

ХИМИЯ



9

О. С. Габриелян



ХИМИЯ

Учебник

Рекомендовано
Министерством
образования и науки
Российской Федерации

2-е издание, стереотипное



ВЕРТИКАЛЬ

Москва



2014



УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

Габриелян, О. С.

Г12 Химия. 9 класс : учебник / О. С. Габриелян. — 2-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2014. — 319, [1] с. : ил.

ISBN 978-5-358-13386-0

Учебник О. С. Габриеляна «Химия. 9 класс» вместе с учебником «Химия. 8 класс» составляет комплекс, который служит полным курсом химии для основной школы.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования и имеет гриф «Рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации».

Красочные иллюстрации, разнообразные вопросы и задания способствуют активному усвоению учебного материала.

**УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72**

ISBN 978-5-358-13386-0

© ООО «ДРОФА», 2013

Глава первая

Общая характеристика химических элементов и химических реакций

§ 1

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

Как и литературным героям, химическим элементам — «героям» химических процессов дают характеристики. Только если для первых в качестве первоисточника используют литературное произведение, то для вторых — Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева. Однако и в первом, и во втором случае необходим план.

Характеризуя химический элемент, будем придерживаться следующего плана.

1. Положение элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение его атомов.

2. Характер простого вещества (металл, неметалл).

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

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

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

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

7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов).

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

При этом будем руководствоваться уже известными вам из курса 8 класса основными закономерностями изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами главных подгрупп (А групп) и периодов Периодической системы Д. И. Менделеева (табл. 1).

**ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ
СВОЙСТВ АТОМОВ, ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ
И СОЕДИНЕНИЙ, ОБРАЗОВАННЫХ
ХИМИЧЕСКИМИ ЭЛЕМЕНТАМИ,
В ПРЕДЕЛАХ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП
И ПЕРИОДОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Т а б л и ц а 1

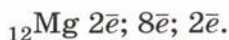
Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число заполняемых энергетических уровней	Увеличивается	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Окислительные свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Высшая степень окисления	Постоянная и равна номеру группы (N)	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Низшая степень окисления	Не изменяется и равна (8 - N)	Увеличивается от -4 до -1

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
Простые вещества	Металлические свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
Соединения элементов	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидроксида	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Основный → → Амфотерный → Кислотный Усиление кислотных свойств и ослабление основных Щёлочь → Нерастворимое основание → → Амфотерный гидроксид → → Кислота

Характеристика металла на примере магния.

1. Магний имеет порядковый номер в Периодической системе $Z = 12$ и массовое число $A = 24$. Соответственно заряд ядра его атома $+12$ (число протонов). Следовательно, число нейтронов в ядре равно $N = A - Z = 12$. Так как атом электронейтрален, то число электронов, содержащихся в атоме магния, тоже равно 12.

Элемент магний находится в 3-м периоде Периодической системы, значит, все электроны атома располагаются на трёх энергетических уровнях. Строение электронной оболочки атома магния можно отразить с помощью следующей схемы:



Исходя из строения атома, можно предсказать и степень окисления магния в его соединениях. В химических реакциях атом магния отдаёт два внешних элект-

трона, проявляя восстановительные свойства, следовательно, он получает степень окисления +2.

Восстановительные свойства у магния выражены сильнее, чем у бериллия, но слабее, чем у кальция (элементы IIA группы), что связано с увеличением радиусов атомов при переходе от Be к Mg и Ca. Соответственно в ряду Be — Mg — Ca два внешних электрона всё более удаляются от ядра, ослабевает их связь с ядром, и они всё легче покидают атом, который при этом переходит в ион M^{2+} (M — металл).

2. Для магния — простого вещества — характерна металлическая кристаллическая решётка и металлическая химическая связь, а отсюда и все типичные для металлов свойства (*вспомните какие*).

3. Металлические свойства у магния выражены сильнее, чем у бериллия, но слабее, чем у кальция (*объясните почему*, учитывая, что металлические свойства определяются в первую очередь способностью атомов отдавать электроны).

4. Металлические свойства у магния выражены слабее, чем у натрия, но сильнее, чем у алюминия (соседние элементы 3-го периода) (*объясните почему*).

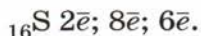
5. Оксид магния MgO является основным оксидом и проявляет все типичные свойства основных оксидов (*вспомните какие*).

