и названия важнейших природных соединений металлов представлены в таблице 1.

Таблица 1

Состав и названия важнейших природных соединений металлов

Название природного соединения	Химический состав	Химическое название основного компонента
1. Оксиды металлов		
Магнетит, магнитный железняк	Fe_3O_4	Оксид железа(II, III)
Гематит, красный железняк	Fe_2O_3	Оксид железа(III)
Лимонит, бурый железняк	$Fe_2O_3 \cdot nH_2O$	Гидрат оксида железа(III)
Корунд, бокситы	Al_2O_3	Оксид алюминия
Касситерит	SnO_2	Оксид олова(IV)
2. Галогениды металлов		
Галит	$NaCl$	Хлорид натрия
Сильвин	KCl	Хлорид калия
Флюорит	CaF_2	Фторид кальция
Криолит	K_3AlF_6	Гексафторалюминат калия
3. Сульфиды металлов		
Пирит, железный колчедан	FeS_2	Дисульфид железа(II)
Сфалерит, цинковая обманка	ZnS	Сульфид цинка
Галенит, свинцовый блеск	PbS	Сульфид свинца(II)
4. Карбонаты металлов		
Мрамор, известняк, мел, кальцит	$CaCO_3$	Карбонат кальция
Доломит	$CaCO_3 \cdot MgCO_3$	Карбонат кальция и магния
Магнезит	$MgCO_3$	Карбонат магния
Малахит	$(CuOH)_2CO_3$	Гидрокарбонат меди(II)
5. Сульфаты металлов		
Гипс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Сульфат кальция
Глауберова соль, мирабилит	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Сульфат натрия

Отрасль науки и промышленности, которая занимается получением металлов и сплавов, называется **металлургией** (от греч. *металлон* — шахта, рудник и *эргон* — работа).

Природное сырьё с большим содержанием металла встречается нечасто. Но, например, для получения меди пригодна руда, содержащая всего 0,5 % металла. Сначала руду *обогащают*, т. е. отделяют её от пустой породы.

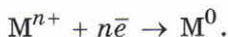
Перед тем как извлечь металл из руды, её подвергают предварительной обработке.

Наиболее пригодны для получения металлов их оксиды, поэтому сульфидные руды предварительно подвергают *обжигу*. При этом из сульфидов металлов получают оксиды, например:



Во всех природных соединениях, а также в сырьё, подготовленном для металлургического производства, металлы находятся в положительных степенях окисления. Какой процесс — окисление или восстановление — необходимо использовать для получения металлов из руд? Какие вещества, обладающие соответствующими окислительно-восстановительными свойствами, вы могли бы предложить для перевода катионов металлов в атомы с нулевой степенью окисления?

Вероятно, вы пришли к правильному решению: для того чтобы получить чистый металл, необходимо передать катиону недостающее число электронов — *восстановить* его:



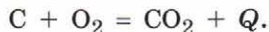
В металлургии все металлы и сплавы подразделяют на цветные и чёрные. К **чёрным** относят железо и все сплавы на его основе (чугун, сталь). Все остальные металлы и сплавы называют **цветными**.

В зависимости от того, каким способом восстанавливают металл, существует несколько видов металлургического производства.

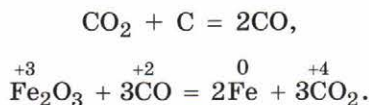
1. Пирометаллургия. Этот термин произошёл от греческого слова *pyros* — огонь. Для получения металла руду нагревают с подходящим восстановителем: углеродом (коксом), водородом или более активным металлом.

Например, железо восстанавливают из руд коксом в специальных печах, называемых *доменными печами* или *домнами* (рис. 21).

Кокс в доменном процессе служит не только восстановителем, но и топливом для поддержания высокой температуры:



Взаимодействуя с избытком кокса, углекислый газ превращается в другой восстановитель — оксид углерода(II):



Расплавленное железо растворяет некоторое количество кокса (практически чистого углерода), и получается сплав железа с углеродом — *чугун*.

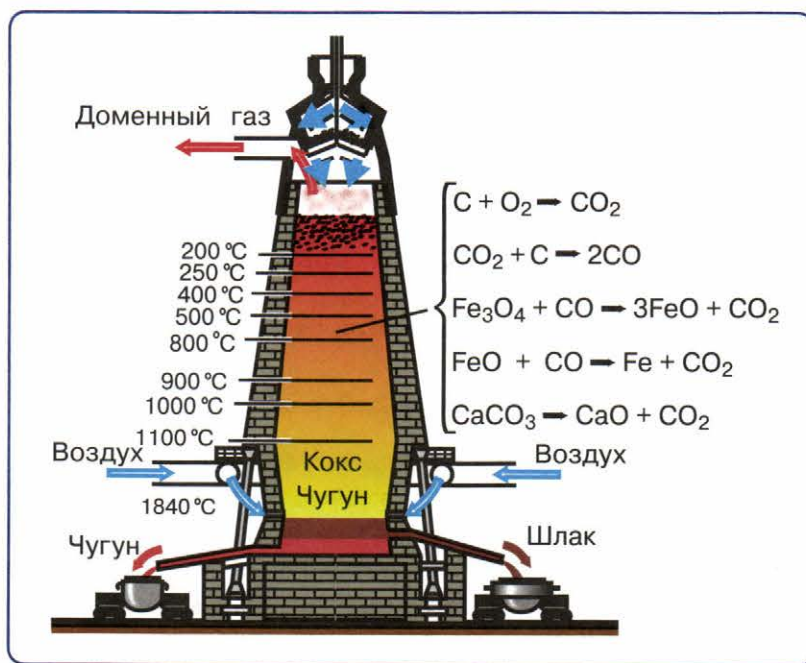


Рис. 21. Схема устройства доменной печи

Сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет от 2 до 4 %, называется **чугуном**.

Из-за хрупкости чугун нельзя ковать или прокатывать, однако это достаточно твёрдый и прочный сплав. Изделия из него получают методом литья: расплавленный чугун заливают в формы и охлаждают. Из чугуна отливают массивные детали станков, корпуса двигателей, трубы, шестерни, батареи отопления. Жители прекрасного города Санкт-Петербурга по праву гордятся чугунным кружевом оград парков и мостов, воспетых великими поэтами и художниками (рис. 22).



Рис. 22. «Твоих оград узор чугунный...»: Банковский мост через канал Грибоедова в Санкт-Петербурге

Каким же образом придать сплаву железа с углеродом ковкость? Очевидно, нужно удалить из него излишки углерода, выжигая его в специальных печах — **конверторах** (рис. 23).

Так чугун превращают в **сталь**.

Сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет от 0,2 до 2 %, называется **сталью**.

Чем больше содержание углерода в стали, тем она прочнее и твёрже. Снижение массовой доли углерода позволяет получать мягкую, пластичную сталь.

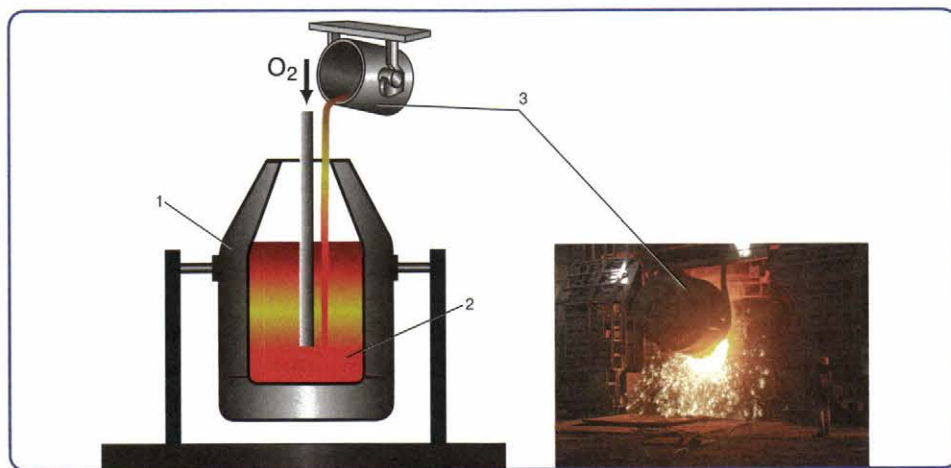
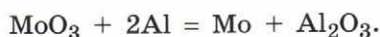


Рис. 23. Схема устройства кислородного конвертора: 1 — корпус; 2 — сталь; 3 — ковш

Для получения самого тугоплавкого металла — вольфрама — в качестве восстановителя в пирометаллургическом производстве используют водород:



Металл из оксида можно вытеснить другим металлом — более активным. Такой процесс называют общим термином **металлотермия**. Наибольшее значение приобрёл процесс восстановления металлов алюминием — *алюминотермия*. Так получают, например, хром и молибден:



2. Гидрометаллургия. Само название этого вида металлургии указывает на то, что получение металла ведут из раствора (от греч. *hydor* — вода). Поэтому природное соединение металла предварительно переводят в раствор действием подходящего реагента, например:



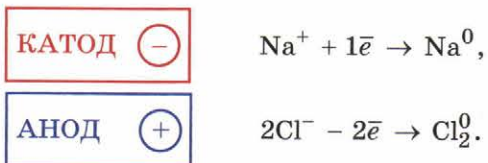
Затем катионы металла в растворе восстанавливают более активным металлом или электрическим током:



3. Электрометаллургия. Активные металлы из их природных соединений очень трудно восстановить с помощью химических веществ. Катионы щелочных, щёлочноземельных металлов или алюминия с большим трудом принимают недостающие электроны. Так, о существовании щелочных и щёлочноземельных металлов химики знали задолго до того, как получили их в чистом виде. А произошло это в начале XIX в. благодаря работам английского химика и физика Гемфри Дэви. Дэви первым предложил использовать в качестве восстановителя не химические вещества, а электрический ток.

Химические реакции, протекающие под действием постоянного электрического тока, называют **электролизом**.

Пропустив электрический ток через расплавы соединений активных металлов, можно получить эти металлы в свободном состоянии:



Сырьём для производства алюминия служат обезвоженные *бокситы*, т. е. Al_2O_3 . Для понижения температуры плавления оксид алюминия растворяют в расплавленном минерале криолите (K_3AlF_6) и в специальных ваннах подвергают электролизу.

Упрощённо процесс электролиза оксида алюминия можно выразить уравнением



Благородные металлы. Природные соединения металлов. Чёрная и цветная металлургия. Пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия. Чугун. Сталь. Домна. Конвектор. Аллюминотермия. Электролиз расплавов.

Проверьте свои знания

1. Какие металлы называют благородными? Чем обусловлена возможность их существования в природе в свободном состоянии?
2. Что такое металлургия? Какие способы получения металлов из природного сырья вы знаете? Назовите черты сходства и различия в разных видах металлургии.

Примените свои знания

1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам превращений:
а) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}$; в) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{V}$.
б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$;
2. Напишите уравнения электролиза расплавов: а) хлорида калия; б) бромида натрия; в) хлорида магния.
3. Какой из железосодержащих минералов предпочтительнее использовать для получения железа с точки зрения содержания в руде нужного элемента: пирит FeS_2 , лимонит $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, магнетит Fe_3O_4 , гематит Fe_2O_3 ? Ответ обоснуйте, рассчитав массовую долю железа в указанных соединениях.
4. Массовая доля сульфида цинка в руде сфалерит составляет 42 %. Рассчитайте, какую массу цинка можно получить из 1 т такой руды.
5. В состав минерала халькопирита входят медь (массовая доля 34,78 %), железо (массовая доля 30,44 %) и сера (массовая доля 34,78 %). Определите формулу минерала.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Есть ли в вашем регионе металлургическое производство? Если есть, то подготовьте сообщение о нём и о его продукции.

§ 10. ПОЛУЧЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ

Как металлы, так и неметаллы встречаются в природе в свободном виде и в форме соединений. Какие промышленные способы применяются для получения неметаллов?



В свободном виде в природе встречаются благородные газы, кислород, азот, сера, углерод, мышьяк.

Часть неметаллов встречается в природе в виде соединений, в которых проявляет только положительные степени окисления. К ним относятся фосфор, кремний, германий, бор и некоторые другие. Например, фосфор присутствует в природных соединениях почти исключительно в виде производных фосфорной кислоты. Важнейшие фосфорсодержащие минералы — фосфорит и апатит, составной частью которых является $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, а также фторапатит, содержащий $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ (рассчитайте степени окисления фосфора в указанных соединениях).

Другая часть неметаллов представлена соединениями, в которых они проявляют отрицательные степени окисления. Прежде всего это неметаллы VIIA группы — галогены. Самый электроотрицательный из них — фтор — никогда не проявляет положительной степени окисления. Важнейшими природными минералами, содержащими фторид-анион, являются флюорит CaF_2 , знакомые вам криолит Na_3AlF_6 , фторапатит. Природные соединения хлора вам также известны. Этот элемент входит в состав каменной соли, или галита, NaCl , сильвина KCl и др. А вот бром и иод содержатся главным образом в виде солей (бромидов и иодидов) в морской и океанской воде. Некоторые водоросли, например ламинария (рис. 24), способны поглощать иод из морской воды, поэтому они долгое время служили основным источником его получения.

Промышленные способы получения неметаллов можно разделить на три группы (табл. 2):

- выделение простых веществ из природных смесей;
- восстановление неметаллов, входящих в состав минералов;
- окисление природных смесей.

Воздух — ценное химическое сырьё, из которого получают азот, кислород, благородные газы.

Как известно, объёмная доля азота в атмосферном воздухе составляет 78 %, кислорода — 20,8 %, аргона — 0,9 %. Оставшиеся 0,3 % приходятся на все остальные компоненты, в том числе углекислый газ, гелий, неон и др.

Сложной технической задачей является разделение смеси газов, которой является воздух, на отдельные компоненты. Как вы уже знаете, эта задача решается фракционной перегонкой (или ректификацией) жидкого воздуха в специальных аппаратах, называемых ректификационными колоннами (рис. 25).



Рис. 24. Ламинария

Неметаллы в природе и промышленные способы их получения

Неметаллы	O, N, Ar, S	P, Si	Cl, I
Нахождение в природе	В виде простых веществ	В окисленном состоянии ^{+5 +4} (P, Si)	В восстановленном состоянии ^{-1 -1} (Cl, I)
Примеры веществ	O ₂ , N ₂ , Ar, S	Ca ₃ (PO ₄) ₂ , SiO ₂	NaCl, NaI
Принцип получения	Выделение из воздуха или земной коры	Восстановление ⁺⁵ P + 5e ⁻ → P ⁰ ⁺⁴ Si + 4e ⁻ → Si ⁰	Окисление ⁻¹ 2Cl - 2e ⁻ → Cl ₂ ⁻¹ 2I - 2e ⁻ → I ₂
Примеры уравнений реакций получения	—	Ca ₃ (PO ₄) ₂ + + 3SiO ₂ + + 5C = 3CaSiO ₃ + + 2P + 5CO SiO ₂ + 2C = = Si + 2CO	2NaCl(раствор) + 2H ₂ O $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ 2H ₂ + 2NaOH + Cl ₂ 2NaI + Cl ₂ = 2NaCl + I ₂

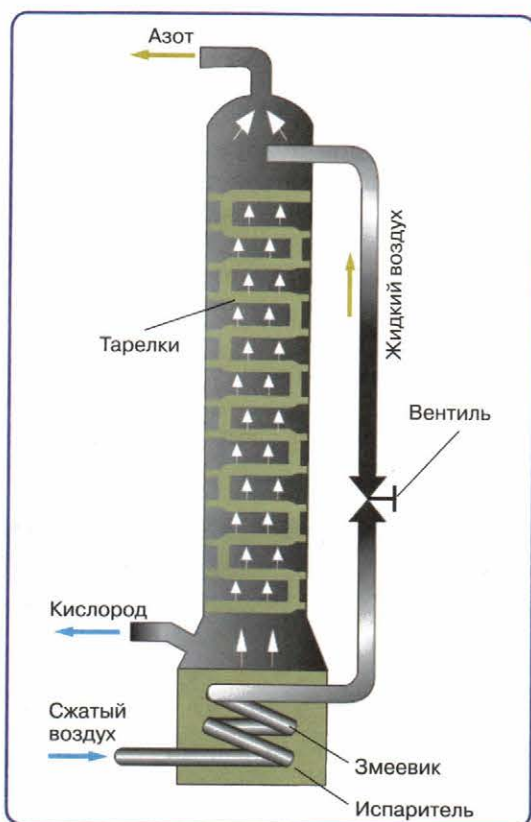


Рис. 25. Колонна фракционной перегонки воздуха

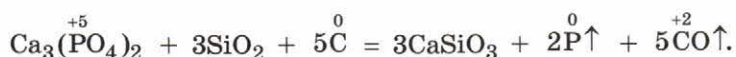
С помощью специальных компрессоров воздух сжимают и охлаждают, при этом все его компоненты переходят в жидкое агрегатное состояние. Жидкий воздух подают в верхнюю часть ректификационной колонны, представляющую собой высокий цилиндр, разделённый множеством поперечных перегородок — тарелок. Стекая по тарелкам, жидкость постепенно нагревается, при этом из неё начинает испаряться самый легкокипящий компонент — азот (т. кип. $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$). Газообразный азот поднимается в верхнюю часть колонны, а стекающая в нижний резервуар жидкость представляет собой жидкий кислород, в котором растворены благородные газы. При необходимости на подобной колонне можно разделить кислород и аргон, температуры кипения которых различаются на $3\text{ }^{\circ}\text{C}$ (-183 и $-186\text{ }^{\circ}\text{C}$ соответственно).

Кристаллическая сера образует в земной коре мощные пласты. Если она расположена в поверхностном слое, её добывают открытым способом: загружают экскаваторами на автомашины и отправляют на очистку. Сера, залегающую глу-

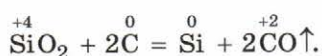
боко под землёй, расплавляют перегретым паром и в жидком виде выдавливают на поверхность.

Природа подарила человеку ещё одно ценное химическое сырьё — каменный уголь. Нагреванием каменного угля без доступа воздуха (такой процесс называют *коксованием*) получают *кокс* — практически чистый углерод. Его используют в качестве восстановителя в металлургическом производстве. Оказывается, коксом можно восстанавливать и неметаллы из их природных соединений. Таким образом, мы переходим к рассмотрению промышленных способов получения неметаллов, которые в природных веществах содержатся в положительных степенях окисления.

Фосфор получают *восстановлением* коксом из природных минералов — фосфоритов и апатитов. Основным компонентом этих минералов является фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Процесс спекания фосфата кальция с коксом ведут в присутствии обыкновенного песка (оксида кремния(IV) SiO_2), который связывает содержащийся в сырьё кальций в силикат:



Оксид кремния(IV) и сам способен реагировать с углеродом. Так получают *кремний*, ценнейший полупроводниковый материал:



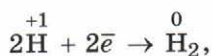
Наиболее активные неметаллы, в частности *галогены*, встречаются в природе в виде анионов, поэтому для получения их в свободном состоянии приходится использовать *процесс окисления*. Однако чем активнее галоген, тем сложнее отнять электрон у его аниона, т. е. окислить его. На помощь приходит электрический ток.

Так получают активные неметаллы: галогены, водород, кислород.

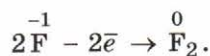
В 1886 г. французский химик Анри Муассан впервые получил свободный фтор электролизом сжиженного фтороводорода:



КАТОД (−)



АНОД (+)



Ближайший аналог фтора — *хлор* получают в промышленности также с помощью электролиза. В качестве сырья используют доступную и дешёвую соль — хлорид натрия. Однако для проведения процесса соль не расплавляют, а растворяют в воде. Таким образом получают сразу три важнейших продукта химического производства — водород, гидроксид натрия и хлор:



Продуктом восстановления, выделяющимся на катоде, является водород.



Неметаллы в природе. Фракционная перегонка жидкого воздуха. Способы получения кислорода, азота, аргона, фосфора, кремния, хлора, иода. Электролиз растворов.

Проверьте свои знания

1. В каком виде встречаются неметаллы в природе? Приведите примеры.
2. Что такое фракционная перегонка воздуха? На каких физических свойствах компонентов основан этот способ разделения воздуха? Какие продукты получают в результате фракционной перегонки жидкого воздуха?
3. Что представляет собой электролиз? Какие виды электролиза различают? Какие продукты получают с помощью каждого вида?
4. Соотнесите принцип промышленного способа получения неметалла и неметалл. Обоснуйте свой ответ.

Принцип промышленного способа получения неметалла	Неметалл
А) Выделение из воздуха	1) Кислород
Б) Восстановление	2) Кремний
В) Окисление	3) Фосфор
	4) Хлор
	5) Азот
	6) Иод

Примените свои знания

1. Приведите примеры природных веществ, в которых неметаллы находятся в отрицательных, нулевой и положительных степенях окисления. Какие способы — физические или химические — лежат в основе получения каждого из этих неметаллов в чистом виде?
2. Какие массы кислорода и азота можно получить из 2000 м³ воздуха (н. у.), в котором объёмная доля кислорода составляет 21 %, а азота — 78 %?
3. Массовые доли элементов в минерале аурипигменте равны: мышьяк — 61 %, сера — 39 %. Определите формулу минерала.
4. Какую массу фосфора можно получить из 387,5 кг фосфорита, массовая доля фосфата кальция в котором составляет 80 %?
5. Одним из промышленных способов получения кремния является восстановление его из оксида металлическим магнием. Какую массу песка, содержащего 96 % оксида кремния(IV), и какую массу магния необходимо взять для получения 84 г кремния?
6. Разложением при высокой температуре природного газа, основным компонентом которого является метан CH₄, получают сразу два важных неметалла — углерод в виде мельчайших частичек (сажа) и водород. Какой объём метана необходимо подвергнуть разложению, чтобы выделившегося водорода хватило для восстановления 23,2 г оксида вольфрама(VI)?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Подготовьте сообщение о жизни и деятельности Х. Дэви.
2. Подготовьте сообщение об истории открытия фтора.

§ 11. ПОЛУЧЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Вы познакомились с производством простых веществ — металлов и неметаллов. А как в промышленности получают важнейшие соединения?



Любое химическое производство состоит из отдельных взаимосвязанных процессов-стадий, главными из которых являются:

- подготовка сырья и подвод реагирующих веществ в зону реакции;
- проведение химических реакций;
- отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции.

Чтобы иметь представление о том, насколько сложны и масштабны процессы промышленного получения химических соединений, рассмотрим в качестве примера и сравним производства важнейших крупнотоннажных продуктов современного химического производства — серной кислоты и аммиака.

Получение серной кислоты

Ежегодно в мире производится более 170—173 млн т серной кислоты! Россия входит в пятёрку стран — крупнейших производителей серной кислоты с годовым производством 8,4—8,7 млн т. Почти треть этого количества расходуется на нужды сельского хозяйства, включая производство минеральных удобрений. Серная кислота используется в производстве пластмасс, в металлургии, при переработке нефти, из неё получают синтетические моющие средства, краски, лекарства и многое другое.

Получают серную кислоту так называемым *контактным способом* в три стадии.

1. Получение оксида серы(IV). В качестве сырья применяют серу, серный колчедан или сероводород.
2. Получение оксида серы(VI). Окисление оксида серы(IV) кислородом в присутствии катализатора.
3. Получение серной кислоты. Связывание образующегося оксида серы(VI) водой.

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

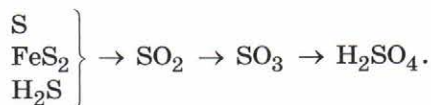
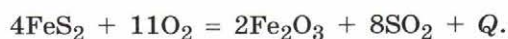


Схема производства серной кислоты представлена на рисунке 26.

Первую стадию проводят в *печи для обжига*. Обжиг колчедана — процесс гетерогенный. Уравнение химической реакции:



Предварительно *колчедан* размалывают и подают в печь ленточным транспортом. Чтобы увеличить скорость обжига, используют *принцип противотока* — сверху в печь подают измельчённый колчедан, а снизу — воздух, обогащённый кислородом. Воздух вдувается через множество трубок под давлением, которое отрегулировано так, чтобы частицы колчедана не распылялись и не слёживались.

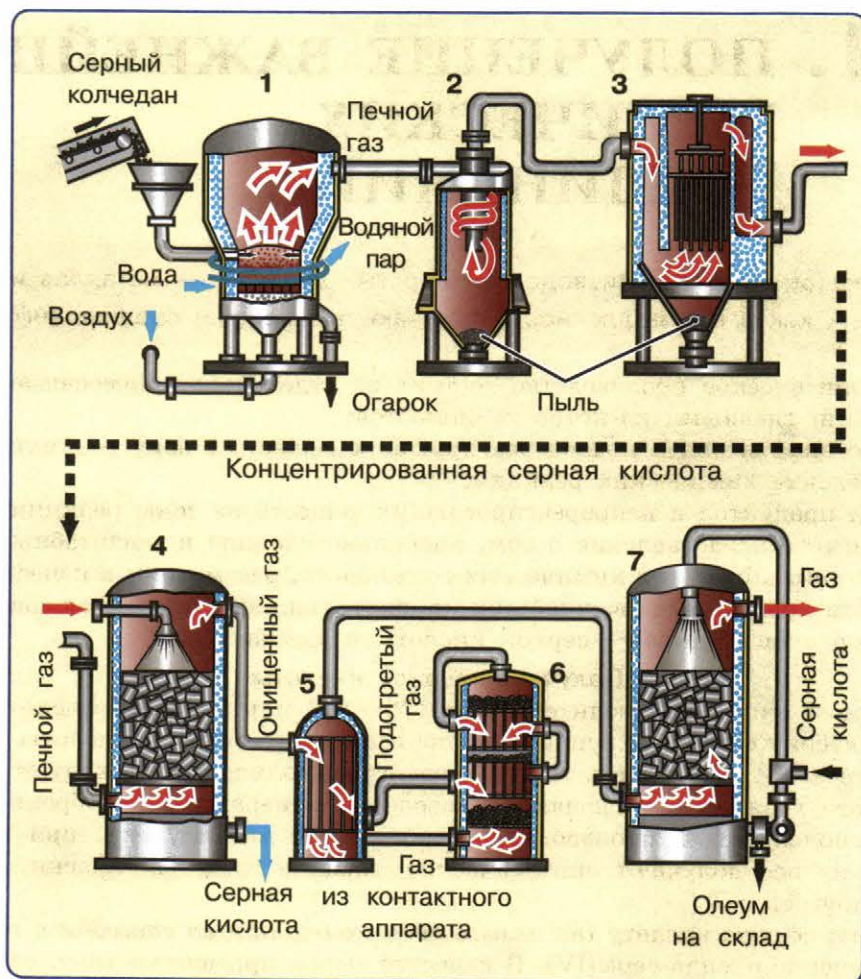
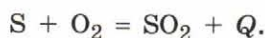


Рис. 26. Схема технологического процесса производства серной кислоты: 1 — печь для обжига в кипящем слое; 2 — циклон; 3 — электрофильтр; 4 — сушильная башня; 5 — теплообменник; 6 — контактный аппарат; 7 — поглотительная башня

Частицы колчедана оказываются во взвешенном состоянии, создавая иллюзию кипящей жидкости, поэтому и возникло название *метод кипящего слоя*.

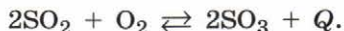
Современные серно-кислотные заводы используют в качестве сырья *серу*. Предварительно её расплавляют и разбрызгивают в камеру сгорания, где при температуре 1000 °С образуется печной газ, основа которого — оксид серы(IV):



Печной газ, полученный при обжиге колчедана, содержит примеси. Вначале газ направляют на очистку от крупной пыли в *циклон*, от мелкой пыли в *электрофильтр*, затем осушают в *сушильной башне*, промывая его серной кислотой. После этого очищенный и осушенный газ подогревают в *теплообменнике*.

Вторую стадию — получение оксида серы(VI) — проводят в *контактном аппарате*. В нём на специальных полочках-решётках размещают слоями катализатор, созданный на основе оксида ванадия(V) V_2O_5 . Реакция окисления оксида

серы(IV) до оксида серы(VI) является экзотермической, поэтому температура газов ещё более повышается:



Между слоями катализатора располагают трубки теплообменника, по которым газообразный оксид серы(IV) подаётся в контактный аппарат. При этом одновременно происходит нагревание оксида серы(IV) и охлаждение до необходимой температуры продукта реакции на данной стадии — оксида серы(VI). Такой принцип — *принцип теплообмена* широко применяется на химическом производстве. Температура в контактном аппарате поддерживается на уровне 400 °С. Выходящие из контактного аппарата газы направляются в трубки теплообменника для дальнейшего охлаждения и передачи теплоты очищенному и осушенному сернистому газу.

Степень превращения SO_2 в SO_3 на современных сернокислотных заводах достигает 98 % и более. Тем не менее непрореагировавшие оксид серы(IV) и кислород отделяются от полученного на второй стадии оксида серы(VI) и возвращаются в контактный аппарат. Этот принцип химического производства называется *циркуляцией*.

На третьей стадии протекает химическая реакция:



Однако для поглощения оксида серы(VI) воду не применяют, так как из-за выделяющейся теплоты вода превращается в пар, и серная кислота образуется в виде крошечных капелек тумана. Поэтому оксид серы(VI) в *поглотительной башне* растворяют в концентрированной (98%-ной) серной кислоте. При этом вода, содержащаяся в концентрированной серной кислоте, взаимодействует с оксидом серы(VI). Продуктом взаимодействия концентрированной серной кислоты с оксидом серы(VI) является *олеум* — раствор оксида серы(VI) в серной кислоте.

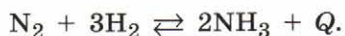
Поглощение оксида серы(VI) серной кислотой — процесс гетерогенный, и для создания большей поверхности соприкосновения поглотительную башню заполняют кольцами из огнеупорной керамики. Кислота, стекая сверху, омывает кольца (*принцип противотока*), создавая тем самым большую площадь соприкосновения с оксидом серы(VI). Полученный олеум направляется на склад готовой продукции.

Получение аммиака

Мировое производство аммиака превышает 90 млн т в год. Современный аммиачный завод производит в сутки 1000 т этого ценнейшего продукта. При этом потребляется очень большое количество энергии, расходуется до 6000 т воды, 1200 м³ природного газа.

Аммиак, в свою очередь, является сырьём для производства азотной кислоты, азотных удобрений, красителей. Его используют как хладагент в промышленных рефрижераторах. Он применяется в медицине.

Сырьём для получения аммиака служат азот и водород, которые соединяются на железном катализаторе:



(Дайте характеристику этой реакции по всем известным вам классификационным признакам.)

При осуществлении реакции азота с водородом в промышленном масштабе химии-технологи столкнулись с целым рядом проблем, решение которых является ярким примером роли науки в техническом прогрессе.

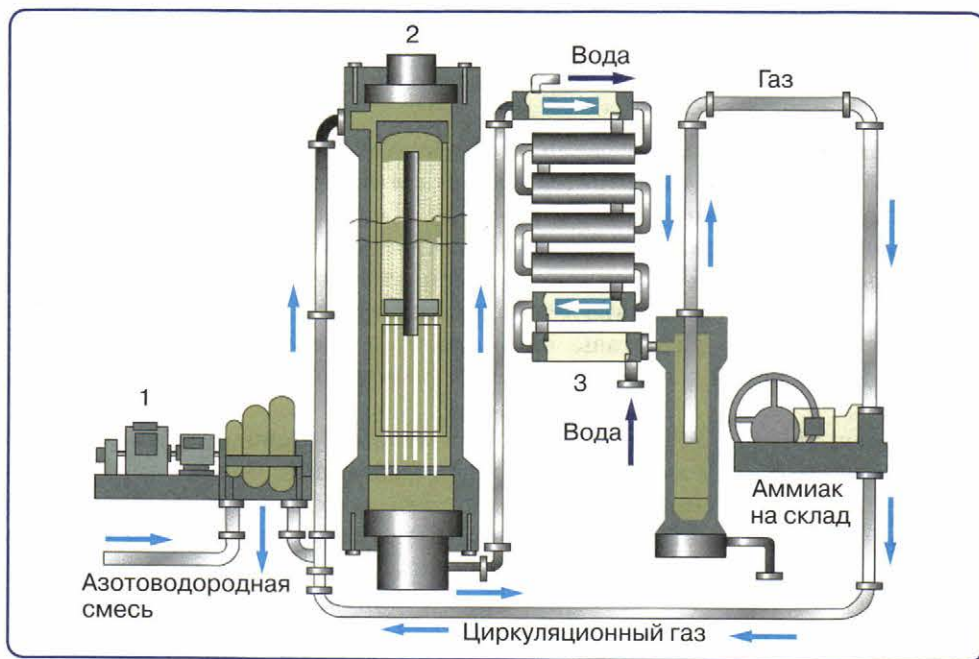


Рис. 27. Схема технологического процесса производства аммиака:
1 — компрессор; 2 — колонна синтеза; 3 — холодильник

Главная проблема заключается в том, что даже при температуре $400\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции очень мала, повышение же температуры снижает выход аммиака. Учёным удалось разрешить этот температурный конфликт путём применения катализатора. В настоящее время синтез аммиака в промышленности проводят в присутствии порошкообразного железа с примесью оксидов алюминия и калия в колоннах синтеза высотой 20 м. Эти колонны сделаны из специальных сортов стали (рис. 27), так как синтез протекает при $450\text{--}500\text{ }^{\circ}\text{C}$ и высоком давлении (до 200 атмосфер и выше).

Синтез аммиака — реакция экзотермическая, и теплота выходящих из колонны синтеза газов при помощи теплообменника, находящегося внутри колонны синтеза, используется для подогрева азотодородной смеси. В этом процессе, как и в производстве серной кислоты, используется принцип теплообмена.

Другая производственная проблема состоит в том, что при прохождении через колонну синтеза только 0,1 % азотодородной смеси превращается в аммиак. Поэтому выходящую смесь газов охлаждают, аммиак сжижают, а не вступившие в реакцию азот и водород снова направляют в колонну синтеза. На примере получения серной кислоты вы уже знаете, что такой технологический принцип, в котором непрореагировавшие вещества отделяются от продуктов реакции и вновь возвращаются в реакционный аппарат, называется циркуляцией.



Получение серной кислоты: сырьё, химизм, технологическая схема, метод кипящего слоя, принципы теплообмена, противотока и циркуляции. Олеум. Производство аммиака: сырьё, химизм, технологическая схема.

Проверьте свои знания

1. Назовите основные стадии химического производства; а) серной кислоты; б) аммиака.
2. Охарактеризуйте основные методы и принципы химической технологии: метод кипящего слоя, принципы теплообмена, циркуляции, противотока.
3. Напишите уравнения химических реакций, лежащих в основе получения серной кислоты из серы. Какая из реакций является обратимой? Как в химической технологии решается вопрос максимального использования непрореагировавших исходных веществ?
4. Напишите уравнение химической реакции, лежащей в основе производства аммиака. Дайте характеристику этой реакции по всем известным вам признакам классификации.

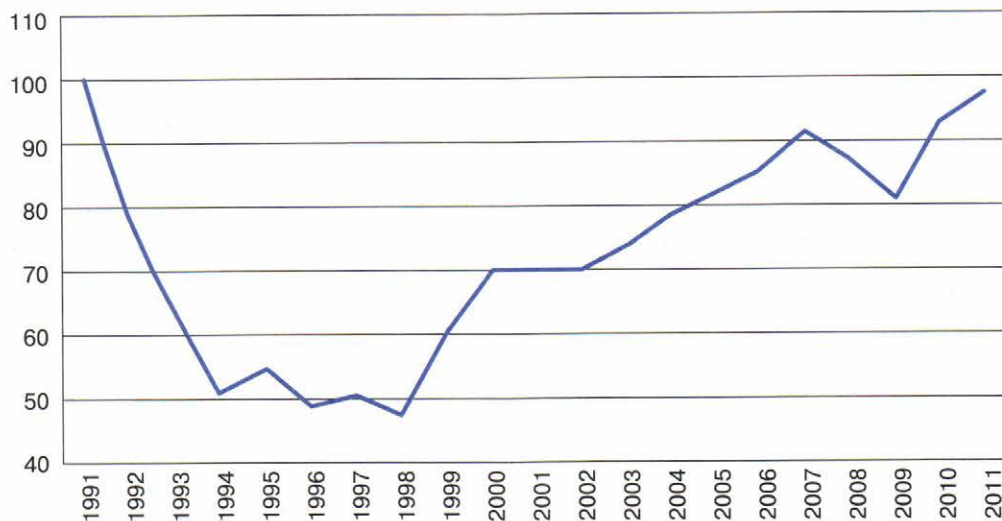
Примените свои знания

1. На сернокислотном заводе из 1 т серного колчедана получают 360 кг 100%-ной серной кислоты. Рассчитайте массовую долю выхода продукта реакции (22,1%).
2. Какое количество теплоты выделится при взаимодействии 500 л азота с 1200 л водорода (н. у.), если тепловой эффект реакции равен 46 кДж на 1 моль аммиака (1,64 МДж)?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Изучите диаграмму индекса химического производства в России в период с 1991 по 2011 г.

**Индекс химического производства в России,
% от уровня 1991 года**



Что показывает данная диаграмма? Какие выводы о состоянии химической промышленности в России в этот период можно сделать? Используя свои знания по истории России, соотнесите максимумы и минимумы на диаграмме с историческими событиями, происходившими в стране и мире в соответствующие годы.

§ 12. СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ



Секрет изготовления этого материала открыли китайские мастера в VI—VII вв. Он стал альтернативой камню, дереву, глине и отличался невероятной красотой и практичностью. Люди говорили, что изделия из этого материала белы, как снег, тонки, как бумага, и прочны, как металл. Секрет изготовления этого материала китайские мастера свято хранили почти тысячу лет. Того, кто дерзнул бы выдать этот секрет, ждала неминуемая смерть. О каком материале идёт речь? Какие изделия из него есть у вас дома?

Химические превращения составляют основу не только химической промышленности, но и многих других отраслей современной экономики. Например, в строительстве используется более тысячи различных веществ, смесей и конструктивных и отделочных материалов, изготовление которых основано на протекании химических реакций. Существует даже смежная со строительством отрасль, которая занимается в том числе производством строительных материалов, — **силикатная промышленность**.

Силикатная промышленность — это производство стекла, строительных материалов (цемента, кирпича), а также керамики, фарфора, фаянса.

Строительная индустрия немыслима без использования так называемых *связующих материалов* — вязкой, но твердеющей массы, которой скрепляют камни, кирпичи, блоки. В древние времена в качестве связующих материалов использовали глину, известняк, измельчённый вулканический пепел, алебастр и даже куриные яйца.

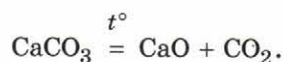
Современным связующим материалом, без которого немыслимо ни одно строительство, является **цемент**.



Рис. 28. Готовый к продаже фасованный цемент

Цемент получают спеканием известняка и глины в специальных вращающихся печах при температуре 1500 °С.

Основная составляющая известняка — это карбонат кальция. При его обжиге протекает реакция разложения:



В состав глины входят оксид алюминия Al_2O_3 , оксид кремния SiO_2 и незначительное количество оксида железа(III) Fe_2O_3 .

При спекании кислотного оксида кремния, основного оксида кальция, амфотерных оксидов алюминия и железа происходит образование силикатов этих



Рис. 29. Цементный раствор перевозят в специальных автомашинах

металлов — так называемого *клинкера*. После охлаждения клинкер размалывают в порошок, добавляют *гипс* ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), тщательно перемешивают и расфасовывают в специальные бумажные мешки (рис. 28).

Цемент смешивают с песком и водой до образования вязкой смеси — *цементного раствора* (рис. 29). С течением времени вода взаимодействует с компонентами смеси, и цементный раствор постепенно приобретает твёрдость камня. Его используют в качестве связующего материала кирпичной или каменной кладки, а также для изготовления железобетонных изделий: плит перекрытия, фундаментных блоков и т. д.

Другой важный продукт силикатной промышленности — это *стекло*.

Сырьём для производства стекла служат сода (карбонат натрия Na_2CO_3), известняк (основной компонент — карбонат кальция CaCO_3) и песок (его основа — оксид кремния SiO_2).

Если при производстве цемента используют процесс спекания компонентов, то к получению стекла применяют «кулинарный» термин: его варят. При сплавлении смеси перечисленных веществ карбонаты металлов разлагаются, взаимодействуют с оксидом кремния, и расплав застывает в прозрачную хрупкую массу — это и есть стекло. Его состав можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Из такого материала изготовлены стёкла в окнах наших квартир. Однако стекольная промышленность изготавливает сотни других видов стёкол: кварцевое, термостойкое, огнеупорное, оптическое и т. д. Для получения цветного стекла в расплавленную массу добавляют оксиды металлов: Fe_2O_3 (коричневое), CoO (синее), Cr_2O_3 (зелёное), CrO_3 (жёлтое). Из кусочков разноцветного стекла изготавливают великолепные витражи (рис. 30) и мозаичные картины.

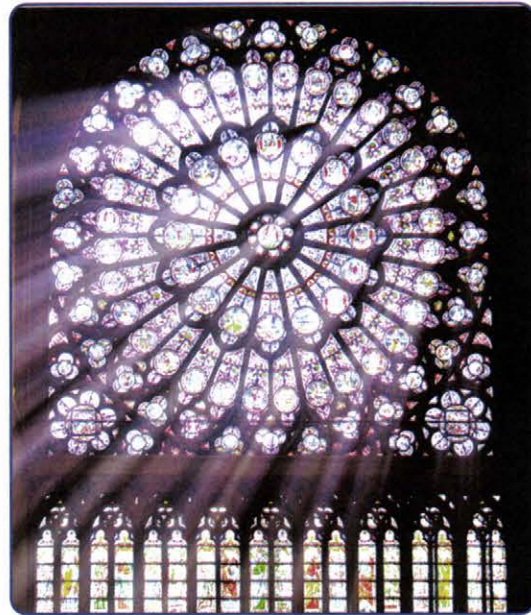


Рис. 30. Витраж в Соборе Парижской Богородицы



Рис. 31. Изделия из хрустала



Рис. 32. Керамическая плитка в интерьере ванной



Рис. 33. Продукция Императорского фарфорового завода

Если оксид кальция в стекле заменить оксидом свинца(IV) PbO_2 , получится **хрусталь**. Он очень напоминает стекло, но более прозрачен, обладает способностью сильно преломлять лучи света и издавать при ударе тонкий приятный звон. Из хрустала изготавливают посуду (рис. 31), декоративные изделия, люстры.

Стекло является *аморфным материалом* (вспомните, чем отличаются аморфные вещества от кристаллических), при нагревании размягчается, и ему можно придать любую форму. Издавна из стекла изготавливают не только посуду, но и прекрасные художественные изделия.

В последнее время всё большее распространение получает передача информации по так называемым *оптическим волокнам*. Оптическое волокно представляет собой тончайшую нить толщиной с человеческий волос. Его изготавливают из чрезвычайно чистого кварцевого стекла — расплавленного оксида кремния(IV). Содержание примесей в нём не должно превышать $1 \cdot 10^{-10} \%$. Оптическое волокно имеет прозрачную сердцевину, пропускающую свет, и полимерную оболочку, которая препятствует проникновению света через боковую стенку. Пучки оптических волокон используют для передачи телевизионных программ, телефонных разговоров и сигналов для компьютерной техники. По всей вероятности, оптическое волокно вскоре вытеснит медные проволочные кабели, используемые для этих целей.

Общим термином **керамика** (от греч. *keramos* — глина) называют изделия из обожжённой глины. К ним относятся и керамическая облицовочная плитка (рис. 32), и керамическая посуда.

Фарфор — это керамическое изделие, изготовленное из белой глины со специальными добавками и отличающееся непористым строением. Предметы из тонкого фарфора даже пропускают свет (слегка прозрачны). Обычно их покрывают глазурью, наносят рисунок и повторно обжигают.

Вы, наверное, догадались, что в задании в начале параграфа речь шла о великом китайском изобретении — фарфоре. В Европе фарфор стали изготавливать лишь в XVIII в. Первый русский фарфор был получен соратником Михаила Васильевича Ломоносова Дмитрием Ивановичем Виноградовым. Благодаря его исследованиям по указу императрицы Елизаветы Петровны в 1744 г. под Петербургом был построен первый Императорский фарфоровый завод (рис. 33).

Фаянс, в отличие от фарфора, имеет пористую структуру и непрозрачен. Из него изготавливают не только посуду, но и облицовочную плитку, архитектурные детали, сантехнику.

Силикатная промышленность. Цемент. Стекло. Оптическое волокно. Керамика. Фарфор. Фаянс.

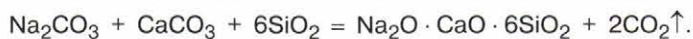


Проверьте свои знания

1. Назовите основные виды продукции силикатной промышленности.
2. Какие природные и химические материалы служат сырьём для производства цемента, стекла, керамики?

Примените свои знания

1. При прокаливании строительное связующее вещество гипс, имеющее формулу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, превращается в алебастр состава $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. При добавлении воды алебастр быстро твердеет, вновь превращаясь в гипс. Какая масса воды потребуется для превращения в гипс 14,5 кг алебастра?
2. Найдите массу каждого из компонентов шихты (смеси), необходимых для получения 10 т оконного стекла согласно уравнению реакции:



Какой объём углекислого газа (н. у.) образуется при этом?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Прочтите стихотворение.
*Покушав как-то травку,
Зашёл слон по делам
В фарфоровую лавку
И... повернулся там!
Мораль сей басни впереди,
Она острее булавки.
Коль ты есть слон, то не ходи
В фарфоровые лавки!*

Что означает выражение «слон в посудной лавке», которое положено в основу этой мини-басни? Кто автор этого стихотворения?

2. Подготовьте сообщение об истории фарфоровой промышленности в России.

§ 13. ОХРАНА ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ ОТ ХИМИЧЕСКОГО ЗАГРЯЗНЕНИЯ



Химическое производство — основа жизни современного общества. Однако оно далеко не безопасно для окружающей среды, в которой живёт человечество. Какие наиболее известные глобальные экологические проблемы вы знаете?

В условиях расширения масштабов промышленного производства возрастает роль химии как в обеспечении потребностей человека в современных веществах и материалах, так и в создании условий, максимально уменьшающих воздействие химического производства на окружающую среду.

Ежегодно синтезируется около 250 новых химических соединений и материалов, из которых только десятая часть подвергается экспертизе для оценки их воздействия на живые организмы, тогда как десятки тысяч этих новых веществ и материалов являются потенциально опасными для человека, флоры и фауны.

Кроме этого, крупнотоннажное производство минеральных кислот, удобрений, пластмасс, нефтепродуктов сопровождается выбросами в атмосферу оксидов углерода, азота и серы. Аналогичное воздействие на окружающую среду оказывает и металлургическое производство, энергетические предприятия (ТЭЦ) (рис. 34).



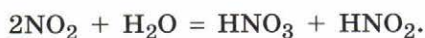
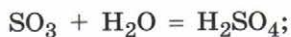
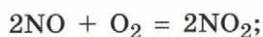
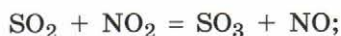
Рис. 34. Загрязнение окружающей среды

Значительные выбросы в атмосферу производят миллионы выхлопных труб автомобилей.

В результате таких выбросов возникают две глобальные экологические проблемы:

- кислотные дожди;
- парниковый эффект и, как следствие, потепление климата на планете.

Кислотные дожди, точнее, осадки — дождь или снег, pH которых $< 5,6$, образуются в результате химических реакций между содержащимися в атмосфере водяными парами и кислотными оксидами выбросов:



Ещё опаснее кислотный туман — аэрозоль с капельками растворов серной и азотной кислот. Он имеет ещё более кислую среду ($\text{pH} < 2$) и, попадая в дыхательные пути, вызывает тяжёлые респираторные и сердечно-сосудистые заболевания.

Кислотные осадки переводят нерастворимые соли тяжёлых металлов в растворимые, которые усваиваются растениями, а потом попадают в организм животных и человека. Такие соединения также представляют угрозу для здоровья живых организмов. Кроме того, в результате кислотных осадков гибнут леса и луга (рис. 35), разрушаются скульптуры, памятники архитектуры, металлические конструкции и т. д.

В результате выбросов химических, металлургических и тепловых предприятий формируется **парниковый эффект** — свойство атмосферы пропускать световую энергию Солнца, но задерживать тепловое излучение Земли, которое способствует накоплению теплоты поверхностью планеты. В результате только за последние 100 лет среднегодовая температура Земли повысилась на $0,8^\circ\text{C}$. Это приводит к усилению таяния льдов и повышению уровней морей и океанов. По расчётам экспертов, к 2025 г. подъём уровня Мирового океана может составить 40 см, что может привести к затоплению прибрежных территорий.

Поэтому был принят международный документ — Киотский протокол (1997 г., Киото, Япония), который обязывает развитые страны и страны с переходной экономикой сократить или стабилизировать выбросы парниковых газов: CO_2 , CH_4 , оксидов азота, фреонов.

С химическим загрязнением атмосферы связана и проблема охраны озонового щита



Рис. 35. Повреждения листьев, вызванные кислотными дождями

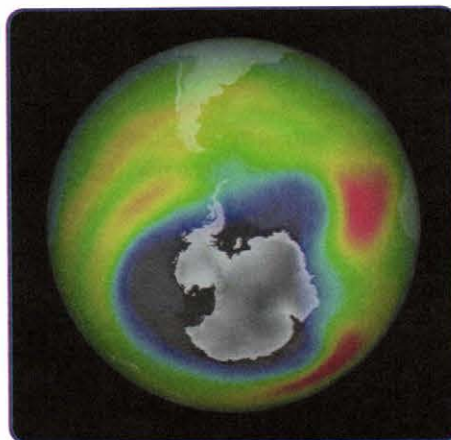


Рис. 36. Озоновая дыра над Антарктидой

планеты, который располагается в стратосфере на высоте 20—25 км и защищает всё живое от губительного ультрафиолетового излучения Солнца. Было обнаружено, что озоновый слой истончается. Явление локального уменьшения концентрации озона в озоновом слое Земли получило название **озоновой дыры** (рис. 36).