6. В качестве гидроксида магний соответствует основание $Mg(OH)_2$, которое проявляет все характерные свойства оснований (*вспомните какие*).

7. Летучего водородного соединения магний не образует.

Характеристика неметалла на примере серы.

1. Сера — элемент VIA группы и 3-го периода, $Z = 16$, $A = 32$. Соответственно атом серы содержит в ядре 16 протонов и 16 нейтронов и на электронной оболочке — 16 электронов. Строение его электронной оболочки можно отразить с помощью следующей схемы:

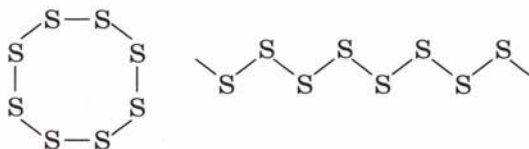


Атомы серы проявляют как окислительные свойства (принимают недостающие для завершения внешнего уровня два электрона, получая при этом степень окисления -2, например в соединениях с металлами или ме-

нее электроотрицательными элементами-неметаллами — водородом, углеродом и т. п.), так и восстановительные свойства (отдают 2, 4 или все 6 внешних электронов более электроотрицательным элементам, например кислороду, галогенам, приобретая при этом степени окисления +2, +4, +6).

Сера — менее сильный окислитель, чем кислород, но более сильный, чем селен, что связано с увеличением радиусов атомов от кислорода к селену. По этой же причине восстановительные свойства элементов в главной подгруппе VI группы (VIA группы) при переходе от кислорода к селену усиливаются. *(Дайте объяснения указанных изменений окислительных и восстановительных свойств.)*

2. Сера — простое вещество, типичный неметалл. Сера свойственно явление аллотропии. Разные простые вещества, образованные химическим элементом серой, имеют различные свойства, так как кристаллическое строение их различно. Например, у ромбической серы молекулярная кристаллическая решётка состоит из циклических молекул состава S_8 , а у пластической серы молекулы представляют собой длинные открытые цепи атомов:



3. Неметаллические свойства у серы выражены слабее, чем у кислорода, но сильнее, чем у селена.

4. Неметаллические свойства у серы выражены сильнее, чем у фосфора, но слабее, чем у хлора (соседние элементы в 3-м периоде).

5. Высший оксид серы имеет формулу SO_3 . Это кислотный оксид. Он проявляет все типичные свойства кислотных оксидов *(какие?)*.

6. Высший гидроксид серы — хорошо известная вам серная кислота H_2SO_4 , раствор которой проявляет все типичные свойства кислот *(какие?)*.

7. Сера образует летучее водородное соединение — сероводород H_2S .

Подобные характеристики можно привести для большинства элементов-металлов и элементов-неметаллов главных подгрупп. На их основе можно составить генетические ряды металла и неметалла.

Генетический ряд металла:

металл
(простое вещество) \rightarrow основной оксид \rightarrow *основание* \rightarrow *соль*.

Генетический ряд неметалла:

неметалл
(простое вещество) \rightarrow кислотный оксид \rightarrow *кислота* \rightarrow *соль*.

1. План характеристики химического элемента.
2. Характеристика элемента-металла. 3. Характеристика элемента-неметалла. 4. Генетические ряды металла и неметалла.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Дайте характеристику элементов: а) фосфора; б) калия.
- 2 Запишите уравнения химических реакций, характеризующие свойства: а) MgO и SO_3 ; б) Mg(OH)_2 и H_2SO_4 . Уравнения реакций с участием электролитов запишите также в ионной форме.
- 3 Дайте характеристику магния — простого вещества. Какой тип связи наблюдается в нём? Какие физические свойства имеет металл магний? Запишите уравнения ре-

акций магния со следующими веществами: а) кислородом; б) хлором Cl_2 ; в) серой; г) азотом N_2 ; д) соляной кислотой. Рассмотрите их с позиций процессов окисления-восстановления.

- 4 Что такое аллотропия? Какой тип химической связи реализуется в молекулах состава: а) S_8 ; б) H_2S ? Какие физические свойства имеет наиболее устойчивая модификация серы — ромбическая сера? Запишите уравнения реакций серы со следующими веществами: а) натрием; б) кальцием; в) алюминием; г) кислородом; д) водородом; е) фтором F_2 .

Рассмотрите их с позиций процессов окисления-восстановления.

- 5 Сравните свойства простого вещества кремния со свойствами простых веществ, образованных химическими элементами — соседями кремния по периоду.

- 6 У высшего оксида какого химического элемента наиболее выражены кислотные свойства: а) азота или фосфора; б) фосфора или серы?

- 7 Вычислите объём воздуха (примите объёмную долю кислорода в нём равной 0,2), который потребуется для сжигания 120 мг образца магния, содержащего 2% негорючих примесей.

- 8 Вычислите объём оксида серы (IV) (н. у.), который может быть получен при сжигании 1,6 кг серы, если выход продукта составляет 80% от теоретически возможного.

У к а з а н и е. Сначала по уравнению реакции рассчитайте объём оксида серы (IV) — это теоретический объём $V_{\text{теор}}$, затем найдите практический объём $V_{\text{практ}}$, исходя из известного выхода продукта W :

$$W = V_{\text{практ}} : V_{\text{теор}}, \text{отсюда } V_{\text{практ}} = W \cdot V_{\text{теор}}.$$

Аналогично можно найти массу продукта реакции, используя формулу:

$$W = m_{\text{практ}} : m_{\text{теор}}, \text{отсюда } m_{\text{практ}} = W \cdot m_{\text{теор}}.$$

- 9 Можно ли утверждать, что высшему оксиду серы SO_3 соответствует сернистая кислота H_2SO_3 ? Почему?

- 10 Используя метод электронного баланса, определите коэффициенты в схемах химических реакций:



§ 2

Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды

Существенным отличительным признаком элементов является кислотный или основной характер соответствующих им оксидов и гидроксидов. Вы уже знаете, что металлы в степени окисления +1 и +2 образуют, как правило, основные оксиды, а в качестве гидроксидов — основания. Металлы с большим значением степени окисления (+6, +7) и неметаллы образуют кислотные оксиды, которым соответствуют кислородсодержащие кислоты.

Проведём небольшой лабораторный опыт. Получим гидроксид цинка и исследуем его химические свойства.



Лабораторный опыт № 1

Получение гидроксида цинка и исследование его свойств

В две пробирки налейте по 1 мл раствора соли цинка (хлорида, сульфата или нитрата), а затем добавьте в каждую с помощью пипетки по 5 капель раствора щёлочи (гидроксида натрия или калия). Что наблюдаете? Прилейте к содержимому одной пробирки раствор кислоты (соляной, серной или азотной), а к другой — раствор щёлочи. Что наблюдаете? О каком свойстве гидроксида цинка свидетельствует вторая часть опыта? Запишите уравнение проделанных реакций в молекулярной и ионной формах.

В чём причина такого необычного поведения $\text{Zn}(\text{OH})_2$ как нерастворимого основания? Опыт показывает, что гидроксид цинка проявляет свойства оснований, взаимодействуя с кислотой, но он также ведёт себя и как нерастворимая кислота, взаимодействуя с щёлочью.

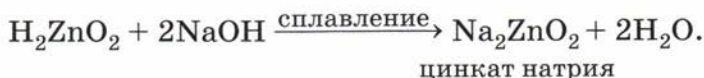
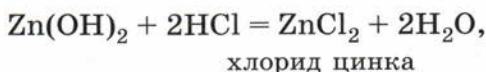


Вещества, которые в зависимости от условий реакций проявляют кислотные или основные свойства, называют **амфотерными** (от греч. *амфотеро* — и тот, и другой).

Таким образом, гидроксиду цинка присущи амфотерные свойства: он может реагировать с кислотами как основание и с щелочами как кислота. Соответственно формулу этого соединения можно представить двояко:

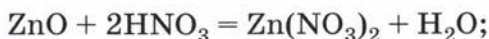


Тогда уравнения реакций гидроксида цинка с кислотой и с щёлочью можно записать так:



В обоих случаях образуется растворимая соль.