Появление озоновых дыр — разрушение озона в стратосфере — вызывается как природными, так и антропогенными факторами (запусками сверхзвуковых самолётов и ракет, выбросами автомобилей и промышленных предприятий, поступлением фреонов в атмосферу из холодильных установок).

Документом, устанавливающим межгосударственные меры по охране озонового щита планеты, является принятая в 1985 г. Венская конвенция, которая была дополнена в 1987 г. Монреальским протоколом. Этот протокол содержит список самых опасных веществ, разрушающих озоновый слой.

Более 70 % поверхности Земли приходится на Мировой океан, который служит важным фактором существования человеческой цивилизации. Он выполняет роль гигантского отстойника для захоронения токсичных отходов, поступающих от деятельности человека. Однако способность к самоочищению у вод многих внутренних морей уже исчерпана, а у Мирового океана близка к пределу. Отсюда следует, что охрана атмосферы, гидросферы и литосферы является условием существования человечества.

Чтобы свести к минимуму загрязнение окружающей среды, разрабатываются проекты, которые позволяют:

- использовать экологически чистые виды энергии (Солнца, ветра, морских приливов);
- применять малоотходные и безотходные промышленные технологии;
- производить очистку промышленных выбросов с помощью электрофильтров, жидких и твёрдых поглотителей и др.;
- применять катализаторы очистки выхлопных газов автомобилей наряду с совершенствованием конструкции двигателей и использованием альтернативных видов топлива.

В настоящее время активно развивается инновационное направление химической промышленности: «зелёная химия». Один из главных принципов «зелёной химии» состоит в том, что лучше предотвратить образование загрязнений, чем потом от них избавляться. Для этого надо реализовывать такие процессы, в которых побочные продукты либо совсем не образуются, либо представляют собой безвредные вещества.



Источники химического загрязнения окружающей среды. Глобальные экологические проблемы человечества: парниковый эффект, кислотные дожди, озоновые дыры. «Зелёная химия».

Проверьте свои знания

1. Как образуются кислотные осадки? Какой вред окружающей среде, промышленным и сельскохозяйственным предприятиям они наносят? Как влияют кислотные осадки на здоровье человека?
2. Что представляет собой парниковый эффект? Почему он так называется? К каким последствиям приводит?
3. Почему озоновый слой называют также озоновым щитом планеты? Что такое озоновые дыры? Каковы причины их возникновения?

4. Почему охрана Мирового океана является глобальной проблемой?
5. Какие международные соглашения регулируют систему мер по охране окружающей среды от химического загрязнения?

Примените свои знания

1. Составьте уравнения реакций образования кислотных дождей.
2. Предложите уравнения реакций, в результате которых разрушаются памятники архитектуры.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Подготовьте сообщение о наиболее крупных экологических катастрофах последнего десятилетия, вызванных химическим загрязнением.
2. Одно из направлений «зелёной химии», развиваемое в России, — синтез новых материалов, очистка химических веществ с использованием сверхкритических жидкостей. Чаще всего используют сверхкритический оксид углерода(IV). При каких условиях оксид углерода(IV) становится сверхкритическим? Где уже используется сверхкритический оксид углерода(IV)? Ответы на вопросы можно найти на сайте www.greenchemistry.ru.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ II

«ХИМИЧЕСКАЯ ОРГАНИЗАЦИЯ ПРИРОДЫ. ПРИРОДА — ИСТОЧНИК СЫРЬЯ ДЛЯ ХИМИЧЕСКОГО ПРОИЗВОДСТВА»

1. Планета Земля состоит из железоникелевого ядра (внутреннего и внешнего), мантии, которая состоит из веществ, образованных в основном тремя химическими элементами: алюминием, кремнием и кислородом. Земная кора, или литосфера, образована соединениями, в состав которых входят преимущественно кислород (46 %), кремний (28 %) и алюминий (8 %).

2. Химические элементы образуют вещества минералов и горных пород, которые служат источником получения этих элементов.

3. Отрасль науки и промышленности, которая занимается получением металлов и сплавов, называется металлургией. Получение железа и его сплавов — это область чёрной металлургии. Получение остальных металлов и их сплавов — сфера деятельности цветной металлургии.

4. Различают пирометаллургию, гидрометаллургию и электрометаллургию.

5. Химические реакции, протекающие под действием электрического тока, называют электролизом. Различают электролиз растворов и электролиз расплавов.

6. Промышленные способы получения неметаллов включают три группы процессов:

- выделение простых веществ из природных объектов;
- восстановление неметаллов, входящих в состав минералов;
- окисление природных соединений.

7. Получение серной кислоты включает три стадии.

1) Получение оксида серы(IV). В качестве сырья применяют серу, серный колчедан или сероводород.

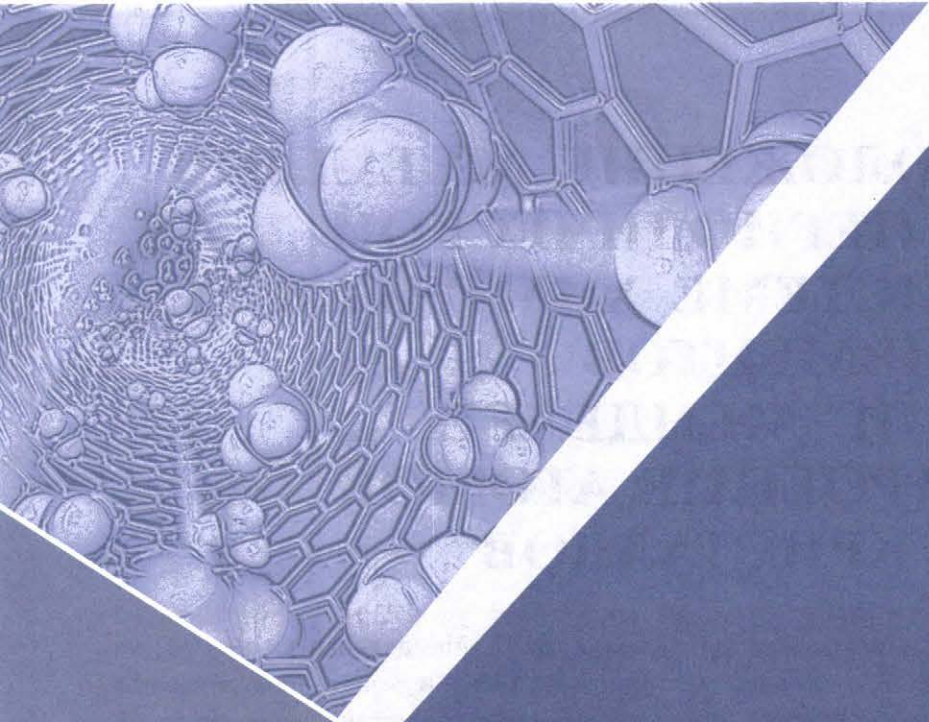
2) Получение оксида серы(VI). Окисление оксида серы(IV) кислородом в присутствии катализатора.

3) Получение олеума. Растворение образующегося оксида серы(VI) в серной кислоте и его последующее взаимодействие с водой.

8. Получение аммиака, как и серной кислоты, основано на использовании научных принципов производства: противотока, теплообмена, выбора оптимальных условий (температуры, катализатора, циркуляции, охраны окружающей среды от химического загрязнения).

9. Силикатная промышленность — это производство стекла, строительных материалов (цемента, кирпича), а также керамики, фарфора, фаянса.

10. Глобальные экологические проблемы человечества: парниковый эффект, кислотные дожди, озоновые дыры. Основная цель «зелёной химии» — предотвратить образование загрязнений.



III

МЕТАЛЛЫ



§ 14. ПОЛОЖЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА, СТРОЕНИЕ АТОМОВ И КРИСТАЛЛОВ



Из 118 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева более 90 являются металлами. Что общего в строении атомов и кристаллов металлов и какие физические свойства обусловлены особенностями металлической кристаллической решётки?

Атомы металлов на внешнем энергетическом уровне, как правило, содержат от одного до трёх электронов. Для элементов А-групп эти электроны называют валентными. Напомним, что валентными называют те электроны, которые участвуют в образовании химических связей. При образовании химических связей атомы металлов легко отдают валентные электроны. Этот факт указывает на то, что эти электроны слабо связаны с ядром.

Как вы уже знаете, относительно слабая связь валентных электронов с ядром вызвана двумя причинами.

1. Небольшое количество электронов на внешнем энергетическом уровне. Для получения завершённого электронного слоя, подобного благородным газам, при образовании химических связей металлам проще отдать 1—3 валентных электрона, чем присоединить 5—7 электронов других атомов.

2. Сравнительно большие радиусы атомов. Поэтому электроны внешнего энергетического уровня располагаются на значительном удалении от ядра и соответственно слабее к нему притягиваются. При большом радиусе атома элементы могут проявлять металлические свойства, даже если содержат 4—6 валентных электронов (например, олово, висмут, полоний).

Таким образом, *атомы металлов характеризуются небольшим количеством электронов на внешнем энергетическом уровне (1—3 электрона) или большим радиусом атома.*

Строение атомов металлов определяет их положение в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Каково же это положение?

Во-первых, среди элементов А-групп примерно половина — металлы. Поскольку атомы металлов характеризуются малым числом валентных электронов, а их число совпадает с номером группы элемента, «левый фланг» элементов А-групп (I—II группы) занят металлами. Кроме того, элементы-металлы с большим радиусом атома расположены в последних периодах Периодической системы (вы помните, что с возрастанием номера периода увеличивается число энергетических уровней атома и, соответственно, его радиус). Следовательно, элементы-металлы

А-группы расположены слева внизу от условной диагонали, проведённой от бора к астату (рис. 37).

Во-вторых, к металлам относятся все элементы Б-групп. У атомов этих элементов происходит заполнение электронами не только внешнего, но и предвнешнего энергетического уровня. На внешнем же остаётся 1—2 электрона, что и определяет их металлические свойства. Ещё более наглядно положение металлов представлено в длиннопериодном варианте Периодической системы (рис. 38).

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ											
		А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	А VIII Б				
1	1	(H)								He			
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne				
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni		
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd		
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
6	8	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt		
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
7	10	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds		

Рис. 37. Расположение металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева (короткопериодный вариант)

IA											VIIA VIIIA						
(H)											III A	IV A	V A	VIA	H	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Рис. 38. Расположение металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева (длиннопериодный вариант)

В-третьих, все химические элементы, вынесенные в обоих вариантах Периодической таблицы за её пределы и называемые лантаноидами и актиноидами, — это металлы. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне (соответственно шестом и седьмом) по два электрона.

В общей сложности из известных 118 химических элементов более 90 являются металлами. Почему же не указать точное число? Дело в том, что деление элементов на металлы и неметаллы достаточно условно. Целый ряд «пограничных» элементов проявляют переходные свойства, и об этом мы будем говорить немного позже.

Атомы металлов, вступая друг с другом в химические связи, образуют простые вещества, которые также принято называть металлами. Более того, названия химических элементов-металлов и соответствующих простых веществ одинаковы.



Почему химические формулы таких неметаллов, как азот, кислород, озон, белый фосфор (соответственно N_2 , O_2 , O_3 , P_4), записывают с использованием индекса, а химические формулы простых веществ — металлов — только символом элемента?

Особенности строения атомов металлов отражаются и на природе химических связей, которые они образуют друг с другом. Связь эта, как вы помните, называется *металлической*.

В свою очередь, металлическая связь предполагает существование металлов в кристаллическом состоянии с особым типом кристаллической решётки, которая также называется *металлической*. В узлах такой кристаллической решётки располагаются катионы металлов или атомы металлов, а скрепляется этот «каркас» электронами, свободно перемещающимися по всему кристаллу.

По некоторым своим физическим свойствам металлы значительно отличаются друг от друга.

Литий ($\rho = 0,5 \text{ г/см}^3$) вдвое легче воды ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) и в 45 раз легче самого тяжёлого металла — осмия ($\rho = 22,4 \text{ г/см}^3$). Ртуть при комнатной температуре — жидкий металл ($t_{\text{пл}} = -39 \text{ }^\circ\text{C}$), цезий и галлий можно расплавить в ладони ($t_{\text{пл}}$ соответственно $28,5 \text{ }^\circ\text{C}$ и $30 \text{ }^\circ\text{C}$), а у самого тугоплавкого металла — вольфрама — температура плавления ($3420 \text{ }^\circ\text{C}$) лишь вдвое меньше, чем на поверхности Солнца. Литий, натрий, калий свободно режутся ножом, а самый твёрдый из металлов — хром — царапает стекло.

И тем не менее металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решётка определяют многие **общие физические свойства металлов**.

Электропроводность

При обычных условиях движение электронов в образце металла хаотическое. Но стоит только приложить к металлическому проводнику разность потенциалов (положительный и отрицательный полюсы источника тока), как движение электронов приобретает направленный характер. Электроны начинают упорядоченно двигаться от отрицательного полюса источника тока к положительному. Как вы знаете из курса физики, направленное движение заряженных частиц и называется электрическим током. Все металлы являются проводниками электрического тока.

Лучше всего проводят электрический ток серебро и золото. Конечно, эти металлы слишком дороги для того, чтобы изготавливать из них провода, скажем, для бытовых электроприборов. Однако сочетание высокой электропроводности с химической устойчивостью названных металлов делает их незаменимыми для

изготовления электрических контактов и деталей в космической, авиационной, военной технике, атомной энергетике.

Алюминий сочетает в себе относительно невысокую стоимость и достаточно высокую электропроводность. Провода высоковольтных линий электропередачи изготавливают именно из алюминия, который имеет ещё одно существенное преимущество перед другими металлами — лёгкость (рис. 39).

Хуже всего проводят электрический ток ртуть, свинец, марганец, вольфрам. Однако и такое свойство металлов находит своё применение. Например, нить накаливания электрической лампочки раскаляется именно потому, что вольфрам, из которого она изготовлена, плохо проводит электрический ток. В сочетании с высокой температурой плавления вольфрам для этой цели просто незаменим. Следует отметить, что в настоящее время лампы накаливания на основе вольфрамовой нити заменяются более экономичными лампами (галогеновыми, светодиодными и др.).

Теплопроводность

Помимо электропроводности, движение электронов в металлах определяет их высокую теплопроводность. Если нагревать одну часть металлического изделия, электроны в нём начинают двигаться с большими скоростями. Поскольку они легко перемещаются в холодную часть металла, теплота быстро распространяется по всей длине металлического изделия и температура его выравнивается (рис. 40).

Отражающая способность (металлический блеск)

Блестят металлы потому, что не пропускают сквозь себя лучи света, как стекло, и не поглощают их, как сажа, а отражают благодаря свободным электронам, заполняющим пространство между узлами кристаллической решётки.

Самые блестящие металлы — ртуть, серебро, палладий. Но их использование ограничено: палладий дорог, ртуть ядовита, серебро на воздухе чернеет в результате химических превращений. Поэтому для нанесения декоративных металлических покрытий используют сравнительно недорогие и не теряющие со временем своего блеска металлы — никель и хром.

Пластичность

Металлы способны без разрушения изменять форму под действием силы. Великий русский учёный М. В. Ломоносов определил металлы как «светлое тело, которое ковать можно».

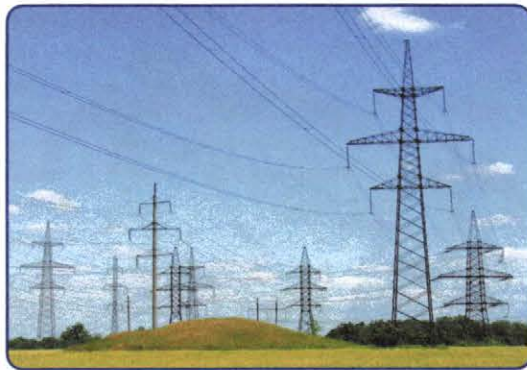


Рис. 39. Высоковольтная линия электропередачи

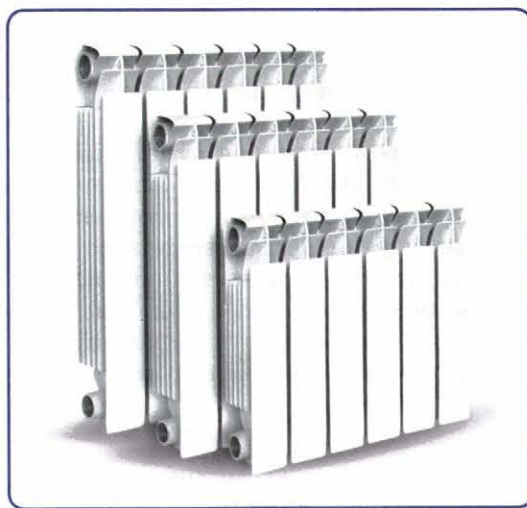


Рис. 40. Радиаторы отопления изготавливают из металлов вследствие их высокой теплопроводности



Рис. 41. Золотая фольга

Причина пластичности металлов определяется, конечно, их строением. При ударе или давлении отдельные слои кристаллической решётки «скользят» друг относительно друга благодаря наличию «склеивающих» их свободных электронов.

Самый пластичный металл, как вы знаете, золото (рис. 41). Благодаря удивительной химической устойчивости, красивому цвету, мягкости этот металл стал любимым материалом ювелиров и художников.

Достаточно пластичным металлом является железо. Его вытягивают в проволоку различного диаметра, которую разрезают на кусочки и, сплющивая один

конец в шляпку, получают гвозди. Железо прокатывают в тонкие листы, трубы, проволоку различного сечения, уголки и т. д.

Однако пластичность металла — не только благо, но и большая проблема. Алюминиевые провода линий электропередачи вытягиваются под собственным весом. Несмотря на лёгкость алюминия, из него не изготовить самолёт, поскольку от перегрузок он сожмётся, как бумажный. Из чистого железа не изготовить рельс, поскольку тяжёлый трамвай или железнодорожный состав быстро раскатает его в лепёшку.

Для того чтобы придать металлам необходимые свойства, их превращают в *сплавы*.

Так, чистая медь очень плохо поддаётся литью, в то время как *бронза* — сплав меди и олова — имеет прекрасные литейные свойства. Чистый алюминий — очень мягкий металл, а сплав из алюминия, магния, марганца, меди и никеля — *дюралюминий* — в четыре раза прочнее алюминия на разрыв и гораздо твёрже его.

Как вы знаете, железо и его сплавы относятся к *чёрным* металлам, остальные — к *цветным*.



Строение атомов металлов. Положение металлов в Периодической системе. Металлическая связь и металлическая кристаллическая решётка. Физические свойства металлов: электро- и теплопроводность, отражающая способность, пластичность. Металлы и сплавы: чёрные и цветные.

Проверьте свои знания

1. Каковы особенности строения атомов металлов? Как в Периодической системе Д. И. Менделеева располагаются элементы-металлы?
2. Из приведённого перечня выпишите названия металлов, запишите символы этих элементов: олово, кадмий, мышьяк, иод, олово, теллур, барий, криптон, молибден, селен, ртуть, бериллий, бор.
3. Какая связь называется металлической? Как происходит её образование в простых веществах — металлах?
4. Как устроена кристаллическая решётка металлов?
5. Какие физические свойства обусловлены общим для всех металлов типом кристаллической решётки? Назовите области применения металлов, основанные на указанных вами физических свойствах.

Примените свои знания

1. Сравните металлическую кристаллическую решётку с ионной, атомной и молекулярной кристаллическими решётками.
2. Определите атомные номера и названия элементов по следующим данным: а) расположен в пятом периоде, IIA группе; б) имеет 23 электрона в электронной оболочке; в) заряд ядра атома равен +29; г) в ядре его изотопа $^{65}\text{Э}$ содержится 35 нейтронов; д) электронная оболочка атома состоит из трёх электронных слоёв, на внешнем слое расположен один электрон.
3. Какие свойства металлов использованы в образных выражениях «железный характер», «свинцовый кулак», «золотой характер», «серебряный дождь», «медный волос»?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение по одной из тем:

- 1) «Элементы-металлы в организме человека и их биологическая роль»;
- 2) «Металлы в технике».

§ 15. ОБЩИЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Особенности строения атомов металлов обуславливают их общее химическое свойство — металлы проявляют только восстановительные свойства, т. е. отдают валентные электроны. А какие вещества выступают в этом случае в роли окислителей?



Химические свойства, способы получения, области применения металлов во многом зависят от их активности. Из предыдущего материала вы поняли, что малоактивные металлы можно встретить в природе в свободном состоянии, металлы более активные восстанавливаются из их природных соединений химическими восстановителями, а для получения самых активных металлов требуется электрический ток.

Как вы знаете, скорость химической реакции зависит от различных факторов (*перечислите их*), в том числе от природы реагирующих веществ. Чем активнее металл, тем легче протекает реакция с его участием.

В 1865 г. выдающийся русский химик Н. Н. Бекетов защитил докторскую диссертацию на тему «Исследования над явлениями вытеснения одних металлов другими». Проанализируйте фрагмент химического эксперимента, выполненного Бекетовым. Цинк способен вытеснить железо из растворов солей: $\text{Zn} + \text{FeSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}$. Проведение реакции в обратном направлении невозможно. В свою очередь, железо вытесняет медь из растворов солей меди: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$. Как вы думаете, способна ли медь вытеснить цинк из раствора его соли? Расположите три металла в порядке уменьшения их активности.



На основании проведённых экспериментов Н. Н. Бекетов составил ряд активности металлов, который более точно называют электрохимическим рядом напряжений металлов.

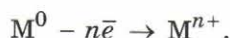
Rb K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

Активность металлов уменьшается →

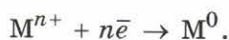
Этим рядом необходимо пользоваться при рассмотрении химических свойств металлов.

Роль металлов в химических реакциях, как вы знаете, можно охарактеризовать одним словом — *восстановители*.

В рассмотренном электрохимическом ряду способность атомов металлов к отдаче электронов (восстановительные свойства) уменьшается слева направо, следовательно, ослабевают металлические свойства простых веществ — металлов, уменьшается их активность:



Напротив, в том же ряду слева направо усиливается склонность катионов металлов присоединять электроны, т. е. возрастает их окислительная способность:

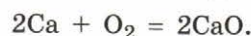
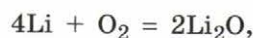


Рассмотрим общие химические свойства металлов.

1. Взаимодействие металлов с неметаллами

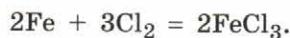
Скорость реакции металла с неметаллом зависит как от активности металла, так и от окислительной способности неметалла.

При взаимодействии с кислородом металлы образуют оксиды. Окисление активных металлов (лития, кальция) протекает с кислородом воздуха уже при комнатной температуре:

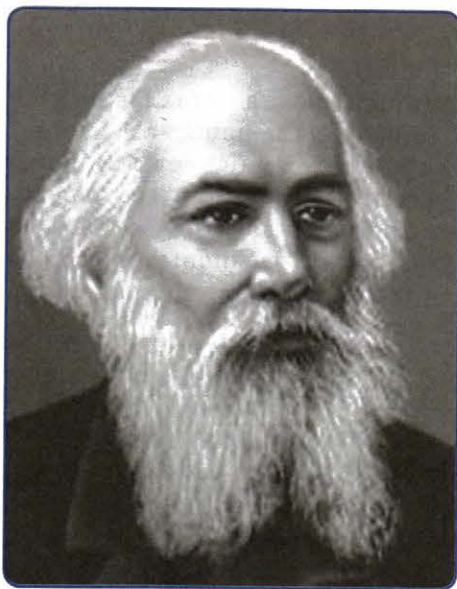


Окисление менее активного металла, например меди, происходит только при повышенной температуре. А благородные металлы — золото, платина — не окисляются кислородом ни при каких условиях.

С галогенами, особенно с хлором, взаимодействие активных металлов протекает очень бурно, с выделением большого количества теплоты. Например, нагретый порошок железа или железная проволока сгорает в атмосфере хлора, при этом образуется хлорид железа(III):



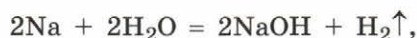
С серой большинство металлов начинают реагировать при нагревании, затем реакция поддерживается за счёт выделяющейся теплоты:



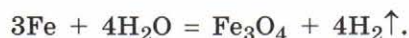
Николай Николаевич Бекетов
(1827—1911)

2. Взаимодействие металлов с водой

При комнатной температуре с водой реагируют только самые активные металлы: щелочные и щёлочноземельные. При этом образуются растворимые в воде основания — щёлочи:

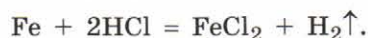


Менее активные металлы также могут реагировать с водой, но только при высокой температуре. Например, железо реагирует с перегретым водяным паром при 500 °С. В данном случае продуктом реакции не могут быть гидроксиды железа(II) или железа(III), поскольку при такой температуре они разлагаются на оксид и воду. Наряду с водородом в результате этой реакции образуется оксид железа(II, III), состав которого выражается формулой Fe_3O_4 — *железная окалина*:



3. Взаимодействие металлов с кислотами

С кислотами при комнатной температуре реагирует гораздо больше металлов, чем с водой. Определить, какие это металлы, поможет электрохимический ряд напряжений. В него, помимо металлов, помещён и водород. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, способны вытеснить его из растворов кислот:



Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода, не взаимодействуют с растворами кислот.

Реакция между кислотой и металлом возможна лишь в том случае, если образующаяся соль растворима в воде. В противном случае она покрывает поверхность металла и препятствует его контакту с кислотой. Например, свинец, стоящий в ряду напряжений до водорода, с раствором серной кислоты не взаимодействует, поскольку образующаяся соль — сульфат свинца — в воде нерастворима. Взаимодействию щелочных и щёлочноземельных металлов с растворами кислот предшествует взаимодействие этих металлов с водой.

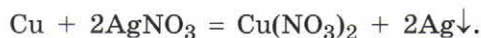
Концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации реагируют с металлами иначе, поскольку окислителем в названных кислотах выступают не катионы водорода, а соответственно сера и азот кислотных остатков. Эти реакции мы будем изучать при рассмотрении свойств соответствующих кислот.



Рис. 42. Сатурново дерево

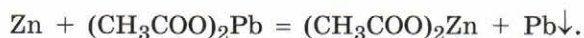
4. Взаимодействие металлов с растворами солей

Более активный металл способен реагировать с солью менее активного металла, вытесняя его из раствора. Для правильного написания уравнения подобных реакций вновь воспользуемся электрохимическим рядом напряжений металлов. Любой металл вытесняет из растворов солей все металлы, стоящие за ним правее, и, в свою очередь, может быть вытеснен расположенными левее, например:



Это правило не распространяется на щелочные и щёлочноземельные металлы, поскольку они в первую очередь реагируют с водой, а не с солью в растворе. Кроме того, вновь образующаяся соль должна быть растворима в воде.

Аналогичную реакцию между цинковой пластинкой и раствором ацетата свинца называют «сатурново дерево»:



Кристаллы свинца выделяются на цинковой пластинке причудливым узором (рис. 42).

Лабораторный опыт № 15

Налейте в пробирку 5 мл раствора сульфата меди(II). Опустите в раствор железный гвоздь, привязанный на нитку. Через 2–3 минуты извлеките гвоздь из пробирки, потянув за нитку. Что наблюдаете? Сделайте выводы об относительной активности железа и меди.

5. Взаимодействие металлов с оксидами

Как установил Н. Н. Бекетов, вытеснительная способность металлов проявляется в реакциях не только с солями, но и с оксидами. Только такие реакции протекают не в растворах, а при нагревании твёрдых реагентов. Учёным были заложены основы **алюминотермии** — одного из способов получения металлов. Действием порошка алюминия на оксид хрома(III) получают металлический хром:



В результате подобной реакции замещения выделяется большое количество теплоты, которая может быть использована как результат алюминотермии. Так, смесь порошков алюминия и оксида железа(III), называемая термитной смесью, при поджигании воспламеняется и сгорает:



При этом температура пламени достигает 2700 °С, что вполне достаточно для плавления железа ($t_{\text{пл}} = 1536$ °С). Термитную смесь используют для сварки рельсов, при отливке крупных деталей, для сплавления проводов линий электропередачи, в военном деле — для снаряжения зажигательных снарядов (рис. 43).



Рис. 43. Вспышка термитной смеси

Активность металлов. Электрохимический ряд напряжений. Взаимодействие металлов с неметаллами, оксидами, кислотами, солями. Аллюминотермия.

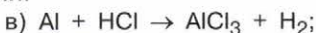
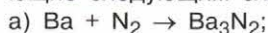


Проверьте свои знания

1. Общие химические свойства металлов — простых веществ можно обозначить одним химическим термином. Назовите его.
2. Перечислите общие химические свойства металлов. Подчеркните особенности взаимодействия металлов с растворами кислот и солей.
3. Если металл проявляет различные степени окисления, то укажите факторы, от которых зависит состав продукта взаимодействия металлов с неметаллами и растворами кислот и солей. Приведите примеры.

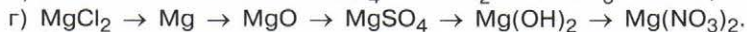
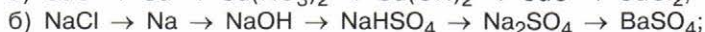
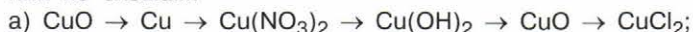
Примените свои знания

1. От чего зависит скорость протекания химического процесса? Расположите указанные металлы в порядке уменьшения скорости реакции с соляной кислотой: а) олово; б) железо; в) магний; г) цинк.
2. Охарактеризуйте химические свойства следующих металлов: а) калия; б) цинка; в) меди. Запишите уравнения соответствующих химических реакций. Рассмотрите их с точки зрения теории электролитической диссоциации и окисления-восстановления. В чём сходство и различия в свойствах перечисленных металлов?
3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам превращений:

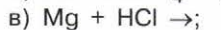
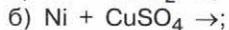
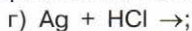
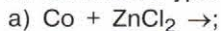


Для каждой реакции определите окислитель и восстановитель.

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



5. Запишите уравнения тех реакций, протекание которых возможно:



6. В 50 г воды растворили 2,74 г бария. Определите массовую долю гидроксида бария в полученном растворе.

7. Рассчитайте массу алюминия, которая полностью прореагирует с 60,8 г оксида хрома(III). Какая масса хрома при этом получится?

8. Почему раствор сульфата меди(II) нельзя хранить в оцинкованном железном ведре?

9. Медную пластинку погрузили в раствор нитрата серебра. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 1,52 г. Определите массу серебра, выделившегося на пластинке.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об использовании металлов в пиротехнике или военном деле.

§ 16. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ



IA группа Периодической системы Д. И. Менделеева носит название **щелочные металлы**. Общее название предполагает совокупность общих свойств во всех формах существования элементов: атомов, простых веществ и соединений. Каких именно?

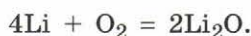
Атомы щелочных металлов содержат на внешнем энергетическом уровне по одному электрону. Восстановительные свойства возрастают от лития к цезию в связи с ростом радиусов атомов.

Простые вещества — щелочные металлы имеют металлическую кристаллическую решётку и представляют собой серебристо-белые мягкие вещества (легко режутся ножом) с характерным блеском на свежесрезанной поверхности (рис. 44).

Все они лёгкие и легкоплавкие, причём, как правило, плотность этих металлов возрастает от лития к цезию, а температура плавления, наоборот, уменьшается. Щелочные металлы активно реагируют с составными частями воздуха, поэтому их хранят под слоем защитной жидкости: вазелинового масла (литий) или керосина (остальные металлы).

Щелочные металлы активно взаимодействуют почти со всеми неметаллами.

Вы хорошо знаете, что при взаимодействии простых веществ с *кислородом* образуются оксиды. Именно в реакциях с этим окислителем проявляются особые свойства щелочных металлов. Литий подчиняется общим закономерностям и при взаимодействии с кислородом образует *оксид лития*:



Натрий же при горении на воздухе даёт в качестве продукта не оксид, а *пероксид натрия*:

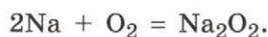
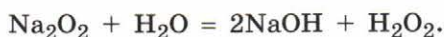


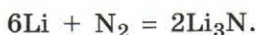
Рис. 44. Щелочные металлы

Пероксидами называют соединения, в которых кислород вместо привычной степени окисления -2 проявляет степень окисления -1 .

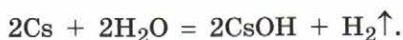
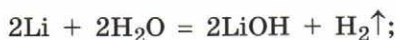
Пероксид натрия — твёрдое белое вещество, которое в результате реакции обмена с водой позволяет получить другой пероксид — пероксид водорода:



Литий также обладает необычным химическим свойством: это единственный из всех металлов, способный реагировать с азотом при комнатной температуре. В результате образуется *нитрид лития*:



Щелочные металлы взаимодействуют с водой, образуя щёлочи (отсюда название группы) и водород. При этом скорость химической реакции возрастает от лития к цезию. Например:



Соединения щелочных металлов. Из-за чрезвычайно высокой активности щелочные металлы в свободном состоянии в природе не встречаются. Все эти элементы проявляют единственно возможную ненулевую степень окисления $+1$. Важнейшие природные соединения щелочных металлов вам уже известны: каменная соль (галит) NaCl , сильвин (KCl), сильвинит ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$), чилийская селитра (NaNO_3). Громадные запасы солей щелочных металлов в растворённом состоянии содержатся в Мировом океане.

Получают щелочные металлы, как вы тоже знаете, электролизом расплавов их соединений:



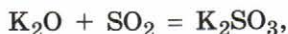
На практике проводят электролиз расплавов гидроксидов металлов, поскольку они имеют гораздо более низкую температуру плавления:



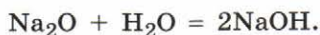
Оксиды щелочных металлов. Оксиды натрия и калия получают нагреванием их пероксидов с избытком металла, например:



Оксиды щелочных металлов представляют собой твёрдые белые вещества с ярко выраженными основными свойствами. Они реагируют с кислотными оксидами и с кислотами с образованием солей:



Оксиды щелочных металлов легко взаимодействуют с водой с образованием соответствующих гидроксидов металлов — щелочей:

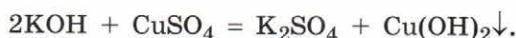
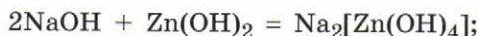
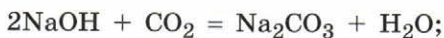


Гидроксиды щелочных металлов. В лабораторных условиях раствор гидроксида щелочного металла можно получить не только растворением в воде его оксида, но и взаимодействием с водой самого металла.

В промышленности щёлочи получают электролизом водных растворов хлоридов щелочных металлов:



Вам также известно, что щёлочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами, амфотерными гидроксидами, кислотами, солями:



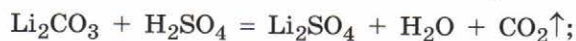
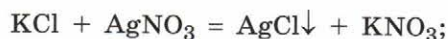
(Запишите ионные уравнения всех приведённых выше химических реакций.)

Гидроксид натрия в технике имеет ещё несколько названий: *едкий натр*, *каустическая сода*, *каустик*. Гидроксид калия называют также *едкое кали*.

Гидроксид натрия применяется для очистки нефти и масел, в производстве бумаги, мыла, искусственных волокон. Раствор гидроксида калия используется в качестве электролита в щелочных аккумуляторах.

Соли щелочных металлов представляют собой твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Их химические свойства определяются главным образом природой аниона. Так, галогениды (за исключением фторидов) вступают в реакции обмена с нитратом серебра, карбонаты при взаимодействии с кислотами выделяют углекислый газ, а нитраты при нагревании разлагаются на нитрит щелочного металла и кислород:



Без специального оборудования определить, какой щелочной металл входит в состав соединения, достаточно трудно. Однако у катионов этих металлов есть одно удивительное свойство — они окрашивают бесцветное пламя спиртовки в различные цвета: литий — в красный, натрий — в жёлтый, калий — в фиолетовый, цезий — в розово-фиолетовый (рис. 45).

Наибольшее значение и практическое применение имеют хлориды, карбонаты, сульфаты и нитраты калия и натрия.

Хлорид натрия NaCl. Бытовое название хлорида натрия — *поваренная соль*. Это не просто вкусовая приправа,

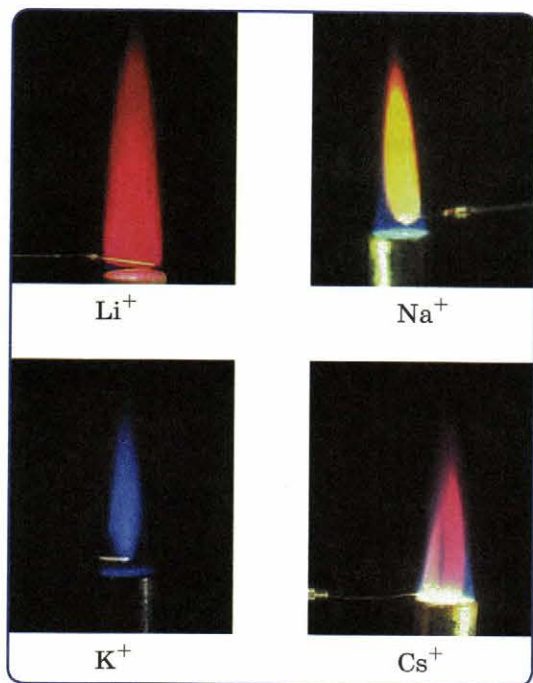


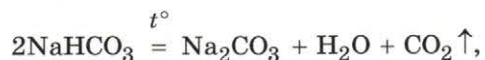
Рис. 45. Окраска пламени ионами щелочных металлов

а необходимый компонент пищи. Биологическая роль хлорида натрия известна вам из курса химии 8 класса, а теперь вы знаете, что хлорид натрия — ценное химическое сырьё. Электролизом его раствора получают гидроксид натрия, хлор, водород.

Хлорид калия KCl используется в сельском хозяйстве в качестве калийного удобрения, в химической промышленности для получения гидроксида калия. Стёкла и линзы, выточенные из больших кристаллов хлорида калия, применяются в специальных оптических приборах, поскольку они, в отличие от стеклянных, пропускают инфракрасное излучение.

Карбонат натрия Na₂CO₃ известен под названием *технической* или *стиральной соды*. До недавнего времени это вещество использовали в быту, добавляя в воду при стирке белья или чистке посуды. В промышленности карбонат натрия применяют как сырьё при производстве стекла. Кроме того, это вещество используется в производстве мыла и других моющих средств.

Гидрокарбонат натрия NaHCO₃. Это вещество хорошо известно вам под названиями *пищевая сода* или *питьевая сода*. При нагревании гидрокарбонат натрия разлагается в соответствии с уравнением



поэтому он используется в качестве разрыхлителя теста в кулинарии. При выпечке изделия под действием высокой температуры и в присутствии кислот (знакомый многим из вас процесс гашения соды уксусом) образуются углекислый газ и водяной пар, поднимающие тесто из-за образовавшегося внутри множества газовых пузырьков.

Поскольку гидрокарбонат натрия легко реагирует с сильными кислотами, например соляной, он входит в состав медицинских препаратов для понижения кислотности желудочного сока (при изжоге):



Карбонат калия K₂CO₃ в технике известен под названием *поташ*. Такое название связано с устаревшим способом получения этого вещества. В Средние века варили мыло, нагревая козье сало с золой костра. Позже из золы стали выделять вещество, которое и превращало жир в мыло, — карбонат калия. В специальных глиняных горшках сжигали деревянные чурки, древесную золу обрабатывали водой и выпаривали поташ (от англ. *pot* — горшок, *ash* — зола). До сих пор карбонат калия используют в производстве жидкого мыла, а также для получения специального стекла, красителей, других соединений калия.

Сульфат натрия Na₂SO₄. В 1648 г. немецкий алхимик Иоганн Рудольф Глаубер получил соль состава Na₂SO₄ · 10H₂O, которая с тех давних пор применяется в качестве слабительного средства. За веществом так и закрепилось название *глауберова соль*. В природе встречается минерал мирабилит, который имеет точно такой же состав. В промышленности глауберову соль используют в производстве стекла и волокон, при крашении тканей.

Нитрат калия KNO₃. Нитраты щелочных и щёлочноземельных металлов называют *селитрами*. Калийная селитра — один из компонентов чёрного пороха. Таким пороховым зарядом снаряжали пушки, ружья, мушкеты, пистолеты, стреляющие ядрами и пулями. Нитрат калия в порохе выполняет роль окисли-

теля, который превращает остальные компоненты пороха в газообразные вещества. Они-то и создают необходимое давление, выталкивающее заряд:



При этом в качестве дополнительных продуктов получают K_2SO_4 , K_2SO_3 , CO . Теперь у калийной селитры вполне мирные «профессии» — её используют в качестве удобрения, в производстве стёкол, как консервант в пищевой промышленности.



Щелочные металлы. Пероксиды. Едкий натр, каустическая сода. Кали едкое. Сода техническая и пищевая. Глауберова соль. Селитры.

Проверьте свои знания

1. Дайте общую характеристику щелочных металлов на основании их положения в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Найдите сходство и различия в строении атомов щелочных металлов.
2. Как хранят щелочные металлы в лаборатории?
3. Перечислите химические свойства щелочных металлов и раскройте зависимость скорости протекания реакций от природы щелочного металла.

Примените свои знания

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций: а) калия с водой; б) натрия с серой; в) оксида цезия с соляной кислотой; г) гидроксида лития с оксидом углерода(IV); д) оксида натрия с водой. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
2. В трёх склянках без этикеток находятся белые кристаллические порошки хлоридов калия, натрия и лития. Предложите способ распознавания этих веществ.
3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{KOH} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$;
б) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{LiCl}$;
в) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$.
4. Вместо многоточий впишите в уравнения реакций формулы веществ:
а) $\dots + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3$;
б) $\text{KOH} + \dots = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\dots + \dots = 2\text{LiCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$;
г) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2 \dots + \dots$.
5. В тесто добавили половину чайной ложки (2,1 г) питьевой соды. Какой объём углекислого газа (н. у.) выделится при полном разложении этого вещества?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об истории открытия одного из щелочных металлов, его свойствах и применении.

§ 17. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IIA ГРУППЫ



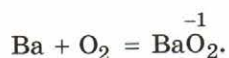
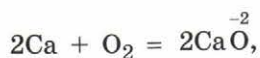
Элементы IIA группы Периодической системы Д. И. Менделеева, начиная с кальция, называют **щёлочноземельными металлами**. Можно предположить, что эти металлы сходны не только между собой, но и со щелочными металлами. Постарайтесь самостоятельно дать общую характеристику этих металлов по аналогии с металлами IA группы.

Строение атомов. На внешнем энергетическом уровне атомов элементов IIA группы находятся два электрона, которые они отдают при химических взаимодействиях и поэтому являются сильными восстановителями, получая при этом степень окисления +2. Эти свойства возрастают от бериллия к барию, что связано с увеличением радиусов их атомов.

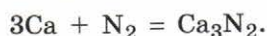
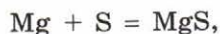
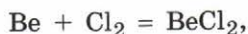
Простые вещества — лёгкие серебристо-белые металлы (стронций имеет золотистый цвет), твёрдые. Стронций значительно твёрже бария, который по мягкости близок к свинцу.

В отличие от бериллия и магния, щёлочноземельные металлы на воздухе реагируют с кислородом и водяными парами, поэтому их, подобно щелочным металлам, хранят под слоем керосина. Бериллий и магний на воздухе покрываются прочной оксидной плёнкой, которая предохраняет их от дальнейшего разрушения.

Активность металлов IIA группы возрастает от бериллия к барию (*как вы думаете, почему?*). При взаимодействии с кислородом бериллий, магний, кальций и стронций образуют оксиды, а более активный барий — пероксид:



Бериллий, магний и щёлочноземельные металлы при нагревании реагируют и с другими активными неметаллами: галогенами, серой, азотом, образуя бинарные соединения — галогениды, сульфиды, нитриды:



Скорость взаимодействия металлов IIA группы с водой также увеличивается от кальция к барию:



Бериллий при комнатной температуре с водой не взаимодействует, магний реагирует медленно и только при нагревании.

Большое количество кальция идёт на получение других металлов кальциетермическим способом, например:

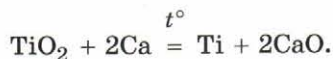




Рис. 46. Образец природного мрамора

Бериллий, магний и стронций используют как компоненты сплавов.

Соединения металлов IIА группы. В свободном состоянии бериллий, магний и щёлочноземельные металлы в природе не встречаются. Из этих металлов самый распространённый в земной коре элемент — кальций. Основные природные соединения кальция — кальцит, мрамор (рис. 46), известняк, мел. Все они содержат главный компонент — карбонат кальция CaCO_3 .

Оксиды металлов IIА группы. Своё название щёлочноземельные металлы получили потому, что их оксиды (ал-

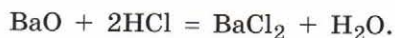
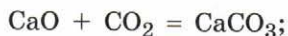
химики называли их землями) при растворении в воде образуют щёлочи.

Поскольку щёлочноземельные металлы достаточно дороги, ни оксиды, ни гидроксиды из самих металлов не получают.

Оксиды щёлочноземельных металлов представляют собой твёрдые белые вещества, проявляющие главным образом основные свойства. Они реагируют с водой с образованием щелочей, например:

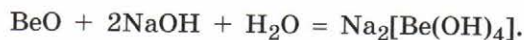
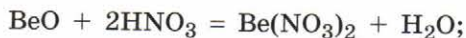


Их основные свойства проявляются также в реакциях с кислотными оксидами и кислотами, в результате которых образуются соли:



Оксид магния также проявляет основной характер, но с водой при стандартных условиях реагирует менее интенсивно, чем оксиды стронция и кальция.

Оксид бериллия — типичный амфотерный оксид. Помимо кислот, он реагирует и со щелочами, образуя комплексные соли:

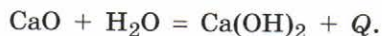


Оксиды щёлочноземельных металлов получают разложением их карбонатов при нагревании, например при обжиге известняка:



Оксид кальция в технике называют *негашёной известью* и используют в строительстве.

Поскольку существует негашёная известь, очевидно, должна быть и *гашёная*. Это действительно так: она представляет собой продукт взаимодействия негашёной извести с водой, т. е. гашения:



При гашении извести выделяется большое количество теплоты, вода частично превращается в пар. Создаётся впечатление, что загасили водой тлеющие угли костра.

Гидроксиды металлов IIA группы. В полном соответствии с характером оксидов гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства, гидроксиды остальных металлов IIA группы — основные. Причём гидроксиды щёлочноземельных металлов можно назвать щелочами, поскольку они растворимы в воде. Растворимость гидроксидов увеличивается в ряду $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$. Гидроксид магния в воде растворяется очень незначительно. Гидроксид кальция малорастворим в воде, но тем не менее его раствор под названием *известковая вода* используют для качественного обнаружения углекислого газа:



Если к воде добавить больше гидроксида кальция, чем может в ней раствориться, получится мутная взвесь твёрдых частичек основания в жидкости — *известковое молоко*. Его применяют в строительстве и в свеклосахарном производстве для очистки сахарных растворов.

По аналогии с известковой водой можно приготовить *баритовую воду* — раствор гидроксида бария. Баритовую воду применяют для поглощения углекислого газа из воздуха.

При нагревании гидроксиды бериллия, магния и щёлочноземельных металлов разлагаются с образованием соответствующих оксидов:



Лабораторный опыт № 16

Немного порошка оксида кальция поместите в химический стакан и прилейте 20 мл воды. Тщательно перемешайте содержимое стакана стеклянной палочкой и дайте отстояться. Профильтруйте по 2 мл содержимого стакана в 2 пробирки. С помощью трубочки для коктейля через раствор первой пробирки продувайте выдыхаемый воздух. Что наблюдаете? С какой целью используется данная реакция?

К раствору во второй пробирке добавьте 1—2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? О чём свидетельствует появление окраски?

Соли металлов IIA группы. В отличие от солей щелочных металлов, многие соли металлов IIA группы малорастворимы или нерастворимы в воде (*найдите соответствующие данные в таблице растворимости*).

Карбонат кальция CaCO_3 представляет собой белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. Легко вступает в реакцию обмена с растворимыми кислотами с бурным выделением углекислого газа:



Вам хорошо известно, что при пропускании углекислого газа через известковую воду образуется осадок карбоната кальция, известковая вода мутнеет. Кристаллики соли получаются очень мелкими. Карбонат кальция, полученный таким способом, является основой зубных паст, косметических средств, его используют также в производстве бумаги высокого качества (мелованной бумаги) и резины.

Если продолжать пропускать углекислый газ через помутневшую известковую воду, осадок через некоторое время исчезает, раствор вновь становится прозрачным. Это происходит потому, что карбонат кальция под действием избытка углекислого газа превращается в растворимую соль — гидрокарбонат кальция:



Сульфат магния $MgSO_4$, известный под названием *горькая* или *английская соль*, используют в медицине в качестве компонента слабительных средств. Эта соль содержится в морской воде и придаёт ей горький вкус.

Сульфат бария $BaSO_4$ — нерастворимая в воде соль. Перемешивая её с небольшим количеством воды, получают так называемую баритовую кашу, которую используют в медицине для рентгеноскопии желудочно-кишечного тракта. Сульфат бария (его называют контрастным веществом), в отличие от мягких тканей организма, задерживает рентгеновское излучение и, проникая в пищевод, желудок, кишечник, даёт на рентгенограмме чёткое изображение внутреннего органа.

Сульфат бария используется как наполнитель при производстве керамики, бумаги, резины, является компонентом белых масляных красок.

Сульфат кальция $CaSO_4$ встречается в природе в виде осадочной породы *гипса*, имеющего состав $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Как вы уже знаете, кристаллические вещества, содержащие в своём составе молекулы воды, называются **кристаллогидратами**. При прокаливании гипса он частично теряет воду, превращается в белый порошок — *алебастр* $CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$. Если к алебастру снова добавить небольшое количество воды, полученная кашица через некоторое время затвердеет, вновь превратившись в гипс. Такие превращения используют в строительстве, при отделке помещений, для изготовления лепных украшений, статуй, а в медицине для наложения гипсовых повязок.



Щёлочноземельные металлы. Оксиды и гидроксиды щёлочноземельных металлов. Негашёная и гашёная известь. Известковая вода, известковое молоко. Баритовая вода. Гипс. Алебастр. Кристаллогидраты.

Проверьте свои знания

1. Сравните общие характеристики щелочных и щёлочноземельных металлов. Укажите тип связи и тип кристаллической решётки в простых веществах, образованных этими металлами.
2. Перечислите общие химические свойства щёлочноземельных металлов. Подчеркните особенности взаимодействия этих металлов с водой.

Примените свои знания

1. С помощью какой химической реакции можно доказать, что в состав минералов кальция — известняка, мрамора, кальцита — входит карбонат этого металла? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.
2. Охарактеризуйте свойства оксида кальция как основного оксида. Ответ подтвердите уравнениями химических реакций в молекулярной и ионной формах.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $Ca \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaF_2$;
б) $BaCO_3 \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$.
Для реакций обмена запишите ионные уравнения.
4. При обработке 9,8 г смеси карбоната, гидроксида и сульфата кальция выделилось 0,896 л газа (н. у.) и осталось 2,1 г твёрдого остатка. Вычислите массовую долю компонентов в смеси.
5. Какую массу соды (безводный карбонат натрия Na_2CO_3) необходимо добавить к 100 л жёсткой воды, содержащей 610 мг/л гидрокарбонат-ионов, для её полного умягчения?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Щелочные металлы получают электролизом расплавов их гидроксидов — щелочей. Для получения щёлочноземельных металлов используют электролиз расплавов их солей. Как вы думаете, почему для этих целей не годятся гидроксиды щёлочноземельных металлов? Напишите уравнение электролиза расплава хлорида кальция.
2. Подготовьте сообщение об истории открытия одного из щёлочноземельных металлов, его свойствах и применении.

§ 18. АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Самым распространённым металлом в природе является алюминий (около 8 % массы земной коры), однако в чистом виде он был получен только в 1825 г., а технически доступным металлом стал с 1886 г. Как вы думаете, почему?



Алюминий является третьим по распространённости в литосфере химическим элементом (после неметаллов кислорода и кремния). Несмотря на устойчивость на воздухе, алюминий в виде металла в природе не встречается. Наиболее распространены такие его природные соединения, как алюмосиликаты, бокситы, каолин, полевые шпаты, глинозём, корунд. Практически во всех перечисленных минералах их основная масса приходится на оксид алюминия Al_2O_3 . Многие из этих минералов содержат также оксиды кремния, щелочных и щёлочноземельных металлов.

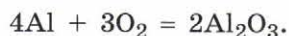
Алюминий сразу после его открытия привлёк химиков своей красотой и лёгкостью. Внешне он походит на серебро, примерно в три раза легче железа и меди. Алюминий обладает прекрасной пластичностью: можно прокатать его в тонкую фольгу, сделать из него тончайшие украшения, придать ему нужную форму. Вот только прочность чистого алюминия невелика. Но в виде сплавов с другими металлами он заметно «крепчает». Уже созданы сплавы алюминия с прочностью в 10 раз выше стали.

Сейчас ежегодно в мире получают более 58 млн т алюминия.

Алюминий — простое вещество. Каждый держал в руках изделия из этого серебристо-белого, лёгкого, сравнительно мягкого металла, будь то посуда, электропровод, проволока или фольга. Такое широкое использование алюминия и его сплавов объясняется сочетанием практически полезных свойств: высокой электропроводности, теплопроводности, пластичности, устойчивости к воздействию влаги и воздуха, нетоксичности, лёгкости механической обработки и главное — малой плотности.

Химические свойства алюминия сочетают типичные свойства металлов и некоторые особенности, свойственные металлам, образующим амфотерные оксиды и гидроксиды. Несмотря на сравнительно небольшой радиус атома (алюминий — элемент третьего периода) и значительное число электронов на внешнем энергетическом уровне (алюминий — элемент IIIA группы, следовательно, у него три валентных электрона), это достаточно активный металл. В электрохимическом ряду напряжений он расположен следом за щёлочноземельными металлами. Од-

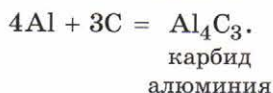
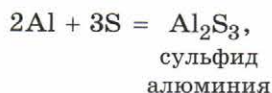
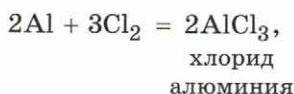
нако на воздухе алюминий устойчив, поскольку его поверхность покрывается тонкой и очень прочной оксидной плёнкой, которая защищает его от взаимодействия с компонентами воздуха и водой:



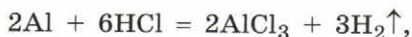
Если оксидную плёнку удалить механически или с помощью кислоты, алюминий способен медленно реагировать с водой:



Помимо кислорода, алюминий реагирует с большинством неметаллов, образуя бинарные соединения:



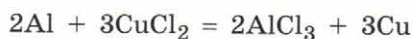
(Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы для этих реакций.)
Алюминий легко реагирует с кислотами: соляной и разбавленной серной:



(Запишите ионные уравнения этих реакций и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.)

Однако с концентрированными серной, азотной и фосфорной кислотами алюминий при комнатной температуре не взаимодействует. Дело здесь также в образовании плотной защитной оксидной плёнки на поверхности металла.

Алюминий способен вытеснять менее активные металлы не только из растворов солей, но и из оксидов:



(Запишите ионные уравнения этих реакций и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.)

Укажем ещё одно необычное свойство алюминия — он реагирует со щелочами с образованием солей и выделением водорода:



(Запишите ионное уравнение этой реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.)

Эту реакцию можно использовать в лабораторных условиях для получения водорода.

Алюминий используется для изготовления проводов линий электропередачи, труб для нефтяной промышленности. Если поверхность алюминия отполировать, он становится очень блестящим. Это свойство металла используется для производства зеркал, прожекторов, мощных отражателей.



Рис. 47. Алюминиевые сплавы — основа авиационной техники

Пластичность и нетоксичность алюминия лежат в основе его использования в производстве различных упаковочных материалов для пищевых продуктов. Вспомните хотя бы алюминиевую фольгу для обёртки шоколада или приготовления пищи, алюминиевые банки для прохладительных напитков, крышки пластиковых баночек с йогуртом.

Большая часть производимого алюминия идёт на получение сплавов. Благодаря лёгкости и прочности они широко используются в авиационной и космической промышленности (рис. 47). Недаром алюминий называют крылатым металлом.

Способность порошка алюминия гореть ослепительным пламенем используется в пиротехнике — производстве бенгальских огней, салютов, фейерверков.

Соединения алюминия

Оксид алюминия Al_2O_3 . Оксид алюминия входит в состав не только широко распространённых в земной коре минералов, но и некоторых полудрагоценных и драгоценных камней: рубина, сапфира, граната, изумруда, александрита, аквамарина.

Рубин в переводе с латинского означает «красный». Цвет от ярко-красного до фиолетово-красного придают природному рубину примеси соединений меди, железа, хрома (рис. 48). Этот драгоценный камень используют не только в качестве украшения, но и в часовой промышленности, в электронике, для изготовления лазеров. Потребность в рубинах достаточно велика, удовлетворить спрос только поиском природных камней не удаётся. Поэтому химики научились выращивать кристаллы искусственных рубинов.

Ещё одна разновидность прозрачного оксида алюминия — *сапфир*. Окраска



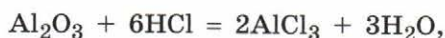
Рис. 48. Обработанные рубины



Рис. 49. Различная окраска обработанных сапфиров

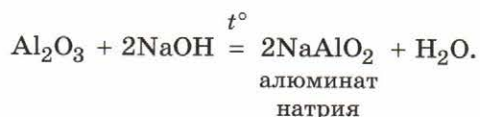
этого драгоценного камня более разнообразна: синяя, фиолетовая, зелёная, жёлтая, оранжевая, даже чёрная (рис. 49).

Оксид алюминия — типичный амфотерный оксид. Он взаимодействует и с кислотами, и со щелочами с образованием солей:



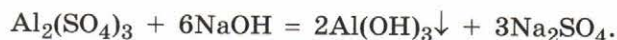
тетрагидроксоалюминат калия

Сплавление твёрдого оксида алюминия со щелочами приводит к образованию не комплексного соединения, а твёрдых солей метаалюминиевой кислоты, имеющей формулу HAlO_2 :

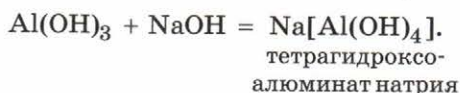


Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

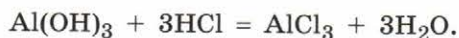
Гидроксид алюминия, подобно оксиду, проявляет амфотерные свойства. Получить студневидный осадок этого нерастворимого в воде вещества можно добавлением щёлочи к раствору соли металла (рис. 50):



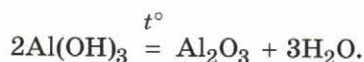
При проведении этой реакции следует избегать добавления избытка щёлочи, потому что в этом случае полученный осадок вновь растворится:



Взаимодействует гидроксид алюминия и с кислотами, например соляной:



При нагревании гидроксид алюминия, как все нерастворимые гидроксиды, разлагается на оксид металла и воду:



Соли алюминия представляют собой твёрдые кристаллические вещества, среди которых сульфат, нитрат и галогениды растворимы в воде.

Хлорид алюминия AlCl_3 . Из водных растворов хлорид алюминия кристаллизуется в виде кристаллогидрата. Состав такого кристаллогидрата $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Безводный хлорид алюминия широко используется в качестве катализатора в органическом синтезе.

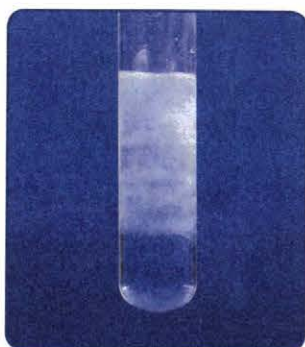


Рис. 50. Гидроксид алюминия

Сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ получают обработкой бокситов серной кислотой. Сульфат алюминия широко применяется на водоочистных станциях для очистки воды, которая подаётся в водопроводную сеть. Раствором этой соли пропитывают ткани перед окрашиванием, чтобы краситель прочно удерживался на волокнах. Такую обработку называют *протравливанием*, а сульфат алюминия — *протравой*.

Алюминий и его свойства. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Соли алюминия. Природные соединения алюминия и его получение.



Проверьте свои знания

1. Запишите схему распределения электронов атома алюминия по энергетическим уровням.
2. Охарактеризуйте физические свойства алюминия и области применения этого металла, основанные на этих свойствах.
3. Перечислите химические свойства алюминия. Подчеркните особенности его взаимодействия с серной и азотной кислотами. Запишите соответствующие уравнения реакций.

Примените свои знания

1. Рассчитайте площадь алюминиевой фольги толщиной 0,01 мм, которую можно изготовить из 1 моль этого металла, если плотность алюминия равна $2,7 \text{ г/см}^3$.
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
б) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие схеме превращений:



Укажите окислитель и восстановитель.

4. Почему при добавлении к концентрированному раствору щёлочи небольшого количества раствора сульфата алюминия не выпадает осадок гидроксида алюминия? Каким должен быть порядок приливания реагентов для получения осадка гидроксида? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций раствора сульфата алюминия с избытком раствора гидроксида натрия.
5. Массовая доля оксида алюминия в образце боксита составляет 81,6 %. Какую массу алюминия можно получить из 1 т этого сырья, если производственные потери металла составляют 6 %?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об истории открытия алюминия, его свойствах и применении.

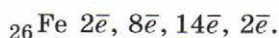
§ 19. ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



Железо неразрывно связано с историей человечества. Алхимики изображали его знаком Марса (II). Как вы думаете, почему?

Алхимическое обозначение железа связано с богом войны — Марсом. Железо и его сплавы до сих пор являются основой военной и космической техники.

Строение атома железа существенно отличается от строения атомов металлов А-групп. Главное отличие состоит в том, что у атома железа происходит заполнение электронами не внешнего, а предвнешнего электронного слоя. Именно поэтому железо, как и все остальные элементы-металлы, у которых заполняется предвнешний энергетический уровень, расположено в Б-группе Периодической системы. Схема строения атома железа:



Железо — элемент с переменной валентностью. В соединениях железо может проявлять степени окисления +2, +3 и даже +6. Из этого следует, что к валентным относятся электроны не только внешнего, но и предвнешнего энергетического уровня.

Железо — один из самых распространённых элементов в Солнечной системе, особенно на планетах земной группы (*назовите эти планеты*). На Земле большая часть железа сосредоточена в ядре. Но и в земной коре на долю этого элемента приходится более 4 % массы, и это второе место среди металлов (после алюминия) и четвёртое среди всех химических элементов. Среди железных руд (рис. 51), как вы уже знаете, наибольшее значение имеют *красный железняк (гематит Fe_2O_3)*, *магнитный железняк (магнетит Fe_3O_4)*, *бурый железняк (лимонит $\text{FeO}(\text{OH})$)*. В природе также широко распространён *пирит (серный, или железный, колчедан FeS_2)*, однако он не относится к железным рудам, а служит сырьём для получения серной кислоты. По запасам железных руд Россия занимает первое место в мире.

Железо — простое вещество. Это серебристо-белый блестящий металл с температурой плавления 1539 °С. Очень пластичный, поэтому легко обрабатывается, куётся, штампуются. Железо способно намагничиваться и размагничиваться, поэтому применяется в качестве сердечников электромагнитов в различных электрических машинах и аппаратах. Как правило, в технике, в промышленности, в быту

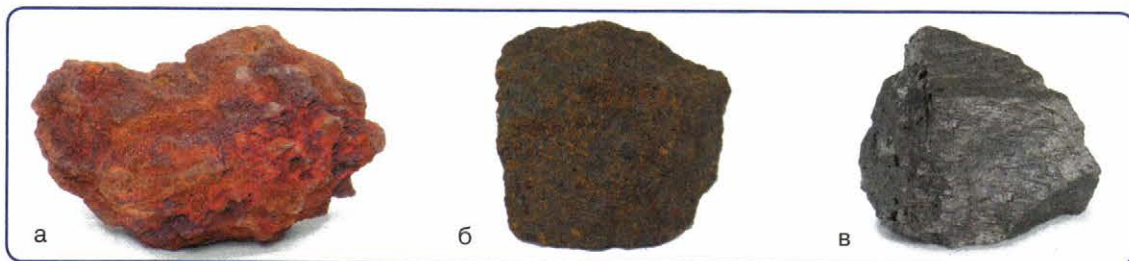


Рис. 51. Железные руды: а — красный железняк, б — бурый железняк, в — магнитный железняк

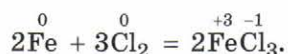
используется не чистое железо, а сплавы железа с углеродом — сталь и чугун, с которыми вы уже хорошо знакомы.

Как и все металлы, простое вещество железо в любых химических реакциях проявляет восстановительные свойства. В зависимости от природы второго участника реакции — окислителя в продуктах реакции железо может иметь степень окисления +2 или +3.

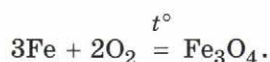
Например, при взаимодействии железа с серой образуется сульфид железа(II):



Более сильный окислитель — хлор окисляет железо уже до степени окисления +3:

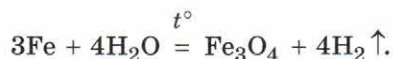


В этом отношении интересна реакция железа с кислородом. При высокой температуре порошок железа сгорает с образованием необычного оксида, который называют **железной окалиной**, а состав отражают формулой Fe_3O_4 :



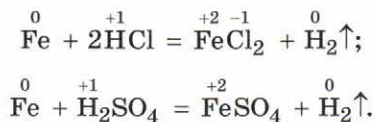
Что же необычного в этом оксиде? Если рассчитать степень окисления железа в этом веществе, то получится дробное число $+8/3$. Дело в том, что в данном оксиде степени окисления трёх атомов железа различны: у двух +3, у одного +2. Поэтому химическое название железной окалины — *оксид железа(II, III)*. Подобные оксиды называют смешанными. Формулу оксида железа(II, III) можно записать по-другому: $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

При высокой температуре, как вы уже знаете, раскалённое железо реагирует с перегретым водяным паром. При этом также образуется оксид железа(II, III) и водород:



На протекании этой реакции основан железо-паровой способ получения водорода. (Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы для указанных выше реакций.)

Поскольку железо в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит левее водорода, оно способно реагировать с растворами кислот:



А вот концентрированные серная и азотная кислоты железо пассивируют и при комнатной температуре с ним не взаимодействуют. Фосфорная кислота также не реагирует с железом, поскольку при контакте этих веществ поверхность металла покрывается тонкой плёнкой нерастворимого фосфата железа, что предохраняет его от дальнейшего взаимодействия.

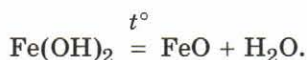
В соответствии с положением железа в электрохимическом ряду напряжений оно может вытеснять металлы, стоящие правее его, из водных растворов их солей, например:



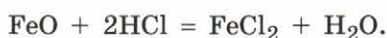
(Запишите ионные уравнения реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.)

Соединения железа

Оксид железа(II) FeO можно получить разложением соответствующего гидроксида железа(II):



Оксид железа(II) — порошок чёрного цвета, проявляет основные свойства, т. е. реагирует с кислотами с образованием солей железа(II):

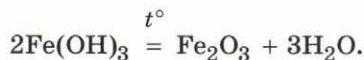


(Запишите ионное уравнение реакции.)

Оксид железа(II) довольно легко окисляется до соединений железа в степени окисления +3:

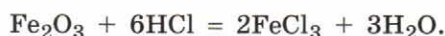


Оксид железа(III) Fe₂O₃ в лабораторных условиях также можно получить разложением гидроксида при нагревании:

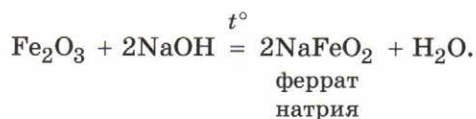


Этот оксид имеет буро-коричневый цвет.

Оксид железа(III) — амфотерный оксид с преобладанием основных свойств. Он сравнительно легко растворяется в кислотах с образованием солей железа(III):



Со щелочами оксид железа(III) реагирует только при высокой температуре:



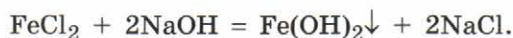
Оксид железа(III) обладает замечательным свойством: он способен намагничиваться и размагничиваться. Именно он входит в состав магнитного слоя столь популярных гибких сувенирных наклеек, которыми украшают домашние холодильники.

Многим из вас хорошо знакома краска для металла, называемая железным суриком. Пигментом (красителем) в ней служит оксид железа(III). Кроме того, природный Fe₂O₃ используется для производства специальной термостойкой керамической плитки.

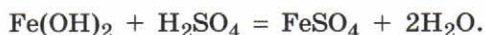
Оксид железа(II, III) Fe₃O₄. Как вы уже знаете, именно этот смешанный оксид является продуктом реакции железа с кислородом. Чёрные блестящие «скорлупки» железной окалины образуются на сварочном шве при электросварке металлов. При взаимодействии железной окалины с кислотами образуются сразу две соли железа в различных степенях окисления:



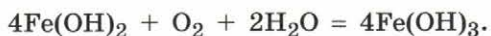
Гидроксид железа(II) получают действием щёлочи на растворы солей железа(II):



Гидроксид железа(II) — нерастворимое в воде вещество, проявляет основные свойства. Растворяясь в кислотах, он образует соли железа(II):



При получении гидроксид железа(II) имеет зеленоватую окраску, которая затем переходит в бурую, поскольку под действием кислорода происходит его окисление до гидроксида железа(III):



Гидроксид железа(III) Fe(OH)_3 также можно получить реакцией обмена между раствором соли железа в соответствующей степени окисления и щёлочью (рис. 52):

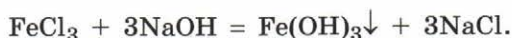


Рис. 52. Гидроксид железа(III)

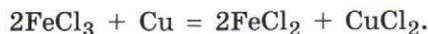
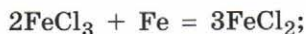
Лабораторный опыт № 17

В одну пробирку налейте 2 мл раствора сульфата железа(II), в другую — такой же объём раствора хлорида железа(III). В каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Каков цвет образующихся осадков?

Соли железа в степени окисления +3 более устойчивы по сравнению с аналогичными веществами, в которых металл находится в степени окисления +2.

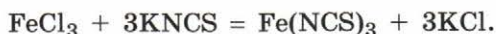
Сульфат железа(II) образует кристаллогидрат состава $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, известный под названием *железный купорос*. Эти светло-зелёные кристаллы хорошо известны дачникам: раствором железного купороса обрабатывают садовые культуры от вредителей.

Хлорид железа(III) FeCl_3 проявляет довольно сильные окислительные свойства. Он способен окислять не только такие сильные восстановители, как иодиды металлов, но и сами металлы — цинк, железо и даже медь:



Хлорид железа(III) используется в качестве катализатора в органическом синтезе.

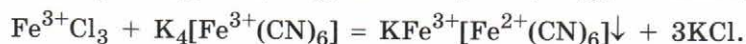
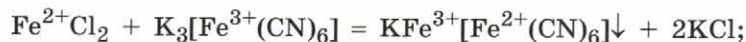
Катион Fe^{3+} можно обнаружить в растворе с помощью *качественной реакции* с роданидом калия KNCS или роданидом аммония NH_4NCS . При добавлении этого реагента катионы железа(III) образуют соединение красного цвета — роданид железа:



Кроме того, для обнаружения в растворе катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} используют особые реагенты — растворы *красной кровяной соли* $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (химическое название этого вещества — гексацианоферрат(III) калия) и *жёлтой кровяной соли* $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (гексацианоферрат(II) калия) соответственно.

Своё название кровяные соли носят с тех давних пор, когда их получали нагреванием крови животных с железными стружками и карбонатом калия.

Если к растворам, содержащим ионы Fe^{2+} или Fe^{3+} , добавить соответственно растворы красной кровяной соли или жёлтой кровяной соли, то в обоих случаях выпадает осадок синего цвета, имеющий одинаковый состав:



Лабораторный опыт № 18

В одну пробирку налейте 2 мл раствора сульфата железа(II), в другую — такой же объём раствора хлорида железа(III). В первую пробирку добавьте 3—4 капли раствора красной кровяной соли, во вторую — 3—4 капли раствора жёлтой кровяной соли. Что наблюдаете? Сравните цвет образующихся осадков.

Соединения железа содержатся в любых живых организмах. Растения, произрастающие на почве, лишённой железа, теряют свою окраску. Человек, не получающий с пищей соединения железа, заболевает анемией (малокровием). Дело в том, что железо, как вы знаете, входит в состав белка гемоглобина, ответственного за перенос кислорода в крови. При возвращении гемоглобина в лёгкие происходит обратный процесс. Падение уровня гемоглобина в крови вызывает бледность, быструю утомляемость, упадок сил и служит признаком анемии.



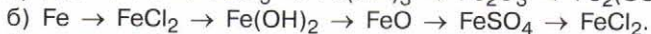
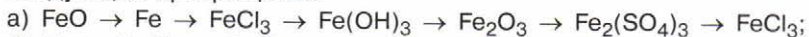
Железо и его свойства. Природные соединения железа: гематит, магнетит, лимонит, пирит. Оксиды и гидроксиды железа. Соли железа. Качественные реакции на катионы железа.

Проверьте свои знания

1. Расскажите о нахождении железа в природе.
2. В какой из руд — красном, буром, магнитном железняке или пирите — массовая доля железа наибольшая?
3. Перечислите химические свойства железа. Подчеркните особенности его взаимодействия с растворами кислот и солей, а также с неметаллами.

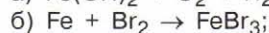
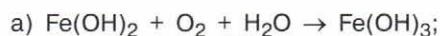
Примените свои знания

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



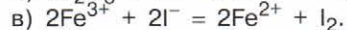
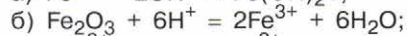
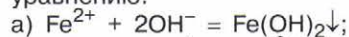
Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а для двух уравнений окислительно-восстановительных реакций в каждой схеме расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

2. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:



Укажите окислитель и восстановитель.

3. Напишите по два молекулярных уравнения, соответствующих каждому ионному уравнению:



4. Железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ широко используется как средство для борьбы с грибковыми заболеваниями растений — *фунгицид*. Какую массу железного купороса можно получить из 2,8 кг железных опилок и необходимого количества разбавленной серной кислоты?

5. Один из учащихся написал формулу двойной соли железа и аммония $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, а другой — $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Кто из них прав? Докажите ваше утверждение.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

На трёх карточках опишите свойства различных металлов, не называя эти металлы. Раздайте карточки своим одноклассникам, получите от них три аналогичных описания. К следующему уроку постарайтесь определить, описания каких металлов вам достались. Можно ли по полученному вами тексту сделать однозначный вывод?

§ 20. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И СПОСОБЫ ЗАЩИТЫ ОТ НЕЁ

Ежегодно около четверти металлургических предприятий мира работают на восполнение потерь от коррозии. Что такое коррозия и как уменьшить потери от неё?



Каждому из вас знаком печальный результат коррозии: ржавые пятна на кузове автомобиля, испорченные водопроводные трубы, неоткручивающиеся болты и гайки... *Ржавчина* — это результат окисления железа кислородом воздуха в присутствии влаги.

Ржавление железа — это частный вид *коррозии*. Её результат — это и зелёный налёт на бронзовой скульптуре, и почерневшее серебряное украшение, и прохудившаяся дюралевая лодка.

Коррозия — это разрушение металла или сплава в результате взаимодействия с окружающей средой.

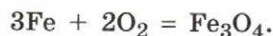
Даже само слово «коррозия» звучит угрожающе (от лат. *corrodere* — разъедать).

Некоторые металлы природа наделила замечательным свойством — устойчивостью к атмосферной коррозии. Благородные металлы не корродируют из-за своей химической инертности. На поверхности других, например алюминия или магния, образуется тончайшая и очень прочная плёнка оксида, предохраняющая металл от дальнейшего разрушения. У таких металлов, как хром и никель, оксидная плёнка настолько тонкая, что не скрывает их естественного металлического блеска.

К сожалению, продукты окисления железа на его поверхности рыхлые и непрочные, они не защищают металл от проникновения к нему окислителя (рис. 53). Однако не только потеря металлов, но и порча изделий из них обходится очень дорого. Затраты на ремонт или замену деталей судов, автомобилей, аппаратуры химических производств, приборов и коммуникаций во много раз превышают стоимость металла, из которого они изготовлены.

Коррозия вызывает серьёзные экологические последствия. Утечка газа, нефти, других опасных химических продуктов из разрушенных коррозией трубопроводов приводит к загрязнению окружающей среды.

Коррозию металлов и сплавов (их окисление) вызывают такие компоненты окружающей среды, как вода, кислород, оксиды азота и серы, содержащиеся в воздухе, водные растворы солей (морская вода, грунтовые воды), кислотные дожди. Под воздействием высокой температуры металлы покрываются рыхлым слоем окалины. Это пример высокотемпературной газовой коррозии, которую также называют **химической**:



Особенно сильно корродируют металлы, в первую очередь железо, во влажном воздухе, при соприкосновении с водой или растворами электролитов. Упрощённое уравнение этой реакции выглядит так:



Химически чистое железо практически не подвержено коррозии, а техническое железо, которое содержит различные примеси, например в чугунах или сталях, ржавеет. Следовательно, одной из причин возникновения коррозии является наличие примесей в металле, т. е. его неоднородность. Сущность процесса в этом случае



Рис. 53. Корродирующий металлолом

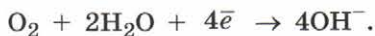
отличается от реакций, протекающих при химической коррозии. Рассмотрим механизм разрушения металла на следующих примерах.

Если два различных металла, находящиеся в соприкосновении друг с другом, опустить в водный раствор электролита (в реальных условиях в качестве такого раствора могут выступать грунтовые или дождевые воды, сконденсированная влага атмосферного воздуха), то более активный металл, т. е. стоящий в электрохимическом

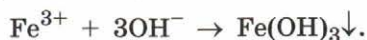
ряду напряжений левее, будет разрушаться, предохраняя менее активный металл от коррозии. Например, при контакте железа с медью в водной среде железо, как более активный металл, постепенно корродирует, превращаясь в ионы Fe^{3+} :



Электроны, высвобождающиеся из атомов железа, переходят на поверхность менее активного металла — меди. Здесь протекает процесс восстановления частиц, вызывающих процесс коррозии, например кислорода в присутствии воды:



Взаимодействие ионов железа и гидроксид-ионов приводит к образованию столь знакомого нам бурого налёта — ржавчины. Упрощённо образование ржавчины можно записать следующим образом:



Коррозия, при которой атомы металлов, превращаясь в ионы, переходят в раствор, а высвобождающиеся электроны восстанавливают окислитель на других участках поверхности металла, называется **электрохимической коррозией**. Обязательным условием электрохимической коррозии является наличие электролита.

Учитывая колоссальные убытки экономики от коррозии, технологам, химикам приходится решать непростую проблему защиты металлов и сплавов.

Рассмотрим основные способы защиты металлов от коррозии.

1. *Нанесение защитных покрытий на поверхность металлического изделия.*

Процесс покрытия может быть физическим: окраска металла лаками, красками, эмалями. Однако такие защитные плёнки недолговечны. Знаменитую Эйфелеву башню в Париже красят каждые семь лет (в 2009 г., к 120-му дню рождения, её покрасили в 19-й раз) (рис. 54). За 120 лет масса башни увеличилась на 200 т.

Более стойки химические покрытия. Так, предохраняемый металл можно покрыть слоем другого металла, менее подверженного коррозии: золота, серебра, хрома, никеля. Один из самых старых способов — это *лужение*, т. е. покрытие железного листа слоем олова. Такое железо называют белой жёстью, его используют, например, для изготовления металлических банок для консервирования.

2. *Добавка легирующих элементов.* Для предотвращения коррозии к стали при её производстве добавляют специальные вещества, которые называют *легирующими*. Например, сталь, содержащая легирующие добавки хрома, никеля или марганца, не подвергается коррозии и называется *нержавеющей*. Нержавеяка, из которой изготавливают столовые приборы, содержит до 12 % хрома и до 10 % никеля. Лёгкие нержавеющие сплавы содержат в качестве добавок алюминий или титан. Из листов нержавеющей стали создана знаменитая скульптура В. И. Мухиной «Рабочий и колхозница» (рис. 55).

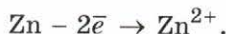


Рис. 54. Окраска Эйфелевой башни в разные годы

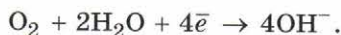


Рис. 55. Скульптурная композиция В. И. Мухиной «Рабочий и колхозница» изготовлена из нержавеющей стали

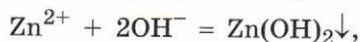
При контакте железа с металлическим цинком в агрессивной среде разрушается в первую очередь более активный металл — цинк:



Высвободившиеся электроны попадают на поверхность менее активного металла — железа, на котором происходит процесс восстановления веществ, вызывающих коррозию:



В результате окисления цинка образуется гидроксид этого металла:



при этом железо защищено от коррозии.

Теперь вы сможете объяснить, почему на днища кораблей прикрепляют массивные цинковые слитки, которые по мере разрушения заменяют новыми.



Коррозия химическая и электрохимическая. Защита металлов от коррозии. Лужение. Воронение. Легирующая добавка. Нержавеющая сталь.

Проверьте свои знания

1. Что такое коррозия? Какие виды коррозии различают?
2. Проиллюстрируйте химическую коррозию на примере процессов, протекающих с литием на воздухе, сопроводив их соответствующими уравнениями реакций.
3. Перечислите способы защиты от коррозии.

Примените свои знания

1. Медь на воздухе покрывается налётом тёмного цвета, представляющим собой тонкую плёнку оксида меди(II). Напишите уравнение соответствующей реакции. Предложите способ химической очистки поверхности меди от оксидной плёнки без повреждения металла.
2. Бронзовые скульптуры под действием кислорода воздуха, углекислого газа и влаги покрываются патиной — зеленоватым налётом, состоящим главным образом из вещества с формулой $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. К какому классу соединений относится это вещество? Дайте ему название. Напишите уравнение реакции этого соединения с раствором серной кислоты.
3. В состав преобразователей ржавчины, которые превращают рыхлый гидроксид железа(III) в тонкую прочную плёнку фосфата железа(III), входит фосфорная кислота. Напишите уравнение реакции, протекающей при обработке ржавой поверхности фосфорной кислотой. Является ли данная реакция окислительно-восстановительной?
4. Какие массы хрома и никеля потребуются для получения нержавеющей стали из 200 кг железа, если содержание в конечном сплаве никеля составляет 8 %, а хрома — 10 %?
5. В начале XX в. из порта Нью-Йорка вышла в открытый океан красавица-яхта. Её владелец, американский миллионер, изготовил корпус яхты из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклёпками. Это было очень красиво: сверкающий серебристый корабль, усеянный золотистыми головками заклёпок! Однако через несколько месяцев обшивка корпуса начала расходиться, и яхта пошла ко дну. Почему? Напишите соответствующие уравнения реакций.
6. Для защиты от коррозии тонкого железного листа (жести) его покрывают тонким слоем металлического цинка. Каким образом цинковое покрытие предохраняет железо от коррозии? Рассмотрите электрохимические процессы, протекающие на поверхности обоих металлов.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Выполните домашний эксперимент «Изучение коррозии железных гвоздей».

Реактивы и оборудование: растворы аммиака (нашатырного спирта), хлорида натрия (поваренной соли), уксусной кислоты (столовый уксус), карбоната или гидрокарбоната натрия (стиральной или питьевой соды), вода; 5 гвоздей, 5 прозрачных пузырьков (например, из-под пенициллина); любой самодельный индикатор¹.

Ход работы

1. Возьмите 5 пузырьков и опустите в каждый по чистому блестящему гвоздю. Аккуратно! Не разбейте донышки пузырьков!
2. Налейте в каждый пузырёк раствор одного из реагентов так, чтобы он полностью покрыл гвоздь.
3. С помощью любого индикатора определите среду каждого раствора. Оставьте гвозди в растворах до следующего дня. Проследите за тем, какие изменения обнаружились при этом.
4. Напишите отчёт о проделанной работе, ответив на следующие вопросы:
 - В каких растворах наблюдались, а в каких не наблюдались признаки коррозии?
 - Удалось ли вам установить какие-либо закономерности при проведении опыта? Если да, то каковы они? Как можно объяснить эти закономерности?
 - Заметили ли вы разницу в том, как протекает коррозия на поверхности, шляпке, остром кончике гвоздя?

¹ Самодельный индикатор можно приготовить из свёклы, фиолетовой капусты, черники, вишни. Возьмите немного сырья (точное количество не имеет значения), измельчите его, положите в кастрюльку и залейте 200 мл воды. Кипятите в течение 2—3 минут. Раствор после охлаждения профильтруйте.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ III «МЕТАЛЛЫ»

1. Металлы в таблице Д. И. Менделеева располагаются под диагональю В—At. Только из элементов-металлов состоят В-группы.

2. Металлы — простые вещества в твёрдом состоянии имеют металлическую кристаллическую решётку, а потому обладают электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью, тягучестью, металлическим блеском.

3. Металлы — простые вещества проявляют только восстановительные свойства. Они взаимодействуют с неметаллами (кислородом, серой, галогенами), а также растворами кислот и солей в соответствии с их положением в электрохимическом ряду напряжений. Кроме того, при соблюдении определённых условий большинство металлов взаимодействуют с водой, а некоторые (Li, Ca, Mg, Al) восстанавливают другие металлы из их оксидов (металлотермия).

4. Металлы (например, Al и Zn), оксиды и гидроксиды которых проявляют амфотерные свойства, взаимодействуют со щелочами.

5. Коррозия — это разрушение металла или сплава в результате химических реакций с веществами окружающей среды. Различают химическую и электрохимическую коррозию.

6. Основные способы защиты от коррозии:

- нанесение защитных покрытий на поверхность металлического изделия;
- добавка легирующих элементов;
- изменение состава поверхностного слоя металлического изделия;
- использование ингибиторов;
- протекторная защита.



IV

НЕМЕТАЛЛЫ



§ 21. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ



Неметаллы — это химические антонимы металлов. Какими характерными общими особенностями строения и свойств обладают неметаллы?

Атомы большинства неметаллов содержат 4—7 электронов на внешнем электронном слое (энергетическом уровне). Для завершения внешнего электронного слоя атомам неметаллов проще присоединить 1—4 электрона (возникает ионная связь) или образовать общие электронные пары с атомами этого же или другого неметалла (возникает ковалентная полярная и неполярная связь), чем отдать 5—7 валентных электронов другому атому.

По сравнению с атомами металлов атомы неметаллов той же группы или периода имеют меньший радиус атома.

Таким образом, атомы неметаллов характеризуются большим числом электронов на внешнем энергетическом уровне (4—7 электронов) или небольшим радиусом атома.

Кроме того, к неметаллам зачастую относят и благородные газы, атомы которых характеризуются полностью заполненной электронной оболочкой и не способны отдавать или принимать электроны. Мы предлагаем выделять благородные газы в отдельный класс химических элементов.



Итак, в общей сложности к неметаллам относятся 16 химических элементов, ещё 6 элементов — благородные газы.

Строение атомов неметаллов определяет их положение в Периодической системе Д. И. Менделеева. Благодаря большому числу валентных электронов неметаллы занимают «правый фланг» элементов А-групп. Они расположены справа сверху от диагонали бор — астат, проходящей по неметаллам и условно разделяющей элементы на металлы и неметаллы.

Атомы элементов-неметаллов, соединяясь друг с другом, образуют *простые вещества — неметаллы*. Простые вещества — неметаллы образованы за счёт *ковалентных неполярных связей*. Ковалентными неполярными связями в неметаллах могут быть связаны друг с другом два атома (в молекулах кислорода O_2 , хлора Cl_2 , иода I_2), три атома (в молекуле озона O_3), четыре атома (в молекуле белого фосфора P_4) и более. Такие вещества имеют молекулярное строение и, как следствие, *молекулярную кристаллическую решётку* в твёрдом состоянии. Напомним, что в узлах такой кристаллической решётки находятся молекулы вещества, относительно слабо связанные между собой силами межмолекулярного взаимодействия. Поэтому неметаллы представляют собой при обычных условиях или газы

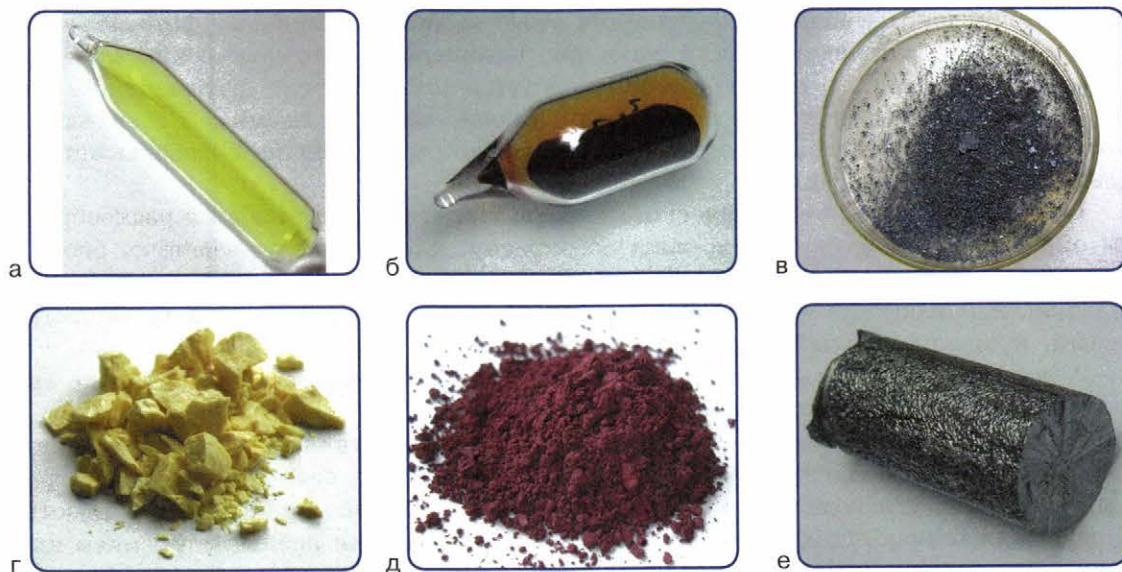


Рис. 56. Некоторые неметаллы — простые вещества: а — хлор; б — бром; в — иод; г — сера; д — красный фосфор; е — кремний.

(водород, кислород, озон, азот, фтор, хлор), или летучую жидкость (бром), или легкоплавкие твёрдые вещества (фосфор, сера) (рис. 56).

Ковалентными неполярными связями может быть связано друг с другом множество атомов неметалла, так что его образец представляет собой, условно говоря, одну гигантскую частицу. В таких веществах невозможно различить отдельные молекулы, указать число атомов в них. Это неметаллы *немолекулярного строения*. К веществам немoleкулярного строения относятся, например, кристаллический кремний, бор, аллотропные модификации углерода — алмаз и графит. В твёрдом состоянии кремний, бор, алмаз имеют *атомную кристаллическую решётку*. В узлах такой решётки расположены отдельные атомы, прочно связанные со своими соседями ковалентными неполярными связями. Разрушить такую решётку чрезвычайно сложно, что и сказывается на физических свойствах подобных неметаллов. Это кристаллические вещества с очень высокими температурами плавления, нелетучие, отличаются высокой твёрдостью.

Не образуют друг с другом химических связей только атомы благородных газов. Даже несмотря на сравнительно большую относительную атомную массу ксенона и радона, эти вещества, равно как и гелий, неон, аргон, криптон, при нормальных условиях представляют собой газы.

Физические свойства неметаллов настолько разнообразны, что объединяет их, пожалуй, только одно: они не похожи на металлы.

Так какие же физические свойства отличают неметаллы от металлов? Приведём лишь некоторые из них.

Низкая электропроводность. Большинство неметаллов являются диэлектриками, т. е. практически не проводят электрический ток. Однако это правило не обходится без исключений. Графит, одна из аллотропных модификаций углерода, благодаря особому строению кристаллической решётки хорошо проводит электрический ток. Кремний и германий относятся к группе полупроводников.

Необычную электропроводность проявляет селен: при освещении он проводит электрический ток в тысячу раз лучше, чем в темноте. Учёные предложи-

ли многочисленные области применения этого свойства: селеновые фотоэлементы, вырабатывающие электрический ток при освещении; автоматические датчики, включающие уличное освещение при наступлении сумерек; фотоэкспонетры в фотоаппаратах, регистрирующие освещённость объекта съёмки. Селен входит в состав светочувствительного слоя, которым покрыты рабочие барабаны аппаратов для ксерокопирования.

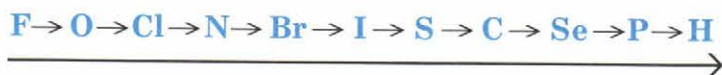
Цвет и отсутствие металлического блеска. Неметаллы отличаются разнообразием окраски. Фтор имеет светло-жёлтую окраску, хлор — жёлто-зелёную, бром — буро-коричневую, иод — чёрно-фиолетовую, кристаллическая сера — лимонно-жёлтую. Аллотропные модификации фосфора так и называют по цвету вещества: белый, красный, чёрный фосфор.

А вот металлическим блеском из неметаллов могут «похвастаться» только графит, кристаллический кремний и иод.

Аллотропия. Это явление более характерно для неметаллов, чем для металлов. Аллотропные модификации кислорода (кислород O_2 и озон O_3), фосфора (красный и белый), углерода (алмаз и графит) вам уже хорошо знакомы. Эти простые вещества различаются или числом атомов в молекуле, или разным строением кристаллических решёток.

Химические свойства неметаллов

Неметаллы в зависимости от природы реагирующих с ними веществ могут выступать как в качестве окислителей, так и в качестве восстановителей. Способность неметаллов проявлять те или иные свойства определяется их положением в ряду электроотрицательности:



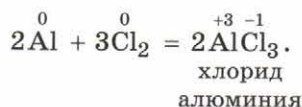
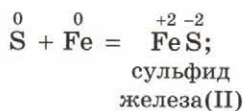
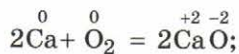
Уменьшение электроотрицательности \rightarrow

Рассмотрим основные химические свойства неметаллов в зависимости от того, какую функцию в окислительно-восстановительной реакции они выполняют.

Окислительные свойства неметаллов

Взаимодействие неметаллов с металлами. В реакциях между металлом и неметаллом последний всегда выполняет роль окислителя. При этом образуются соединения, состоящие из двух элементов, в которых неметалл имеет отрицательную степень окисления.

Например, кислород реагирует с металлами с образованием оксидов, сера — сульфидов, хлор — хлоридов:

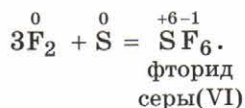


При взаимодействии с металлами в продукте реакции неметалл приобретает минимальную степень окисления.

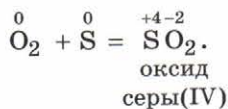
Взаимодействие неметаллов друг с другом. При взаимодействии неметаллов между собой в роли окислителя выступает тот неметалл, у которого выше

электроотрицательность. Этот неметалл в образующемся соединении приобретает отрицательную (минимальную) степень окисления, второй неметалл, естественно, положительную, причём не всегда максимальную. Чем слабее неметаллические свойства окислителя, тем ниже степень окисления второго неметалла в соединении.

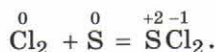
Например, фтор взаимодействует с серой с образованием фторида серы(VI):



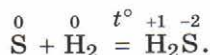
В кислороде сера горит с образованием оксида, в котором проявляет степень окисления +4:



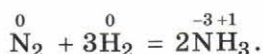
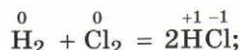
Хлором при комнатной температуре сера окисляется уже до степени окисления +2:



В то же время сера, неметаллические свойства которой выражены сильнее, чем у водорода, выступает в этой паре в роли окислителя:

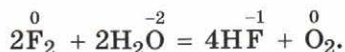


Не только сера, но и большинство других неметаллов реагируют с водородом, выполняя роль окислителя, с образованием летучих водородных соединений:

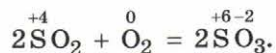


Окисление неметаллами сложных веществ. Такие сильные окислители, как фтор, кислород, хлор, способны окислять не только простые, но и сложные вещества.

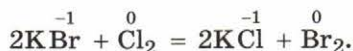
Фтор способен выступать в качестве окислителя даже в реакции с водой. Вода горит в атмосфере фтора, и это единственный пример реакции горения, в которой кислород является не причиной процесса, а его результатом:



Процессы окисления сложных веществ неметаллами широко используются в промышленности. Например, вторая стадия получения серной кислоты заключается, как вы знаете, в окислении оксида серы(IV) до оксида серы(VI):

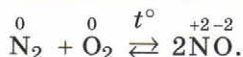


Получение брома из природных вод с большим содержанием растворённых бромидов металлов — также пример окисления сложного вещества неметаллом:

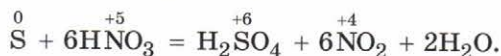
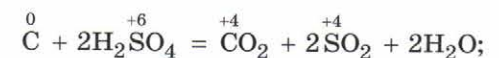


Восстановительные свойства неметаллов

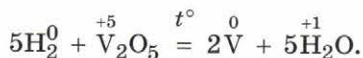
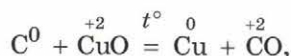
Взаимодействие неметаллов друг с другом. Выше мы уже рассмотрели реакции, в которых один неметалл выступает по отношению к другому восстановителем. Например, азот в реакции с кислородом проявляет восстановительные свойства:



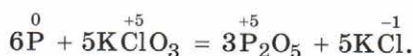
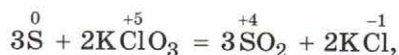
Восстановление сложных веществ. Неметаллы способны выступать в роли восстановителей в реакциях со сложными веществами, проявляющими сильные окислительные свойства. К таким соединениям относятся, например, концентрированная серная и азотная кислоты:



Восстановительные свойства неметаллов, в первую очередь, углерода и водорода, широко используются в металлургии:



К сильным окислителям относится соль, которую химики называют *хлорат калия*, или *бертолетова соль*. Это вещество имеет формулу KClO_3 . Бертолетова соль легко окисляет такие неметаллы, как сера и фосфор:



Обе эти реакции протекают при поджигании спички (рис. 57). Сера и бертолетова соль входят в состав спичечной головки, а фосфор нанесён на боковую часть коробка. При трении спички вспыхивает крупинка фосфора и поджигает смесь бертолетовой соли с серой. От этой зажигательной смеси загорается дерево спички. Кстати, характерный запах жжёных спичек обусловлен главным образом выделением продукта горения серы — оксида серы(IV).

Двойственная окислительно-восстановительная способность неметаллов, т. е. возможность выступать и в качестве окислителей, и в качестве восстановителей ярко проявляется в специфических реакциях, например:

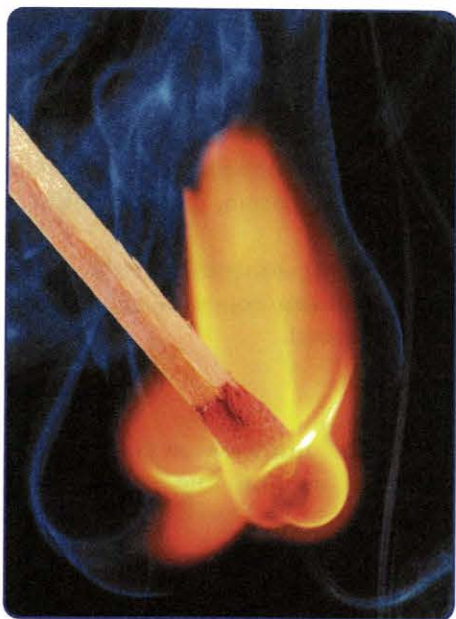
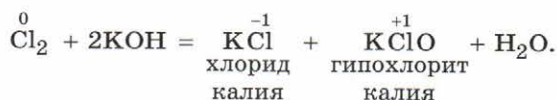


Рис. 57. Зажигание и горение спички — совокупность сложных химических процессов

При нагревании этих же реагентов протекает другая реакция:



Именно так в 1786 г. хлорат калия впервые получил французский химик Клод Луи Бертолле, в честь которого соль и назвали бертолетовой.