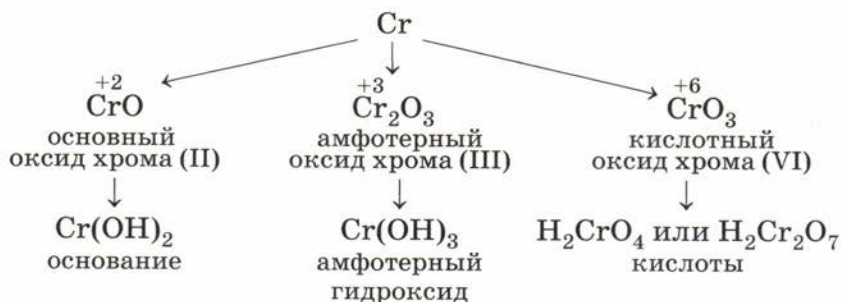
Аналогично гидроксиду цинка и соответствующий ему оксид цинка проявляет амфотерные свойства — образует соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями, например:



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

Амфотерными являются оксиды и гидроксиды многих элементов, например бериллия, алюминия, хрома (III).

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



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

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



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

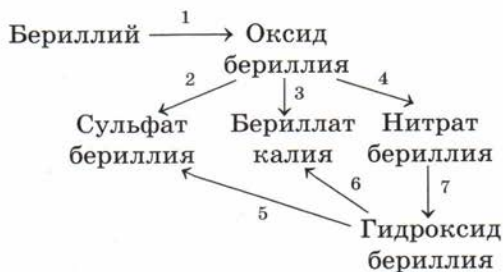


1

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

2

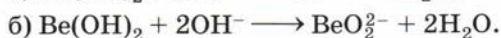
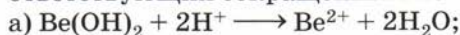
Запишите уравнения реакций для следующих превращений:



Первую реакцию рассмотрите с позиций окисления-восстановления.

3

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



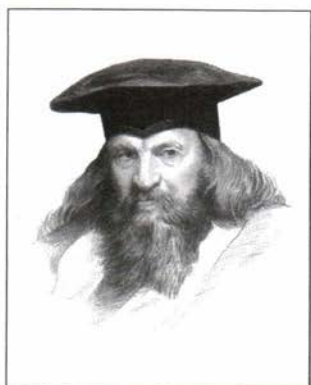
4

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

§ 3

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

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



Менделеев Дмитрий Иванович (1834—1907)

.....

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

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

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

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

Д. И. Менделеев пришёл к открытию Периодического закона, проведя сопоставление свойств и относительных атомных масс химических элементов. Для этого Д. И. Менделеев для каждого химического элемента на карточке записал: символ элемента, значение относительной атомной массы (во времена Д. И. Менделеева эту величину называли атомным весом), формулы и характер высшего оксида и гидроксида. Он расположил 63 известных к тому времени химических элемента в одну цепочку в порядке возрастания их от-

носительных атомных масс (рис. 1) и проанализировал эту совокупность элементов, пытаясь найти в ней определённые закономерности. В результате напряжённого творческого труда он обнаружил, что в этой цепочке имеются интервалы — периоды, в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменяются сходным образом (рис. 2).



Лабораторный опыт № 2

Моделирование построения

Периодической системы

Д. И. Менделеева

Смоделируйте построение Периодической системы Д. И. Менделеева. Для этого подготовьте 20 карточек размером 6×10 см для элементов с порядковыми номерами с 1-го по 20-й. На каждой карточке укажите следующие сведения об элементе: химический символ, название, относительную атомную массу, формулу высшего оксида, гидроксида (в скобках укажите их характер — основной, кислотный или амфотерный), формулу летучего водородного соединения (для неметаллов).

Перемешайте карточки, а затем расположите их в ряд по возрастанию относительных атомных масс элементов. Сходные элементы с 1-го по 18-й расположите друг под другом: водород над литием и калий под натрием, соответственно, кальций под магнием, гелий под неоном. Сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона. Обратите внимание на несоответствие относительных атомных масс аргона и калия их расположению по общности свойств элементов. Объясните причину этого явления.