Строение атомов неметаллов и их положение в Периодической системе. Физические свойства неметаллов. Аллотропия. Общие химические свойства неметаллов.



Проверьте свои знания

1. Чем различается строение атомов металлов и неметаллов? Укажите положение элементов-неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Какие типы кристаллических решёток вы знаете? Какие из них характерны для простых веществ — неметаллов? Приведите примеры неметаллов с различным типом кристаллической решётки, укажите различия в физических свойствах этих веществ.
3. Чем физические свойства неметаллов отличаются от физических свойств металлов? Охарактеризуйте физические свойства простых веществ кислорода, азота, водорода.

Примените свои знания

1. В ядре атома химического элемента содержится 76 нейтронов, что на 24 единицы больше числа протонов. Что это за элемент?
2. Запишите уравнения реакций между следующими веществами: а) бромом и сероводородом; б) углеродом и оксидом цинка; в) кислородом и сульфидом меди(II).
3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам превращений:
а) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.
Определите окислители и восстановители.
4. Какой объём углекислого газа образуется при сжигании 800 л (н. у.) метана CH_4 , содержащего 5 % примесей (по объёму)?
5. Серу массой 0,8 г сожгли, полученный газ растворили в 100 г раствора гидроксида натрия с массовой долей щёлочи 4 %. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение по теме «Из истории создания спичек».

§ 22. ВОДОРОД



Водород — это единственный химический элемент, который имеет двойственное положение в Периодической системе Д. И. Менделеева: он находится в IA группе самых активных из металлов — щелочных — и в VIIA группе самых активных из неметаллов — галогенов. Почему?

Атом водорода содержит на внешнем и единственном энергетическом уровне один электрон, подобно атомам щелочных металлов. Вполне естественно ожидать, что, как и последние, водород проявляет типичные свойства восстановителя, отдавая этот электрон и приобретая в результате этого степень окисления +1.

Атому водорода, как и атомам галогенов, недостаёт до завершения внешнего и единственного энергетического уровня одного электрона (за водородом в Периодической системе химических элементов следует благородный газ гелий, содержащий заполненную электронную оболочку из двух электронов). Разумеется, водород может проявлять и окислительные свойства, забирая недостающий электрон и получая в результате этого степень окисления -1.

В природе водород представлен тремя изотопами с массовыми числами 1, 2 и 3. Свойства изотопов и веществ, их содержащих, настолько специфичны, что изотопы водорода — единственного из всех элементов Периодической системы — получили собственные названия: **протий** (лёгкий водород) ${}^1_1\text{H}$, **дейтерий** (тяжёлый водород) ${}^2_1\text{D}$ и **тритий** (радиоактивный водород) ${}^3_1\text{T}$.

Водород, как вы уже знаете, самый распространённый элемент Вселенной. На его долю приходится около 75 % массы Вселенной и свыше 90 % всех её атомов. Учёные полагают, что в ядрах таких планет Солнечной системы, как Сатурн и Юпитер, водород находится в твёрдом кристаллическом состоянии, в котором обладает металлической кристаллической решёткой и электронной проводимостью.

Вместе с тем, подобно галогенам — простым веществам, водород имеет двухатомную молекулу, образованную за счёт неполярной ковалентной связи:



Водород — простое вещество не имеет цвета, запаха и вкуса, почти нерастворим в воде. При нормальных условиях это самый лёгкий из всех газов, и потому в первой половине XX в. им заполняли оболочки для несущего газа летательных аппаратов — дирижаблей. Однако наряду с таким преимуществом, как лёгкость, водород имеет и существенный недостаток: он крайне огнеопасен. Сейчас дирижабли, метеозонды, воздушные шары заполняют более дорогим, но безопасным гелием.

Водород — самый распространённый не только в космосе, но и на Земле по числу атомов химический элемент. Достаточно вспомнить, что в составе воды он образует гидросферу планеты, содержится в виде водяных паров в атмосфере. Он наряду с углеродом входит в состав почти всех органических веществ, в том числе и тех, из которых построены живые организмы, населяющие биосферу Земли.

Лабораторный опыт № 19

Соберите прибор для получения газов, проверьте его на герметичность. В пробирку поместите 1—2 гранулы цинка и прилейте 2 мл соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Что наблюдаете?

На кончик газоотводной трубки, обращённой вверх, наденьте пустую пробирку. Через 1—2 минуты поднимите её вверх и, не переворачивая, поднесите к пламени спиртовки. Что наблюдаете? Что можно сказать о чистоте собранного водорода? Запишите уравнения реакций.

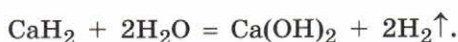
Водород распознают по характерному хлопку, который он издаёт при поджигании (рис. 58). Если водород достаточно чистый, то хлопок получается глухой. Если же водород загрязнён примесью воздуха, то при поджигании происходит хлопок-взрыв с характерным «лающим» звуком. Конечно, проводить такой эксперимент можно только с небольшим объёмом водорода. Смесь водорода с кислородом в соотношении 2:1 или с воздухом в соотношении 2:5 при взрыве обладает огромной разрушительной силой, поэтому и называется гремучим газом.

Водород в химических реакциях может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

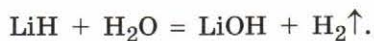
Окислительные свойства водород может проявлять в реакциях с металлами. При этом образуются бинарные соединения — *гидриды*, например:



Гидриды — это твёрдые, тугоплавкие солеподобные вещества. При взаимодействии с водой гидриды активных металлов подвергаются необратимому гидролизу с образованием водорода:

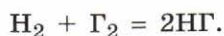


Это свойство гидридов металлов может быть использовано при конструировании автомобильных двигателей, работающих на водороде. Поскольку использовать газообразный водород из баллона под большим давлением технически сложно и небезопасно, в качестве источника газа используется гидрид лития:



Восстановительные свойства водород проявляет в реакциях с неметаллами.

С галогенами он образует летучие водородные соединения — галогеноводороды, растворы которых представляют собой соответствующие кислоты. Общее уравнение реакции водорода с галогенами (Γ_2) можно представить схемой



Аналогично с серой водород образует газ сероводород, раствор которого является слабой сероводородной кислотой:

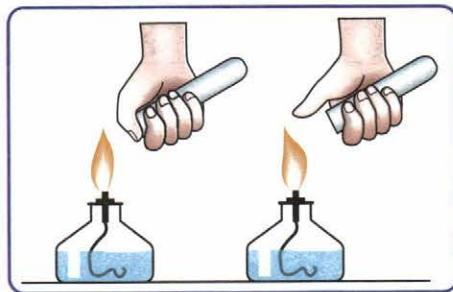
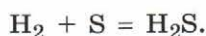
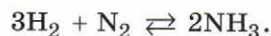


Рис. 58. Проверка водорода на чистоту

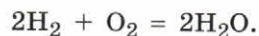


Рис. 59. Пламя водородной горелки

С азотом водород образует аммиак:

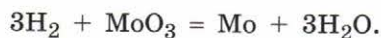


Взаимодействие водорода с кислородом сопровождается выделением большого количества теплоты, а значит, водород может использоваться в качестве топлива:



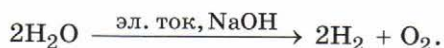
Водород — эффективное топливо для ракетных двигателей и перспективное топливо для автомобилей. Реакция горения лежит в основе водородной резки и сварки металлов (рис. 59).

Водород способен восстанавливать не только простые вещества, но и сложные. Как вы уже знаете, с помощью водорода можно получать некоторые чистые металлы из их оксидов:



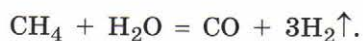
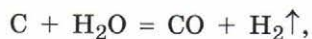
Водород взаимодействует с оксидом углерода(II). В результате этой реакции можно получить синтетический бензин, а также одно из важнейших органических соединений — метиловый спирт. С помощью водорода жидкие растительные масла превращают в аналоги твёрдых животных жиров. С этими реакциями вы познакомитесь при изучении органической химии.

Водород получают как побочный продукт при электролизе раствора хлорида натрия (*какие ещё продукты образуются в результате этого процесса?*). Если ставится задача получения водорода в качестве основного продукта, применяют электролиз воды, в которую добавляют гидроксид натрия или серную кислоту:



Основным источником водорода является природный газ, с которым вы будете знакомиться в курсе органической химии.

В промышленности водород получают также конверсией (превращением) водяных паров с углеродом или метаном:



Водород — важнейшее химическое вещество, имеющее большое практическое значение. Его применяют для получения соляной кислоты и аммиака, для газовой резки и сварки металлов, для получения чистых металлов, в качестве топлива.

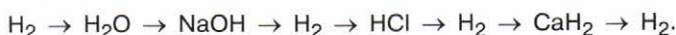
Двойственное положение водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева. Изотопы водорода. Водород в природе. Получение, сбор и распознавание водорода. Свойства и применение водорода.

Проверьте свои знания

1. Охарактеризуйте строение атома водорода и молекулы водорода. Каков тип химической связи между атомами водорода в молекуле?
2. Какими физическими свойствами характеризуется водород? Как его собирают? Почему водородом опасно заполнять воздушные шары и дирижабли?
3. Запишите два уравнения реакций, в которых водород проявляет окислительные свойства.
4. Запишите два уравнения реакций, в которых водород проявляет восстановительные свойства.
5. Назовите лабораторные и промышленные способы получения водорода.

Примените свои знания

1. Водород имеет три изотопа: протий H, дейтерий D и тритий T, а хлор в природе представлен двумя изотопами — $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$. Сколько различных молекул хлороводорода можно составить из этих изотопов?
2. Рассчитайте количество вещества, число молекул, число атомов в порции водорода массой 6 г. Какой объём при нормальных условиях займёт такое количество водорода?
3. Рассчитайте относительную плотность по водороду следующих газов: аммиак, оксид углерода(IV), хлор, гелий, азот, сероводород. Каким из этих газов наполняют воздушные шары и почему?
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Для двух любых окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

5. При обработке 7,8 г сплава алюминия с магнием избытком соляной кислоты выделилось 8,96 л водорода (н. у.). Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Посмотрите видео взрыва гремучего газа: <http://school-collection.edu.ru> → Коллекции → Предметные коллекции. Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Водород. Кислоты → Водород и его свойства → 7. Приготовление и взрыв гремучей смеси. Какие меры предосторожности предпринимаются при проведении опыта? Какие области применения этой реакции в мирных целях вы могли бы предложить?
2. Подготовьте сообщение по одной из тем:
 - а) «Водород на Земле и в космосе»;
 - б) «Использование водорода в воздухоплавании: победы и трагедии».

§ 23. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ VIIA ГРУППЫ — ГАЛОГЕНОВ



Чем сходно и различно строение атомов галогенов? Каким образом различия в строении атомов галогенов отражаются на их свойствах?

VIIA группу Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева составляют фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At. Все эти элементы имеют общее групповое название *галогены*. Нужно отметить, что астат — редкий и радиоактивный элемент, его свойства плохо изучены.

Строение атомов. На внешнем энергетическом уровне атомов галогенов расположено 7 электронов, следовательно, до завершения недостаёт только одного электрона, поэтому они являются сильными окислителями, получая в результате степень окисления -1 .

С увеличением радиуса их атомов от фтора к астату уменьшается электроотрицательность галогенов и, следовательно, их окислительная способность.



Рис. 60. Кристаллы флюорита



Рис. 61. Минерал сylvин — природный хлорид калия

Семь электронов на внешнем энергетическом уровне атомов галогенов позволяют предположить, что они проявляют максимальную степень окисления $+7$, в частности в высших оксидах $\text{Г}_2\text{O}_7$. Этот вывод будет справедлив лишь отчасти. Дело в том, что фтор — самый электроотрицательный химический элемент и положительных степеней окисления не проявляет.

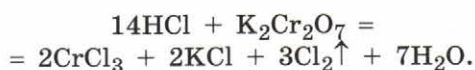
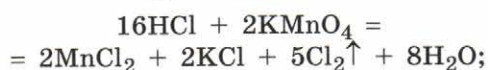
Галогены в природе встречаются только в виде соединений. Наиболее известные из них — *флюорит*, или *плавиковый шпат*, CaF_2 (рис. 60), а также уже хорошо знакомые вам *криолит* KAlF_6 (вспомните, где он применяется), *каменная соль*, или *галит*, NaCl (см. рис. 15), *сylvин* KCl (рис. 61). Большинство соединений брома и иода хорошо растворяются в воде, поэтому чаще всего эти галогены встречаются не в виде минералов, а в водах морей и океанов. Напомним, что некоторые морские растения из класса бурых водорослей, например *ламинария* (морская капуста), накапливают значительное количество иода. Поэтому их полезно употреблять в пищу и целесообразно использовать в качестве сырья для получения этого галогена.

Галогены — простые вещества имеют двухатомные молекулы, образованные

за счёт ковалентной неполярной связи: F_2 , Cl_2 , Br_2 и т. д. В твёрдом состоянии галогены образуют молекулярную кристаллическую решётку. При обычных условиях светло-жёлтый фтор и жёлто-зелёный хлор — газы, бром — буровато-коричневая жидкость, а иод — твёрдое чёрно-серое вещество с металлическим блеском.

Как вы уже знаете, в промышленности фтор и хлор получают электролизом расплавов или растворов солей.

В лаборатории хлор получают окислением соляной кислоты подходящим сильным окислителем — соединениями марганца или хрома при нагревании:

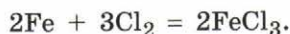


Фтор, хлор и бром очень ядовиты. Они вызывают паралич дыхания, поражают кожу и слизистую оболочку глаз. Хлор — первое боевое отравляющее вещество, которое применили германские войска в Первую мировую войну. В то же время хлор в виде соединений и в небольших количествах — одно из самых дешёвых, эффективных и наименее опасных дезинфицирующих средств. Он спасает сотни миллионов жизней за счёт обеззараживания питьевой и сточной воды.

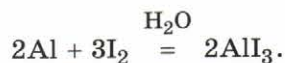
Окислительные свойства

1. Галогены взаимодействуют с металлами с образованием солей — галогенидов. Сам термин *галоген* (от греч. *galos* — соль, *genes* — род, происхождение) дословно переводится как *рождающий соли*.

Даже металлы средней активности, такие, как железо, горят в атмосфере хлора (рис. 62):



Иод — более слабый окислитель, чем фтор, хлор и бром, поэтому для его реакции с металлами требуется нагревание или присутствие катализатора. В качестве катализатора реакции иода с алюминием выступает обыкновенная вода (рис. 63):



Порошок сурьмы, попадая в атмосферу хлора, сгорает красивыми искрами-звёздочками:

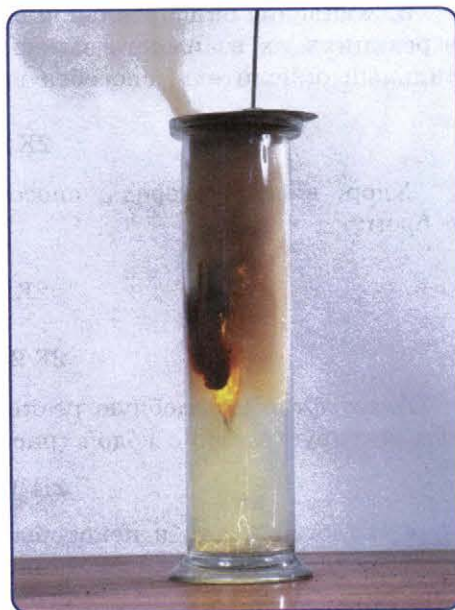
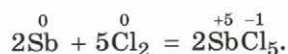
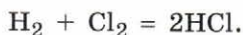


Рис. 62. Реакция железа с хлором

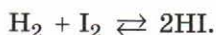


Рис. 63. Взаимодействие иода с алюминием

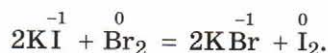
2. Одна из важнейших реакций галогенов — их взаимодействие с водородом. В результате образуются летучие водородные соединения — галогеноводороды с общей формулой HГ:



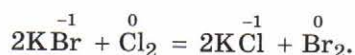
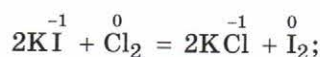
Иод с водородом реагирует только при нагревании, причём реакция обратима:



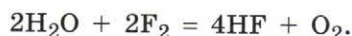
3. Усиление окислительной способности галогенов от иода к фтору проявляется в реакциях их взаимного замещения. Бром, как более активный неметалл, более сильный окислитель, способен вытеснять иод из раствора иодидов металлов:



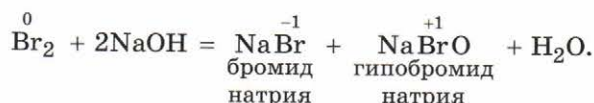
Хлор, в свою очередь, способен вытеснять из растворов солей как иод, так и бром:



А вот фтор в подобную реакцию брать нельзя, так как он настолько активен, что реагирует даже с водой (рис. 64):



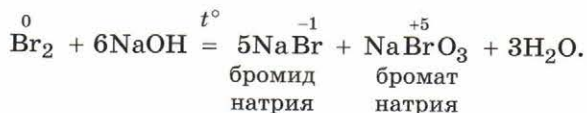
4. Галогены, как и некоторые другие неметаллы, способны реагировать с растворами щелочей. Важно запомнить, что состав продуктов реакции зависит от температуры. При 20 °С от одного атома галогена к другому переходит только один электрон:



При повышенной температуре окисление атома галогена протекает уже до степени окисления +5:



Рис. 64. Струя фтора, направленная на поверхность воды, вызывает появление голубого пламени



Биологическая роль и применение галогенов

Галогены играют важную роль в жизнедеятельности живых организмов, используются во многих отраслях промышленности.

Фтор является необходимым элементом в процессах обмена веществ в железах, мышцах и нервных клетках. Он участвует в формировании зубной эмали, придающей зубам твёрдость. Именно поэтому в состав многих зубных паст входят соединения этого галогена.

Важное значение имеет фтор и в промышленном производстве, где его главные потребители — ядерная промышленность и электротехника. Самое известное соединение фтора — тефлон. Это уникальный полимерный материал. Он устойчив к действию практически всех веществ и в то же время очень гладкий. Поэтому столь широк спектр его применения: от покрытия сковородок до медицинских нитей.

Хлор относится к макроэлементам живых организмов, в которых его содержание составляет около 0,25 %. Без хлора существование жизни в привычном для нас проявлении невозможно. Хлорид-ионы обеспечивают водно-солевой обмен, поддерживают внутриклеточное давление, стимулируют обмен веществ, рост волос, участвуют в процессе фотосинтеза растений. Соляная кислота входит в состав желудочного сока, играет важнейшую роль в процессе пищеварения: поддерживает определённый уровень кислотности, необходимый для осуществления процессов расщепления пищевых веществ, например белков, является препятствием для различных микробов.

По масштабам промышленного применения хлор превосходит все остальные галогены (рис. 65). Хлор и его соединения необходимы для отбеливания тканей и бумаги. С использованием хлорсодержащих веществ производят пластмассы, каучуки, красители, растворители, лекарственные препараты. Соединения хлора — эффективные препараты для борьбы с сельскохозяйственными вредителями. В больших количествах соединения хлора используются для обеззараживания (хлорирования) питьевой воды.

Ещё один галоген — **бром** — играет важную роль в организме человека. Соединения этого элемента регулируют процессы возбуждения и торможения центральной нервной системы. Соединения брома используются в нефтедобыче, для противопожарной пропитки деревянных конструкций, в качестве средств защиты растений от сельскохозяйственных вредителей.

Иод также относится к жизненно важным химическим элементам. В организме человека содержится $4 \cdot 10^{-5}$ % иода, из них больше половины находится в щитовидной железе — в составе гормонов тироксина и трийодтиронина. Недостаток иода в пище снижает выработку гормонов щитовидной железы и приводит к тяжёлым заболеваниям. Ведь эти гормоны регулируют мышечную деятельность, работу сердца и мозга, влияют на аппетит и пищеварение. Спиртовой раствор иода, известный под названием иодной настойки, применяют для обработки небольших ран.

Галогены, строение их атомов и молекул. Физические и химические свойства галогенов. Нахождение галогенов в природе и их получение. Значение галогенов и их применение.



Проверьте свои знания

1. Дайте общую характеристику галогенов на основании их положения в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Расскажите о нахождении галогенов в природе. Какова роль этих элементов в жизнедеятельности живых организмов?
3. Охарактеризуйте общие физические свойства галогенов. Как изменяется цвет и плотность галогенов в ряду $F_2-Cl_2-Br_2-I_2$?
4. Определите тип химической связи и тип кристаллической решётки в следующих веществах: иод, хлорид калия, бромоводород?

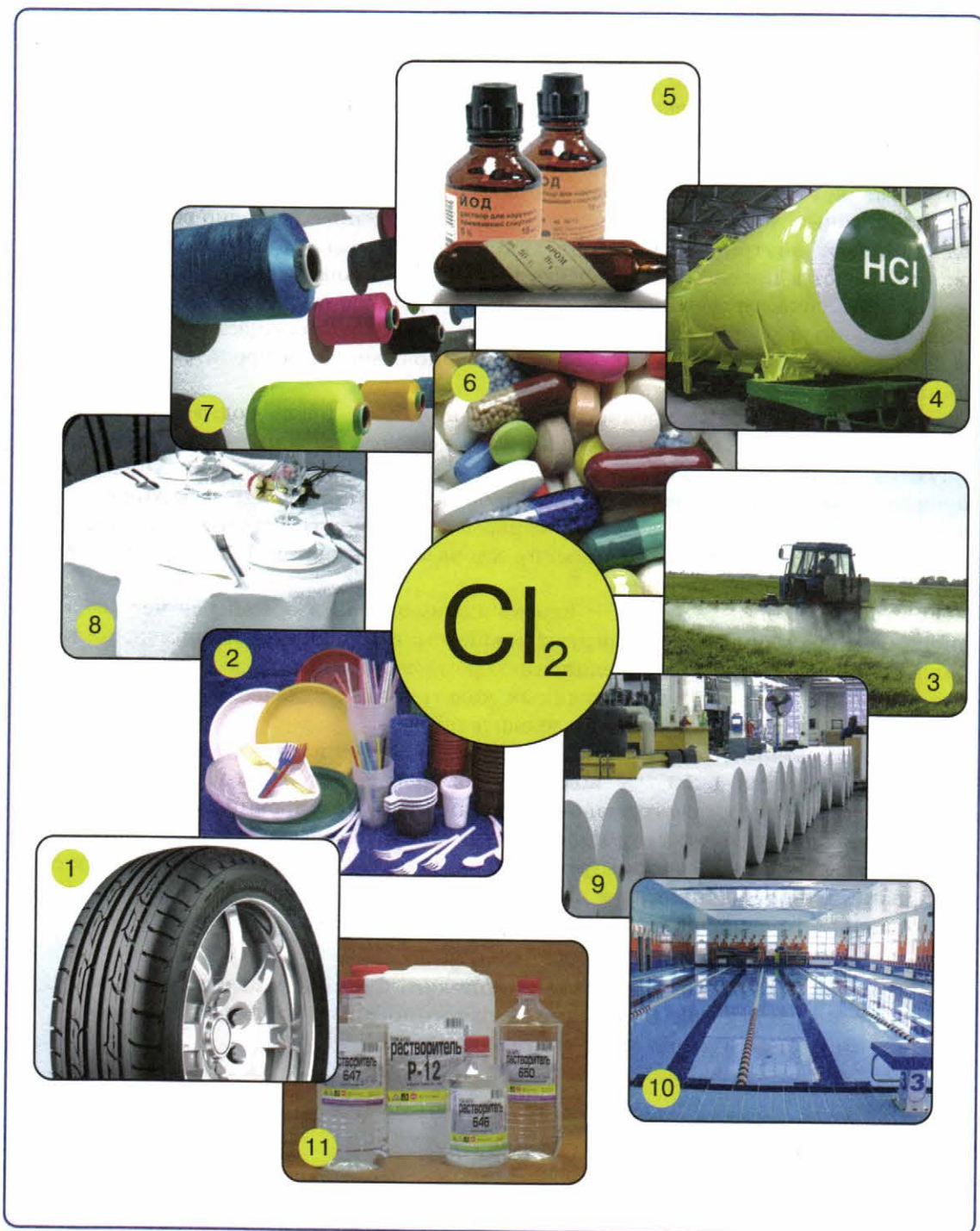
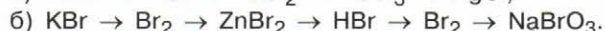


Рис. 65. Применение хлора и его соединений для производства химических продуктов: 1 — синтетический каучук; 2 — пластмассы; 3 — средства защиты растений; 4 — соляная кислота; 5 — бром и иод; 6 — лекарства; 7 — синтетические волокна; 8—10 — препараты, используемые для отбеливания тканей, бумаги, обеззараживания воды; 11 — растворители

Примените свои знания

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



Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

2. Какой объём хлора (н. у.) можно получить из 100 мл 25%-ной соляной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл) в результате реакций с двумя окислителями — перманганатом калия и оксидом марганца(IV)? Совпали ли полученные значения? Как вы думаете, почему?

3. Какую массу иода можно получить из 30 г иодида натрия действием избытка хлорной воды, если выход продукта реакции составляет 65 %?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

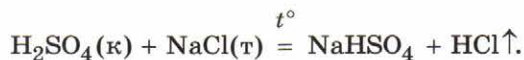
Подготовьте сообщение об истории открытия, свойствах и применении одного из галогенов: фтора, брома или иода.

§ 24. СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

При смешивании растворов хлорида натрия и серной кислоты не наблюдается признаков химической реакции. Однако если взять для реакции концентрированную серную кислоту и твёрдый хлорид натрия, то нетрудно заметить выделение газа с резким запахом, особенно если реакция проводится при нагревании. Почему? Как условия проведения реакции влияют на неё?

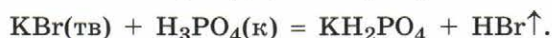
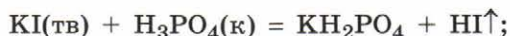


В первом случае не соблюдается правило Бертолле для протекания реакций между растворами электролитов до конца, во втором — реакция становится возможной благодаря летучести хлороводорода:



Таким же способом в лаборатории можно получить и фтороводород.

Для получения иодоводорода и бромоводорода используют кислоты, не обладающие окислительными свойствами:



Галогеноводороды — летучие водородные соединения. Наиболее важным из них является хлороводород, который в промышленности получают прямым синтезом из хлора и водорода:

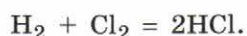




Рис. 66. Опыт «дым без огня». Пары хлороводорода и аммиака, взаимодействуя, образуют кристаллики хлорида аммония, похожие на дым

Галогеноводороды — газы с резким удушливым запахом. Они очень ядовиты, вызывают коррозию металлов, реагируют со многими неорганическими и органическими веществами. Например, газообразные хлороводород и аммиак (рис. 66), соединяясь друг с другом, образуют соль — хлорид аммония:



Галогеноводороды прекрасно растворяются в воде, образуя **галогеноводородные кислоты**. Во влажном воздухе газообразный хлороводород даже образует туман, конденсируя пары воды и растворяясь в ней. Растворы галогеноводородов проявляют кислотные свойства, их называют кислотами: *фтороводородной (плавиковой), хлороводородной (соляной), бромоводородной, иодоводородной*.

Кислотные свойства галогеноводородов обусловлены их способностью диссоциировать



Рис. 67. Применение соляной кислоты: 1 — очистка поверхности металлов; 2 — пайание; 3 — получение солей; 4 — производство пластмасс и других синтетических материалов; 5 — получение лекарственных веществ; 6 — производство красок

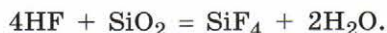
в водном растворе с образованием катионов водорода, например:



В ряду $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}$ увеличивается длина связи $\text{H}—\text{Г}$ (так как растёт радиус атома галогена) и уменьшается её прочность, поэтому способность к диссоциации усиливается: растёт сила кислот.

Галогеноводородные кислоты обладают всеми свойствами сильных неорганических кислот, которые вам хорошо знакомы. Они реагируют с металлами, стоящими до водорода в электрохимическом ряду напряжений, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями (*приведите примеры уравнений соответствующих реакций*).

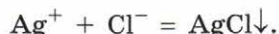
Плавиковая кислота обладает необычным свойством: она способна реагировать с оксидом кремния(IV):



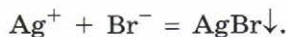
Поскольку оксид кремния входит в состав стекла, плавиковую кислоту нельзя хранить в стеклянной посуде, но с помощью плавиковой кислоты можно наносить матовый рисунок на стекло. Процесс химической обработки поверхности какого-либо материала часто называют *травлением*.

Как уже отмечалось, из всех галогеноводородных кислот наибольшее значение имеет *соляная кислота*. В больших количествах её используют для получения хлоридов металлов из руд, травления металлов (обработка их поверхности с целью очистки и подготовки к нанесению защитных покрытий), в химическом производстве для получения лекарственных средств, пластмасс, красителей, ядохимикатов (рис. 67).

Соли галогеноводородных кислот представляют собой твёрдые кристаллические вещества, большинство из которых хорошо растворимы в воде. К немногочисленным исключениям из этого правила относятся хлорид, бромид и иодид серебра. На этом свойстве основано обнаружение галогенид-анионов в растворе. Соляная кислота и её соли — хлориды при добавлении раствора нитрата серебра образуют белый творожистый осадок хлорида серебра (рис. 68, а). Ионное уравнение реакции имеет вид



При добавлении того же реагента к раствору, содержащему бромид-анионы, образуется светло-жёлтый осадок бромида серебра (рис. 68, б):



Иодид серебра окрашен ещё интенсивнее, это осадок жёлтого цвета (рис. 68, в):

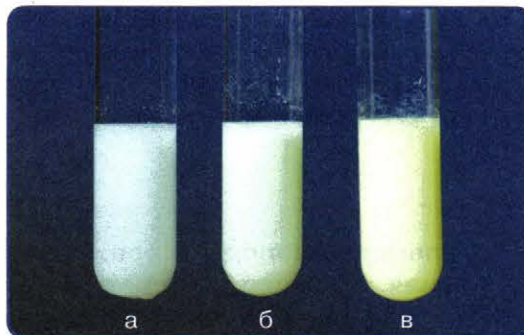
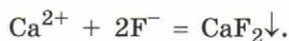


Рис. 68. Цвета осадков: а — AgCl ; б — AgBr ; в — AgI

Лабораторный опыт № 20

В 3 пробирки налейте по 2 мл растворов хлорида, бромида и иодида натрия. В каждую пробирку добавьте по 3—4 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Можно ли по цвету осадка определить, какой из галогенид-ионов находится в пробирке?

Таким образом, с помощью одного реагента (раствора нитрата серебра) можно провести **качественные реакции** на хлорид-, бромид- или иодид-анионы. А вот фторид серебра растворим в воде, поэтому фторид-анион обнаруживают с помощью другого реагента — растворимой соли кальция: выпадает белый осадок:



Галогеноводороды и соответствующие им кислоты: плавиковая, соляная, бромоводородная, иодоводородная. Галогениды. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Проверьте свои знания

1. Составьте схему образования химической связи для молекул галогеноводородов. Как меняется их полярность связи и прочность молекулы от HF к HI?
2. Как получают галогеноводороды в промышленности и лаборатории? Как изменяется скорость синтеза галогеноводородов в зависимости от природы галогена?
3. Каков состав высших оксидов галогенов и какими свойствами они обладают? Можно ли получить эти оксиды синтезом?
4. С помощью какого реактива можно распознать галогенид-ионы? Какой ион является исключением? Как его распознают?

Примените свои знания

1. Дайте сравнительную характеристику галогеноводородных кислот. Укажите черты сходства и различия. Сравнение химических свойств проиллюстрируйте уравнениями химических реакций.
2. В четырёх пробирках без этикеток находятся растворы фторида, хлорида, бромида и иодида натрия. Как с помощью одного реактива распознать эти вещества? Напишите уравнения реакций.
3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам превращений:
а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$; б) $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$;
в) $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
Укажите окислители и восстановители.
4. При обработке 5,30 г смеси хлорида натрия и карбоната натрия избытком соляной кислоты выделилось 784 мл газа (н. у.). Рассчитайте массовые доли компонентов в смеси.
5. Молярная масса бромида одновалентного металла на 31 % больше, чем молярная масса хлорида этого металла. Что это за металл?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Объём производства соляной кислоты в России составляет 1 млн т в год. Сравните эти данные с объёмом производства соляной кислоты в 3—4 других странах. Результат представьте в виде диаграммы в координатах: объём производства (млн т) — страна.
2. Подготовьте сообщение об областях применения одного из следующих веществ: а) хлорида калия; б) фторида натрия; в) бромида калия; г) хлорида кальция.

§ 25. ХАЛЬКОГЕНЫ. КИСЛОРОД

Все области применения кислорода характеризуются двумя процессами. Значение одного из них в человеческой цивилизации подтверждает древнегреческая легенда о Прометее. Другой процесс ещё более значим: без него даже говорить о жизни на Земле нельзя. О чём идёт речь?



VIA группа Периодической системы Д. И. Менделеева включает следующие химические элементы: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te и полоний Po. У этих элементов, как и у галогенов, есть общее групповое название — *халькогены*, что означает *рождающие руды*. Пожалуй, этот термин в полной мере относится только к двум первым представителям группы, входящим в состав сотен пород и минералов земной коры (*вспомните названия и состав некоторых из них*). Кислород — самый распространённый элемент литосферы. На его долю приходится почти половина массы литосферы. В составе воды кислород с водородом образуют водную оболочку Земли — гидросферу (рис. 69).

А вот селен, теллур — достаточно редкие элементы. Селен — жизненно важный микроэлемент. В организме человека он участвует в регуляции обмена веществ, в обмене жиров, белков и углеводов, а также в окислительно-восстановительных процессах. Селен входит в состав более 30 жизненно важных биологически активных соединений, в том числе белков мышечной ткани, тканей сердца. Полоний — редкий по распространённости, радиоактивный элемент.

На внешнем энергетическом уровне атомов халькогенов находится 6 электронов, что и определяет их принадлежность к неметаллам. Однако неметаллические свойства элементов с ростом радиуса атома ослабевают настолько интенсивно, что полоний уже принято считать металлом.



Рис. 69. В связанном виде кислород входит в состав литосферы и гидросферы, а в свободном — в состав атмосферы

Важнейшим представителем VIA группы является её «родоначальник» — кислород. Латинское название этого элемента — *oxygenium*. Кислород является одним из сильнейших окислителей, по электроотрицательности он уступает только фтору. Очевидно, в его честь процесс присоединения электронов называется *окислением*.

Наиболее типичная степень окисления кислорода —2. Лишь в соединениях с фтором кислород проявляет положительные степени окисления +2 (OF_2) и +1 (O_2F_2). Кроме того, существует группа веществ, в которых присутствует пара атомов кислорода —O—O—, связанных друг с другом ковалентной неполярной связью, так называемый *кислородный мостик*. Эти соединения называются **пероксидами**, в них кислород проявляет степень окисления —1. Вам уже знакомы формулы пероксида натрия Na_2O_2 , пероксида водорода H_2O_2 . Поскольку в подобных соединениях есть кислородный мостик, сокращать индексы в формуле пероксидов нельзя.

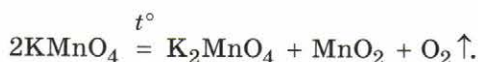
Простые вещества. Вы уже хорошо знаете, что для кислорода характерно образование двух простых веществ, различающихся числом атомов в молекуле: кислорода O_2 и озона O_3 .

О биологической роли озона в нашем курсе упоминалось не раз. Отметим также, что озон — эффективное средство для обеззараживания питьевой воды.

Кислород — газ без цвета, запаха и вкуса, немного растворимый в воде, несколько тяжелее воздуха (*рассчитайте относительную плотность кислорода по воздуху*). В воздушной оболочке Земли — атмосфере на долю кислорода приходится 21 % её объёма.

Получение кислорода в промышленности мы рассматривали в главе II.

Наиболее удобным способом получения кислорода в лабораторных условиях является разложение перманганата калия при нагревании:



Кислород можно собирать методом вытеснения воздуха (рис. 70) или методом вытеснения воды.

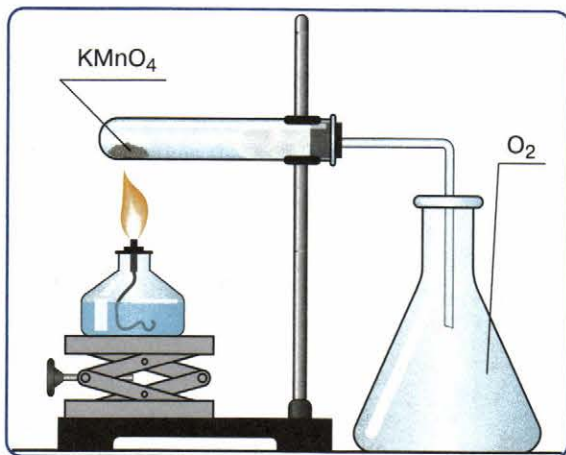
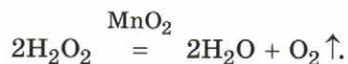


Рис. 70. Получение кислорода и сборание его методом вытеснения воздуха

Другим лабораторным способом получения кислорода служит разложение пероксида водорода H_2O_2 с помощью катализатора — оксида марганца(IV) MnO_2 (рис. 71):



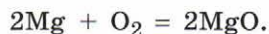
Химические свойства кислорода.

1. Как вы уже знаете, кислород — сильный окислитель. Он способен реагировать почти со всеми простыми веществами, превращая их чаще всего в оксиды, реже в пероксиды.

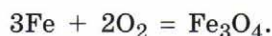
2. Кроме того, кислород окисляет сложные вещества, если в их составе содержится элемент, менее электроотрицательный, чем кислород, и ещё

способный отдавать электроны (т. е. не в максимальной степени окисления).

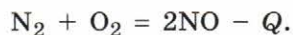
3. Кислород взаимодействует со всеми металлами, кроме золота и платины. Продуктами такого взаимодействия могут быть нормальные или смешанные оксиды. Например, магниевая лента горит на воздухе ослепительно ярким пламенем (рис. 72). При этом образуется основной оксид магния:



Раскалённый порошок железа сгорает в кислороде, разбрызгивая светящиеся звёздочки (рис. 73). Продукт реакции — железная окалина:

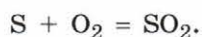
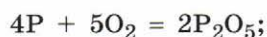


4. Кислород взаимодействует со всеми неметаллами, кроме галогенов. Так, при температуре электрической дуги кислород соединяется с азотом, образуя несолёобразующий оксид азота(II):

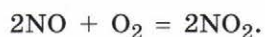


Это одна из немногих эндотермических реакций соединения. В природе этот процесс протекает во время грозы при разрядах молнии.

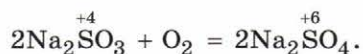
Сера, фосфор, углерод, мышьяк и другие неметаллы сгорают на воздухе или в кислороде с образованием кислотных оксидов:



5. Кислород окисляет оксиды химических элементов в промежуточных степенях окисления. При этом степень окисления элемента в оксиде повышается. Например, оксид азота(II) на воздухе сразу же претерпевает дальнейшее окисление, превращаясь в оксид азота(IV):



6. Кислород способен взаимодействовать со сложными веществами. При этом повышается степень окисления атомов химических элементов, из которых они состоят:



Часто в результате реакций кислорода с бинарными веществами образуются оксиды. Обжигом сульфидных руд меди получают оксид меди(II), необходимый для получения металла:

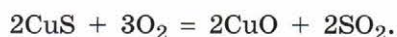


Рис. 71. Получение кислорода разложением пероксида водорода и обнаружение кислорода с помощью тлеющей лучинки



Рис. 72. Горение магниевой ленты



Рис. 73. Горение железа в кислороде

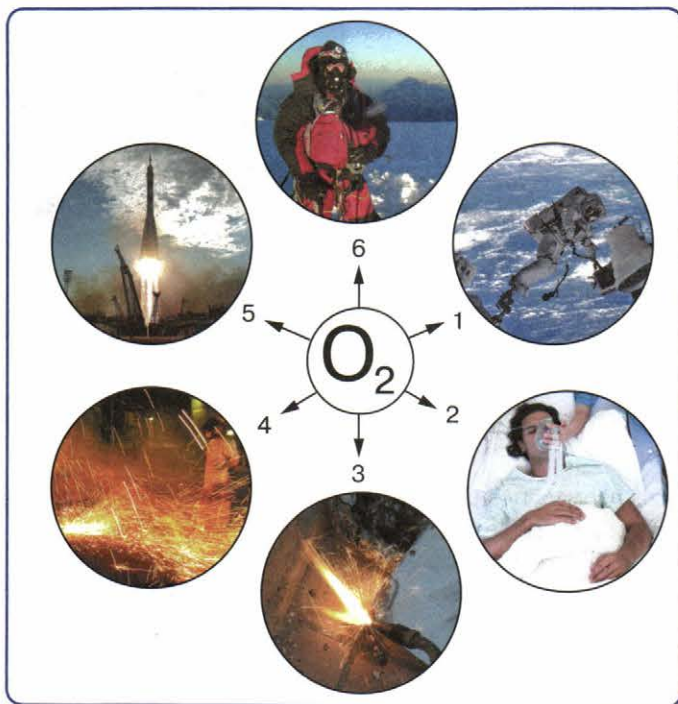
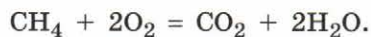


Рис. 74. Применение кислорода: 1 — в космонавтике и авиации для дыхания; 2 — в медицине; 3 — в кислородно-ацетиленовой сварке; 4 — в металлургии; 5 — в качестве окислителя топлива; 6 — в аппаратах изолированного дыхания



Рис. 75. Сосуд Дьюара

Природный газ, состоящий главным образом из метана, является эффективным топливом:



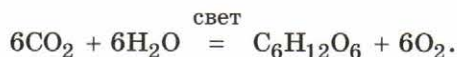
Применение кислорода.

Отвечая на сформулированный в начале параграфа вопрос, вы охватили все области применения кислорода, если назвали горение и дыхание.

Высокая окислительная способность кислорода лежит в основе горения всех видов топлива. Однако не менее важными являются процессы медленного (беспламенного) окисления различных веществ. Так, медленное окисление пищи в нашем организме является источником энергии, за счёт которой организм живёт и поддерживает нужную температуру. Кислород поступает в живые организмы в результате процесса дыхания. В лёгких человека кислород соединяется с гемоглобином и переносится потоком крови в каждую клетку.

Здесь происходит обмен молекулы кислорода в гемоглобине на молекулу углекислого газа, который, будучи продуктом жизнедеятельности, удаляется из клетки.

Растения также поглощают атмосферный кислород. Но если в темноте идёт только процесс поглощения растениями кислорода, то на свету протекает ещё один, противоположный ему процесс — *фотосинтез*. Из курса биологии вы знаете, что химическую сущность фотосинтеза можно выразить схемой



Именно за счёт фотосинтеза в атмосфере нашей планеты появился и поддерживается на постоянном уровне живительный кислород. Причём 80 % вырабатываемого кислорода поставляют в атмосферу морские водоросли. Кислород используют в металлургии, химической промышленности, для газовой

сварки и резки металлов, в качестве окислителя ракетного топлива космических кораблей, для жизнеобеспечения на подводных лодках, орбитальных станциях и в авиационной технике. В медицине кислород применяют в случаях временного затруднения дыхания, связанного с некоторыми заболеваниями. Некоторые области применения кислорода представлены на рисунке 74.

Кислород закачивают в стальные баллоны голубого цвета под давлением 150 атм. Жидкий кислород хранят в термосах особой конструкции, называемых *сосудами Дьюара* (рис. 75).

Халькогены. Кислород, его получение и свойства. Применение кислорода.

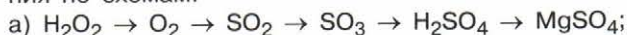


Проверьте свои знания

1. Дайте сравнительную характеристику элементов VIA группы на основании их положения в Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Назовите аллотропные модификации кислорода и сравните их свойства.
3. Запишите уравнения реакций получения кислорода в лаборатории. Каким образом можно: а) собрать кислород в пробирку; б) доказать наличие кислорода в сосуде?
4. Как кислород получают в промышленности? Назовите области применения кислорода.

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схемам:



Для реакций обмена запишите уравнения в ионном виде. Для окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.

2. Присутствие кислорода в атмосфере Земли делает её уникальной для существования живых существ планетой Солнечной системы. Однако известно и негативное влияние кислорода. Приведите примеры отрицательных явлений, связанных с наличием кислорода в воздухе. Предложите методы борьбы с этими явлениями.

3. Исторически одним из самых первых способов получения кислорода была реакция разложения оксида ртути(II) в соответствии со следующим химическим уравнением:



Для разложения 13,02 г оксида ртути потребовалось 5,46 кДж теплоты. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

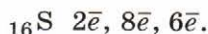
1. Используя дополнительные источники информации, расскажите о происхождении названий и истории открытия халькогенов.
2. Подготовьте сообщение по одной из тем: а) «Происхождение и изменение состава земной атмосферы»; б) «Из истории открытия кислорода»; в) «Значение кислорода в жизни».

§ 26. СЕРА



Сера, являясь типичным неметаллом, способна проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Как этот вывод подтверждается химическими свойствами серы?

Строение атома. Атомный номер серы 16 — следовательно, в ядре атома серы 16 протонов, электронная оболочка содержит 16 электронов, расположенных на трёх энергетических уровнях. Схема их распределения:



Сера относится к типичным неметаллам. Для завершения внешнего энергетического уровня до устойчивой восьмиэлектронной оболочки атому серы недостаёт двух электронов. Принимая эти электроны от другого атома, сера проявляет окислительные свойства и приобретает минимальную степень окисления -2 . Сера способна проявлять и восстановительные свойства, приобретая в результате отдачи электронов (окисления) положительные степени окисления: $+2$ (встречается редко), $+4$ и максимально возможную $+6$.

Сера в природе встречается в свободном состоянии, а также в форме сульфидов и сульфатов.

Важнейшие сульфиды: ZnS — *сфалерит* (цинковая обманка), PbS — *галенит* (свинцовый блеск), HgS — *киноварь* и FeS_2 — железный колчедан, или *пирит*.

Наиболее известные сульфаты: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — *гипс*, $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ — *алебастр*, или *полуводный гипс*, а также $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — уже известная вам *глауберова соль*, или *мирабилит*.

Самородная сера встречается в жерлах потухших вулканов (рис. 76), поэтому наши предки считали её составной частью подземного мира. Из-за способности гореть, распространяя белый удушливый дым, серу отождествляли с тёмными силами.

Простые вещества. Сера образует несколько простых веществ, способных превращаться одно в другое, т. е. для неё характерно явление аллотропии.

Молекулы *кристаллической серы* состоят из восьми атомов, образующих замкнутое кольцо. Это твёрдые, хрупкие, блестящие кристаллы лимонно-жёлтого цвета, нерастворимые в воде (рис. 77).

Если кристаллическую серу расплавить и резко охладить, вылив в холодную воду, образуется аморфная аллотропная форма этого вещества — *сера пластическая*. Она представляет собой тягучую массу коричневого цвета, напоминающую по консистенции жевательную резинку (рис. 78). Пластическая сера образована длинными цепочками атомов, связанных друг с другом:

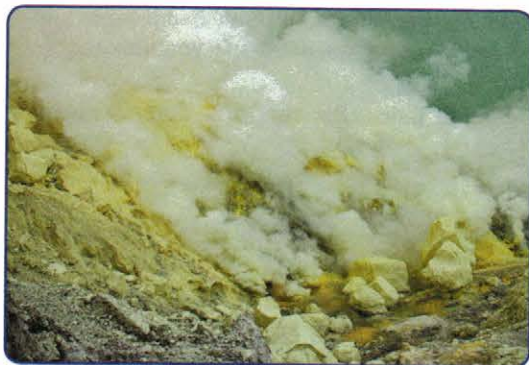
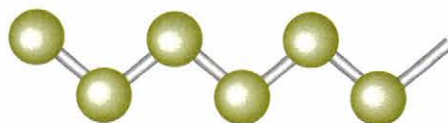


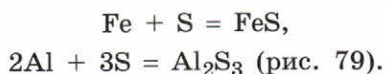
Рис. 76. Сера вулканического происхождения



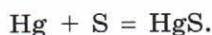
Химические свойства.

Окислительные свойства сера проявляет в отношении металлов, водорода и других менее электроотрицательных неметаллов.

1. Сера взаимодействует с большинством металлов, образуя соли — сульфиды:



С ртутью сера реагирует даже при комнатной температуре с образованием чёрного сульфида ртути(II):



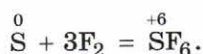
2. Окислительные свойства сера проявляет и в реакции с водородом, которая протекает при нагревании:



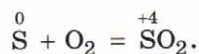
Летучее водородное соединение серы — *сероводород*, в этом веществе сера также проявляет минимальную степень окисления -2 .

Восстановительные свойства сера способна проявлять в реакциях с простыми и сложными веществами.

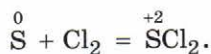
3. Перечень элементов, электроотрицательность которых выше, чем у серы, невелик: фтор, кислород, азот, хлор, бром. Сера реагирует со всеми соответствующими простыми веществами, кроме азота. Но лишь фтор окисляет серу до высшей степени окисления $+6$. Эта реакция, приводящая к образованию фторида серы(IV), вам уже знакома:



Также знакома вам реакция горения:



Хлор, как вы помните, при комнатной температуре окисляет серу лишь до степени окисления $+2$:



4. Сложные вещества, проявляющие сильные окислительные свойства, также способны реагировать с серой. В качестве продукта таких реакций образуется, как правило, оксид серы(IV). Например, сера взаимодействует с концентрированной серной кислотой по уравнению:

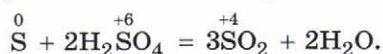


Рис. 77. Внешний вид кристаллической серы

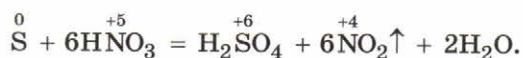


Рис. 78. Внешний вид пластической серы



Рис. 79. Вспышка смеси алюминиевой пудры с порошком серы

Концентрированная азотная кислота окисляет серу до степени окисления +6:



Предположительно в VIII в. китайцы стали использовать серу в пиротехнических смесях, в частности при изготовлении пороха. Уравнение реакции горения чёрного (или дымного) пороха вам уже известно (см. с. 84).

В настоящее время разработаны более эффективные пороховые смеси для снаряжения боеприпасов, однако масштабы применения серы от этого не уменьшаются.

Применение и биологическое значение. Из серы изготавливают порошки для уничтожения вредителей растений, лекарственные препараты. Значительная часть полученной серы используется в производстве спичек и резины.

Серa — один из важнейших биогенных (рождающих жизнь) элементов. Она, в частности, входит в состав многих белков, из которых формируются шерсть животных, перья птиц, волосяной покров человека, а также твёрдые ткани: рога, копыта, когти, ногти. Также серу содержат некоторые витамины и ферменты. В организме взрослого человека содержится примерно 150—180 г серы. Источниками серы для человека являются яйца, телятина, молоко, творог, сыр, рыба и морепродукты, капуста, бобовые.



Серa. Природные соединения и получение серы. Аллотропные модификации серы. Химические свойства серы.

Проверьте свои знания

1. Дайте характеристику элемента серы на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Расскажите о нахождении серы в природе. Как добывают самородную серу? Назовите формулы серосодержащих минералов.
3. Охарактеризуйте аллотропные модификации серы, физические и химические свойства кристаллической серы. Ответ проиллюстрируйте уравнениями химических реакций.

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схеме: $\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$. Укажите тип каждой реакции по признаку числа и состава реагентов и образующихся веществ. Для реакций ионного обмена запишите также ионные уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
2. При взаимодействии 3,08 г металла с избытком серы получили 4,2 г сульфида этого металла в степени окисления +2. Какой металл был взят в реакцию?
3. Продукт взаимодействия 0,46 г натрия и 0,85 г серы обработали 35 мл воды, полученную смесь профильтровали. Какое вещество оказалось в растворе и какова его массовая доля?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

О производстве какого соединения серы упоминается в романе Жюль Верна «Таинственный остров»?

§ 27. СЕРОВОДОРОД И СУЛЬФИДЫ

Соединения, вынесенные в название параграфа, являются самой восстановленной формой серы — следовательно, проявляют в химических реакциях только восстановительные свойства. В какие реакции вступают сероводород и сульфиды?



Выступая в качестве окислителя, сера присоединяет электроны атомов других элементов и способна восстанавливаться до минимальной степени окисления -2 . Наиболее типичными соединениями серы в этой степени окисления являются сероводород и бинарные соединения серы с металлами — сульфиды.

Сероводород и сероводородная кислота. Сероводород очень ядовит! Вдыхание воздуха с небольшим его содержанием вызывает головокружение, головную боль, тошноту. Острое отравление человека наступает при концентрациях $0,2-0,3$ мг/л, концентрация выше 1 мг/л смертельна. При отравлении сероводородом пострадавшего необходимо немедленно вынести на свежий воздух. Однако в небольших концентрациях сероводород полезен. Так, сероводородные ванны используются в медицине для лечения заболеваний опорно-двигательного аппарата, сердечно-сосудистой системы, различных кожных заболеваний, а также заболеваний спинного мозга, костей, периферической нервной системы.

В природе сероводород содержится в попутных газах нефтяных месторождений, в природном и вулканическом газах. При повышенном давлении в земной коре он растворяется в подземных водах, появляющихся на поверхности в виде минеральных источников (рис. 80). Сероводород образуется также при разложении белковых веществ (запах тухлых яиц).

В промышленности сероводород образуется в качестве побочного продукта при переработке нефти, природного газа, каменного угля. Выбрасывать в атмосферу его нельзя из-за высокой токсичности. Очищают промышленные выбросы от сероводорода, окисляя его до серы. В качестве окислителя используют оксид серы(IV):



или кислород воздуха, причём воздух берётся в недостаточном количестве:



В избытке же кислорода сероводород горит с образованием оксида серы(IV) и водяных паров:

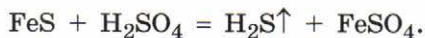


Нетрудно отметить, что в указанных процессах сероводород проявляет сильные восстановительные свойства.



Рис. 80. Сероводородный источник вблизи г. Энгельса Саратовской области

В лабораторных условиях сероводород получают реакцией обмена между сульфидом металла (чаще всего сульфидом железа(II)) и разбавленной серной кислотой:



Лабораторный опыт № 21

В пробирку с 2 мл раствора сульфида натрия добавьте 2 мл соляной кислоты. Осторожно понюхайте содержимое пробирки. Что ощущаете? О чём свидетельствует появившийся запах?

Сероводород малорастворим в воде, его раствор называют *сероводородной кислотой*.

Сероводородная кислота относится к слабым кислотам, поэтому в ионных уравнениях реакций записывается в молекулярном виде.

Тем не менее сероводородная кислота, оправдывая свою принадлежность к классу кислот, реагирует со щелочами, образуя *сульфиды*:

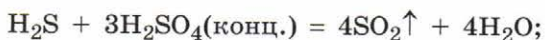


(Запишите ионное уравнение реакции.)

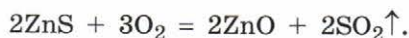
Восстановительные свойства сероводород сохраняет и в водном растворе. При действии на сероводородную кислоту окислителей, например раствора брома в воде (*бромной воды*), образуется сера, выпадающая в осадок:



Более сильные окислители способны окислять сероводород до оксида серы(IV) и даже серной кислоты:

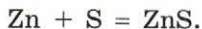


Сульфиды. Как и сероводород, сульфиды проявляют восстановительные свойства, например, в уже знакомых вам реакциях получения металлов:

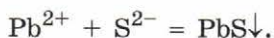


В этой реакции сульфид металла за счёт атомов серы в минимальной степени окисления выступает в качестве восстановителя.

Многие сульфиды, используемые в промышленности, получают взаимодействием серы с металлами. Реакция протекает бурно, с выделением большого количества теплоты, например, при взаимодействии порошков серы и кадмия или цинка:



Большинство сульфидов, за исключением сульфидов щелочных и щёлочноземельных металлов, нерастворимы в воде (сульфид кальция — малорастворимая соль). Нерастворимые сульфиды можно получить реакцией обмена. Например, образование чёрного осадка сульфида свинца(II) используется для обнаружения сероводородной кислоты и её солей в растворе:



Сульфиды тяжёлых металлов (CuS, CdS, PbS и др.) используют в качестве полупроводниковых материалов, для изготовления красок и др.

Сульфиды щёлочноземельных металлов, цинка и кадмия (CaS, SrS, ZnS, CdS) обладают интересным оптическим свойством. Они способны преобразовывать поглощаемую энергию в свет. Такие вещества называют **люминофорами**. Например, сульфид цинка после освещения солнечным светом способен светиться в темноте. Вы, наверное, не раз видели подобные сувениры, наклейки, надписи, рисунки (рис. 81), обращали внимание на светящиеся в темноте стрелки и цифры часов. Тонким слоем люминофора покрывают экраны приборов (например, осциллографов), и движущийся электронный луч рисует на нём светящееся изображение.



Рис. 81. Рисунок на футболке, выполненный люминофором

Сероводород и его свойства. Сероводородная кислота. Сульфиды. Люминофоры.



Проверьте свои знания

1. Составьте схему образования химической связи для молекулы сероводорода.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства сероводорода.
3. Запишите сокращённое ионное уравнение качественной реакции на сульфид-ион.

Примените свои знания

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций сероводородной кислоты с хлорной водой, гидроксидом лития, нитратом свинца(II), оксидом серы(IV). В окислительно-восстановительных реакциях расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схеме: $ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow S \rightarrow FeS \rightarrow SO_2$.
Для окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.
3. Напишите по одному молекулярному уравнению реакции, соответствующему каждому из следующих ионных уравнений:
 - а) $H_2S + OH^- = HS^- + H_2O$;
 - б) $H_2S + 2OH^- = S^{2-} + 2H_2O$;
 - в) $HS^- + OH^- = S^{2-} + H_2O$;
 - г) $S^{2-} + Cu^{2+} = CuS \downarrow$.

4. В химической реакции, протекающей по уравнению



концентрация газообразного хлора за 3 минуты уменьшилась с 0,063 моль/л до 0,027 моль/л. Рассчитайте скорость химической реакции в данный промежуток времени.

5. В состав белой краски (свинцовых белил), нередко использовавшейся ранее для написания икон, входил сульфат свинца(II). Спустя длительное время белая краска таких икон чернела из-за взаимодействия с сероводородом. Образующийся сульфид свинца(II) — соль чёрного цвета. Для восстановления белых тонов икону обрабатывали раствором пероксида водорода, при этом сульфид свинца(II) вновь окислялся до сульфата свинца(II). Составьте уравнение этой реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение о нахождении в природе, свойствах, областях применения и получении сероводорода.

§ 28. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ



В соединениях с кислородом сера проявляет степени окисления +4 и +6. Какими свойствами характеризуются эти соединения? Какие из них проявляют только окислительные свойства, а какие — и окислительные, и восстановительные?

Соединения серы в степенях окисления +4 и +6 широко распространены и имеют важное практическое значение. К ним относятся оксиды серы, кислородсодержащие кислоты — сернистая и серная, а также соли этих кислот.

Оксиды серы. Сера образует два оксида — оксид серы(IV) и оксид серы(VI). Оба этих оксида проявляют кислотный характер.

Оксид серы(IV) SO₂ (диоксид серы, или сернистый газ) представляет собой бесцветный газ с характерным резким запахом. Наряду с сероводородом и парами серы сернистый газ выбрасывается в атмосферу при извержении вулканов. Считают, что именно ядовитые сернистые соединения стали причиной гибели жителей древнеримского города Помпеи во время извержения вулкана Везувий в 79 г. (рис. 82).

Лабораторный способ получения сернистого газа заключается в проведении реакции обмена между сульфитами металлов и сильными неорганическими кислотами, например:

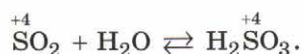


Оксид серы(IV) хорошо растворяется в воде. Такой раствор называют *сернистой кислотой*.

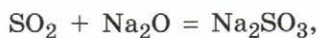


Рис. 82. К. Брюллов. «Последний день Помпеи»

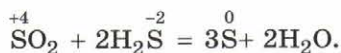
Если в ложечку для сжигания веществ поместить порошок серы объёмом с горошину и поджечь его, то можно заметить небольшое синеватое пламя. Если внести горящую серу в колбу с налитой на дно водой, то можно увидеть, что сера разгорелась ярким синим пламенем, а колба заполнилась белым дымом, который хорошо растворяется в воде, а полученный раствор окрашивается лакмусом в красный цвет, так как образуется сернистая кислота:



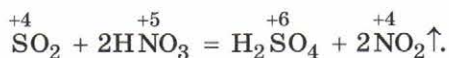
Оксид серы(IV) как кислотный оксид взаимодействует с основными оксидами и щелочами с образованием солей сернистой кислоты — *сульфитов*:



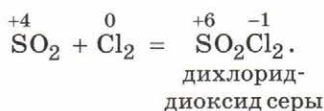
Окислительные свойства сернистого газа выражены слабо и только в отношении сильных восстановителей. Например, в жерлах вулканов сероводород окисляется оксидом серы(IV) до свободной серы:



Восстановительные свойства оксид серы(IV) проявляет по отношению к сильным окислителям. Пропускание сернистого газа через концентрированную азотную кислоту приводит к образованию другой кислоты — серной:

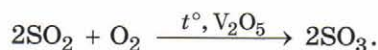


В реакции соединения с хлором оксид серы(IV) также проявляет восстановительные свойства:

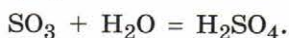


Оксид серы(IV) обладает двумя важными свойствами. Во-первых, он обесцвечивает красители и поэтому применяется в промышленности для отбеливания шерсти, шёлка, соломы. Во-вторых, сернистый газ — прекрасное дезинфицирующее средство. Горящей серой окуривают погреба и подвалы для уничтожения грибка и плесени. Кроме того, оксид серы(IV) используют при консервировании фруктов, соков, ягод, добавляют в вина.

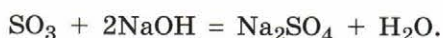
Оксид серы(VI) SO_3 представляет собой бесцветную жидкость. Основной способ его получения вам уже знаком — это окисление оксида серы(IV) кислородом в присутствии катализатора:



Оксид серы(VI) проявляет ярко выраженные кислотные свойства. При взаимодействии с водой он образует одну из самых сильных кислот — серную:



В результате реакции оксида серы(VI) со щелочами получаются соли серной кислоты — *сульфаты*:



Кислородсодержащие кислоты серы. Двум кислотным оксидам серы соответствуют две кислородсодержащие кислоты: сернистая и серная. Как и оксиды, кислотные свойства этих веществ усиливаются с увеличением степени окисления атома серы.

Сернистая кислота H_2SO_3 — неорганическая кислота средней силы, которая существует только в разбавленных водных растворах. При попытке выделить эту кислоту в чистом виде или при незначительном нагревании раствора происходит разложение вещества, т. е. реакция, обратная образованию кислоты из оксида серы(IV) и воды:



Сернистая кислота, как и соответствующий ей оксид серы(IV), проявляет сильные восстановительные свойства и также применяется для отбеливания различных материалов.

Серная кислота H_2SO_4 представляет собой один из основных продуктов химического производства. За год в мире получают почти 150 млн т этого вещества — в среднем около 25 кг на каждого жителя Земли!

Концентрированная серная кислота представляет собой бесцветную вязкую жидкость. Она хорошо растворяется в воде. Напомним, что при разбавлении серную кислоту приливают в воду, а не наоборот. Такой порядок смешивания веществ обусловлен тем, что при растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество теплоты и порция воды, добавленная в кислоту, может закипеть, разбрызгивая едкую жидкость (рис. 83).

В разбавленном водном растворе серная кислота — сильный электролит. Такой раствор проявляет все свойства кислот, обусловленные присутствием катионов водорода H^+ (вспомните эти свойства и запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах).

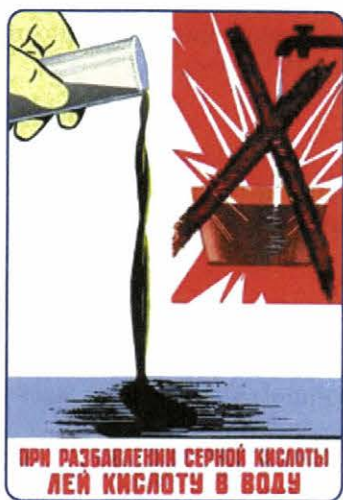
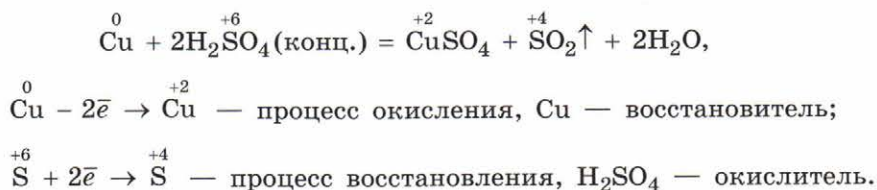


Рис. 83. Информационный плакат по правилам техники безопасности при разбавлении серной кислоты

Свойства концентрированной серной кислоты значительно отличаются от свойств разбавленной.

Во-первых, концентрированная серная кислота — сильное водоотнимающее средство. Как вы знаете, она обугливает бумагу, ткани, древесину, оставляет на коже глубокие, долго не заживающие ожоги.

Во-вторых, концентрированная серная кислота — сильный окислитель. Она способна взаимодействовать с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений как до, так и после водорода. В таких реакциях серная кислота — окислитель за счёт атомов серы в высшей степени окисления +6. Поэтому в результате взаимодействия образуются продукты восстановления серы. Например, медь реагирует с концентрированной серной кислотой в соответствии с уравнением



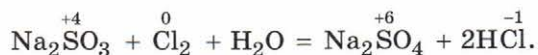
Чем активнее металл, тем сильнее восстанавливается атом серы. Помимо оксида серы(IV), продуктами восстановления серной кислоты могут быть сера или сероводород.

Также напомним тот факт, что такие металлы, как алюминий, железо, хром, с концентрированной серной кислотой при комнатной температуре не реагируют. Всё дело в том, что в результате окисления на поверхности металла образуется плотная защитная плёнка, предохраняющая его от дальнейшего разрушения.

Соли сернистой и серной кислот. Большинство солей сернистой кислоты малорастворимы или нерастворимы в воде. Исключения составляют растворимые сульфиты щелочных металлов и аммония.

При действии на сульфиты сильных кислот в результате реакции ионного обмена образуется сернистая кислота, которая при незначительном нагревании распадается на воду и сернистый газ. Как вы уже знаете, эту реакцию используют для лабораторного получения оксида серы(IV).

Благодаря наличию атомов серы в степени окисления +4 сульфиты металлов проявляют сильные восстановительные свойства. Как восстановитель сульфит натрия используют для удаления избытка хлора после отбеливания тканей:



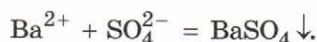
В противоположность сульфитам большинство солей серной кислоты (за исключением сульфатов щёлочноземельных металлов и свинца) растворимы в воде. Сульфаты склонны к образованию *кристаллогидратов*, например, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Качественной реакцией на сульфат-анион (серную кислоту и её растворимые соли) служит взаимодействие с раствором хлорида или нитрата бария.

Лабораторный опыт № 22

В одну пробирку налейте 2 мл раствора сульфата натрия, в другую — 2 мл раствора серной кислоты. Затем прилейте в каждую пробирку по 1 мл раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

В результате эксперимента вы наблюдали выпадение осадка сульфата бария белого цвета, частички которого настолько малы по размерам, что осадок некоторое время не оседает на дно сосуда и смесь по внешнему виду напоминает молоко. Образование сульфата бария происходит за счёт соединения ионов:



Оксид серы(IV), сернистая кислота, сульфиты. Оксид серы(VI), серная кислота, сульфаты. Кристаллогидраты.

Проверьте свои знания

1. Дайте сравнительную характеристику оксидов серы в степенях окисления +4 и +6. Свой ответ проиллюстрируйте уравнениями химических реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Дайте характеристику сернистой кислоты и её солей. Как распознать сульфит-ион?
3. Дайте характеристику серной кислоты и её солей. Как распознать сульфат-ион? Почему свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты различаются?
4. Какое правило должно соблюдаться при разбавлении серной кислоты?

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схемам:
а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MgSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2$.
Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
2. Массовые доли химических элементов в соли составляют: калий — 49,4 %, сера — 20,2 %, кислород — 30,4 %. Определите формулу соли, назовите её.
3. В 1960 г 5%-ного раствора серной кислоты растворили 2,24 л аммиака (н. у.). Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.
4. Железную пластинку погрузили в раствор сульфата меди(II). Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 0,4 г. Вычислите массу меди, выделившейся на пластинке.
5. Массовая доля воды в кристаллогидрате сульфата железа(II), который называют железным купоросом, составляет 45,3 %. Выведите формулу кристаллогидрата.
6. В трёх пробирках без этикеток находятся растворы сульфида, сульфита и сульфата калия. Как с помощью одного реактива распознать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Разделите лист бумаги пополам вертикальной линией. Напишите уравнения 8 реакций, характеризующих химические свойства серной кислоты, так, чтобы левая часть равенства оказалась на левой половине листа, а правая — на правой. Разрежьте лист по линии, две половинки отдайте двум своим одноклассникам. Их задача — восстановить недостающие половины уравнений реакций. Проверьте их работу, поставьте свою отметку. Допишите уравнения реакций по половинкам листов, полученных от двух других одноклассников.

§ 29. АЗОТ

Шотландский учёный Даниель Резерфорд в 1772 г. проводил эксперименты по сжиганию под стеклянным колпаком древесного угля, серы и фосфора. Продукты горения поглощались раствором щёлочи. Резерфорд установил, что остающаяся после эксперимента часть воздуха — это газ, в котором свеча не горит, а мышь гибнет. О каком газе идёт речь?



VA группу Периодической системы Д. И. Менделеева составляют азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi.

На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов располагается 5 электронов, до завершения внешнего электронного слоя их атомам не хватает трёх электронов. Первые четыре элемента относятся к неметаллам, а висмут — это уже металл. Наиболее электроотрицательный элемент группы — азот, у которого значение электроотрицательности уступает только фтору и кислороду.

Очевидно, что высшая степень окисления атомов элементов VA группы равна +5. Кроме того, все эти элементы, кроме металла висмута, проявляют минимальную степень окисления -3. Соответственно формула высших оксидов азота и его электронных аналогов — $\text{Э}_2\text{O}_5$, формула летучих водородных соединений — ЭH_3 .

Азот. Название «азот» (от греч. *azotos* — безжизненный) предложил французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Такое название, по мнению Лавуазье, должно было подчеркнуть свойства газообразного азота, который непригоден для дыхания и не поддерживает горение (рис. 84). Однако вскоре выяснилось, что «безжизненный» азот — один из главных элементов жизни. Без участия соединений азота невозможно существование ни растений, ни животных. В живых организмах азот входит в состав таких органических веществ, как белки и нуклеиновые кислоты. В свою очередь, белки — это те вещества, из которых построено всё живое на Земле, а нуклеиновые кислоты — это соединения, которые определяют наследственные признаки живых организмов.

Азот как простое вещество — типичный неметалл, который при нормальных условиях малоактивен и по своей реакционной способности уступает не только галогенам и кислороду, но и сере. При умеренных температурах он не взаимодействует с кислородом, концентрированными кислотами и щелочами, металлами. Более того, газообразным азотом заполняли внутренний объём радио- и электроламп, химических реакторов для создания инертной атмосферы. Попробуем разобраться в причинах такой химической пассивности.

Химическая связь в молекуле азота — ковалентная неполярная. При образовании химической связи два атома азота образуют три общие электронные пары:

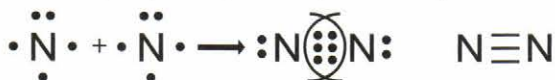


Рис. 84. Азот не поддерживает горения



Рис. 85. Люпин



Рис. 86. Клевер

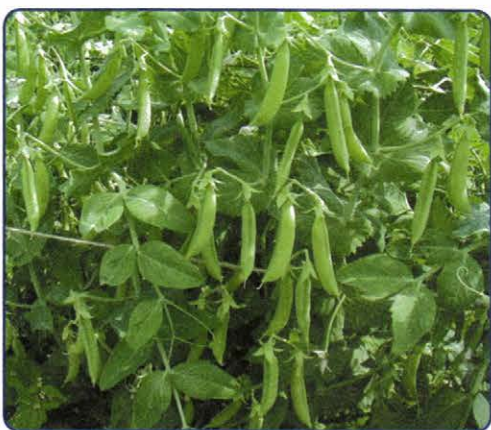


Рис. 87. Горох

Таким образом, связь в молекуле азота *тройная*, т. е. образована тремя общими электронными парами, что и обуславливает её высокую прочность.

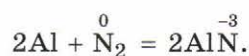
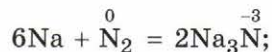
Как вы помните, содержание азота в воздухе (78 % по объёму) значительно превышает содержание кислорода.

Азот — бесцветный газ, без запаха, малорастворим в воде.

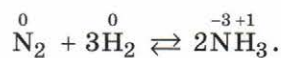
Помимо газообразного простого вещества N_2 , присутствующего в атмосфере, азот представлен в литосфере Земли несколькими минералами. Наиболее важными из них являются *селитры* — чилийская $NaNO_3$ и индийская KNO_3 .

Окислительные свойства азот проявляет при нагревании, в первую очередь по отношению к металлам. Принимая три недостающих электрона, атом азота приобретает степень окисления -3 .

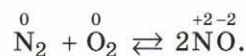
Бинарные соединения азота с металлами называются *нитридами*. Так, нагревание натрия в атмосфере азота приводит к образованию нитрида натрия, алюминий в подобных условиях образует нитрид алюминия:



Окислительные свойства азот проявляет и в реакции с водородом. В результате реакции образуется аммиак — один из важнейших продуктов химического производства:



Восстановительные свойства азот проявляет по отношению к кислороду, реакция с которым протекает при температуре электрической дуги:



В круговороте азота в природе решающую роль играют живые организмы. Особые бактерии, живущие на корнях бобовых растений (люпина (рис. 85), клевера (рис. 86), гороха (рис. 87) и др.), связывают атмос-

ферный азот, превращая его в соединения, которые усваиваются растительными организмами.

Природные соединения азота — селитры — используют в качестве компонентов порохов и взрывчатых веществ, а также в качестве азотных удобрений.

Применение. Азот в основном используется для синтеза аммиака, который служит исходным веществом в производстве удобрений, азотной кислоты, красителей, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ. Газообразный азот применяется для создания инертной атмосферы при получении синтетических волокон, чистых металлов и сплавов. Раритетные произведения живописи хранят в герметичных футлярах, заполненных азотом, чтобы предохранить краски от влаги и химически активных компонентов воздуха. В жидком азоте, имеющем температуру $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$, хранят в медицинских и исследовательских целях клетки, органы, ткани, другие биологические объекты. Жидкий азот применяют в косметологии для удаления бородавок, родинок. В пищевой промышленности жидким азотом замораживают продукты и полуфабрикаты.

Элементы VA группы. Азот, строение атома и молекулы. Химические свойства азота и применение азота. Азот в природе и его биологическая роль.



Проверьте свои знания

1. Дайте общую характеристику элементов VA группы на основании их положения в Периодической системе Д. И. Менделеева. Укажите закономерности изменения радиуса атома, электроотрицательности, неметаллических свойств с ростом атомного номера элемента.
2. Каковы причины малой химической активности простого вещества азота?

Примените свои знания

1. Используя знания по биологии, охарактеризуйте биологическую роль азота. Нарисуйте схему круговорота азота в природе. При необходимости воспользуйтесь Интернетом и другими источниками информации.
2. Какой объём газообразного азота может быть получен из 1000 м^3 воздуха, если потери в процессе фракционной перегонки сжиженного воздуха составляют 15 %? Объёмная доля азота в воздухе составляет 78 %.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

В Большой советской энциклопедии издания 1952 г. (т. 1, с. 452, статья «Азот») написано: «Азот в сложении с капитализмом — это война, разрушение, смерть. Азот в сложении с социализмом — это высокий урожай, высокая производительность труда, высокий материальный и культурный уровень трудящихся». Поясните, что имели в виду составители данной статьи. Подготовьте сообщение об азотных удобрениях.

§ 30. АММИАК. СОЛИ АММОНИЯ



Самая восстановленная форма азота имеет степень окисления -3 . Следовательно, эти соединения могут проявлять только восстановительные свойства, а также вступать в реакции без изменения степени окисления азота. Какие?

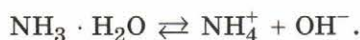
Аммиак представляет собой бесцветный газ с резким характерным запахом, легче воздуха (*рассчитайте относительную плотность аммиака по воздуху*). Аммиак очень хорошо растворяется в воде. Такой раствор используется в медицине и в быту под названием *аммиачная вода*, а 10%-ный раствор аммиака в воде более известен под названием *нашатырный спирт*.

При растворении в воде каждая молекула аммиака соединяется с одной молекулой воды, образуя *гидрат аммиака* — вещество, состав которого отражают формулой $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Лабораторный опыт № 23

Соберите прибор для получения газа и проверьте его на герметичность. В пробирку прибора поместите смесь хлорида аммония и щёлочи. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки поднимите вверх и наденьте на него сухую пробирку. Прогрейте пробирку со смесью пламенем спиртовки, а затем нагревайте в том месте, где находится смесь исходных веществ. Что ощущаете? Через минуту снимите пробирку с аммиаком и, не переворачивая её, опустите отверстием в кристаллизатор с водой. Что наблюдаете? Закройте отверстие пробирки пальцем под водой, переверните её с полученным раствором, уберите палец и добавьте в раствор несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции получения аммиака. Какой способ вы использовали для его собирания?

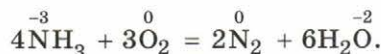
Водный раствор аммиака имеет щелочную реакцию. Это объясняется тем, что гидрат аммиака — слабый электролит, он незначительно диссоциирует на катион аммония NH_4^+ и гидроксид-анион OH^- :



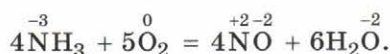
Наличие в водном растворе аммиака гидроксид-ионов обуславливает изменение окраски фенолфталеина на малиновую.

Поскольку в аммиаке атом азота обладает минимальной степенью окисления (-3), это вещество проявляет **восстановительные свойства**.

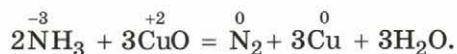
Аммиак горит в избытке кислорода, при этом образуется азот и водяные пары:



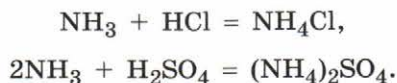
Если проводить данную реакцию в присутствии катализатора (платина, оксид хрома(III)), то протекает более глубокое окисление аммиака — с образованием оксида азота(II):



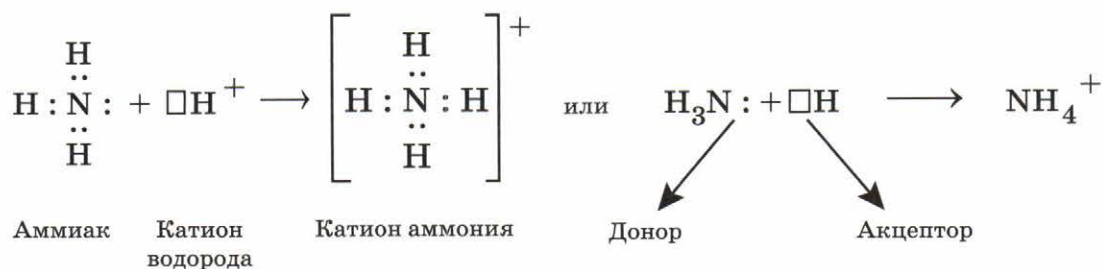
Восстановительные свойства аммиака проявляются и в реакции с оксидами металлов:



Как газообразный аммиак, так и водный раствор этого вещества реагируют с кислотами, образуя соли аммония:



Образование катиона аммония происходит в результате возникновения ковалентной связи между атомом азота, имеющим свободную электронную пару (она называется неподелённой), и катионом водорода, который переходит к аммиаку от молекул кислоты. Первый атом называется *донором*, а второй — *акцептором*. Понятно, почему такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*:



Применение. Аммиак используется в качестве хладагента в промышленных холодильных установках. Он легко сжижается при повышении давления (рис. 88), а испарение сопровождается поглощением теплоты, в результате чего и происходит охлаждение. Аммиак — исходное вещество для получения азотной кислоты и солей аммония.

Соли аммония. В состав солей, помимо катионов металлов, может входить катион аммония NH_4^+ . Этот катион образует соли с большинством кислотных остатков. Все соли аммония — твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

При нагревании большинство солей аммония разлагаются, например:



Эта реакция используется при паянии, так как образующийся хлороводород очищает поверхность металлов от оксидной плёнки.

Если кислотный остаток обладает окислительными свойствами (например, за счёт атома элемента в высшей степени окисления), разложение представляет собой окислительно-восстановительную реакцию.



Рис. 88. Жидкий аммиак хранят и транспортируют в баллонах жёлтого цвета

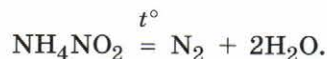


Рис. 89. Разложение дихромата аммония (химический вулкан)

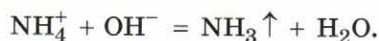
В результате атомы азота в катионе аммония окисляются, как правило, до свободного азота. Так происходит в реакции разложения дихромата аммония, напоминающей извержение вулкана (рис. 89):



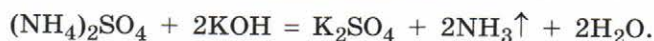
Разложение нитрата аммония представляет собой лабораторный способ получения азота:



Качественной реакцией на катион аммония служит взаимодействие раствора соли со щёлочью. Реакция идёт при нагревании. В результате реакции обмена образуется слабое основание — гидрат аммиака, которое даже при комнатной температуре, тем более при небольшом нагревании, разлагается. Выделяющийся аммиак обнаруживают по запаху или посинению влажной красной лакмусовой бумаги. В ионном виде уравнение качественной реакции на катион аммония имеет вид



Данному ионному уравнению соответствует, например, молекулярное уравнение реакции между раствором сульфата аммония и гидроксидом калия:



С помощью подобной реакции получают аммиак в лабораторных условиях. Для этой цели нагревают хлорид аммония с гашёной известью:



Лабораторный опыт № 24

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида аммония и добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия. Нагревайте пробирку. Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумагу. Что наблюдаете? О чём свидетельствует изменение окраски индикаторной бумаги?

Соли аммония используют в качестве удобрений (фосфаты, хлорид, нитрат аммония), как компоненты взрывчатых веществ (нитрат аммония или аммиачная селитра), в пищевой промышленности (гидрокарбонат, карбонат, хлорид аммония), при выделке кожи (сульфат аммония).



Аммиак. Восстановительные свойства аммиака. Аммиачная вода, нашатырный спирт, гидрат аммиака. Соли аммония. Качественная реакция на катион аммония.

Проверьте свои знания

1. Составьте схему образования химической связи в молекуле аммиака.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства аммиака. Свяжите их с областями применения этого соединения.
3. Почему аммиак в окислительно-восстановительных реакциях проявляет свойства восстановителя?
4. В чём состоит донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи? Какой ещё механизм образования ковалентной связи вам известен? Подтвердите свои рассуждения рассмотрением строения катиона аммония.
5. Запишите сокращённое ионное уравнение качественной реакции на катион аммония.

Примените свои знания

1. Напишите уравнения реакций получения нитрида натрия и его взаимодействия с водой. Какая из этих реакций является окислительно-восстановительной?
2. С какими из перечисленных веществ реагирует аммиак: водород, азотная кислота, кислород, гидроксид натрия, вода, хлорид калия, оксид меди(II), железо, сульфат аммония? Запишите уравнения соответствующих реакций.
3. В двух пробирках без подписи находятся растворы хлорида аммония и хлорида натрия. Какими способами можно распознать эти вещества? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
4. В 150 мл воды растворили 67,2 л аммиака (н. у.). Рассчитайте массовую долю аммиака в полученном растворе.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

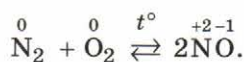
1. Постройте круговые диаграммы, отражающие массовые доли химических элементов в следующих солях: нитрат калия, нитрат аммония, нитрат кальция, сульфат аммония. Какую из этих солей вы бы рекомендовали использовать в качестве азотного удобрения?
2. Подготовьте сообщение по теме «Производство аммиака: от Фрица Габера до современности».

§ 31. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

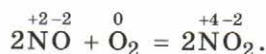
В соединениях с кислородом азот проявляет степени окисления +1, +2, +3, +4, +5. Какими свойствами характеризуются эти соединения? Какие из них проявляют только окислительные свойства, а какие — и окислительные, и восстановительные?



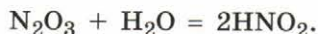
Оксиды азота. Как вы знаете, с кислородом азот реагирует только при температуре выше 2000 °С — температуре электрического разряда (рис. 90). При этом образуется бесцветный оксид азота(II):



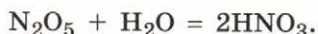
Кроме этого оксида, азот образует ещё четыре оксида, формулы которых: N_2O , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . При нормальных условиях оксид азота(I) — это бесцветный газ с приятным сладковатым запахом, оксид азота(II) — бесцветный газ, оксид азота(III) — жидкость синего цвета, оксид азота(IV) — бурый газ, оксид азота(V) — бесцветные летучие кристаллы. Эти оксиды получают косвенным путём. Например, оксид азота(IV) образуется из оксида азота(II) окислением кислородом воздуха:



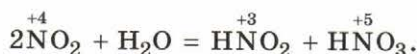
Оксиды азота(I) и азота(II) являются *несолеобразующими*. Напомним, что несолеобразующие оксиды потому так и называются, что не реагируют ни с кислотами, ни с основаниями и не образуют соли. Остальные оксиды азота являются кислотными. Оксиду азота(III) соответствует азотистая кислота, которая образуется при реакции этого оксида с водой:



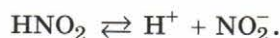
Оксиду азота(V) соответствует азотная кислота:



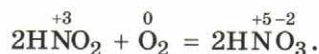
Оксид азота(IV) в этом отношении очень необычен. Кислоты, в которой азот проявлял бы степень окисления +4, не существует. И тем не менее это кислотный оксид, при взаимодействии с водой он образует сразу две кислоты, азотистую и азотную:



Азотистая кислота. В свободном состоянии получить эту кислоту не удаётся вследствие лёгкого разложения. В водном растворе азотистая кислота — слабый электролит, обратимо диссоциирует в соответствии с уравнением



Поскольку атом азота в азотистой кислоте находится в промежуточной степени окисления +3, для неё характерна окислительно-восстановительная двойственность. В реакциях с сильными окислителями азотистая кислота окисляется до азотной, проявляя свойства восстановителя:



Однако она проявляет и слабые окислительные свойства:

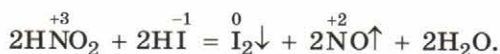


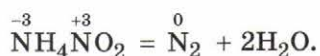
Рис. 90. Во время грозы при разряде молнии в атмосфере образуется оксид азота(II)

С основными оксидами и щелочами азотистая кислота образует соли — *нитриты*:



Соли азотистой кислоты (нитриты) — белые кристаллические вещества. Нитриты активных металлов растворимы в воде, в водных растворах проявляют двойственную окислительно-восстановительную способность.

Особые химические свойства проявляет нитрит аммония. Переход электронов происходит внутри самого вещества: от атома азота катиона аммония NH_4^+ (восстановитель) к атому азота нитрит-иона NO_2^- (окислитель):

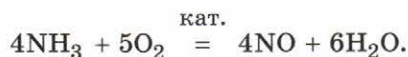


Разложением нитрита аммония в лабораторных условиях получают чистый азот.

Азотная кислота. Казалось бы, логично в качестве исходного вещества использовать атмосферный азот, источник которого практически неисчерпаем. Но вспомните, насколько химически инертно это вещество, с каким трудом и в каких жёстких условиях азот окисляется кислородом. Азотная кислота, полученная из азота, стоила бы очень дорого.

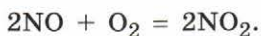
Химики предложили использовать в промышленном получении азотной кислоты аммиак. Почему, ведь аммиак и сам является ценным продуктом химического производства? Но в аммиаке нет таких прочных тройных связей, какими связаны между собой атомы в молекуле азота, поэтому окислить аммиак легче, а следовательно, и дешевле.

Первой стадией получения азотной кислоты является каталитическое окисление аммиака кислородом:

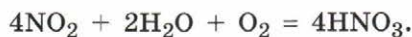


В качестве катализатора этой реакции используется платина. Конечно, это очень дорогой металл, но, как известно, катализатор в ходе химической реакции не расходуется, он лишь увеличивает скорость её протекания.

Вторая стадия протекает легко: оксид азота(II) окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота(IV):

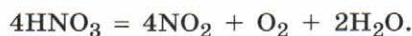


Остаётся повысить степень окисления азота ещё на одну единицу. На третьей стадии процесса оксид азота(IV) в присутствии кислорода реагирует с водой. Сложную совокупность химических реакций, протекающих при этом, можно упрощённо записать следующим химическим уравнением:



Так получают раствор азотной кислоты с массовой долей до 60 %. Для большинства областей применения такая концентрация кислоты вполне приемлема.

Азотная кислота представляет собой бесцветную жидкость, которая при хранении приобретает жёлтый оттенок в результате частичного разложения. Оксид азота(IV), один из продуктов реакции, придаёт кислоте соответствующую окраску:



Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе полностью диссоциирует с образованием катионов водорода и нитрат-ионов:



Благодаря наличию в растворе катионов водорода азотная кислота проявляет характерные химические свойства сильных кислот: реагирует с основными и амфотерными оксидами, щелочами и нерастворимыми в воде гидроксидами металлов, с солями по реакции ионного обмена.

Лабораторный опыт № 25

В пробирку поместите немного (на кончике шпателя) оксида меди(II) и добавьте 2 мл раствора азотной кислоты. Нагревайте пробирку. Что наблюдаете? О чём свидетельствует изменение окраски раствора?

В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2 капли фенолфталеина. Добавляйте в пробирку раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Почему исчезла окраска индикатора?

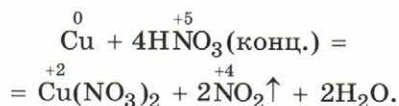
Получите гидроксид меди(II), для этого к 1—2 мл раствора сульфата меди добавьте немного раствора гидроксида натрия. Прилейте в пробирку раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Почему растворился осадок гидроксида меди(II)? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.



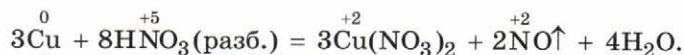
Рис. 91. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью один из продуктов реакции — оксид азота(IV)

Вот только в реакциях с металлами и разбавленная, и концентрированная азотная кислота проявляет особенные свойства. Окислителем в таких реакциях является не катион водорода, как в других кислотах, а анион NO_3^- . Следовательно, и продуктом восстановления будет не водород, а соединения азота в более низких степенях окисления. Какие именно соединения? Это зависит как от концентрации кислоты, так и от активности металла. Чем меньше массовая доля кислоты в растворе и выше активность металла, тем полнее протекает восстановление азота.

Например, при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью (металлом малоактивным, стоящим после водорода в электрохимическом ряду напряжений), помимо соли и воды, образуется оксид азота(IV) (рис. 91):



С медью разбавленная азотная кислота реагирует уже с образованием оксида азота(II):



Напомним, что железо, алюминий, хром с концентрированной азотной кислотой при обычных условиях не взаимодействуют. (Почему?)

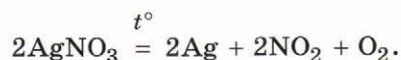
Соли азотной кислоты (нитраты) представляют собой твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Нитраты щелочных, щёлочноземельных металлов и аммония называются *селитрами*. При нагревании нитраты разлагаются. Состав продуктов разложения зависит от активности металла, входящего в состав соли. Нитраты активных металлов (щелочных и щёлочноземельных) разлагаются с образованием нитрита металла и кислорода, например:



Нитраты металлов, расположенных в ряду напряжений от магния до меди включительно, разлагаются при нагревании на оксид металла, оксид азота(IV) и кислород. Так происходит, например, разложение нитрата меди(II):



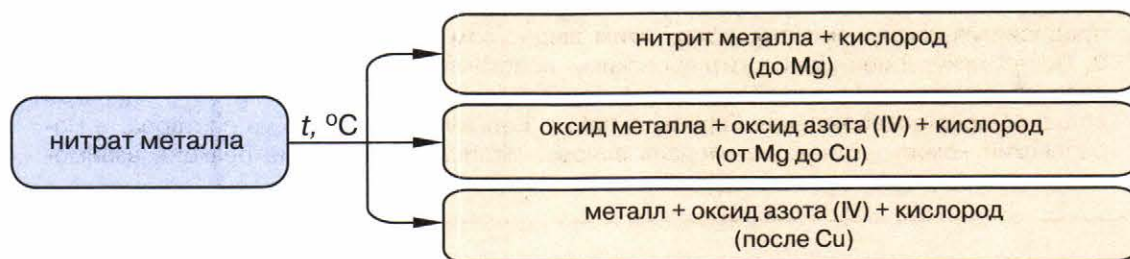
Нитраты менее активных, чем медь, металлов разлагаются с образованием металла, оксида азота(IV) и кислорода, например:



Обобщим изложенное с помощью схемы.

Схема 5

Термическое разложение нитратов металлов



Оксиды азота: несолеобразующие и кислотные. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота, её получение и свойства. Нитраты.

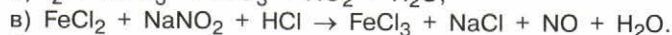
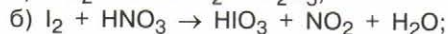
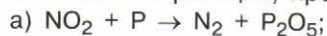


Проверьте свои знания

1. Запишите формулы всех оксидов азота и дайте им названия. Разделите их на две группы. Какой критерий классификации вы использовали при этом?
2. Сравните по свойствам две кислородсодержащие кислоты азота. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
3. Какие особенности азотной кислоты следует учитывать при рассмотрении её реакций с металлами? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых получают азотную кислоту.

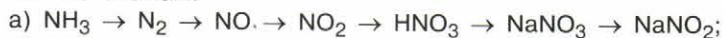
Примените свои знания

1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:



В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схемам:



Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

3. При разложении 66,2 мг нитрата металла в степени окисления +2 образовалось 44,6 мг оксида этого металла. Установите формулу нитрата и напишите уравнение реакции разложения.

4. Для нейтрализации 25,0 мл раствора азотной кислоты (плотность 1,115 г/мл) потребовалось 31,9 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,11 г/мл). Определите массовую долю кислоты в исходном растворе.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. К какой группе (кислотных или несолеобразующих) оксидов следует отнести оксид азота(IV)? Обоснуйте свою точку зрения.

2. Бурый дым, выходящий из труб некоторых химических предприятий, называют «лисий хвост». Какое вещество придаёт выбросам бурю окраску? Какие химические предприятия загрязняют атмосферу этим веществом?

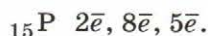
3. Перед оккупацией Дании гитлеровскими войсками выдающийся физик Нильс Бор спас от конфискации свою золотую нобелевскую медаль, растворив её в «царской водке». После освобождения Европы в 1945 г. Бор выделил золото из раствора, и Нобелевский комитет отчеканил медаль заново. Напишите уравнение реакции взаимодействия золота с «царской водкой».

§ 32. ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



Александр Евгеньевич Ферсман, русский геохимик и минералог, один из основоположников геохимии, «поэт камня», как его называл Алексей Толстой, утверждал, что фосфор является «элементом жизни и мысли». Почему?

Строение атома. Порядковый номер фосфора — 15, следовательно, в ядре атома фосфора 15 протонов, а электронную оболочку составляют 15 электронов. Поскольку фосфор — элемент третьего периода, электроны в атоме располагаются на трёх энергетических уровнях:



Фосфор — типичный неметалл. Для завершения внешнего энергетического уровня до устойчивого восьмизлектронного атому фосфора недостаёт трёх электронов. В отличие от атома азота, эти пять электронов находятся на большем расстоянии от ядра атома и менее прочно с ним связаны. Следовательно, неметаллические свойства у фосфора выражены слабее, чем у азота. Тем не менее при образовании связей с атомами менее электроотрицательных элементов, в первую очередь металлов и водорода, атом фосфора принимает недостающие три электрона и приобретает минимальную степень окисления -3 . Максимальная же степень окисления, которую фосфор проявляет в соединениях с более электроотрицательными элементами, определяется числом валентных электронов и равна $+5$.

Нахождение в природе. Фосфор в свободном состоянии не встречается. Этот элемент относится к довольно распространённым и образует около 190 минералов, самыми главными из них являются апатиты и фосфориты, в составе которых преобладает $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Фосфор относится к элементам-органогенам, он необходим для жизни и входит в состав всех известных живых организмов. Особенно много фосфора в плодах и семенах, в жировой ткани животных. Большое количество этого элемента содержится в головном мозге. Богатые фосфором продукты питания (например, рыба, яйца, молоко) полезны для умственной деятельности. Скелет человека и животных формируется главным образом за счёт соединений фосфора и кальция, вот почему в период роста организма в пище в достаточном количестве должны содержаться эти элементы.

Из курса биологии вы знаете, что в цитоплазме каждой клетки, а также в митохондриях, хлоропластах и ядрах содержится соединение фосфора — аденозинтрифосфорная кислота (АТФ). Она поставляет энергию для большинства реакций, происходящих в клетке.

Простые вещества. Вы уже хорошо знаете, что для фосфора характерно явление аллотропии. Он образует несколько аллотропных модификаций, среди которых наиболее известны белый и красный фосфор.

Белый фосфор — воскоподобное вещество, легко режется ножом, плавится уже при температуре $44\text{ }^\circ\text{C}$ (рис. 92, а). В твёрдом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решётку, а его молекулы состоят из четырёх атомов, расположенных в вершинах правильного тетраэдра (рис. 92, б). Именно поэтому формулу белого фосфора записывают в виде P_4 .

Белый фосфор очень реакционноспособен. При ограниченном доступе воздуха окисляется кислородом, при этом наблюдается зеленоватое свечение. Это явление

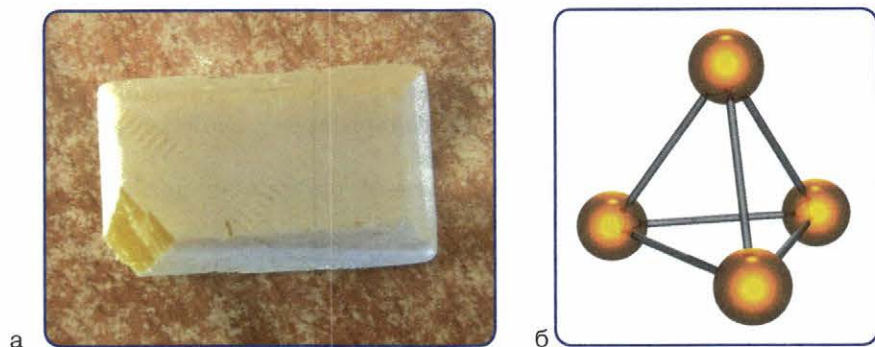


Рис. 92. Белый фосфор: а — внешний вид, б — модель молекулы

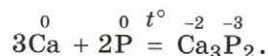
называется *хемилюминесценцией*. Во избежание окисления белый фосфор хранят под слоем воды, в которой он практически нерастворим.

Белый фосфор чрезвычайно ядовит, самовоспламеняется на открытом воздухе, а также при контакте с кожей.

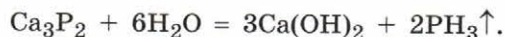
При нагревании без доступа воздуха белый фосфор превращается в другую аллотропную модификацию — *красный фосфор*. Это твёрдое вещество красно-бурого цвета. Красный фосфор менее активен, устойчив на воздухе, нетоксичен, не обладает способностью светиться на воздухе, но при поджигании легко загорается и горит ярким пламенем с выделением густого белого дыма.