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

- *металлические* свойства ослабевают;
- *неметаллические* свойства усиливаются;
- *степень окисления* элементов в высших оксидах увеличивается от +1 до +8;
- *степень окисления* элементов в летучих водородных соединениях увеличивается от -4 до -1;

Н	Li	Be	В	С	N	O	F
1	Литий 7	Бериллий 9	Бор 11	Углерод 12	Азот 14	Кислород 16	Фтор 19
H ₂ O	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—
—	осн. окс. LiOH	амф. окс. Be(OH) ₂	кисл. окс. H ₃ BO ₃	кисл. окс. H ₂ CO ₃	кисл. окс. HNO ₃	—	—
—	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	—	—

Рис. 1. Карточки элементов, расположенные в порядке увеличе-

• оксиды от основных через амфотерные сменяются кислотными;

Н
1
H ₂ O
—

Li	Be	В	С	N	O	F
Литий 7	Бериллий 9	Бор 11	Углерод 12	Азот 14	Кислород 16	Фтор 19
Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—
осн. окс. LiOH	амф. окс. Be(OH) ₂	кисл. окс. H ₃ BO ₃	кисл. окс. H ₂ CO ₃	кисл. окс. HNO ₃	—	—
основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	—	—

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Натрий 23	Магний 24	Алюминий 27	Кремний 28	Фосфор 31	Сера 32	Хлор 35,5
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
осн. окс. NaOH	осн. окс. Mg(OH) ₂	амф. окс. Al(OH) ₃	кисл. окс. H ₂ SiO ₃	кисл. окс. H ₃ PO ₄	кисл. окс. H ₂ SO ₄	кисл. окс. HClO ₄
основание	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	кислота

Рис. 2. Карточки элементов, расположенные в порядке периодического изменения свойств элементов и образованных ими веществ

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор
23	24	27	28	31	32	35,5
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
осн. окс.	осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.
NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
основание	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	кислота

ния их относительных атомных масс

• *гидроксиды* от щелочей через амфотерные гидроксиды сменяются кислородсодержащими кислотами.

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



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

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

Д. И. Менделеев не мог объяснить эти исключения из общего правила, как и причину периодичности в изменении свойств элементов и образованных ими веществ. Однако он предвидел, что эта причина кроется в сложном строении атома. Именно научная интуиция Д. И. Менделеева позволила ему построить систему химических элементов не в порядке возрастания их относительных атомных масс, а в порядке возрастания зарядов их атомных ядер. О том, что свойства элементов определяются именно зарядами их атомных ядер, красноречиво говорит существование изотопов, с которыми вы знакомились в прошлом году (*вспомните, что это такое, приведите примеры известных вам изотопов*).

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



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

Периодичность в изменении свойств элементов и их соединений объясняется периодической повторяемостью в строении внешних энергетических уровней их атомов. Именно число энергетических уровней, общее число расположенных на них электронов и число электронов на внешнем уровне отражают принятую в Периодической системе символику, т. е. раскрывают физический смысл порядкового номера элемента, номера периода и номера группы (*в чём он состоит?*).

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

Следовательно, Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева **обобщают** сведения о химических элементах и образованных ими веществах и **объясняют** периодичность в изменении их свойств

и причину сходства свойств элементов одной и той же группы.

Эти два важнейших значения Периодического закона и Периодической системы Д. И. Менделеева дополняет ещё одно, которое заключается в возможности **прогнозировать**, т. е. предсказывать, описывать свойства и указывать пути открытия новых химических элементов. Уже на этапе создания Периодической системы Д. И. Менделеев сделал ряд прогнозов о свойствах ещё не известных в то время элементов и указал пути их открытия. В созданной им таблице Д. И. Менделеев для этих элементов оставил пустые клеточки (рис. 3).

Яркими примерами прогностической силы Периодического закона явились последующие открытия элементов: в 1875 г. французом Лекоком де Буабодраном был открыт галлий, предсказанный Д. И. Менделеевым пятью годами раньше как элемент под названием «экаалюминий» (эка — следующий за); в 1879 г. шведом Л. Нильсоном был открыт «экабор» по Д. И. Менделееву; в 1886 г. немцем К. Винклером — «экасилиций» по Д. И. Менделееву (*определите по таблице Д. И. Менделеева современные названия этих элементов*). Насколько точен был в своих предсказаниях Д. И. Менделеев, иллюстрируют данные таблицы 2.