Химические свойства

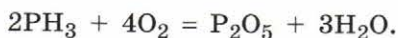
Окислительные свойства фосфор проявляет по отношению к металлам. Продукты взаимодействия, в которых фосфор проявляет степень окисления -3 , называются *фосфиды*. Например, при нагревании фосфора с металлическим кальцием образуются красно-коричневые кристаллы фосфида кальция:



Фосфиды щелочных и щёлочноземельных металлов легко разлагаются водой, при этом образуется летучее водородное соединение фосфора — *фосфин*:

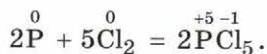


Фосфин — бесцветный газ с резким неприятным запахом тухлой рыбы, на воздухе самовозгорается:



Восстановительные свойства фосфор проявляет по отношению к кислороду, галогенам, а также сложным веществам — окислителям.

Например, в атмосфере хлора фосфор сгорает с образованием хлорида фосфора(V):



Концентрированная азотная кислота окисляет фосфор до фосфорной кислоты:

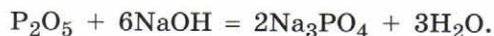


Оксиды фосфора. Фосфор образует два оксида: оксид фосфора(III) и оксид фосфора(V).

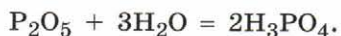
Оксид фосфора(III) P_2O_3 представляет собой белое кристаллическое вещество с неприятным запахом и является кислотным оксидом, которому соответствует фосфористая кислота H_3PO_3 .

Оксид фосфора(V) P_2O_5 — твёрдое вещество белого цвета, очень гигроскопичен, т. е. жадно поглощает водяные пары. Благодаря этому свойству оксид фосфора(V) используют для осушки газов.

Оксид фосфора(V) — типичный кислотный оксид. Он легко взаимодействует со щелочами, образуя соли фосфорной кислоты:

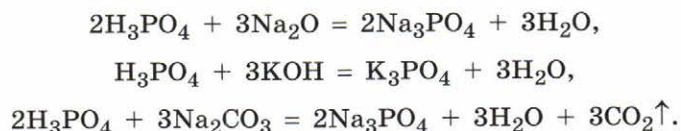


Фосфорная кислота H_3PO_4 . При растворении оксида фосфора(V) в избытке горячей воды образуется раствор фосфорной (точнее, *ортофосфорной*) кислоты:



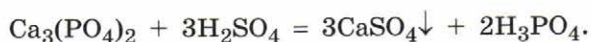
Фосфорная кислота — твёрдое белое вещество. Как и оксид фосфора(V), она настолько гигроскопична, что при непродолжительном хранении на воздухе кристаллы расплываются и превращаются в вязкую жидкость.

Фосфорная кислота проявляет характерные свойства неорганических кислот: взаимодействует с оксидами и гидроксидами щелочных и щёлочноземельных металлов, а также с солями:



В отличие от азотной кислоты, фосфорная не проявляет окислительных свойств за счёт кислотного остатка. Кроме того, она малотоксична. Фосфорную кислоту используют в качестве пищевой добавки (код Е338) при производстве газированных напитков, например кока-колы, для придания кисловатого вкуса.

Разбавленную фосфорную кислоту получают обработкой фосфатов раствором серной кислоты:



Концентрированную кислоту получают окислением красного фосфора с последующим растворением оксида фосфора(V) в воде.

Главными потребителями фосфорной кислоты являются заводы по производству минеральных удобрений и кормовых добавок для животноводства. Кроме того, она входит в состав средств для удаления ржавчины. Такая обработка не только растворяет налёт оксидов железа, но и обладает антикоррозионным действием, поскольку образующийся нерастворимый в воде фосфат железа создаёт на поверхности металла защитную плёнку:



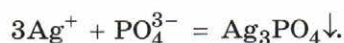
Соли фосфорной кислоты — фосфаты — нерастворимы в воде, за исключением фосфатов натрия и калия.

Качественной реакцией на фосфат-анион (фосфорную кислоту и её растворимые в воде соли) является их взаимодействие с раствором нитрата серебра.

Лабораторный опыт № 26

В пробирку налейте 2 мл раствора фосфата натрия и добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Признаком наличия в растворе аниона PO_4^{3-} является выпадение ярко-жёлтого осадка нерастворимого в воде фосфата серебра:



Фосфор, строение атома и аллотропия. Фосфиды. Фосфин. Оксиды фосфора. Фосфорная кислота и фосфаты.



Проверьте свои знания

1. Дайте характеристику фосфора на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Сравните между собой аллотропные модификации фосфора, т. е. найдите черты сходства и различия между ними.
3. Охарактеризуйте получение, свойства и применение красного фосфора. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схеме



Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.

2. Найдите массу 2%-ного раствора фосфорной кислоты, необходимую для нейтрализации 30 г 8%-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массу полученного фосфата.
3. Один из способов получения фосфорной кислоты — окисление фосфора концентрированной азотной кислотой. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение данной реакции, протекающей по схеме $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}\uparrow$. Какая масса фосфорной кислоты образуется при окислении 17,2 г технического красного фосфора, содержащего 10 % примесей?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Сравните продукты реакции горения фосфина с продуктами горения и каталитического окисления аммиака. Как вы думаете, с чем связано различие?
2. Один из городов России расположен в следующей точке земного шара: $67^\circ 34' 03''$ с. ш., $33^\circ 23' 36''$ в. д. Как называется этот город? Какое отношение к изучаемой теме он имеет? Составьте краткую информационную справку об этом городе.

§ 33. УГЛЕРОД

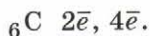


Углерод называют основным элементом живой природы и органической химии. Какие свойства неорганических веществ характеризуют этот элемент и простые вещества, образованные им?

Строение атома. Элементы IVA группы содержат на внешнем энергетическом уровне атомов 4 электрона. Для получения устойчивого электронного слоя, соответствующего благородным газам, атомы этих элементов должны либо отдать 4 электрона, либо присоединить ровно столько же. Склонность элементов подгруппы углерода к отдаче или присоединению электронов определяется радиусом их атомов. Углерод и кремний, имеющие небольшие радиусы атомов,

относятся к неметаллам. Олово и свинец, радиусы атомов которых больше, — элементы-металлы. Германий сочетает свойства элемента-металла и элемента-неметалла.

Максимальная степень окисления атомов элементов IVA группы — +4, все они образуют высшие оксиды состава ЭО_2 . Минимальную степень окисления -4 могут принимать только углерод и кремний. Схема строения атома углерода:



Углерод в природе в виде соединений входит в состав природного газа, нефти, горючих сланцев и карбонатных минералов, а также всех органических веществ, из которых построены живые организмы на Земле. Оксид углерода(IV) — углекислый газ — содержится в атмосфере планеты, а в растворённом виде — в воде морей и океанов. Углекислый газ играет важную роль в круговороте углерода в природе. Растения поглощают его в процессе фотосинтеза, а все живые организмы, напротив, выделяют в результате дыхания. Кроме того, углекислый газ в больших количествах попадает в атмосферу как продукт сжигания практически всех видов топлива. Повышение содержания углекислого газа в атмосфере приводит, как вы знаете, к парниковому эффекту. Углекислый газ, растворённый в водах Мирового океана, усваивается моллюсками и простейшими, и после их гибели в виде карбонатных отложений углерод вновь попадает в литосферу.

Простые вещества. В природе углерод встречается и в свободном состоянии в виде двух аллотропных модификаций — алмаза и графита.

Алмаз — прозрачное кристаллическое вещество, самое твёрдое из всех природных веществ. Он служит эталоном твёрдости по так называемой шкале Мооса и по десятибалльной системе оценивается высшим баллом — 10. Такая твёрдость алмаза обусловлена особой структурой его атомной кристаллической решётки (рис. 93). В ней каждый атом углерода окружён четырьмя такими же атомами, расположенными в вершинах тетраэдра.

Кристаллы алмаза обычно бесцветные, но иногда за счёт примесей приобретают синюю, голубую, красную или чёрную окраску. Они обладают очень сильным блеском благодаря высокой светопреломляющей и светоотражающей способности.

Алмазы были известны ещё в древности. Само слово «алмаз» происходит или от арабского *алмас*, что означает «твердейший», или от греческого *адамас* — несокрушимый, непреодолимый. Массу алмазов и некоторых других драгоценных камней измеряют в каратах, 1 карат соответствует 200 мг. Огранённые прозрачные алмазы называются *бриллиантами* (рис. 94). Каждому известно, что бриллианты — одни из самых дорогих и красивых ювелирных камней.

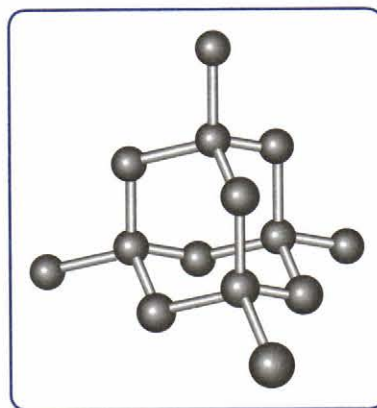


Рис. 93. Модель кристаллической решётки алмаза



Рис. 94. Бриллиант — огранённый алмаз

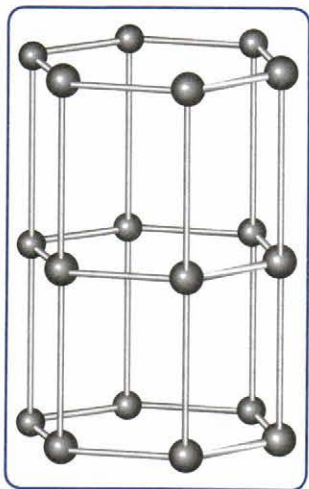


Рис. 95. Модель кристаллической решётки графита

Крупные алмазы встречаются достаточно редко, поэтому и ценятся очень дорого. Некоторые из них даже имеют собственные имена и биографию. Самый крупный из найденных алмазов — это «Куллинан» из Южной Африки (3025 карат). Печальную известность приобрёл «Шах» (88,7 карата), хранящийся в Алмазном фонде. Он был передан императору Николаю I персидским правительством в знак примирения после убийства в Тегеране в 1829 г. дипломата и известного русского писателя А. С. Грибоедова.

Алмазы — не только материал ювелиров. Благодаря исключительно высокой твёрдости их применяют для изготовления буров, свёрл, шлифовальных инструментов.

Крупнейшие месторождения алмазов находятся в Южной Африке. В России алмазы добывают в Якутии, Пермском крае и Архангельской области.

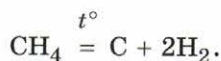
Графит — тёмно-серое, жирное на ощупь кристаллическое вещество с металлическим блеском. В отличие от алмаза, графит — очень мягкий, непрозрачный материал, хорошо проводит тепло и электрический ток, тугоплавкий. Мягкость графита, его способность оставлять серый след

на поверхностях других материалов обусловлены его слоистой структурой. В кристаллической решётке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в шестиугольники, а вот связи между слоями относительно слабые (рис. 95).

Из графита изготавливают электроды, твёрдые смазки трущихся деталей, замедлители нейтронов в ядерных реакциях, стержни для карандашей.

Сходное с графитом строение имеют разновидности так называемого аморфного углерода — *сажа* и *древесный уголь*. Главное отличие аморфного углерода от графита состоит в том, что мельчайшие кристаллики в этом аморфном веществе расположены не упорядоченно, а хаотически.

Сажу получают разложением при высокой температуре природного газа. Основная составляющая природного газа — метан CH_4 — разлагается на углерод и водород:



Сажа в огромных количествах используется в промышленности при изготовлении резины (именно поэтому автомобильные покрышки и многие другие резиновые изделия имеют чёрный цвет), она входит в состав чёрных красок, в том числе для принтеров, а также применяется для изготовления химических источников тока.

При нагревании кусочков древесины при высокой температуре без доступа воздуха получают *древесный уголь*. Его образование объясняется разложением сложных углеродсодержащих веществ древесины с удалением газообразных продуктов. В результате процесса разложения остаётся некое подобие углеродного каркаса, бывшего ранее растительными волокнами. Поэтому древесный уголь имеет пористую структуру, внутри он пронизан многочисленными полостями, каналами, пустотами. Благодаря этому древесный уголь обладает способностью поглощать газы и растворённые вещества. Такое свойство называют **адсорбцией**. Для увеличения адсорбционной способности древесного угля его обрабатывают водяным паром. Полученный таким образом уголь называют *активированным*. Активированный уголь используют для очистки сахарных сиропов в свеклосахарном производстве,

в фильтрующих противогасах для поглощения отравляющих веществ, в медицине при пищевых отравлениях в виде чёрных таблеток, называемых карболеном.

Для нужд металлургической промышленности требуется огромное количество углерода, используемого в качестве восстановителя. Его получают из особого типа природного каменного угля — *коксующихся углей*. Кусочки каменного угля нагревают в специальных печах до температуры свыше $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ без доступа воздуха. При такой температуре все органические вещества, входящие в состав каменного угля, разлагаются, содержащиеся в небольших количествах элементы кислород и водород выделяются в виде газообразных веществ (углекислого газа и паров воды), а кусочки каменного угля превращаются в *кокс* — практически чистый углерод. Такое производство называется **коксохимическим**.

В результате коксования каменного угля получают: *коксовый газ*, состоящий преимущественно из метана; *каменноугольную смолу*, содержащую несколько сотен различных органических соединений, в том числе бензол, фенол и др.; *аммиачную воду*, содержащую, кроме растворённого аммиака, также *фенол* и некоторые другие вещества (рис. 96).

Химические свойства. При нормальных условиях углерод — малоактивное вещество. Особую химическую инертность проявляет такая его аллотропная модификация, как алмаз. Тем не менее в токе кислорода алмаз при сравнительно небольшой температуре $600\text{--}700\text{ }^{\circ}\text{C}$ сгорает с образованием углекислого газа:

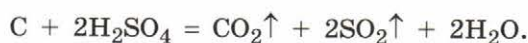


Рис. 96. Продукты коксохимического производства



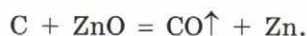
Рис. 97. Взаимодействие сахара с концентрированной серной кислотой

Восстановительные свойства углерод проявляет и в реакциях со сложными веществами — окислителями. Например, концентрированная серная кислота взаимодействует с углеродом, при этом наблюдается бурное выделение углекислого и сернистого газов:

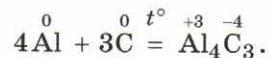


На протекании этой реакции основан эффектный химический опыт — «чёрное эскимо». Если к сахарной пудре, помещённой в стакан, добавить немного концентрированной серной кислоты, то через некоторое время реакционная смесь начинает вспениваться и в виде чёрной массы, выталкиваемой образующимися газами, выползает из стакана (рис. 97).

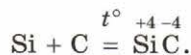
Практическое значение имеет использование кокса в качестве восстановителя в металлургии:



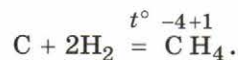
При нагревании углерод взаимодействует с металлами. Как неметалл он проявляет в таких реакциях **окислительные свойства**. Образующиеся вещества носят общее название *карбиды*. Спекание кокса с алюминием приводит к получению карбида алюминия:



Углерод выступает в роли окислителя и при взаимодействии с неметаллами, имеющими меньшее значение электроотрицательности. Так, при прокаливании смеси углерода с кремнием получают карбид кремния, или *карборунд*:



При взаимодействии с водородом углерод также проявляет окислительные свойства:



Образующееся вещество, как вы знаете, называется *метан*. Приведённое уравнение химической реакции лежит в основе промышленного процесса утилизации

мелкой угольной пыли, образующейся в качестве отхода коксохимического производства.

Карбид кальция CaC_2 получают из известняка по цепочке превращений:



В свою очередь, его используют для получения ацетилена, применяемого в газовой сварке и резке металлов.

Углерод и его аллотропные модификации: алмаз, графит. Аморфный углерод и его сорта: сажа, активированный уголь. Адсорбция. Коксохимическое производство и его продукция. Карбиды.



Проверьте свои знания

1. Дайте характеристику элемента углерода на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Сравните свойства алмаза и графита.
3. Что представляет собой аморфный углерод? Какие сорта такого углерода различают? Где они применяются?
4. Что такое адсорбция? Каковы области применения этого явления (на примере активированного угля)?
5. Охарактеризуйте химические свойства углерода. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

1. Используя метод электронного баланса, определите коэффициенты в схеме реакции:



Укажите окислитель и восстановитель.

2. Напишите уравнения реакций углерода с оксидом меди(II), серой, оксидом свинца(IV), магнием. Определите, какие свойства — окислительные или восстановительные — проявляет углерод в каждой из реакций.
3. Какая масса кокса (условно чистый углерод) потребуется для получения цинка из 216 т рудного концентрата, содержащего 75 % оксида цинка, если кокс необходимо взять в двукратном избытке?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

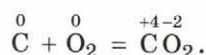
1. Первый в России алмаз был найден 5 июля 1829 г. на Урале, в Пермской губернии, на Крестовоздвиженском золотом прииске, четырнадцатилетним крепостным Павлом Поповым. Прииск был расположен недалеко от пос. Промысел Горнозаводского района Пермского края. Найдите это место на сервисе электронных карт (<http://maps.google.com>, <http://wikimapia.org>, <http://maps.mail.ru> или др.), распечатайте карту и спутниковую съёмку окрестностей пос. Промысел, определите его географические координаты и расстояние до районного центра г. Горнозаводска и столицы края г. Перми.
2. Каким образом имя выдающегося русского химика Николая Дмитриевича Зелинского связано с химией углерода? Какое техническое изобретение было сделано им совместно с инженером Эдуардом Куммантом?

§ 34. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА

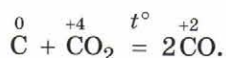


При образовании химических связей с кислородом углерод принимает положительные степени окисления: +4 и реже +2. Какие окислительно-восстановительные свойства характеризуют эти соединения и в каких реакциях углерод не изменяет степени окисления?

Оксиды углерода. Углерод горит на воздухе и в кислороде с образованием углекислого газа:



Если кислорода недостаточно, образующийся углекислый газ реагирует с раскалённым углеродом, при этом образуется оксид углерода(II):



Следовательно, углерод образует два оксида в степенях окисления +2 и +4. Это бесцветные газы без запаха.

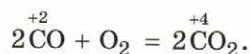
Оксид углерода(II) CO называют также *угарным газом*. Откуда такое название? Ядовитый воздух, содержащий оксид углерода(II), на Руси называли угаром, отсюда и глагол «угореть». Угарный газ чрезвычайно токсичен. Его молекулы, подобно молекулам кислорода, способны соединяться с гемоглобином крови, причём образующееся соединение (карбоксигемоглобин) прочнее, чем комплекс кислорода с гемоглобином (оксигемоглобин). Карбоксигемоглобин препятствует нормальному насыщению крови кислородом, возникает кислородное голодание организма, что приводит к смерти.

Угарный газ содержится в выхлопных газах автомобилей. По техническим нормам его объёмная доля в продуктах сгорания топлива не должна превышать 0,5 %. Но даже правильно отрегулированный двигатель, работающий в закрытом помещении (например, гараже), представляет собой источник смертельной опасности. Угарный газ очень коварен. Первое время человек не ощущает никаких признаков отравления, затем внезапно слабеет, теряет сознание. Если при этом отравление продолжается, то оно приводит к летальному исходу.

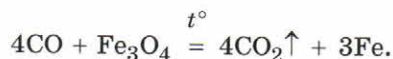
Как вы помните, оксид углерода(II) относится к несолеобразующим оксидам.

Поскольку степень окисления +2 для углерода является промежуточной и нехарактерной, оксид углерода(II) — сильный *восстановитель*. Приведём доказательства этого утверждения.

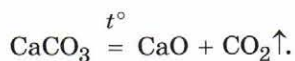
Во-первых, этот газ горит, т. е. взаимодействует с кислородом по уравнению



Во-вторых, оксид углерода(II) восстанавливает металлы из их оксидов, что используется в металлургических процессах. Так, при получении чугуна в доменной печи протекает одна из основных реакций восстановления железа:



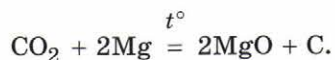
Оксид углерода(IV) CO_2 хорошо известен вам под названием *углекислый газ*. В промышленности оксид углерода(IV) получают разложением природных карбонатов кальция (мел, известняк) при высокой температуре:



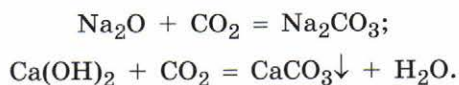
В лабораторных условиях для получения углекислого газа на карбонат кальция (мрамор) действуют соляной кислотой:



Оксид углерода(IV) не обладает восстановительными свойствами (*почему?*), а проявляет слабые *окислительные свойства*. В этом вы могли убедиться на примере приведённой выше реакции углекислого газа с углеродом. Углекислым газом тушат пожары, но магний в нём продолжает гореть:



Углекислый газ — типичный кислотный оксид, которому соответствует непрочная летучая угольная кислота H_2CO_3 . Он взаимодействует с основными оксидами и щелочами с образованием солей:



Как вы знаете, последняя реакция лежит в основе обнаружения углекислого газа (помутнение известковой воды).

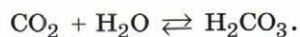
Угольная кислота H_2CO_3 . В технике, в пищевой промышленности углекислотой называют не угольную кислоту, а углекислый газ. Даже на чёрных баллонах с оксидом углерода(IV) есть белая или жёлтая надпись: «Углекислота». С химической точки зрения угольная кислота — это продукт реакции соединения кислотного оксида углерода(IV) с водой.

Лабораторный опыт № 27

Соберите прибор для получения газов. Поместите в прибор кусочек мрамора, прилейте 3—4 мл соляной кислоты. Закройте прибор пробкой с изогнутой газоотводной трубкой. Пропускайте углекислый газ через 3—4 мл воды с 3 каплями лакмуса. Что наблюдаете? О чём свидетельствует изменение окраски индикатора?

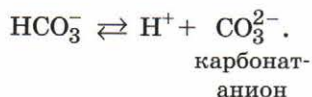
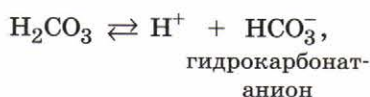
Осторожно нагревайте пробирку с полученным раствором. Что наблюдаете? Почему окраска индикатора вновь изменилась? Сделайте вывод об устойчивости угольной кислоты.

При стандартных условиях углекислый газ растворяется в воде незначительно: в одном объёме воды примерно один объём углекислого газа. И лишь незначительная часть растворённого оксида углерода(IV) вступает с водой в химическую реакцию с образованием угольной кислоты:



Данная реакция обратима, более того, равновесие смещено влево. Это означает, что в растворе преобладают вода и растворённый углекислый газ, а угольной кислоты совсем немного.

То незначительное количество угольной кислоты, которое образуется в растворе, подвергается обратимой электролитической диссоциации. Но лишь одна из ста тысяч молекул этой кислоты ступенчато распадается на ионы:



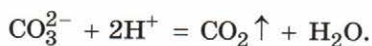
Как все двухосновные кислоты (например, серная, сернистая, сероводородная), угольная кислота образует два ряда солей — средние и кислые.

Соли угольной кислоты. Средние и кислые соли угольной кислоты различаются тем, что в первых (*карбонатах*) оба атома водорода замещены металлом, а во вторых (*гидрокарбонатах*) из двух атомов водорода металлом замещается только один, другой же остаётся в кислотном остатке:

Карбонаты:	Гидрокарбонаты:
Na_2CO_3 — карбонат натрия	NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия
CaCO_3 — карбонат кальция	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат кальция

Карбонаты металлов — твёрдые кристаллические вещества, лишь немногие из них (карбонаты щелочных металлов, а также аммония) растворимы в воде. Кислые соли растворяются лучше средних: помимо гидрокарбонатов щелочных металлов, растворимы также гидрокарбонаты магния, кальция, стронция и бария.

Качественной реакцией на соли угольной кислоты служит их взаимодействие с сильными кислотами: соляной, серной, азотной. Ионное уравнение этой реакции:



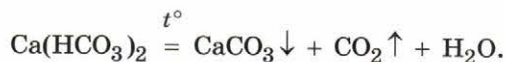
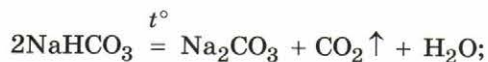
Независимо от того, какой из растворимых карбонатов и какая из сильных кислот взяты в реакцию, при взаимодействии растворов будет наблюдаться бурное выделение углекислого газа.

Скорлупа куриного яйца состоит в основном из карбоната кальция. В этом легко убедиться, погрузив яйцо в раствор уксусной кислоты (рис. 98).

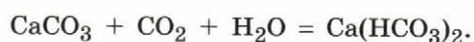
Гидрокарбонаты металлов при нагревании превращаются в карбонаты:



Рис. 98. Взаимодействие карбоната кальция скорлупы куриного яйца с уксусной кислотой



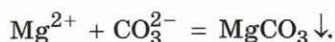
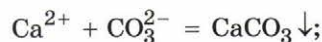
Получение кислой соли из средней тоже возможно. Так, карбонатные породы (известняк, доломит) под действием влаги и углекислого газа воздуха попадают в природные воды, превращаясь из нерастворимого карбоната в растворимый гидрокарбонат:



В природе в результате обратного превращения растворимого гидрокарбоната кальция в нерастворимый карбонат в пещерах формируются свисающие вниз каменные «сосульки» — *сталактиты* (рис. 99), а со дна пещер вырастают навстречу им не менее причудливые колонны — *сталагмиты* (рис. 100).

Из наиболее известных в быту карбонатов следует назвать две соды.

Техническая, или *стиральная, сода* Na_2CO_3 в полном соответствии со своим названием использовалась при стирке белья для удаления из воды катионов кальция и магния:



Кроме этого, техническая сода широко используется для производства мыла, стекла и бумаги.

Питьевая, или *пищевая, сода* NaHCO_3 используется в хлебопечении, производстве кондитерских изделий, приготовлении напитков. Раствор питьевой соды используется в качестве антисептика для полосканий, а также как кислотонейтрализующее средство от изжоги.

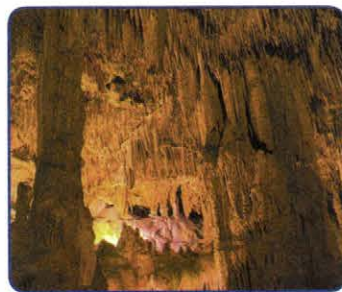


Рис. 99. Сталактиты



Рис. 100. Сталагмиты

Оксид углерода(II) и его свойства. Оксид углерода(IV) и его свойства. Угольная кислота. Соли угольной кислоты: карбонаты и гидрокарбонаты. Техническая и пищевая сода.



Проверьте свои знания

1. Какие оксиды образует углерод? Какие группы оксидов они представляют?
2. Охарактеризуйте строение молекулы, получение и свойства оксида углерода(II). Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
3. Охарактеризуйте строение молекулы, получение, свойства и применение оксида углерода(IV). Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

1. Какой из газов — углекислый или угарный — тяжелее воздуха? Ответ подтвердите расчётом плотности обоих газов по воздуху.
2. Запишите молекулярные уравнения реакций, соответствующих каждому из приведённых ионных уравнений:
 - а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow;$
 - б) $\text{CO}_2 + \text{OH}^- = \text{HCO}_3^-;$
 - в) $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O};$

- г) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;
 д) $\text{MgCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 е) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения по схемам:

- а) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$;
 б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$.

Для реакций обмена запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.

4. Какую массу известняка, содержащего 92 % карбоната кальция, необходимо взять для прокаливания, чтобы получить 156,8 л углекислого газа (н. у.)?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

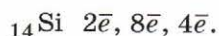
В сказке В. Ф. Одоевского «Мороз Иванович» Мороз говорит Рукодельнице: «...ведь я знаю, есть такие неряхи, что печку истопить истопят, а трубу... закроют, да не вовремя, когда ещё не все угольки прогорели, а оттого в горнице угарно бывает, голова у людей болит, в глазах зелено; даже от угара умереть можно». От какого вещества «в горнице угарно бывает»? Откуда оно берётся? Подготовьте презентацию об угарном газе.

§ 35. КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



Если углерод — главный элемент живой природы, то кремний — основной элемент неживой природы. Почему?

Строение атома. Поскольку кремний расположен в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева в третьем периоде, в IVA группе, то схема строения его атома

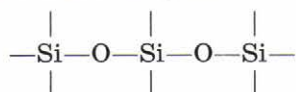


Из-за большего радиуса атома кремний проявляет более слабые неметаллические свойства, чем углерод. Формула оксида кремния в высшей степени окисления — SiO_2 . Кремний образует летучее водородное соединение состава SiH_4 — *силан*.

По содержанию в земной коре кремний занимает второе место после кислорода. В свободном состоянии это простое вещество в природе не встречается, самым распространённым соединением кремния считают его оксид, на долю которого в сочетании с оксидами металлов приходится 90 % массы литосферы.

По словам академика В. И. Вернадского, кремний играет исключительную роль в мироздании и человеческой цивилизации. Дело в том, что кремний и кисло-

род обладают уникальной способностью взаимодействовать друг с другом, образуя пространственный каркас с атомной кристаллической решёткой:



Такие связи могут слагаться в цепочки, слои и пространственные структуры. При этом часть атомов кремния бывает замещена атомами металлов.

Примером природного вещества, содержащего цепочки связей кремний — кислород, является *асбест* (рис. 101). Это материал волокнистого строения, обладающий прекрасной термостойкостью (выдерживает нагревание до 1500 °С), низкой звуко-, тепло- и электропроводностью, кислотоупорный. Асбест применяется в качестве электроизоляционного и теплоизоляционного материала, для изготовления асбоцементных плит, труб, огнестойких материалов (тканей, бумаги, картона).

Примером природного минерала слоистого строения, в котором связи кремний — кислород образуют тончайшие пластинки, может служить *слюда*

(рис. 102). Помимо оксида кремния, в состав слюды входят оксиды алюминия и щелочных металлов. Кристаллы слюды можно расщепить на тончайшие прочные и упругие листочки. Слюда — прекрасный электроизоляционный материал. Слюда устойчива не только к нагреванию, но и к действию химических веществ. Из неё изготавливают специальные оптические стёкла. Молотую слюду используют в качестве наполнителя при изготовлении пластмасс, красок, резины, строительных материалов.

Некоторые природные минералы на основе оксида кремния, содержащие в своём составе алюминий, называются *алюмосиликатами*. К ним относятся глины (например, белая глина — *каолин*), полевые шпаты, бокситы.

Широко распространены в природе разновидности оксида кремния(IV): кремнезём, кварц, горный хрусталь (рис. 103), некоторые полудрагоценные и поделочные камни: аметист, агат, сердолик, опал, яшма, халцедон. Речной песок — это тоже оксид кремния(IV), желтоватую окраску которому придают примеси соединений железа.

Простое вещество кремний представляет собой тёмно-серое кристаллическое вещество с металлическим блеском, обладает полупроводниковыми свойствами.

В современных электронных приборах используется кремний очень высокой чистоты.



Рис. 101. Асбест обладает волокнистой структурой

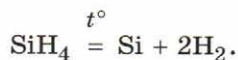


Рис. 102. Слюда легко расщепляется на тонкие прозрачные пластинки

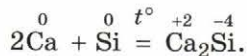


Рис. 103. Кристаллы горного хрустала

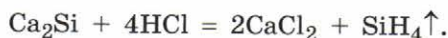
Содержание примесей в кристалле не должно превышать 0,00000001%! Такой фантастически чистый кремний получают либо очень сложным технологическим процессом удаления примесей, либо разложением летучего водородного соединения кремния — силана:



При стандартных условиях кремний химически инертен. **Окислительные свойства** этот неметалл проявляет только по отношению к металлам. Реакции соединения протекают при очень высоких температурах и приводят к образованию *силицидов металлов*. Например, расплавленный кальций реагирует с порошком кремния с образованием силицида кальция:

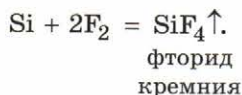


Кремний не реагирует с водородом, но образует летучее водородное соединение. Силан получают действием воды или кислот на силициды активных металлов:

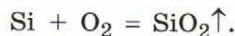


Восстановительные свойства кремний проявляет при взаимодействии с неметаллами (галогенами, кислородом), а также с некоторыми сложными веществами.

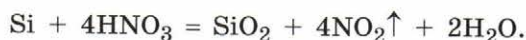
Из неметаллов при комнатной температуре кремний реагирует только со фтором:



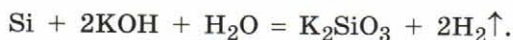
С таким сильным окислителем, как кислород, кремний реагирует лишь при температуре выше 1000 °С с образованием оксида кремния(IV):



Сложные вещества, обладающие сильными окислительными свойствами, также взаимодействуют с кремнием с образованием продуктов в степени окисления +4:

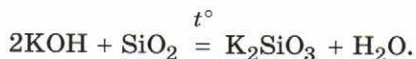
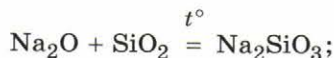


При нагревании кремний взаимодействует с концентрированными растворами щелочей. Продуктом окисления в данной реакции является соль кремниевой кислоты:

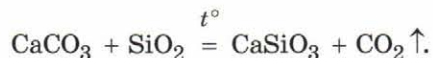


Оксид кремния(IV) SiO₂ — это кислотный оксид, ему соответствует *кремниевая кислота* H₂SiO₃. С водой оксид кремния(IV) не взаимодействует, поэтому кремниевую кислоту получают косвенным путём.

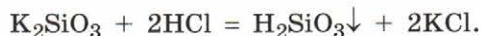
Как и полагается кислотным оксидам, оксид кремния(IV) реагирует с основными оксидами и щелочами с образованием солей кремниевой кислоты:



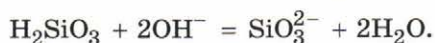
Силикаты щелочных и щёлочноземельных металлов получают также сплавлением оксида кремния(IV) с карбонатами:



Кремниевая кислота H_2SiO_3 . При действии на раствор силиката натрия или калия сильной кислотой в результате реакции обмена образуется студневидный осадок нерастворимой в воде кремниевой кислоты:



Кремниевая кислота очень слабая. Поскольку она нерастворима в воде, то не реагирует ни с металлами, ни с основными оксидами, ни с солями. В щелочах же осадок кремниевой кислоты растворяется благодаря действию гидроксид-анионов:



Лабораторный опыт № 28

Соберите прибор для получения газов. Получите углекислый газ взаимодействием мрамора с соляной кислотой. Пропускайте углекислый газ через раствор силиката натрия. Что наблюдаете? Сравните силу угольной и кремниевой кислот.

При попытке выделить кремниевую кислоту в твёрдом состоянии она легко теряет воду и превращается в оксид кремния(IV) в виде пористой массы — так называемый *силикагель*. Силикагель находит широкое применение в качестве поглотителя водяных паров и других газообразных веществ (*адсорбент*). Силикагелевые шарики вы можете обнаружить в коробках с обувью, упаковках с электронной техникой. Их задача — поддерживать внутри упаковки постоянную влажность воздуха.

Соли кремниевой кислоты. Как вы знаете, соли кремниевой кислоты называются *силикатами*. Большинство силикатов нерастворимы в воде, и лишь соли лития, натрия, калия образуют растворы. При большой концентрации растворённого вещества такие растворы становятся вязкими. Их называют *жидким стеклом*, поскольку при высыхании они образуют крупинки силикатов, напоминающие осколки стекла с острыми краями. Жидкое стекло используют при изготовлении бумаги, картона, огнеупорных материалов, силикатных красок, а также в качестве обычного силикатного клея.

Соединения кремния в живой природе. Оксид кремния выполняет функцию своеобразного жёсткого каркаса, благодаря которому листья и стебли растений обладают упругостью, чешуя рыб и панцири насекомых служат им надёжной защитой. Соединения кремния содержатся в колючках кактусов и острых, как ножи, краях листьев камыша, кукурузы или осоки. Крылья насекомых, перья птиц упруги и жёстки также благодаря содержанию в них кремния. В организме человека кремний как микроэлемент содержится в основном в костях, придавая им гладкость и прочность.

Применение кремния и его соединений. Чистый кремний находит всё большее применение в промышленности.

Ни один современный электронный прибор, от сотового телефона до мощнейшего компьютера, не может обойтись без полупроводниковой микросхемы. Эта миниатюрная пластинка представляет собой кристалл сверхчистого кремния и способна совершать миллионы операций в секунду, хранить гигантские объёмы информации.

Кремний обладает способностью преобразовывать световую энергию в электрическую. На этом свойстве основано действие солнечных батарей. Такие батареи устанавливают и на обычных микрокалькуляторах, и на специальных крыльях орбитальных станций. Всё чаще солнечные батареи используют в быту в качестве альтернативного источника электроэнергии.

Кремний является компонентом сплавов, например *силумина* — сплава кремния с алюминием. Преимущества такого сплава — его лёгкость и прочность, из него изготавливают корпуса двигателей автомобилей.

Соединения кремния — это основа силикатной промышленности. О производстве стекла и цемента, керамики и фарфора мы уже рассказывали в одном из предшествующих параграфов нашего учебника.



Кремний, строение его атома и свойства. Кремний в природе. Силициды и силан. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота и её соли.

Проверьте свои знания

1. Запишите схему строения атома кремния и укажите степени окисления, характерные для элемента в соединениях.
2. Охарактеризуйте способы получения, свойства и применение кристаллического кремния. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения по схеме



2. Почему щёлочи в лаборатории хранят не в стеклянных сосудах, а в полимерных упаковках?
3. Какой объём водорода (н. у.) образуется при взаимодействии 96 г кремния, содержащего 5 % примесей, с избытком раствора гидроксида натрия? Какое количество вещества гидроксида натрия потребуется для реакции?
4. Охарактеризуйте области применения кремния и его соединений. Перечислите предметы быта, домашнего обихода, при изготовлении которых использован кремний и кремнийсодержащие вещества.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Как вы думаете, почему углерод называют главным элементом живой природы, а кремний — основным элементом неживой природы?
2. Выполните домашний эксперимент «Силикатный сад».

Реактивы и оборудование: соли — медный купорос, железный купорос (их можно приобрести в магазине товаров для сада и огорода), силикатный клей (1—2 тюбика), несколько баночек из бесцветного стекла (сколько солей возьмёте для опытов, столько нужно и баночек).

Ход работы. Разбавьте клей водой (1 : 1). Налейте раствор в баночки из бесцветного стекла. На доньшки предварительно положите несколько крупных кристаллов одной из указанных солей. В течение нескольких дней наблюдайте за происходящими изменениями. Напишите отчёт о проделанной работе. Не забудьте про уравнения реакций!

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ IV «НЕМЕТАЛЛЫ»

1. Неметаллы в Периодической системе Д. И. Менделеева располагаются по диагонали В—Ат и над ней.

2. Для неметаллов характерно явление аллотропии (кроме галогенов и азота).

3. Простые вещества — неметаллы проявляют как окислительные свойства (по отношению к водороду, металлам и неметаллам, электроотрицательность атомов которых меньше), так и восстановительные (по отношению к неметаллам, электроотрицательность которых больше, кислороду и сложным веществам — окислителям).

4. Простые вещества — галогены — сильные окислители. Окислительные свойства уменьшаются в ряду $F_2—Cl_2—Br_2—I_2$. В этом же ряду возрастают плотность и интенсивность окраски.

5. Галогеноводороды (НГ) — газы, растворы которых являются кислотами. Прочность молекул галогеноводородов уменьшается, а кислотные свойства усиливаются в ряду $HF—HCl—HBr—HI$. Качественной реакцией на галогенид-ионы (кроме фторида) является реакция с нитратом серебра:

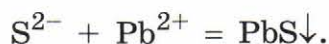


6. Халькогены — элементы VIA группы — склонны к аллотропии. В природе кислород и сера встречаются как в свободном виде, так и в виде соединений. Простые вещества проявляют как окислительные свойства (по отношению к водороду, металлам и неметаллам, электроотрицательность атомов которых меньше), так и восстановительные (по отношению к неметаллам, электроотрицательность которых больше, кислороду и сложным веществам — окислителям).

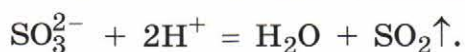
7. Кислород взаимодействует со всеми металлами, кроме платиновых, и со всеми неметаллами, кроме галогенов и благородных газов, а также со сложными бинарными соединениями, образуя оксиды тех элементов, из которых построены эти соединения. Является сильным окислителем.

8. Сера взаимодействует с металлами, неметаллами, сложными веществами — окислителями.

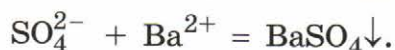
9. Сера в степени окисления -2 образует сероводород и сульфиды. Сероводород H_2S — сильный восстановитель. Качественная реакция на сульфид-анион:



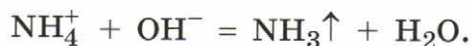
10. Сера в степени окисления $+4$ образует оксид серы(IV), сернистую кислоту и сульфиты. Качественная реакция на сульфит-анион:



11. Сера в степени окисления +6 образует оксид серы(VI), серную кислоту и сульфаты. Качественная реакция на сульфат-анион:



12. Азот в степени окисления -3 образует аммиак NH_3 и соли аммония. Аммиак — восстановитель. В промышленности аммиак получают синтезом простых веществ. Качественная реакция на катион аммония:

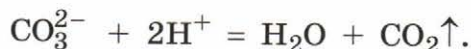


13. Для азота характерны положительные степени окисления: +1, +2, +3, +4, +5.

Азот в каждой из указанных степеней окисления образует оксид. Азот в степени окисления +3 образует азотистую кислоту и соли — нитриты. Азот в степени окисления +5 образует азотную кислоту и соли — нитраты.

14. Фосфор в степени окисления -3 образует фосфин PH_3 , а в степени окисления +5 — оксид фосфора(V), фосфорные кислоты и фосфаты. Фосфаты — ценные фосфорные удобрения.

15. Углерод в степени окисления -4 образует метан CH_4 , в степени окисления +2 — оксид углерода(II), в степени окисления +4 — оксид углерода(IV), угольную кислоту, карбонаты и гидрокарбонаты. Качественная реакция на карбонат-анион:





V

*КРАТКИЕ СВЕДЕНИЯ
ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЯХ*



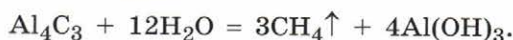
§ 36. УГЛЕВОДОРОДЫ



В неорганической химии вы использовали понятие «степень окисления», а в органической будете применять понятие «валентность». Сравните эти понятия на примере веществ, о которых пойдёт речь в параграфе.

Как вы уже знаете, углерод образует соединения с металлами и некоторыми менее электроотрицательными неметаллами, общее название таких соединений — карбиды. Это твёрдые вещества, неустойчивые во влажном воздухе, при взаимодействии с водой подвергаются необратимому гидролизу.

Так, гидролиз карбида алюминия приводит к образованию летучего водородного соединения углерода — **метана**:



Карбид кальция гидролизуется в соответствии с уравнением



И вновь в качестве продукта гидролиза образуется летучее водородное соединение углерода, но уже другого состава: C_2H_2 . Называется этот газ **ацетилен**.

Так сколько же летучих водородных соединений у углерода? Полагаем, что ответ на этот вопрос будет для вас неожиданным. Во-первых, точное число не сможет назвать никто, во-вторых, их значительно больше десяти... не штук, а тысяч! Во всех этих веществах углерод проявляет отрицательную степень окисления (иногда нулевую), все они носят общее название **углеводороды**. На характеристике этих веществ остановимся немного подробнее.

При изучении биологии вы уже встречались с такими веществами, как белки, жиры, углеводы. Все эти вещества называют **органическими соединениями**.

Слова *организм* и *органический* имеют один корень. Именно поэтому более 200 лет назад выдающийся шведский химик Й. Я. Берцелиус предложил называть вещества растительного и животного происхождения, т. е. те, которые образуются в живых организмах, органическими соединениями. Когда учёные научились определять химический состав веществ, они обнаружили, что в молекулах любых органических соединений обязательно содержатся атомы углерода. Органическими веществами стали называть все соединения углерода, за исключением простейших, например карбидов, оксидов углерода, угольной кислоты и её солей.

Раздел химии, изучающий строение, свойства, превращения, способы получения и области применения органических веществ, называется **органической химией**.

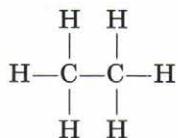
В молекуле простейшего органического вещества — метана CH_4 , как и во всех органических соединениях, атом углерода четырёхвалентен, а валентность атома водорода, как и в любых других веществах, равна единице (рис. 104).

Рассмотрим химическое строение, т. е. порядок соединения атомов в молекуле, некоторых других углеводородов: *этана* C_2H_6 и *пропана* C_3H_8 .

Как же устроена молекула этана?

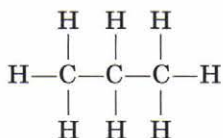
Атомов углерода в молекуле этана два, они связаны между собой одной ковалентной связью. Оставшиеся три электрона у каждого атома углерода расходуют-

ся на образование ковалентных связей с атомами водорода. Запишем **структурную формулу** этана, т. е. формулу, отражающую порядок соединения атомов в молекуле. В структурной формуле обозначим общие электронные пары валентными штрихами:



По структурной формуле вещества легко определить валентность каждого атома. Ещё раз обратите внимание, что в этане, как и в любых других органических веществах, валентность водорода равна единице, углерода — четырём. Кстати, в этом углеводороде валентность атомов углерода не совпадает с их степенью окисления: $\overset{-3}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_6$. Модель молекулы этана приведена на рисунке 105.

Углерод — уникальный элемент. Его атомы *способны соединяться друг с другом, образуя длинные цепочки*. Это одна из причин многообразия органических веществ. Следующий углеводород ряда метана содержит три атома углерода, связанные в цепочку ковалентными связями:



По приведённой структурной формуле легко определить молекулярную формулу углеводорода: C_3H_8 . Название этого вещества — пропан.

Соединения подобного строения называют **предельными** или **насыщенными**, так как в их молекулах все валентности атомов углерода *до предела насыщены* атомами водорода.

Молекулярные формулы органических веществ малоинформативны, поскольку показывают только качественный (из каких элементов построено данное вещество) и количественный (сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы) состав вещества, но не порядок соединения атомов в молекуле, который, как вы знаете, отражают структурные формулы. Недостаток последних — громоздкость изображения. Поэтому химики часто используют сокращённые структурные формулы органических веществ. В них показывают лишь порядок соединения друг с другом атомов углерода, а изображение атомов водорода «сворачивают». Например, сокращённую структурную формулу этана записывают так: CH_3-CH_3 , а пропана — $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

Одним из важнейших химических свойств предельных углеводородов является их способность гореть с выделением большого количества теплоты:



Благодаря этому свойству природный газ, который практически полностью состоит из смеси предельных углеводородов (метана, этана и пропана), используется в качестве топлива (рис. 106).

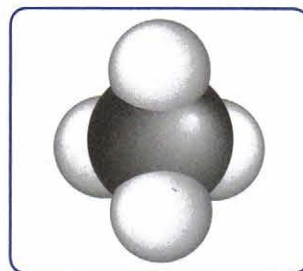


Рис. 104. Модель молекулы метана

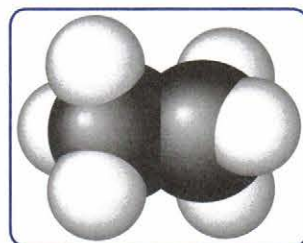
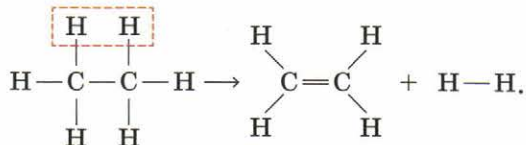


Рис. 105. Модель молекулы этана



Рис. 106. Бытовой газ — это смесь предельных углеводородов

Для предельных углеводородов характерна ещё одна реакция, называемая **реакцией дегидрирования**. Представьте себе, что молекула этана теряет два атома водорода. У каждого атома углерода появляется по одной свободной валентности. Конечно, эти углеродные атомы сразу же образуют друг с другом вторую связь:



Понятно, почему такой процесс называется *дегидрированием* (частица *де-* означает удаление, *гидрогениум* — водород). Запишем уравнение этой реакции:



Чтобы не перепутать двойную связь со знаком равенства, в уравнениях реакций с участием органических веществ вместо последнего используют стрелку.

Наряду с водородом продуктом реакции дегидрирования этана является вещество, имеющее структурную формулу $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ и соответственно молекулярную формулу C_2H_4 , — это *этилен*.

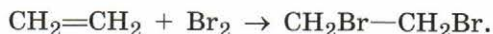
Этилен — первый представитель другого типа углеводородов, которые называются **непредельными** или **ненасыщенными**, так как в них валентности атомов углерода не насыщены до предела атомами водорода. Отличительной чертой химического строения таких углеводородов является наличие в молекуле двойной углерод-углеродной связи $\text{C}=\text{C}$.

Метан, этан, пропан, этилен — все эти вещества представляют собой бесцветные газы без запаха, нерастворимые в воде. Как же отличить непредельный этилен от предельных углеводородов?

Одной из *качественных реакций* на этилен может служить его взаимодействие с водным раствором брома — так называемой *бромной водой*.

При пропускании газообразного этилена через бромную воду жёлтая окраска реагента исчезает, что и служит признаком наличия двойной связи в молекуле углеводорода (рис. 107).

В результате разрыва двойной связи в молекуле этилена атомы брома присоединяются к атомам углерода:



Взаимодействие этилена с бромом относится к реакции *присоединения*. Реакции, в результате которых несколько реагирующих молекул соединяются в одну, называют реакциями присоединения. В результате реакции присоединения двойные связи превращаются в одинарные.

К группе непредельных углеводородов относится также *ацетилен*. Каково же его строение?

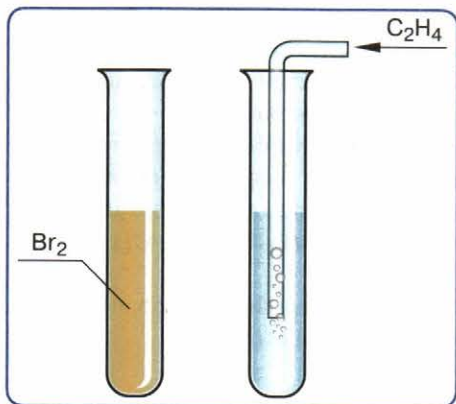


Рис. 107. Обесцвечивание бромной воды этиленом

Представьте, что от молекулы этилена отняли ещё два атома водорода — по одному от каждого углеродного атома. За счёт освободившихся валентностей атомы углерода образовали друг с другом третью химическую связь:



Молекулярная формула ацетиленов C_2H_2 , и вы понимаете, почему индексы в этой формуле нельзя сокращать. Обратите внимание, что степень окисления атома углерода в ацетилене равна -1 , а валентность — 4 . Химическая связь между атомами углерода в ацетилене тройная, этот углеводород также относится к непредельным. Ацетилен также обесцвечивает бромную воду.

Почему водородных соединений у углерода так много? Главной причиной такого многообразия является уникальная способность атомов углерода образовывать друг с другом цепочки различной длины, разветвлённые цепи, а также связываться между собой одинарными, двойными и тройными связями.

Общее число органических веществ составляет более 100 миллионов, это гораздо больше числа углеводов. Значит, к органическим веществам относятся не только углеводороды, но и их производные, содержащие атомы кислорода, азота и других химических элементов. С некоторыми из этих веществ мы познакомим вас в следующем параграфе.

Органические вещества. Углеводороды. Метан, этан, пропан как предельные углеводороды. Этилен и ацетилен как непредельные (ненасыщенные) углеводороды. Реакция дегидрирования. Реакция присоединения. Качественная реакция на кратные связи.



Проверьте свои знания

1. Что является предметом изучения органической химии?
2. Что такое химическое строение? Как оно отражается на письме?
3. Какие органические вещества называются углеводородами? На какие группы они подразделяются?
4. Дайте сравнительную характеристику углеводородов: метана, этана и пропана. Найдите черты сходства и различия в их строении.
5. Дайте сравнительную характеристику углеводородов: этана, этилена и ацетилена. Найдите черты сходства и различия в их строении и свойствах.

Примените свои знания

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{C} \rightarrow \text{Fe}_2\text{C} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$.
2. Рассчитайте степени окисления атомов углерода в метане, этане и пропане. Почему степень окисления атомов углерода в пропане оказалась дробной? Сравните степени окисления и валентность каждого из трёх углеродных атомов в пропане.
3. При обработке 41,7 г технического карбида кальция избытком соляной кислоты выделилось 13,44 л ацетилена (при н. у.). Рассчитайте массовую долю карбида кальция в техническом образце.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

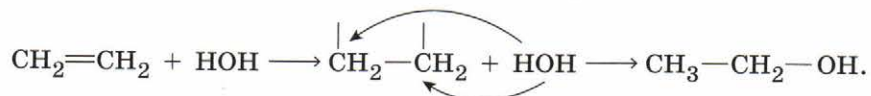
Подготовьте сообщение о жизни и деятельности А. М. Бутлерова.

§ 37. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

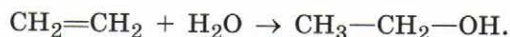


Кроме углерода и водорода, многие органические соединения содержат в составе своих молекул и атомы кислорода. Эти многочисленные соединения объединены в классы. Что представляют собой эти классы и каковы их важнейшие представители?

Из материала предыдущего параграфа вы знаете, что этилен вступает в реакции присоединения. Одна из важнейших таких реакций — реакция присоединения воды. Схематически этот процесс можно изобразить так:



Двойная связь в молекуле этилена разрывается, за счёт освободившихся валентностей один из атомов углерода присоединяет водород, другой — гидроксильную группу —OH (гидроксогруппу). Уравнение реакции записывают следующим образом:



Образующееся вещество называется *этиловым спиртом* (рис. 108).

Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — продукт многотоннажного химического производства. Он служит сырьём для получения многих органических веществ, его используют в медицине, пищевой промышленности, как компонент парфюмерных и косметических препаратов. В некоторых странах этиловый спирт используют в качестве моторного топлива в смеси с бензином или даже в чистом виде.

Спирты обладают прекрасной растворяющей способностью. Они легко растворяют жиры, масла, многие другие органические вещества, используются как компоненты растворителей для лаков, красок, эмалей, клеев, средств бытовой химии.

Этиловый спирт — очень коварное вещество. Он воздействует на организм человека, вызывая заболевание, которое называют страшным словом — алкоголизм.

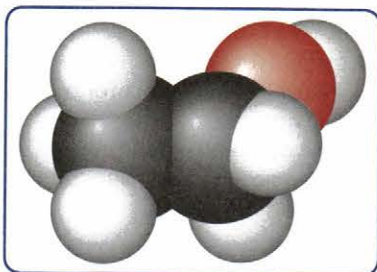


Рис. 108. Модель молекулы этилового спирта

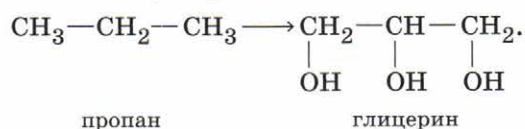
Нарушение работы нервной системы наблюдается даже при разовом употреблении спиртного. Если же употребление спиртных напитков, даже слабоалкогольных, становится систематическим, происходят необратимые изменения и в других тканях и органах. Например, погибают клетки печени, и на их месте появляется соединительная ткань (цирроз печени), снижается вероятность рождения здорового ребёнка.

В молекуле этилового спирта есть одна гидроксильная группа. Такие спирты называют **одноатомными**.



Молекула органического вещества может содержать не только одну, но и две и более гидроксильные группы. Только каждая группа —ОН должна быть связана со своим собственным атомом углерода. Учитывая этот факт, а также то, что атомы углерода в органических веществах четырёхвалентны, попробуйте изобразить структурную формулу простейшего спирта, содержащего три гидроксильные группы.

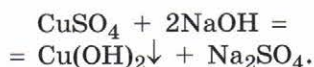
Для того чтобы разместить в молекуле три гидроксильные группы, вещество должно содержать как минимум три атома углерода. «Прародителем» такого вещества можно считать углеводород пропан. Заменяем в молекуле пропана по одному атому водорода при каждом углероде гидроксильной группой:



Вещество, формула которого изображена выше, называется *глицерин* (рис. 109). Глицерин представляет собой **трёхатомный спирт**, потому что содержит в молекуле три гидроксильные группы. Обратите внимание, что каждый атом углерода остался четырёхвалентным, водород одновалентен, а кислород двухвалентен.

Глицерин, подобно этиловому спирту, неограниченно растворим в воде. Более того, он очень *гигроскопичен*, т. е. поглощает влагу воздуха. Это свойство широко используется в парфюмерной промышленности: глицерин входит в состав многочисленных кремов, помад, предотвращая их от высыхания и способствуя увлажнению и смягчению кожи. В кожевенном производстве и текстильной промышленности глицерин используют для предохранения кож от высыхания и придания тканям мягкости и шелковистости. Водный раствор глицерина замерзает при очень низкой температуре. Такие смеси в технике называют **антифризами**.

Отличить раствор многоатомного спирта (например, глицерина) от раствора этилового (т. е. одноатомного) спирта можно с помощью качественной реакции. В качестве реагента используют осадок гидроксида меди(II). Как вы знаете, этот студневидный осадок голубого цвета получают реакцией обмена между раствором соли меди и щёлочью:



При добавлении раствора глицерина осадок гидроксида меди(II) растворяется, и образуется прозрачный раствор ярко-синего цвета (рис. 110).

Спирты — не единственный класс органических веществ, в состав которых входит кислород.

С давних пор люди получали уксус при скисании вина, содержащего этиловый спирт. Уксус используют как приправу к пище. У любой хозяйки на кухне найдётся бутылочка столо-

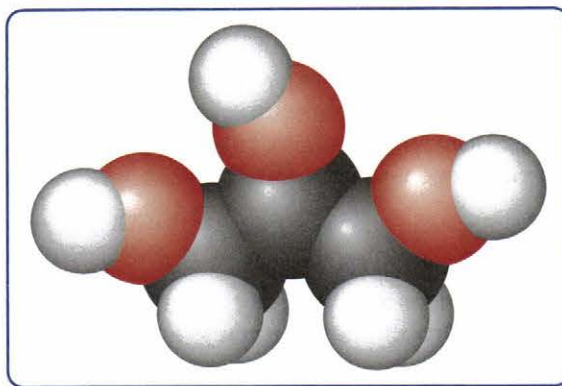


Рис. 109. Модель молекулы глицерина



Рис. 110. Осадок гидроксида меди(II) (стакан слева) при добавлении глицерина растворяется, и образуется раствор ярко-синего цвета (стакан справа)

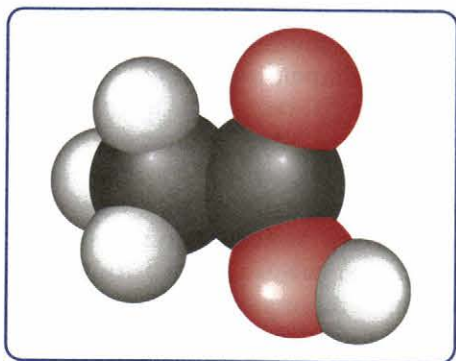


Рис. 111. Модель молекулы уксусной кислоты

вого уксуса, который содержит *уксусную кислоту* $\text{CH}_3\text{—COOH}$ (рис. 111).

Уксусная кислота — представитель ещё одного класса кислородсодержащих органических веществ — **карбоновых кислот**.

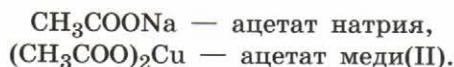
Вы уже хорошо знакомы с неорганическими кислотами и их свойствами. Конечно, карбоновые кислоты не случайно называют именно кислотами. Их растворы имеют кислый вкус, вызывают изменение окраски индикаторов.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислотами являются вещества, диссоциирующие в водном растворе с отщеплением катиона водорода. Карбоновые кислоты — не исключение, в растворах они также диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка. Рассмотрим, например, как диссоциирует уже знакомая вам уксусная кислота:



Стрелки вместо знака равенства в уравнении диссоциации карбоновой кислоты указывают на обратимость процесса, т. е. наряду с процессом распада молекул на ионы возможно и обратное явление: катион водорода и анион кислотного остатка сталкиваются и объединяются в молекулу. Карбоновые кислоты, в том числе уксусная, относятся к слабым электролитам, и лишь небольшая доля молекул вещества, находящегося в растворе, распадается на ионы. Поэтому в ионных уравнениях реакций формула кислоты записывается в молекулярном виде, а не в виде ионов.

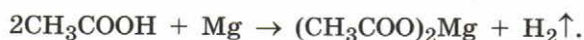
Кислотный остаток уксусной кислоты (его называют *ацетат-ион*) имеет заряд минус (-). Зная это, легко составлять формулы солей уксусной кислоты. В карбоновых кислотах атом водорода, который замещается металлом, записан в формуле на последнем месте, а не на первом, как в привычных для вас неорганических кислотах. Как правило, химический знак элемента-металла в соответствующих солях также изображают последним, на месте водорода. Поэтому формулы солей кажутся перевернутыми: сначала анион кислотного остатка, потом катион металла:



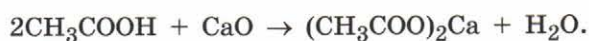
Как вы поняли, соли уксусной кислоты называют *ацетатами*.

Помимо кислого вкуса и действия на индикатор, карбоновые кислоты обладают остальными свойствами кислот.

Они реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:



Кислоты реагируют с основными оксидами с образованием соли и воды:



При взаимодействии карбоновых кислот с основаниями также образуются соль и вода:



С солями уксусная кислота взаимодействует только в том случае, если один из образующихся продуктов выделяется в виде газа или выпадает в осадок, например:



Имеются также карбоновые кислоты с большей молекулярной массой, следовательно, содержащие более длинную цепочку атомов углерода в молекуле. Остатки таких кислот с глицерином образуют важнейшие органические вещества живой клетки — жиры. Поэтому такие кислоты называются **жирными**.

Жиры, образованные предельными кислотами, как правило, твёрдые и имеют животное происхождение. Исключение составляет жидкий рыбий жир. Представителем предельных жирных кислот является *стеариновая кислота* $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$.

Жиры, образованные непредельными кислотами, как правило, жидкие (их называют маслами) и имеют растительное происхождение. Исключение составляет твёрдое кокосовое масло. К непредельным жирным кислотам относится *олеиновая кислота* $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$. Группа $-\text{COOH}$ называется **карбоксильной**.

Соли щелочных металлов таких кислот являются **мылами**: натриевые соли — твёрдые мыла, а калиевые — жидкие.

Этиловый спирт, его получение, применение и физиологическое действие. Трёхатомный спирт глицерин. Качественная реакция на многоатомные спирты. Уксусная, стеариновая и олеиновая кислоты — представители класса карбоновых кислот. Ацетаты. Мыла.



Проверьте свои знания

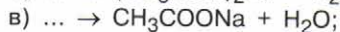
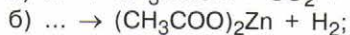
1. Какие вещества называются спиртами? На какие группы делится этот класс органических соединений? Приведите примеры.
2. Какие вещества называются карбоновыми кислотами? На какие группы делится этот класс органических соединений? Приведите примеры.
3. Какие вещества называются жирами? На какие группы делится этот класс органических соединений? Приведите примеры.
4. Что представляют собой мыла?
5. Назовите качественные реакции на непредельные соединения и многоатомные спирты.

Примените свои знания

1. Напишите уравнение реакции получения этилового спирта из этилена.
2. Охарактеризуйте области применения этанола, его физиологическое действие на организм человека.

3. В чём заключается принципиальное отличие многоатомных спиртов от одноатомных? С помощью какой качественной реакции можно различить растворы этих соединений?

4. Какие вещества вступили в реакции, если в результате получились следующие вещества:



Напишите уравнения полностью.

5. Какую массу воды нужно добавить к 40 г 70%-ного раствора глицерина, чтобы получить 5%-ный раствор?

6. Смешали 90 г 10%-ного раствора уксусной кислоты и 160 г 5%-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение по теме «Жиры и их замена в технике непивцевым сырьём».

§ 38. АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ



Кроме углерода, водорода и кислорода, представители важнейших классов органических соединений содержат в составе своих молекул и атомы азота. Что это за представители и к каким классам они относятся?

Главной группой, содержащей азот в молекуле органических соединений, является *аминогруппа* $-\text{NH}_2$.

Аминогруппу можно представить как молекулу аммиака NH_3 , лишённую одного атома водорода. В результате такого отрыва у атома азота появляется свободная валентность, за счёт которой аминогруппа соединяется с атомом углерода органического вещества.

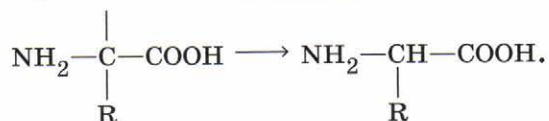


Важнейшие природные соединения, в состав которых входит аминогруппа, — это, безусловно, **аминокислоты**.

Судя по названию (*амино* + *кислота*), в молекулах этих соединений содержится как аминогруппа $-\text{NH}_2$, так и карбоксильная группа $-\text{COOH}$. Из курса

биологии вы знаете, что в природе обнаружено более двух десятков аминокислот. По химическому строению они отличаются друг от друга природой углеводородного скелета, также входящего в их состав, который в формулах обозначается —R.

Теперь вы можете «собрать» общую формулу аминокислот. Все три фрагмента, которые мы упоминали выше, связаны с одним атомом углерода. Чтобы соблюсти «правило четвёрки», необходимо добавить один водородный атом центральному атому углерода до четырёхвалентного состояния:



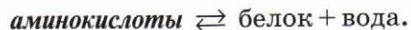
Простейшая аминокислота вместо углеводородного радикала R содержит атом водорода. Модель молекулы этого вещества представлена на рисунке 112, а структурная формула выглядит так:



Если внимательно проанализировать приведённую формулу, то нетрудно заметить, что молекула вещества представляет собой уксусную кислоту, в молекуле которой один атом водорода замещён аминогруппой. Отсюда и название соединения — *аминоуксусная кислота*.

Почему же именно аминокислоты так важны для нашего первого знакомства с органическими веществами? Ответ вам известен из курса биологии: не будь аминокислот, не было бы и жизни на нашей планете.

Главными веществами в любом живом организме считают **белки**. Недаром их уважительно называют **протеинами** (от греческого слова *protos*, что означает *первый*). В свою очередь, всё многообразие существующих белков построено из двадцати аминокислот. Образование белковой молекулы из аминокислот можно записать схемой:



Белки — это природные высокомолекулярные вещества, молекулы которых состоят из остатков аминокислот.

Почему же мы называем белки главными органическими веществами жизни на Земле? В немалой степени это связано с теми функциями, которые белковые вещества выполняют в живых организмах. А функции эти весьма важны и разнообразны. Напомним из курса биологии лишь некоторые из них.

1. Ферментативная функция. Большинство химических реакций в организме протекают в присутствии биологических катализаторов — ферментов, имеющих белковую природу. По сравнению с химическими катализаторами ферменты обладают уникальной *активностью* (увеличивают скорости реакций в миллиарды раз) и *селективностью* (каждый фермент катализирует одну реакцию или один

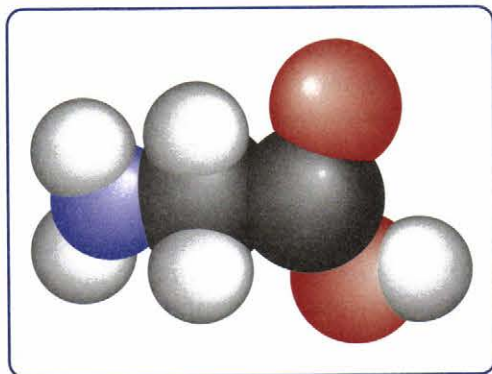


Рис. 112. Модель молекулы аминокислоты

тип превращений). В организме человека обнаружено более 2000 ферментов. Например, фермент трипсин разрушает в белках пептидные связи между остатками определённых аминокислот.

2. Транспортная функция. Белковые молекулы осуществляют перенос других молекул или ионов по тканям и органам. Важнейшим транспортным белком является гемоглобин крови, который, как вы знаете, переносит к клеткам кислород и выводит из них углекислый газ.

3. Структурная функция. Белки — это строительный материал почти всех тканей: мышечных, опорных, покровных. Все живые организмы на нашей планете имеют белковую природу. Например, эластин благодаря своему уникальному строению обеспечивает определённым тканям (сосуды, лёгкие) способность растягиваться во всех направлениях.

4. Защитная функция. Особые белки — *антитела* (своеобразные «наручники» для проникающих в клетку «преступников» — бактерий: эти белки склеивают бактерии) и *антитоксины* (белки, которые нейтрализуют яды бактерий, образующиеся в результате их жизнедеятельности) — определяют такое защитное свойство организмов, как *иммунитет*.

Защитными свойствами обладают белки свёртывающей системы крови. Такие белки, как фибриноген, тромбин, участвуют в формировании тромба, который закупоривает повреждённый сосуд и препятствует потере крови.

Для белков характерны *качественные реакции*, с которыми вы познакомитесь при проведении лабораторного опыта.

Лабораторный опыт № 29

В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия, а затем несколько капель раствора медного купороса. Что наблюдаете? В другую пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте к нему несколько капель азотной кислоты. Что наблюдаете? Нагревайте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Охладите смесь и добавьте к ней по каплям 2–3 мл раствора аммиака. Что наблюдаете?



Аминогруппа. Аминокислоты. Аминокислотная кислота. Белки (протеины), их функции в живых организмах. Качественные реакции на белки.

Проверьте свои знания

1. Что называют аминокислотой?
2. Запишите общую формулу аминокислот, дайте им определение и охарактеризуйте химические свойства.
3. Что представляют собой белки? Как образуются молекулы белков из аминокислот?
4. Охарактеризуйте качественные реакции на белки.

Примените свои знания

1. Перечислите биологические функции белков в живых организмах.

2. Почему аминокислоты называют амфотерными органическими соединениями? При подготовке ответа обратите внимание на сходство аминогруппы и аммиака.
3. Запишите уравнение реакции между аминокислотой и гидроксидом натрия.
4. Массовые доли элементов в органическом соединении составляют: углерод — 32,0 %, водород — 6,7 %, азот — 18,7 %, кислород — 42,6 %. Определите молекулярную формулу вещества, зная, что она совпадает с простейшей формулой соединения.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение по теме «Иммунитет и его роль».

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ V «КРАТКИЕ СВЕДЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ»

1. Раздел химии, изучающий строение, свойства, превращения, способы получения и области применения органических веществ, называется органической химией.

2. Порядок соединения атомов в молекулы согласно их валентности называется химическим строением. Строение молекулы отражается с помощью полных и сокращённых структурных формул.

3. Углеводороды — это органические соединения, состоящие из двух элементов: углерода и водорода. Различают предельные (насыщенные) и непредельные (ненасыщенные) углеводороды.

4. Представители предельных углеводородов: метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 . Предельные углеводороды горят и превращаются в непредельные с помощью дегидрирования.

5. Представители непредельных углеводородов: этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, ацетилен $\text{HC}\equiv\text{CH}$. Непредельные углеводороды горят, вступают в реакции присоединения.

6. Для спиртов характерна функциональная гидроксильная группа $-\text{OH}$. По числу этих групп различают одноатомные (например, этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) и многоатомные (например, глицерин $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$) спирты.

7. Для карбоновых кислот характерна функциональная карбоксильная группа $-\text{COOH}$. Различают предельные (например, уксусная CH_3COOH , стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$) и непредельные (например, олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$) карбоновые кислоты.

8. Мыла — это натриевые (твёрдые) и калиевые (жидкие) соли жирных карбоновых кислот.

9. Жиры — это продукты взаимодействия глицерина и жирных карбоновых кислот.

10. Аминокислоты содержат функциональные аминогруппу ($-\text{NH}_2$) и карбоксильную ($-\text{COOH}$) группу.

11. Белки — это природные вещества, молекулы которых образованы множеством остатков аминокислот.

12. Качественные реакции на органические соединения:

- на кратную связь (обесцвечивание бромной воды);
- на многоатомные спирты (растворение свежеполученного осадка гидроксида меди(II) с образованием ярко-синего раствора);
- на белки (красно-фиолетовое окрашивание при взаимодействии со свежееосаждённым сульфатом меди(II) и жёлтое окрашивание при взаимодействии с азотной кислотой).

VI

*ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ
ПО ХИМИИ ЗА КУРС
ОСНОВНОЙ ШКОЛЫ.
ПОДГОТОВКА
К ОСНОВНОМУ
ГОСУДАРСТВЕННОМУ
ЭКЗАМЕНУ (ОГЭ)*



Как вы знаете, химия — это наука о строении, свойствах, способах получения и применении химических веществ. Соответственно повторение курса химии основной школы сгруппировано в четыре блока, содержание каждого из которых рассматривается в отдельном параграфе — «Вещества», «Химические реакции», «Основы неорганической химии» и «Методы познания веществ и химических реакций».

Материал каждого параграфа представляет собой схематическое обобщение уже изученного вами материала в виде схем, таблиц, уравнений. Заключительный обзор курса химии основной школы позволит вам систематизировать знания о веществах и химических реакциях, подготовиться к итоговой аттестации по предмету и, быть может, укрепит ваше решение выбрать химию в качестве профильной дисциплины для изучения в старшей школе.

§ 39. ВЕЩЕСТВА

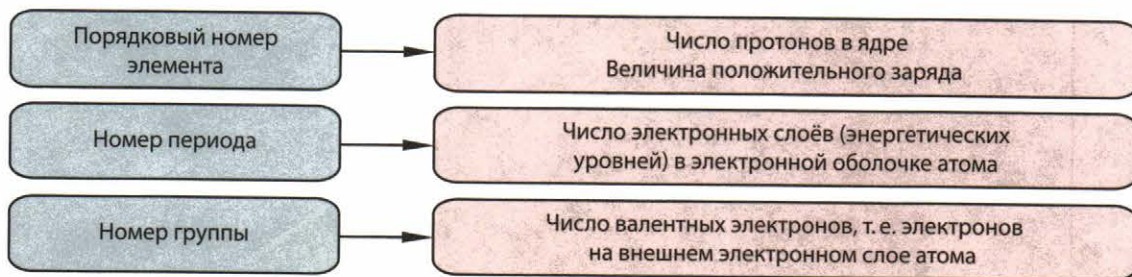
Периодическая система элементов и строение атома

Соотношение числа протонов и нейтронов в ядре атома определяется уравнением

$$A = N + Z,$$

где A — массовое число; N — число нейтронов в ядре; Z — число протонов в ядре (атомный номер).

Положение элемента в Периодической системе тесно связано со строением его атома.



Изменение свойств элементов и образованных ими соединений в пределах одного периода или одной подгруппы (главной) показано на схемах 6 и 7.

Строение вещества. Химическая связь

Определить тип химической связи в простых и сложных веществах, состоящих из атомов двух элементов, можно с помощью схемы 8.

Сравнительную электроотрицательность (ЭО) атомов химических элементов в периодах и группах Периодической системы можно определить по следующему правилу: *чем дальше химический элемент от фтора (самого электроотрицательного элемента), тем меньше его электроотрицательность.*

Для расчёта степени окисления химических элементов необходимо знать несколько правил.

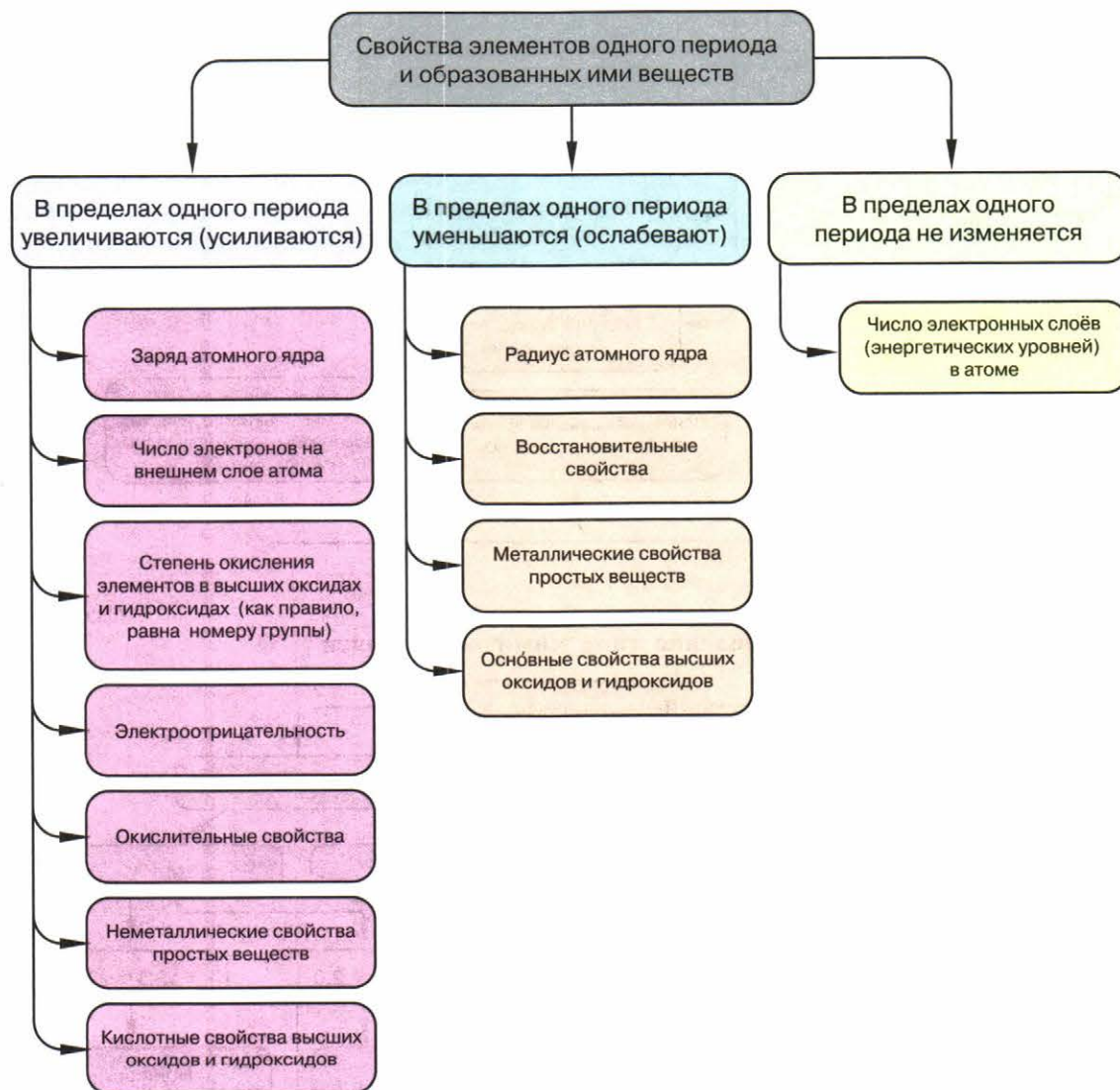
1. Степень окисления водорода в сложных веществах равна +1 (кроме гидридов, например, NaH , CaH_2).

2. Степень окисления кислорода в сложных веществах равна -2 (кроме пероксидов, например, Na_2O_2 , H_2O_2 , и фторидов OF_2 , O_2F_2).

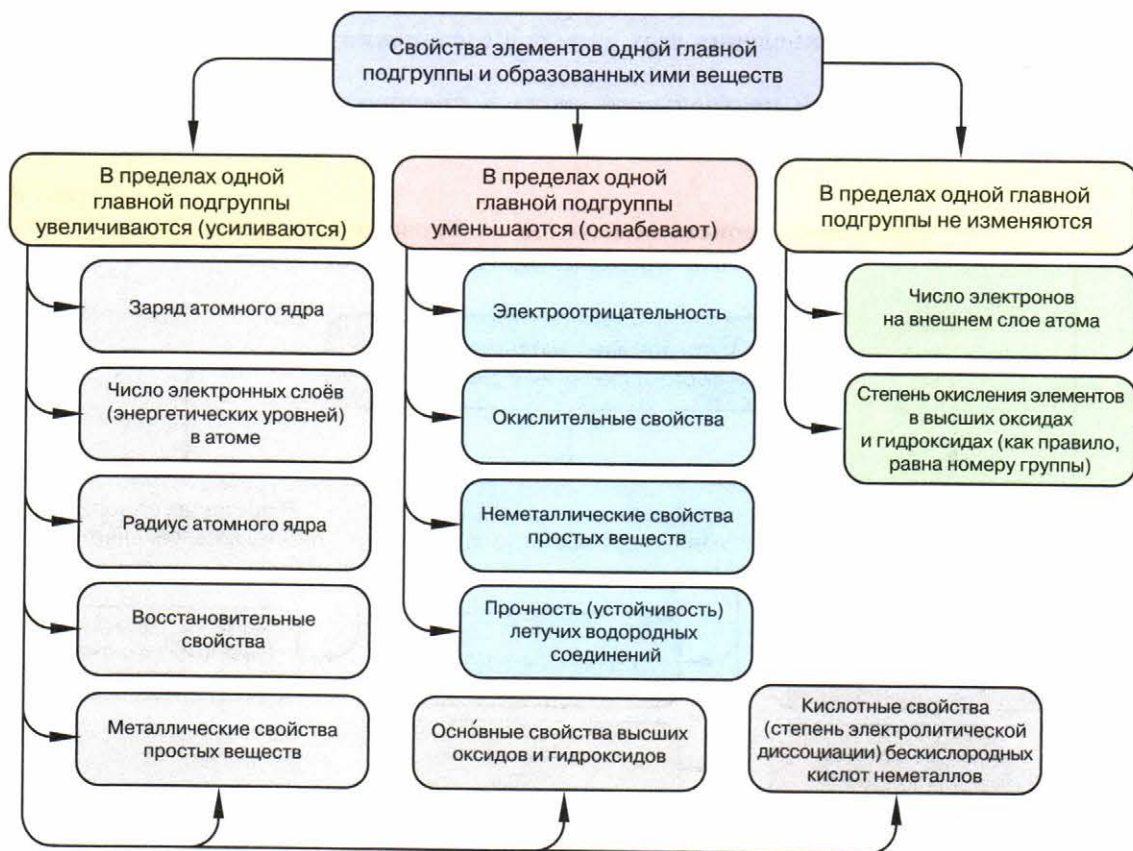
3. Максимальная степень окисления металлов равна номеру группы.
4. Минимальная степень окисления неметаллов (кроме водорода) равна номеру группы минус восемь.
5. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.
6. Сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю, а в ионе — заряду иона.
7. Степень окисления центрального атома в кислородсодержащей кислоте такая же, как и во всех её солях.

Схема 6

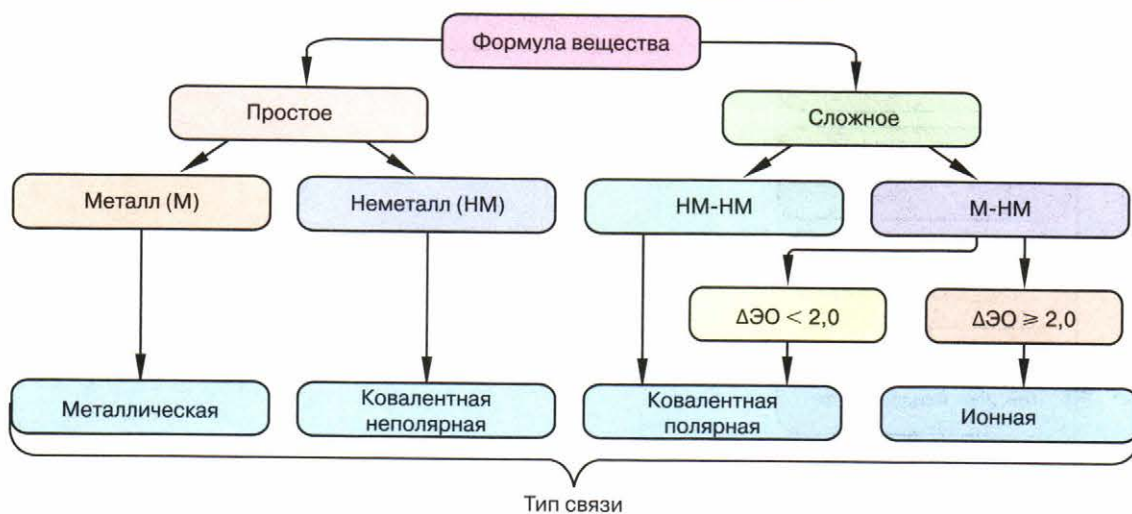
Изменение свойств элементов и образованных ими веществ в пределах одного периода



Изменение свойств элементов и образованных ими веществ в пределах одной А-группы (главной подгруппы)



Определение типа химической связи



В таблице 3 представлена сравнительная характеристика веществ с различным типом химической связи и видом кристаллической решётки.

Таблица 3

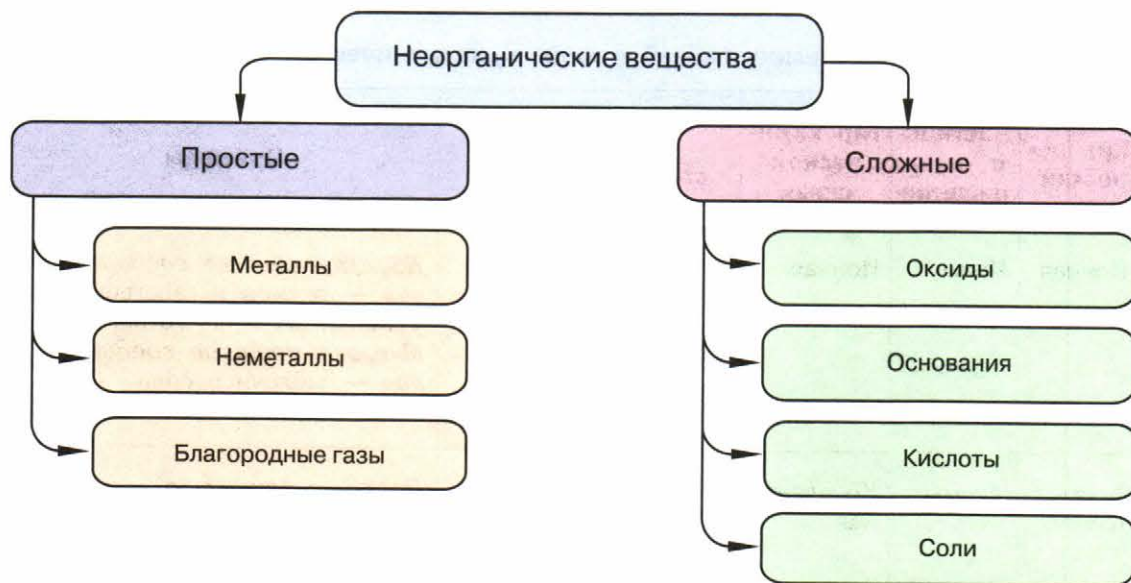
Типы химических связей и виды кристаллических решёток

Вид решётки	Частицы в узлах решётки	Тип химической связи	Физические свойства веществ	Примеры
Ионная	Ионы	Ионная	Твёрдые, тугоплавкие, прочные, нелетучие, без запаха, растворяются в полярных растворителях	<i>Двухэлементные соединения</i> — оксиды и галогениды металлов IA и IIA групп. <i>Многоэлементные соединения</i> — щёлочи и соли
Атомная	Атомы	Ковалентная	Очень твёрдые, тугоплавкие, хрупкие, нелетучие, без запаха, нерастворимые	<i>Простые вещества</i> — алмаз, кремний
			Редко мягкие	<i>Простые вещества</i> — графит, красный фосфор
			Почти всегда очень твёрдые, тугоплавкие, нелетучие, без запаха, нерастворимые	<i>Сложные вещества</i> SiO_2 (кварц, кремнезём, горный хрусталь и т. д.), Al_2O_3 (наждак, корунд, рубин, сапфир и т. д.), почти все минералы и горные породы
Молекулярная	Молекулы	Ковалентная	Обычно легкоплавкие, летучие, часто имеют запах, растворимы в неполярных растворителях	<i>Твёрдые вещества</i> (I_2 , P_2O_5). <i>Газы и жидкости</i> , переведённые в твёрдое состояние (O_2 , SO_2 , CH_4 , H_2O)
Металлическая	Атом-ионы	Металлическая	Твёрдые (кроме ртути), ковкие, пластичные, электро- и теплопроводные, имеют металлический блеск	Металлы и сплавы

Основные классы неорганических веществ

На схеме 9 представлена классификация неорганических веществ (кроме некоторых соединений, состоящих из двух и более атомов неметаллов, например, PCl_5 , CS_2 , SO_2Cl_2).

Классификация неорганических веществ



Оксиды — это сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2 . На схеме 10 приведена классификация оксидов.

Схема 10

Классификация оксидов



Основания (в свете атомно-молекулярного учения) — это сложные вещества, состоящие из атома металла и гидроксогрупп.

Основания (в свете теории электролитической диссоциации) — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксогрупп.

В таблице 4 приведена классификация оснований.

Классификация оснований

Признак классификации	Основания	Примеры
Наличие атома кислорода	Кислородсодержащие	KOH, Fe(OH) ₂
	Бескислородные	NH ₃
Растворимость в воде	Растворимые (щёлочи)	NaOH, Ba(OH) ₂ , NH ₃
	Нерастворимые	Fe(OH) ₂ , Mn(OH) ₂
Степень диссоциации	Сильные	LiOH, NaOH, Sr(OH) ₂
	Слабые	NH ₃ · H ₂ O
Летучесть	Летучие	NH ₃ · H ₂ O
	Нелетучие	KOH, Ca(OH) ₂ , Cr(OH) ₂
Стабильность	Стабильные	NaOH, Ba(OH) ₂
	Нестабильные	$ \begin{array}{c} \text{NH}_3 \\ \nearrow \\ \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \\ \searrow \\ \text{H}_2\text{O} \end{array} $

Кислоты (в свете атомно-молекулярного учения) — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

Кислоты (в свете теории электролитической диссоциации) — это электролиты, диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

В таблице 5 приведена классификация кислот.

Таблица 5

Классификация кислот

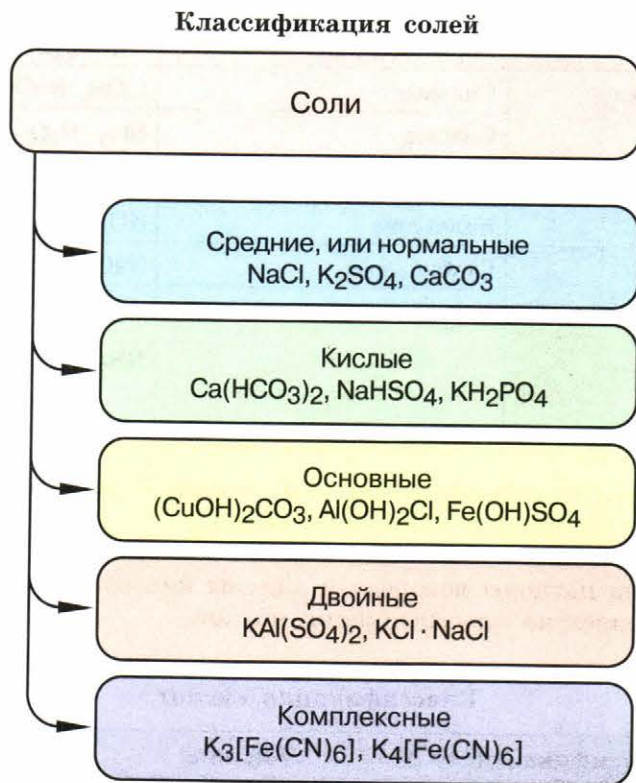
Признак классификации	Кислоты	Примеры
Наличие атома кислорода	Кислородсодержащие	H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄
	Бескислородные	HCl, H ₂ S, HCN
Основность (число атомов водорода в молекуле, способных замещаться металлом)	Одноосновные	HBr, CH ₃ COOH
	Двухосновные	H ₂ SO ₄ , H ₂ SiO ₃
	Трёхосновные	H ₃ PO ₃
Растворимость в воде	Растворимые	HNO ₃ , H ₂ SO ₄
	Нерастворимые	H ₂ SiO ₃
Степень диссоциации	Сильные	HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄
	Слабые	H ₂ S, HNO ₂ , H ₂ CO ₃
Летучесть	Летучие	HCl, H ₂ S, CH ₃ COOH
	Нелетучие	H ₂ SiO ₃ , H ₂ SO ₄
Стабильность	Стабильные	H ₂ SO ₄ , HCl
	Нестабильные	H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₃

Соли (в свете атомно-молекулярного учения) — это сложные вещества, состоящие из ионов металла (или NH_4) и кислотного остатка.

Соли (в свете теории электролитической диссоциации) — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Эти определения справедливы только для средних (или нормальных) солей. На схеме 11 приведена классификация солей по составу.

Схема 11



Проверьте свои знания

- Атом какого химического элемента имеет следующее распределение электронов по энергетическим уровням: 2, 8, 6?
 - 1) Кислорода; 2) кремния; 3) серы; 4) аргона.
- Атомы химических элементов углерода и кремния имеют одинаковое число:
 - 1) электронов во внешнем электронном слое;
 - 2) протонов в ядре;
 - 3) заполненных электронных слоёв;
 - 4) нейтронов.
- В каком ряду химические элементы расположены в порядке уменьшения их атомного радиуса?
 - 1) S — O — N; 2) Mg — Ca — Ba; 3) Al — Si — P; 4) Li — Na — K.
- От основных к кислотным изменяются свойства оксидов в ряду:
 - 1) $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_3$;
 - 2) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{MgO}$;
 - 3) $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{ZnO}$;
 - 4) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$.

5. Какой вид химической связи в молекуле хлора?
- 1) Ковалентная неполярная;
 - 2) ковалентная полярная;
 - 3) ионная;
 - 4) металлическая.
6. Какое из указанных веществ имеет ионную связь?
- 1) Аммиак; 2) хлороводород; 3) медь; 4) оксид натрия.
7. Высшие степени окисления свинца и серы соответственно равны:
- 1) +4 и +6; 2) +4 и +8; 3) +2 и +6; 4) +2 и +4.
8. Такую же степень окисления, как и в аммиаке, азот имеет в соединении:
- 1) NaNO_3 ; 2) NH_4Cl ; 3) N_2O_3 ; 4) HNO_2 .
9. Кислотным оксидом и основанием соответственно являются:
- 1) MgO , KOH ; 2) SO_2 , NaCl ; 3) Ba(OH)_2 , P_2O_5 ; 4) CO_2 , NaOH .
10. Гидроксиду кальция соответствует формула:
- 1) CaSO_4 ; 2) Ca(OH)_2 ; 3) CaO ; 4) CaCO_3 .
11. Выберите верные утверждения. В ряду химических элементов $\text{O} - \text{S} - \text{Se}$:
- 1) увеличивается число электронных слоёв в атомах;
 - 2) уменьшается число протонов в ядрах атомов;
 - 3) ослабевают неметаллические свойства;
 - 4) увеличивается число валентных электронов;
 - 5) уменьшается радиус атома.
12. Выберите ряды, в которых химические элементы расположены в порядке усиления восстановительных свойств.
- 1) $\text{Li} - \text{Be} - \text{B}$; 2) $\text{Fe} - \text{Mg} - \text{Na}$; 3) $\text{K} - \text{Na} - \text{Li}$; 4) $\text{C} - \text{B} - \text{Be}$; 5) $\text{Ca} - \text{Mg} - \text{Be}$.

§ 40. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Классификация химических реакций

Химические реакции следует отличать от *физических явлений*. При химических реакциях происходит превращение одних веществ в другие, в то время как при физических явлениях состав веществ не претерпевает изменений.

Признаками химических реакций могут служить:

- изменение цвета;
- выпадение осадка;
- выделение газа;
- изменение окраски индикатора;
- появление запаха и др.

Следует помнить, что ни один из перечисленных признаков *не гарантирует* протекание химической реакции, а лишь указывает на возможное её осуществление.

Классификация химических реакций по различным признакам приведена в таблице 6.

Типы химических реакций

Признак классификации	Тип реакций
Число и состав реагентов и продуктов реакции	Реакции соединения
	Реакции разложения
	Реакции замещения
	Реакции обмена (в том числе нейтрализации)
Тепловой эффект реакции	Эндотермические реакции
	Экзотермические реакции
Изменение степени окисления атомов в ходе химической реакции	Окислительно-восстановительные реакции
	Реакции без изменения степеней окисления
Использование катализатора	Каталитические реакции
	Некаталитические реакции
Направление реакции	Обратимые реакции
	Необратимые реакции

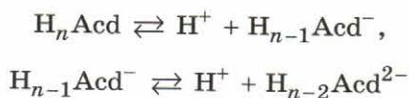
Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

Электролитами называют вещества, которые в растворе или при расплавлении распадаются на ионы.

Электролитическая диссоциация — это распад электролита в растворе (расплаве) на ионы:

- положительные ионы (катионы) H^+ , M^{n+} (n — заряд иона металла M^{n+}), NH_4^+ и др.;
- отрицательные ионы (анионы) OH^- , $Acid^{n-}$ (n — заряд иона кислотного остатка $Acid^{n-}$).

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, но преимущественно протекает диссоциация по 1-й ступени:



и т. д.

Диссоциация электролита характеризуется степенью электролитической диссоциации

$$\alpha = \frac{v_d}{v_p},$$

где v_d и v_p — количество вещества электролита, соответственно распавшегося на ионы и растворённого.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации в растворе (чем больше концентрация, тем меньше α — следовательно, α можно увеличить разбавлением раствора). От температуры α зависит слабо — при нагревании она незначительно возрастает.

По величине степени электролитической диссоциации электролиты делятся на:

- сильные ($\alpha \rightarrow 1$) — кислоты (HCl , HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 и др.), щёлочи (все), соли (растворимые в воде);
- слабые ($\alpha \rightarrow 0$) — кислоты (HClO , HNO_2 , H_2S , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , CH_3COOH и др.), основания ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

Реакции ионного обмена

Протекание реакций обмена с участием электролитов в растворах (реакции ионного обмена) возможно при соблюдении одного из условий (правило Бертолле):

- выпадение осадка;
- выделение газа;
- образование слабого электролита (в частности, воды).

Противоположно заряженные ионы, которые при соединении образуют мало-растворимое вещество, газ или молекулы слабого электролита, совместно существовать в растворе без взаимодействия не могут.

Окислительно-восстановительные реакции

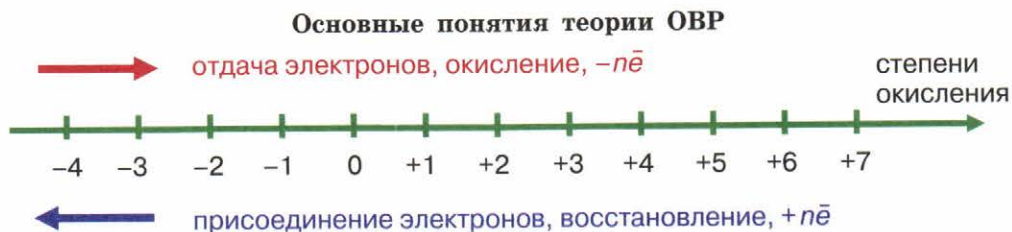
Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества.

Окислитель — вещество (элемент в составе этого вещества), принимающее электроны. Само вещество при этом восстанавливается.

Восстановитель — вещество (элемент в составе этого вещества), отдающее электроны. Само вещество при этом окисляется.

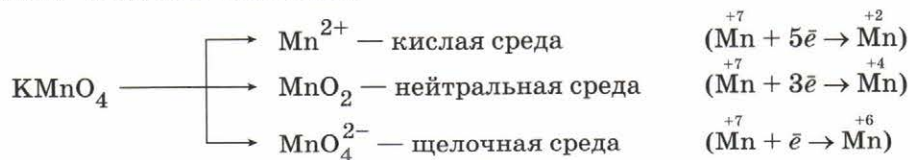
На схеме 12 приведены основные понятия теории ОВР применительно к изменению степеней окисления атомов, отмеченных на оси.

Схема 12

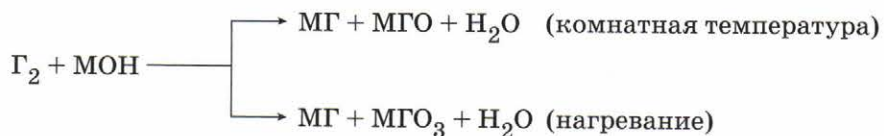


К окислительно-восстановительным относятся все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество. Любая реакция с участием одного или нескольких простых веществ (в качестве реагента или продукта реакции) является окислительно-восстановительной.

Сильным и достаточно распространённым окислителем является перманганат калия, который в различных средах восстанавливается до соединений марганца в различных степенях окисления:



В некоторых случаях на состав продуктов ОВР влияет температура. Например, реакция диспропорционирования галогена в щелочной среде при комнатной температуре приводит к образованию смеси различных галогенсодержащих солей.



В таблице 7 приведены продукты взаимодействия азотной и серной кислот различной концентрации с металлами и неметаллами.

Таблица 7

Продукты взаимодействия некоторых простых веществ с азотной и серной кислотами

Простое вещество \ Кислоты	Mg	Al	Zn	Fe	Cr	Cu	P	S
HNO ₃ разбавленная	Mg(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂	Al(NO ₃) ₃ NH ₄ NO ₃ N ₂	Zn(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂	Fe(NO ₃) ₃ N ₂ O	Cr(NO ₃) ₃ NO	Cu(NO ₃) ₂ NO	H ₃ PO ₄ NO	H ₂ SO ₄ NO
HNO ₃ конц.	Mg(NO ₃) ₂ N ₂ O	Пассивирует	Zn(NO ₃) ₂ NO ₂	Пассивирует	Пассивирует	Cu(NO ₃) ₂ NO ₂	H ₃ PO ₄ NO ₂	H ₂ SO ₄ NO ₂
H ₂ SO ₄ разбавленная	MgSO ₄ H ₂	Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂	ZnSO ₄ H ₂	FeSO ₄ H ₂	CrSO ₄ H ₂	—	—	—
H ₂ SO ₄ конц. горячая	MgSO ₄ H ₂ S	Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ S	ZnSO ₄ H ₂ S S	Fe ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂ S	Cr ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂	CuSO ₄ SO ₂	H ₃ PO ₄ SO ₂	SO ₂ H ₂ O

Проверьте свои знания

- К химическим явлениям относится процесс:
 - превращения воды в пар;
 - превращения негашёной извести в гашёную;
 - образования инея на деревьях;
 - кристаллизации расплава алюминия.
- Общая масса всех веществ, участвующих в химической реакции:
 - увеличивается;
 - уменьшается;
 - может как увеличиваться, так и уменьшаться;
 - не изменяется.
- Взаимодействие оксида железа(III) с соляной кислотой относится к реакциям:
 - соединения;
 - разложения;
 - обмена;
 - замещения.
- К растворимым в воде электролитам относится:
 - карбонат натрия;
 - гидроксид меди(II);
 - хлорид серебра;
 - сульфат бария.
- С образованием гидроксид-ионов в водном растворе диссоциируют:
 - кислоты;
 - щёлочи;
 - оксиды;
 - средние соли.

6. Наибольшее число ионов образуется в растворе при полной диссоциации 1 моль
 1) NH_4Cl ; 2) H_2SO_4 ; 3) AlCl_3 ; 4) NaNO_3 .
7. Сокращённому ионному уравнению $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ соответствует взаимодействие между:
 1) растворами сульфата меди(II) и гидроксида натрия;
 2) оксидом меди(II) и раствором гидроксида калия;
 3) раствором хлорида меди(II) и гидратом аммиака;
 4) медью и гидроксидом натрия.
8. В водном растворе не могут одновременно существовать ионы:
 1) Na^+ и SO_4^{2-} ; 2) H^+ и CO_3^{2-} ; 3) Ag^+ и NO_3^- ; 4) K^+ и OH^- .
9. Установите соответствие между схемой превращения и изменением степени окисления азота в ней.

Схема превращения	Изменение степени окисления азота
А) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$	1) $\overset{+2}{\text{N}} \rightarrow \overset{+3}{\text{N}}$
Б) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$	2) $\overset{+4}{\text{N}} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}$
В) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$	3) $\overset{+5}{\text{N}} \rightarrow \overset{+3}{\text{N}}$
	4) $\overset{+4}{\text{N}} \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}$
	5) $\overset{+2}{\text{N}} \rightarrow \overset{+4}{\text{N}}$

Примените свои знания

Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, схема которой $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, равна:
 1) 16; 2) 18; 3) 20; 4) 22.

§ 41. ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

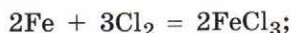
Химические свойства простых веществ

Об относительной активности *металлов* можно судить по их положению в электрохимическом ряду напряжений металлов: чем левее стоит металл в ряду, тем он активнее.

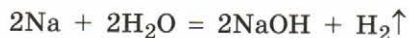


Для металлов характерны следующие химические свойства:

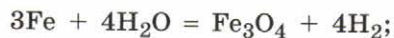
- взаимодействие с неметаллами с образованием солей бескислородных кислот (или солеподобных соединений):



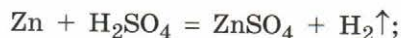
• взаимодействие с водой с образованием щелочей и водорода (для щелочных и щёлочноземельных металлов):



или с перегретым водяным паром с образованием оксида металла и водорода (для металлов средней активности, например, железа):



• взаимодействие с кислотами с образованием соли и водорода (для металлов, стоящих в электрохимическом ряду напряжений до водорода, кроме щелочных и щёлочноземельных металлов):

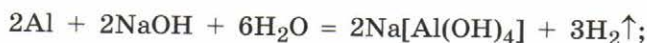


• взаимодействие с растворами солей менее активных металлов с образованием новой соли и выделением менее активного металла:



Можно отметить ряд специфических свойств, характерных для отдельных групп металлов. Например:

• некоторые металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, взаимодействуют со щелочами с образованием комплексного соединения этого металла и выделением водорода:



• активные металлы способны вытеснять менее активные из их оксидов:



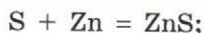
• некоторые активные металлы способны окисляться кислотными оксидами:



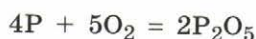
• металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов, способны реагировать с азотной и концентрированной серной кислотами (см. табл. 7).

Для *неметаллов* характерны следующие химические свойства:

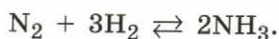
• взаимодействие с металлами с образованием солей бескислородных кислот (или солеподобных соединений):



• взаимодействие с другими неметаллами с образованием бинарных соединений, в частности оксидов:



или водородных соединений неметаллов:



Можно отметить ряд специфических свойств, характерных для отдельных групп металлов. Например:

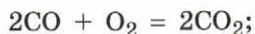
• более активный галоген вытесняет менее активный из раствора его соли:



• галогены, а также сера и фосфор реагируют с растворами щелочей с образованием смеси солей:



• кислород окисляет сложные вещества, содержащие атомы, способные повысить свою степень окисления:



Химические свойства сложных веществ

В таблице 8 приведены характерные химические свойства *солеобразующих оксидов*.

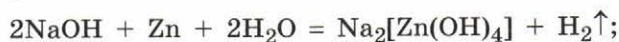
Таблица 8

Характерные химические свойства солеобразующих оксидов

Свойства \ Группа оксидов	Основ́ные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
Образуют соль и воду в реакции обмена при взаимодействии	С кислотами	С основаниями	И с кислотами, и с основаниями
Образуют соль в реакции соединения при взаимодействии	С кислотными и амфотерными оксидами	С основ́ными и амфотерными оксидами	С основ́ными и кислотными оксидами
Образуют растворимый гидроксид при взаимодействии с водой	Щёлочи	Кислородсодержащие кислоты	Не взаимодействуют с водой

Для растворимых в воде оснований (*щелочей*) характерны следующие химические свойства:

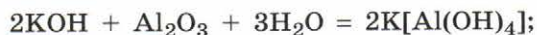
• взаимодействие с некоторыми металлами, образующими амфотерные оксиды и гидроксиды, с образованием комплексного соединения и выделением водорода:



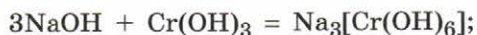
• взаимодействие с кислотными оксидами с образованием соли и воды:



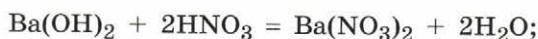
• взаимодействие с амфотерными оксидами с образованием комплексного соединения:



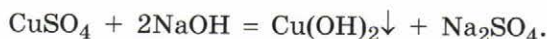
• взаимодействие с амфотерными гидроксидами с образованием комплексного соединения:



- взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:

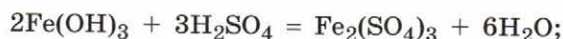


- взаимодействие с растворами солей с образованием нерастворимого в воде основания (амфотерного гидроксида) и новой соли:



Для *нерастворимых в воде оснований* характерны следующие химические свойства:

- взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:

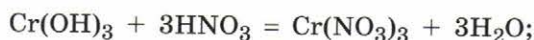


- термическое разложение:



Для *амфотерных гидроксидов* характерны следующие химические свойства:

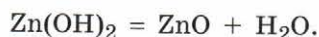
- взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:



- взаимодействие со щелочами с образованием комплексного соединения и воды:

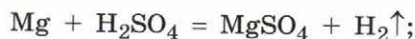


- термическое разложение:

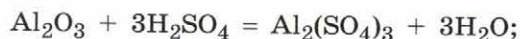
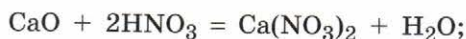


Для *кислот* характерны следующие химические свойства:

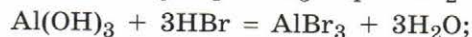
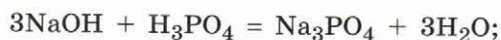
- взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода (кроме щелочных и щелочноземельных), с образованием соли и выделением водорода:



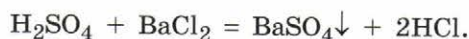
- взаимодействие с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



- взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:

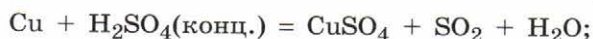
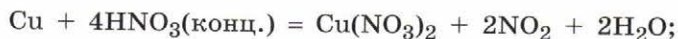


- взаимодействие с солями по реакции ионного обмена с образованием новой соли и кислоты:

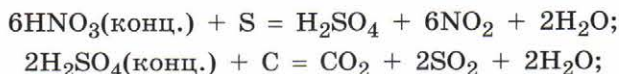


Можно отметить некоторые специфические свойства, присущие отдельным группам кислот:

- кислоты-окислители (азотная, концентрированная серная) при взаимодействии с металлами не образуют водород, вместо него образуются продукты восстановления азота или серы (см. табл. 7):



- кислоты-окислители (азотная, концентрированная серная) способны взаимодействовать с неметаллами, при этом образуются продукты окисления неметалла:



- нестабильные кислоты разлагаются при нагревании или даже при комнатной температуре:

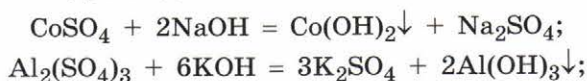


Для солей характерны следующие химические свойства:

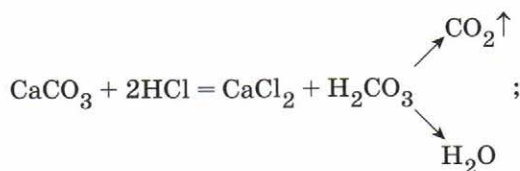
- взаимодействие с металлами, более активными, чем тот, который входит в состав соли (кроме щелочных и щёлочноземельных), с образованием новой соли (обязательно растворимой в воде) и выделением менее активного металла:



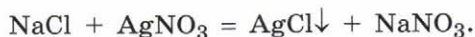
- взаимодействие со щелочами с образованием нерастворимого в воде основания или амфотерного гидроксида:



- взаимодействие с кислотами по реакции ионного обмена с образованием новых соли и кислоты:



- взаимодействие с солями по реакции ионного обмена с образованием двух новых солей:



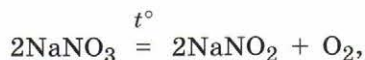
Многие соли при нагревании разлагаются. Продукты разложения определяются природой входящих в их состав катиона и аниона.

Например:

- карбонаты металлов разлагаются с образованием оксида металла и углекислого газа:



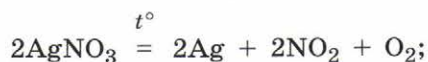
- нитраты в зависимости от активности металла разлагаются с выделением кислорода (нитраты активных металлов до магния):



или оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода (для металлов от магния до меди включительно);



или металла, оксида азота(IV) и кислорода (для малоактивных металлов после меди):



• твёрдые соли аммония и галогеноводородных кислот разлагаются на аммиак и галогеноводород:



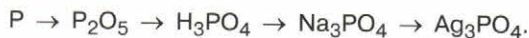
Проверьте свои знания

- И магний, и медь взаимодействуют с:
 - раствором нитрата свинца(II);
 - разбавленной серной кислотой;
 - хлором;
 - с раствором гидроксида калия.
- Химическая реакция возможна между:
 - оксидом фосфора(V) и раствором гидроксида натрия;
 - оксидом меди(II) и водой;
 - растворами хлорида натрия и сульфата калия;
 - гидроксидом железа(III) и магнием.
- Сульфат меди(II) в растворе не реагирует с:
 - железом;
 - гидроксидом натрия;
 - хлоридом бария;
 - нитратом цинка.
- И гидроксид калия, и серная кислота могут взаимодействовать с:
 - алюминием;
 - хлором;
 - оксидом магния;
 - нитратом бария.
- С оксидом натрия реагирует каждое из двух веществ:
 - кислород и вода;
 - оксид углерода(IV) и оксид бария;
 - калий и азотная кислота;
 - вода и оксид фосфора(V).
- Разбавленная серная кислота не взаимодействует с:
 - оксидом кремния;
 - магнием;
 - оксидом алюминия;
 - карбонатом калия.
- С гидроксидом натрия взаимодействует вещество, формула которого:
 - $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$;
 - NH_3 ;
 - CaO ;
 - O_2 .
- Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

Исходные вещества	Продукты реакции
А) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	1) Na_2SO_4
Б) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$	2) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
В) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$	3) $\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

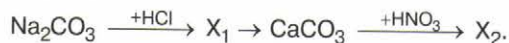
Примените свои знания

1. Дана цепочка превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для последнего превращения составьте сокращённое ионное уравнение.

2. Дана цепочка превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для первого превращения составьте сокращённое ионное уравнение.

§ 42. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Определение кислотности среды с помощью индикаторов

Определить кислотность среды можно при помощи кислотно-основных индикаторов. Различные индикаторы в кислой, нейтральной или щелочной среде приобретают специфическую окраску (табл. 9).

Таблица 9

Таблица индикаторов

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде	Окраска индикатора в кислой среде
Лакмус	Фиолетовая	Синяя	Красная
Метилловый оранжевый	Оранжевая	Жёлтая	Красно-розовая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая	Бесцветная

Качественные реакции в неорганической химии

Состав неорганических веществ определяют с помощью *качественных реакций*, т. е. таких реакций, которые при наличии определяемого иона дают характерный визуальный эффект: изменение окраски, выпадение осадка, выделение газа и др. Вещество, с помощью которого проводят качественную реакцию, называют *реагентом*.

В таблице 10 приведены некоторые качественные реакции на неорганические ионы, а также некоторые газообразные вещества.

Таблица 10

Качественные реакции на ионы и некоторые газообразные вещества

Ион или вещество	Реагент	Аналитический эффект
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого мелкодисперсного осадка
SO_3^{2-}	H^+ , t°	Появление запаха сернистого газа, покраснение лакмусовой бумаги
S^{2-}	Pb^{2+}	Выпадение чёрного осадка
CO_3^{2-}	H^+	Бурное выделение газа
Cl^-	Ag^+	Выпадение белого творожистого осадка, темнеющего на воздухе
Br^-	Ag^+	Выпадение творожистого осадка светло-жёлтого цвета
I^-	Ag^+	Выпадение жёлтого творожистого осадка

Ион или вещество	Реагент	Аналитический эффект
PO_4^{3-}	Ag^+	Выпадение жёлтого осадка
Fe^{2+}	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Выпадение синего осадка
Fe^{3+}	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Выпадение синего осадка
	NH_4SCN	Криваво-красная окраска раствора
$\text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	OH^-	Выпадение белого студенистого осадка, растворяющегося в избытке щёлочи
Cu^{2+}	OH^-	Выпадение студенистого осадка голубого цвета
Na^+	—	Окрашивание пламени в жёлтый цвет
K^+	—	Окрашивание пламени в фиолетовый цвет
Ca^{2+}	—	Окрашивание пламени в красный цвет
Pb^{2+}	I^-	Выпадение жёлтого осадка
NH_4^+	OH^-, t°	Появление запаха аммиака, посинение лакмусовой бумаги, появление тумана при поднесении стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой
CO_2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Помутнение известковой воды
O_2	—	Вспыхивание тлеющей лучинки
H_2	—	«Лающий» хлопок при поджигании

Получение неорганических веществ

В таблице 11 приведены способы промышленного получения некоторых важнейших неорганических веществ — металлов, неметаллов, кислот, щелочей.

Таблица 11

Промышленное получение некоторых неорганических веществ

Вещество	Сырьё	Химизм получения	Особенности технологического процесса
1. Кислоты			
H_2SO_4	S, H_2S , FeS_2	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ $(\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2)$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	При обжиге пирита используется метод кипящего слоя. На стадии окисления оксида серы(IV) применяется катализатор V_2O_5
HNO_3	NH_3	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow 4\text{HNO}_3$	Первая стадия — каталитическое окисление аммиака на железном катализаторе

Вещество	Сырьё	Химизм получения	Особенности технологического процесса
HCl	H ₂ , Cl ₂ или другие	$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	Горение водорода в хлоре. Растворение хлороводорода в воде
H ₃ PO ₄	P (красный)	$2P + 8H_2O \rightarrow 2H_3PO_4 + 5H_2$ или $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5,$ $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$	
2. Щёлочи			
NaOH(КОН)	NaCl (KCl)	$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2NaOH + Cl_2 + H_2$	Электролиз концентриро- ванных растворов хлорида натрия (калия)
	Na ₂ CO ₃ (K ₂ CO ₃)	$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3$	Кипячение раствора соды (поташа) с известковым молоком
Ca(OH) ₂	CaO	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	Гашение извести, сильно экзотермический процесс
3. Металлы и сплавы			
Щелочные металлы (Na)	NaCl NaOH	$2NaCl (\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Na + Cl_2$	Электролиз расплавов хлорида или гидроксида натрия с добавками, по- нижающими температуры плавления веществ
		$4NaOH (\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 4Na + O_2 + 2H_2O$	
Al	Al ₂ O ₃ (бокситы)	$2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4Al + 3O_2$ (приведён условный химизм)	Электролиз раствора бокси- тов в расплавленном крио- лите K ₃ [AlF ₆]
Чугун	Fe ₂ O ₃ , Fe ₃ O ₄ (бурый, магнитный железняк)	$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$ $Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$	Восстановление железных руд коксом (генерирующий восстановитель — оксид углерода(II) в доменных печах
Сталь	Чугун (передель- ный)	$C + O_2 \rightarrow CO_2$	Выжигание излишка углеро- да в чугуне кислородом или воздухом в мартеновских печах или электропечах
4. Неметаллы			
O ₂ , N ₂ , Ar	Воздух	Химические взаимодействия отсутствуют	Фракционная перегонка сжиженного воздуха

Вещество	Сырьё	Химизм получения	Особенности технологического процесса
P	Ca ₃ (PO ₄) ₂ (апатиты, фосфориты)	Ca ₃ (PO ₄) ₂ + 5C + 3SiO ₂ → → 3CaSiO ₃ + 2P + 5CO	При нагревании смеси измельчённой руды, восстановителя и оксида кремния образуются пары белого фосфора
S	H ₂ S, SO ₂	2H ₂ S + SO ₂ → 3S + 2H ₂ O	Сероводород, содержащийся в природном газе, побочных газах нефтепереработки и металлургии (получение Cu, Ni), окисляют оксидом серы(IV)
Si	SiO ₂	SiO ₂ + 5C + CaO → → Si + CaC ₂ + 3CO или SiO ₂ + 2Mg → Si + 2MgO	Получение технического кремния
	SiCl ₄	SiCl ₄ + 2H ₂ → Si + 4HCl	Получение полупроводникового (чистого) кремния
	SiH ₄	SiH ₄ → Si + 2H ₂	

Проверьте свои знания

- Сырьём для промышленного получения азотной кислоты является:
 - азот; 2) оксид азота(II); 3) аммиак; 4) хлорид аммония.
- Доказать состав хлорида бария можно с помощью пары реагентов, формулы которых:
 - H₂SO₄ и AgNO₃; 3) NaOH и NH₄SCN;
 - Cu(OH)₂ и H₂SO₄; 4) AgNO₃ и Pb(NO₃)₂.
- Верны ли следующие суждения о второй стадии промышленного получения серной кислоты?
 - Окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI) — обратимая реакция.
 - Окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI) — каталитическая реакция.
 - Верно только А; 2) верно только Б; 3) верны оба суждения; 4) оба суждения неверны.
- Щелочные металлы получают:
 - восстановлением оксидов металлов водородом;
 - электролизом расплавов щелочей;
 - электролизом растворов их солей;
 - вытеснением из растворов солей более активными металлами.
- Установите соответствие между веществом и реагентами, взаимодействием между которыми это вещество может быть получено.

Вещество	Реагенты
А) медь	1) оксид меди(II) и вода
Б) гидроксид меди(II)	2) медь и кислород
В) оксид меди(II)	3) оксид меди(II) и водород
	4) хлорид меди(II) и гидроксид натрия
	5) медь и вода

6. Фракционной перегонкой воздуха получают:
- 1) углекислый газ;
 - 2) водород;
 - 3) аммиак;
 - 4) азот.
7. Методом вытеснения воды можно собирать:
- 1) кислород;
 - 2) аммиак;
 - 3) хлороводород;
 - 4) фтор.
8. Какую из приведённых реакций используют для получения аммиака в лаборатории?
- 1) Взаимодействие хлорида аммония с гидроксидом кальция;
 - 2) синтез из водорода и азота;
 - 3) взаимодействие разбавленной азотной кислоты с магнием;
 - 4) термическое разложение хлорида аммония.
9. Фенолфталеин имеет малиновую окраску в растворе:
- 1) азотной кислоты;
 - 2) хлорида натрия;
 - 3) сульфата лития;
 - 4) гидроксида калия.
10. Кислород в лаборатории получают разложением:
- 1) пероксида натрия;
 - 2) азотной кислоты;
 - 3) перманганата калия;
 - 4) оксида марганца(IV).

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1.

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Опыт 1. Получение амфотерного гидроксида

Налейте в пробирку 2 мл раствора сульфата алюминия. Добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Налейте в пробирку 3 мл раствора гидроксида натрия. Добавляйте по каплям раствор сульфата алюминия. Что наблюдаете? Почему не выпадает осадок гидроксида алюминия? Сделайте вывод о влиянии порядка добавления реагентов на результат химической реакции.

Опыт 2. Свойства амфотерного гидроксида

В две пробирки налейте по 2 мл раствора сульфата цинка. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до получения студенистого осадка.

В первую пробирку прилейте 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Какие свойства проявляет гидроксид цинка в данной реакции?

Во вторую пробирку прилейте избыток раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Какие свойства проявляет гидроксид цинка в данной реакции?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2.

ИЗУЧЕНИЕ ФАКТОРОВ, ВЛИЯЮЩИХ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции

В первую пробирку налейте 3 мл раствора серной кислоты, во вторую — 3 мл уксусной кислоты такой же концентрации. В каждую из пробирок добавьте по одной грануле алюминия. Что наблюдаете? Сравните скорость выделения газа в обеих пробирках. Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции. Сформулируйте гипотезу, почему реакция с уксусной кислотой протекает медленнее. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Влияние концентрации вещества на скорость реакции

В первую пробирку налейте 4 мл раствора серной кислоты, во вторую — 1 мл раствора серной кислоты и 3 мл воды. В какой из пробирок концентрация кислоты больше? Во сколько раз?

В каждую пробирку добавьте по одной грануле цинка. Что наблюдаете? Сделайте вывод о влиянии концентрации веществ на скорость химической реакции. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции

Налейте в пробирку 3 мл соляной кислоты и опустите в неё стальную скрепку. Подождите 2 минуты. Что наблюдаете?

Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагревайте содержимое в пламени спиртовки (не доводите жидкость до кипения!). Что наблюдаете? Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Налейте в пробирку 3 мл раствора пероксида водорода. Происходят ли видимые изменения с раствором? Добавьте в пробирку немного (на кончике шпателя) порошка оксида марганца(IV). Что наблюдаете? Какую роль играет оксид марганца(IV) в данной реакции? Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции. Напишите уравнение химической реакции разложения пероксида водорода.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3.

РЕШЕНИЕ

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ

ПО ТЕМЕ «МЕТАЛЛЫ»

Опыт 1. Осуществление цепочки превращений

Проведите химические реакции, с помощью которых можно осуществить превращения по схеме



Все опыты проводите в одной пробирке, добавляя по каплям следующий реагент до прекращения признаков протекания реакции.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Получение соединений металлов и изучение их свойств

Используя предложенные вам реактивы, получите хлорид железа(II). Докажите наличие иона Fe^{2+} в полученном растворе.

Используя в качестве окислителя пероксид водорода, получите из хлорида железа(II) хлорид железа(III). Докажите наличие иона Fe^{3+} в полученном растворе.

Переведите ион Fe^{3+} в осадок в виде гидроксида железа(III).

Напишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Распознавание соединений металлов

В четырёх пронумерованных пробирках без этикеток находятся кристаллические соли: сульфат магния, сульфат цинка, сульфат натрия, карбонат кальция. С помощью предложенных вам реактивов распознайте каждую соль. Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярной и ионной формах.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4. ПОЛУЧЕНИЕ ГАЗОВ И РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «НЕМЕТАЛЛЫ»

Опыт 1. Получение, сбор и распознавание водорода

Поместите в пробирку (рис. 113), закреплённую в штативе вертикально, 2 гранулы цинка и налейте 3 мл соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с вертикальной газоотводной трубкой. На трубку наденьте пробирку. Подождите 2—3 минуты, чтобы верхняя пробирка наполнилась водородом. Осторожно снимите пробирку с водородом и, не переворачивая её, а слегка наклонив, поднесите отверстием к пламени спиртовки. Каков характер получившегося хлопка? О чём это свидетельствует?

Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 2. Получение, сбор и распознавание углекислого газа

Поместите в пробирку, закреплённую в штативе наклонно, кусочек мрамора. Налейте 2—3 мл соляной кислоты и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой (рис. 114). Опустите свободный конец трубки в пробирку, содержащую известковую воду, так, чтобы пузырьки выделяющегося газа проходили через раствор. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

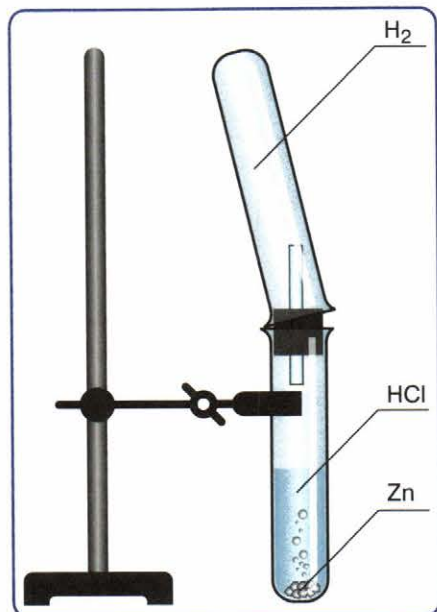


Рис. 113. Прибор для получения водорода

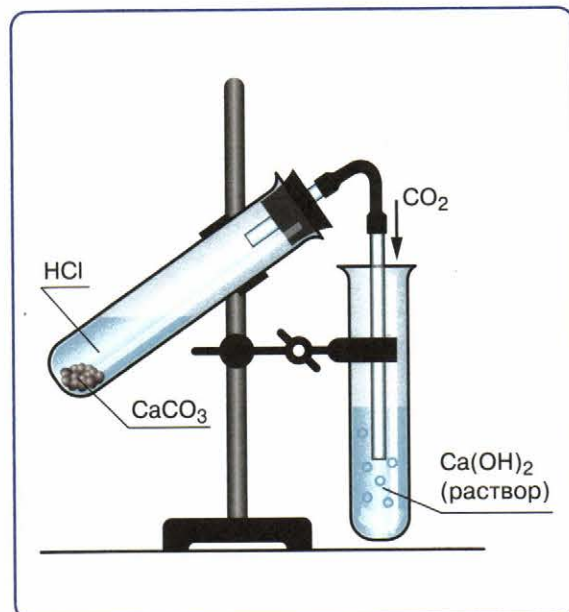


Рис. 114. Прибор для получения углекислого газа

Опыт 3. Изучение состава солей

Докажите опытным путём, что в состав хлорида аммония входят катион аммония NH_4^+ и хлорид-анион Cl^- .

Докажите опытным путём, что в состав сульфата аммония входят катион аммония NH_4^+ и сульфат-анион SO_4^{2-} .

Докажите опытным путём, что в состав гидрокарбоната аммония входят катион аммония NH_4^+ и гидрокарбонат-анион HCO_3^- .

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Распознавание соединений неметаллов

В четырёх пробирках под номерами без этикеток находятся кристаллические соли: сульфат калия, хлорид магния, карбонат натрия, силикат натрия. С помощью предложенных вам реактивов распознайте каждую соль, проведя качественные реакции на анионы. Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярной и ионной формах.

Предметный указатель

- Адсорбция 159
Азот 141
— химические свойства 142
— применение 143
— оксиды 148
Азотистая кислота 148
— — соли 149
Азотная кислота 149—151
— — соли 151
— — химические свойства 198
Алебастр 88
Аллотропия 108
Алмаз 157
Алюминий 89—91
— соединения 91—93
Алюминотермия 78
Аминогруппа 182
Аминокислоты 182
Аммиак 57, 144—145
— получение 57
— применение 145
— соли аммония 145
— химические свойства 144—145
Аммиачная вода 160
Аморфные вещества 21
Амфотерность 15
Английская (горькая) соль 88
Асбест 167
Атмосфера 43
Ацетилен 174
- Баритовая вода 87
Белки 183
Бертолле правило 197
Бинарные соединения 17
Благородные металлы 45
Бром 119
Бронза 74
- Вещества простые и сложные 17
Водород 112—114
— изотопы 112
— получение 114
— химические свойства 113—114
Воздух
— состав 44
— фракционная перегонка 52
Воронение 102
Восстановитель 36
Восстановление 35
- Галогеноводороды 121—124
Галогены 116
— химические свойства 117
Гидроксиды 19
Гидрометаллургия 49
Гидросфера 43
Гипс 87
Глауберова соль 83
Глицерин 179
Графит 158
- Домна 48
Донорно-акцепторный механизм 145
Дюралюминий 74
- Железный купорос 97
Железо 94
— соединения 96
Жирные кислоты 181
Жиры 181
- «Зелёная» химия 66
- Известковая вода 87
Известковое молоко 87
Известь 86
Изменение свойств химических элементов по группе и периоду 7—8
Индикаторы 206
Иод 119
- Карбид (карборунд) 160
Карбоновые кислоты 180
Катализ 33
Катализатор 33
Качественные реакции 25, 205
— — на катионы железа 97—98, 206
— — на ионы щелочных металлов 82, 206
— — на углекислый газ 87, 206
— — на галогенид-ионы 123, 124, 206
— — на катион аммония 146, 206
— — на фосфат-анион 155, 206
— — на двойную связь 176, 206
— — на многоатомные спирты 179, 206
— — на белки 184, 206
Керамика 62
Кислород 125
— химические свойства 126
— применение 128
Кислотные дожди 64

- Кислоты 19
 — классификация 19
 — химические свойства 202
 Классификация
 — неорганических веществ 192
 — оксидов 192
 — оснований 193
 — кислот 193
 — солей 20, 194
 — химических реакций 196
 — химических соединений по агрегатному состоянию 20
 — — по растворимости в воде 21
 — — по элементному составу 17
 — химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ 27
 — — — по наличию катализатора 28
 — — — по тепловому эффекту 26
 — — — по числу и составу реагентов и образующихся веществ 23
 Коксохимическое производство 159
 Конвектор 49
 Коррозия 99—102
 Кремниевая кислота 169
 — — соли 169
 Кремний 166
 — оксид 168
 — применение 169
 — химические свойства 168
 Кристаллическая решётка 20 191
 — — металлическая 72
 Кристаллогидраты 88
 Кровяные соли 97
- Легирующая добавка 101
 Летучие водородные соединения 18
 Литосфера 41
 Лужение 101
 Люминофоры 135
- Металлотермия 49
 Металлургия 47
 Металлы
 — положение в Периодической системе 71
 — строение атомов 70
 — физические свойства 72
 — химические свойства 76—78
 Метан 174
 Метод электронного баланса 36
 Молярная концентрация 30
 Мыла 181
- Нейтрон 6
 Неметаллы
 — в природе 51
 — общая характеристика 106
 — способы получения 52
 — физические свойства 107
 — химические свойства 108—111
 Неорганические вещества 207, 208
 Неэлектролиты 196
 Нормальные условия 20
- Озоновая дыра 65
 Окисление 35
 Окислитель 36
 Оксиды 18
 — несолеобразующие 18
 — солеобразующие 18, 201
 Оптическое волокно 62
 Органическая химия 174
 Осадочные породы 42
 Основания 19
 — растворимые (щёлочи) 81, 202
 — нерастворимые 202
- Парниковый эффект 65
 Периодический закон 6
 Пирометаллургия 47
 Поваренная соль 82
 Полезные ископаемые 42
 Поташ 83
 Признаки химических реакций 196
 Природные соединения металлов 46
 Пропан 175
 Протон 6
 Простые вещества 200—201
- Реакции
 — гетерогенные 27
 — гомогенные 27
 — горения 27
 — дегидрирования 176
 — замещения 24
 — ионного обмена 197
 — каталитические 28
 — качественные 25
 — нейтрализации 25
 — некаталитические 28
 — необратимые 27
 — обмена 25
 — обратимые 28
 — окислительно-восстановительные 34, 197
 — разложения 24
 — соединения 23
 — ферментативные 28
 — экзотермические 26
 — эндотермические 26
 Рубин 91

- Руды 42
Ряд напряжений металлов 76
Ряд электроотрицательности 108
- Сажа 158
Сапфир 92
Селитры 83
Сера 130
— химические свойства 131
— применение 132
— оксиды 136—138
Серная кислота 138
— — получение 55
— — соли 139
— — химические свойства 139, 198
Сернистая кислота 138
— — соли 139
Серный колчедан 55
Сероводород 133
Силан 168
Силикатная промышленность 60
Силумин 170
Скорость химической реакции 30
Сложные вещества
— — химические свойства 201
Слюда 167
Сода 165
— техническая 83
Соли
— кислые 20
— комплексные 15, 20
— основные 20
— средние 19
— химические свойства 203
Спирты 178
Сталь 48
— нержавеющая 102
Стандартные условия 20
Стекло 61
Степень окисления 8, 189
Строение вещества 188
Строение Земли 40
Структурная формула 175
Сульфаты 130
Сульфиды 134
- Тепловой эффект химической реакции 26
Термохимические уравнения 26
Технологические принципы химического производства 55—57
- Углеводороды 174
— предельные 175
— непредельные 175
Углерод 156
— оксиды 162—163
— химические свойства 160
Уголь активированный 159
Угольная кислота 163
— — соли 164
Уксусная кислота 179
- Фарфор 62
Фаянс 63
Физический смысл символики
Периодической системы 188
Фосфор 152
— оксиды 154
— химические свойства 154
Фосфорная кислота 154
— — соли 155
Фтор 117
- Халькогены 125
Характеристика химического элемента 10, 11
Химическая связь 188, 191
Химический элемент 7
Хлор 119
Хрусталь горный 167
- Цемент 61
- Чугун 48
— химические свойства 202
- Щелочные металлы 80
— — соединения 81—83
Щелочноземельные металлы 85
— — соединения 86—88
- Электролиз
— расплавов 49
— растворов 53
Электролитическая диссоциация 196
Электролиты 196
Электрометаллургия 49
Энергетический уровень 7
Этан 175
Этилен (этен) 176
Этиловый спирт (этанол) 178

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ

Ионы	H ⁺ водорода	Ag ⁺ серебра	Al ³⁺ алюминия	Ba ²⁺ бария	Ca ²⁺ кальция	Co ²⁺ кобальта (II)	Cr ³⁺ хрома (III)	Cu ²⁺ меди(II)	Fe ²⁺ железа (II)	Fe ³⁺ железа (III)	K ⁺ калия	Li ⁺ лития	Mg ²⁺ магния	Mn ²⁺ марганца (II)	Na ⁺ натрия	NH ₃ аммиака	Ni ²⁺ никеля (II)	Pb ²⁺ свинца (II)	Sn ²⁺ олова(II)	Si ²⁺ кремния	Zn ²⁺ цинка
Br ⁻ бромид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻ ацетат	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻ карбонат	М	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻ хлорид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
F ⁻ фторид	Р	Р	М	М	Н	Р	М	Р	М	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М
I ⁻ иодид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
NO ₃ нитрат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₂ нитрит	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
OH ⁻ гидроксид	Р	Н	Н	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻ фосфат	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
S ²⁻ сульфид	М	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻ сульфит	М	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₄ ²⁻ сульфат	Р	М	Р	Н	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻ силикат	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н

Р растворимое, в литре воды при 25°C растворится не менее 0,1 моля данного соединения
М малорастворимое, в литре воды при 25°C растворится от 0,01 до 0,1 моля данного соединения
Н нерастворимое, в литре воды при 25°C растворится менее 0,01 моля данного соединения
- такое соединение не существует или оно реагирует с водой (разлагается)

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕННЫХ МЕТАЛЛОВ

+nē		← Восстановительная способность ↓																+nē			
Li	K	Ba	Ca	Na	La	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,80	+0,85	+1,52
Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	La ³⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺

↑ Окислительная способность

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

	H ⁺	NH ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ³⁺	Pb ²⁺
O⁻²			62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO₃⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO₃⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	294	287
SO₄⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO₃⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO₃⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO₄⁻	98	140	164	212	602	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ЭЛЕМЕНТОВ

ГРУППЫ

П Е Р И О Д Ы	1	IA	1	2	IIA														
	1	Н	1																
	2	Li	3	Be	4														
	3	Na	11	Mg	12														
	4	K	19	Ca	20	Sc	21	Ti	22	V	23	Cr	24	Mn	25	Fe	26	Co	27
	5	Rb	37	Sr	38	Y	39	Zr	40	Nb	41	Mo	42	Tc	43	Ru	44	Rh	45
	6	Cs	55	Ba	56	La	57	Hf	72	Ta	73	W	74	Re	75	Os	76	Ir	77
7	Fr	87	Ra	88	Ac	89	Rf	104	Db	105	Sg	106	Bh	107	Hs	108	Mt	109	

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР
(ЧИСЛО ПРОТОНОВ)

ХИМИЧЕСКИЙ СИМВОЛ

НАЗВАНИЕ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ
АТОМНАЯ МАССА

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ
ВНЕШНЕГО СЛОЯ

8

О

КИСЛОРОД

15,9994

2s²2p⁴



Неметаллы



Металлы,
образующие амфотерные
оксиды и гидроксиды



Металлы,
образующие основные
оксиды и гидроксиды

● ЛАНТАНОИДЫ

● АКТИНОИДЫ

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm
ЦЕРИЙ	ПРАЗЕОДИМ	НЕОДИМ	ПРОМЕТИЙ	САМАРИЙ
140,12	140,9077	144,24	(145)	150,35
4f ¹ 6d ¹ 6s ²	4f ⁵ 6s ²	4f ⁵ 6s ²	4f ⁶ 6s ²	4f ⁶ 6s ²
Th	Pa	U	Np	Pu
ТОРИЙ	ПРОТАКТИНИЙ	УРАН	НЕПТУНИЙ	ПЛУТОНИЙ
232,0381	231,04	238,0289	(237)	(244)
5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	5f ² 6d ¹ 7s ²	5f ³ 6d ¹ 7s ²	5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	5f ⁶ 6d ⁰ 7s ²

СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР
(ЧИСЛО ПРОТОНОВ)

ГРАНИЦА МЕЖДУ МЕТАЛЛАМИ
И НЕМЕТАЛЛАМИ

ГРУППЫ
VIII

										VIII A		Г Р У П П Ы
										He ²	1	
										ГЕЛИЙ 4,002602 1s ²		
		IIIA	VIA	VA	VIA	VIIA	VIII A		Ne ¹⁰	2		
		БОР	УГЛЕРОД	АЗОТ	КИСЛОРОД	ФТОР	НЕОН		20,179 2s ² 2p ⁶			
		10,811 2s ² 2p ¹	12,011 2s ² 2p ²	14,0067 2s ² 2p ³	15,9994 2s ² 2p ⁴	18,998403 2s ² 2p ⁵						
		Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸		3			
		АЛЮМИНИЙ	КРЕМНИЙ	ФОСФОР	СЕРА	ХЛОР	АРГОН		39,948 3s ² 3p ⁶			
		26,98154 3s ² 3p ¹	28,0855 3s ² 3p ²	30,97376 3s ² 3p ³	32,066 3s ² 3p ⁴	35,453 3s ² 3p ⁵						
	IB	IIIB										
Ni ²⁸	Cu ²⁹	Zn ³⁰	Ga ³¹	Ge ³²	As ³³	Se ³⁴	Br ³⁵	Kr ³⁶	4			
НИКЕЛЬ	МЕДЬ	ЦИНК	ГАЛЛИЙ	ГЕРМАНИЙ	МЫШЬЯК	СЕЛЕН	БРОМ	КРИПТОН				
58,69 3d ⁸ 4s ²	63,546 3d ¹⁰ 4s ¹	65,39 3d ¹⁰ 4s ²	69,723 4s ² 4p ¹	72,59 4s ² 4p ²	74,9216 4s ² 4p ³	78,96 4s ² 4p ⁴	79,904 4s ² 4p ⁵	83,80 4s ² 4p ⁶				
Pd ⁴⁶	Ag ⁴⁷	Cd ⁴⁸	In ⁴⁹	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te ⁵²	I ⁵³	Xe ⁵⁴	5			
ПАЛЛАДИЙ	СЕРЕБРО	КАДМИЙ	ИНДИЙ	ОЛОВО	СВЬРМА	ТЕЛЛУР	ЙОД	КСЕНОН				
106,42 4d ¹⁰ 5s ⁹	107,8682 4d ¹⁰ 5s ¹	112,41 4d ¹⁰ 5s ²	114,82 5s ² 5p ¹	118,710 5s ² 5p ²	121,75 5s ² 5p ³	127,60 5s ² 5p ⁴	126,9045 5s ² 5p ⁵	131,29 5s ² 5p ⁶				
Pt ⁷⁸	Au ⁷⁹	Hg ⁸⁰	Tl ⁸¹	Pb ⁸²	Bi ⁸³	Po ⁸⁴	At ⁸⁵	Rn ⁸⁶	6			
ПЛАТИНА	ЗОЛОТО	РУТУЬ	ТАЛЛИЙ	СВИНЕЦ	ВИСМУТ	ПОЛОНИЙ	АСТАТ	РАДОН				
195,08 5d ⁹ 6s ¹	196,9665 5d ¹⁰ 6s ¹	200,59 5d ¹⁰ 6s ²	204,383 6s ² 6p ¹	207,2 6s ² 6p ²	208,9804 6s ² 6p ³	(209) 6s ² 6p ⁴	(210) 6s ² 6p ⁵	(222) 6s ² 6p ⁶				
Ds ¹¹⁰	Rg ¹¹¹	Cn ¹¹²	Nh ¹¹³	Fl ¹¹⁴	Mc ¹¹⁵	Lv ¹¹⁶	Ts ¹¹⁷	Og ¹¹⁸	7			
ДАРМШТАДТИЙ	РЕНТГЕНИЙ	КОПЕРНИЦИЙ	НИХОНИЙ	ФЛЕРОВИЙ	МОСКОВИЙ	ЛИВЕРМОРИЙ	ТЕННЕСИЙ	ОГАНЕСОН				
(281) 6d ⁹ 7s ¹	(281) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹	(285) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ²	(286) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹	(289) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ²	(288) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³	(293) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴	(294) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵	(294) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶				

В скобках указано массовое число наиболее устойчивого изотопа искусственного элемента.

Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	Lu ⁷¹
ЕВРОПИЙ	ГАДОЛИНИЙ	ТЕРБИЙ	ДИСПРОЗИЙ	ГОЛЬМИЙ	ЭРБИЙ	ТУЛИЙ	ИТТЕРИЙ	ЛЮТЕЦИЙ
151,96 4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	158,9254 4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	162,50 4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	164,9304 4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	167,26 4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	168,9342 4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	173,04 4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	174,967 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶	Bk ⁹⁷	Cf ⁹⁸	Es ⁹⁹	Fm ¹⁰⁰	Md ¹⁰¹	No ¹⁰²	Lr ¹⁰³
АМЕРИЦИЙ	КЮРИЙ	БЕРКЛИЙ	КАЛИФОРНИЙ	ЭЙНШТЕЙНИЙ	ФЕРМИЙ	МЕНДЕЛЕВИЙ	НОБЕЛИЙ	ЛОУРЕНСИЙ
(243) 5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	(247) 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	(247) 5f ⁹ 6d ⁰ 7s ²	(251) 5f ¹⁰ 6d ⁰ 7s ²	(252) 5f ¹¹ 6d ⁰ 7s ²	(257) 5f ¹² 6d ⁰ 7s ²	(258) 5f ¹³ 6d ⁰ 7s ²	(259) 5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ²	(260) 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

Оглавление

<i>Предисловие</i>	3
Глава I. Общая характеристика химических элементов, веществ и химических реакций	5
§ 1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома	6
§ 2. Характеристика химического элемента по его положению в Периодической системе Д. И. Менделеева	10
§ 3. Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам его соединений. Амфотерность	13
§ 4. Классификация химических соединений	17
§ 5. Классификация химических реакций	23
§ 6. Скорость химических реакций. Катализ	30
§ 7. Окислительно-восстановительные реакции	34
Глава II. Химическая организация природы. Природа — источник сырья для химической промышленности	39
§ 8. Химическая организация планеты Земля. Геологические оболочки Земли. Полезные ископаемые	40
§ 9. Металлы в природе. Понятие о металлургии	45
§ 10. Получение неметаллов	51
§ 11. Получение важнейших химических соединений	55
§ 12. Силикатная промышленность	60
§ 13. Охрана окружающей среды от химического загрязнения	64
Глава III. Металлы	69
§ 14. Положение металлов в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, строение атомов и кристаллов	70
§ 15. Общие химические свойства металлов	75
§ 16. Общая характеристика щелочных металлов	80
§ 17. Общая характеристика элементов IIА группы	85
§ 18. Алюминий и его соединения	89
§ 19. Железо и его соединения	94
§ 20. Коррозия металлов и способы защиты от неё	99
Глава IV. Неметаллы	105
§ 21. Общая характеристика неметаллов	106
§ 22. Водород	112
§ 23. Общая характеристика элементов VIIА группы — галогенов	116
§ 24. Соединения галогенов	121

§ 25. Халькогены. Кислород	125
§ 26. Сера	130
§ 27. Сероводород и сульфиды	133
§ 28. Кислородные соединения серы	136
§ 29. Азот	141
§ 30. Аммиак. Соли аммония	144
§ 31. Кислородсодержащие соединения азота	147
§ 32. Фосфор и его соединения	152
§ 33. Углерод	156
§ 34. Кислородсодержащие соединения углерода	162
§ 35. Кремний и его соединения	166
Глава V. Краткие сведения об органических соединениях	173
§ 36. Углеводороды	174
§ 37. Кислородсодержащие органические соединения	178
§ 38. Азотсодержащие органические соединения	182
Глава VI. Обобщение знаний по химии за курс основной школы. Подготовка к основному государственному экзамену (ОГЭ)	187
§ 39. Вещества	188
§ 40. Химические реакции	195
§ 41. Основы неорганической химии	199
§ 42. Методы познания веществ и химических реакций	205
Практическая работа № 1. Получение и свойства амфотерных гидроксидов	210
Практическая работа № 2. Изучение факторов, влияющих на скорость химических реакций	211
Практическая работа № 3. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»	212
Практическая работа № 4. Получение газов и решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»	213
Предметный указатель	215
Таблица растворимости	218
Относительные молекулярные массы неорганических соединений ...	219
Периодическая таблица элементов	220



770a9d6-e873-11e6-b8f4-0050569c7d18

Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич
Остроумов Игорь Геннадьевич
Сладков Сергей Анатольевич

Химия
9 класс

Учебное пособие
для общеобразовательных организаций

ЦЕНТР ЕСТЕСТВЕННО-МАТЕМАТИЧЕСКОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Редакция химии

Зав. редакцией *С. А. Сладков*

Ведущий редактор *А. Н. Евсеевичева*

Редактор *Г. А. Шипарёва*

Художественный редактор *Т. В. Глушкова*

Технический редактор *Н. Н. Бажанова*

Компьютерная вёрстка *В. И. Савельева*

Художественное оформление и макет *О. Г. Ивановой*

Дизайн обложки *А. И. Савченко*

Корректор *Е. В. Барановская*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000.

Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 08.06.17.

Формат 84×108¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура SchoolBookCSanPin.

Печать офсетная. Уч.-изд. л. 15,89. Тираж 1000 экз. Заказ № 991.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».
127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Отпечатано по заказу АО «ПолиграфТрейд» в типографии ОАО «Альянс «Югполиграфиздат»,
ВПК «Офсет», 400001 г. Волгоград, ул. КИМ, 6. Тел. (8442) 26-60-10.