Учёные-первооткрыватели новых элементов высоко оценили открытие русского учёного: «Вряд ли может

ПЕРИ- ОДЫ	ГРУППЫ															
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
1	H															
2	Li	Be	B	C	N	O	F									
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl									
4	K	Cu	Ca	Zn	?	?	Ti	?	V	As	Cr	Se	Mn	Br	Fe	Co Ni
5	Rb	Ag	Sr	Cd	Y	In	Zr	Sn	Nb	Sb	Mo	Te	?	I	Ru	Rh Pd

Рис. 3. Периодическая таблица элементов, предложенная Д. И. Менделеевым

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

существовать более яркое доказательство справедливо-
сти учения о периодичности элементов, чем открытие
до сих пор гипотетического экасилиция; оно составля-
ет, конечно, более чем простое подтверждение смелой
теории, — оно знаменует собой выдающееся расшире-
ние химического поля зрения, гигантский шаг в обла-
сти познания» (К. Винклер).

Американские учёные, открывшие элемент № 101,
дали ему название «менделевий» в знак признания за-
слуг великого русского химика Дмитрия Менделеева,
который первым применил Периодическую систему
элементов для предсказания свойств тогда ещё не от-
крытых элементов.

Вы познакомились в 8 классе и будете пользоваться
в этом году формой Периодической таблицы, которая
называется короткопериодной. Однако в профильных

классах и в высшей школе преимущественно используется другая форма — длиннопериодный вариант (рис. 4). Сравните их. Что общего и что различного в этих двух формах Периодической таблицы?

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

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

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

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

Символ	Порядковый номер	Описательная атомная масса	Название	Выход
H	1	1,008	Водород	1
He	2	4,003	Гелий	2
Li	3	6,94	Литий	3
Be	4	9,01	Бериллий	4
B	5	10,81	Бор	5
C	6	12,01	Углерод	6
N	7	14,007	Азот	7
O	8	15,999	Кислород	8
F	9	18,998	Фтор	9
Ne	10	20,18	Неон	10
Na	11	22,99	Натрий	11
Mg	12	24,31	Магний	12
Al	13	26,98	Алюминий	13
Si	14	28,086	Кремний	14
P	15	30,97	Фосфор	15
S	16	32,066	Сера	16
Cl	17	35,45	Хлор	17
Ar	18	39,95	Аргон	18
K	19	39,10	Калий	19
Ca	20	40,08	Кальций	20
Sc	21	44,96	Скандий	3
Ti	22	47,88	Титан	4
V	23	50,94	Ванадий	5
Cr	24	51,996	Хром	6
Mn	25	54,94	Марганец	7
Fe	26	55,85	Железо	8
Ru	44	101,07	Рутений	10
Rh	45	102,91	Рений	11
Pd	46	106,42	Палладий	12
Ni	28	58,69	Никель	13
Cu	29	63,55	Медь	14
Zn	30	65,39	Цинк	15
Ga	31	69,72	Галлий	16
Ge	32	72,61	Германий	17
As	33	74,92	Мышьяк	18
Se	34	78,96	Селен	19
Br	35	79,90	Бром	20
Kr	36	83,80	Криpton	21
Rb	37	85,47	Рубидий	22
Sr	38	87,62	Стронций	23
Y	39	88,91	Иттрий	24
Zr	40	91,22	Цирконий	25
Nb	41	92,91	Ниобий	26
Mo	42	95,94	Молибден	27
Tc	43	97,91	Технеций	28
Ru	44	101,07	Рутений	29
Rh	45	102,91	Рений	30
Pd	46	106,42	Палладий	31
Ag	47	107,87	Серебро	32
Cu	29	63,55	Медь	33
Zn	30	65,39	Цинк	34
Ga	31	69,72	Галлий	35
Ge	32	72,61	Германий	36
As	33	74,92	Мышьяк	37
Se	34	78,96	Селен	38
Br	35	79,90	Бром	39
Kr	36	83,80	Криpton	40
Rb	37	85,47	Рубидий	41
Sr	38	87,62	Стронций	42
Y	39	88,91	Иттрий	43
Zr	40	91,22	Цирконий	44
Nb	41	92,91	Ниобий	45
Mo	42	95,94	Молибден	46
Tc	43	97,91	Технеций	47
Ru	44	101,07	Рутений	48
Rh	45	102,91	Рений	49
Pd	46	106,42	Палладий	50
Ag	47	107,87	Серебро	51
Cu	29	63,55	Медь	52
Zn	30	65,39	Цинк	53
Ga	31	69,72	Галлий	54
Ge	32	72,61	Германий	55
As	33	74,92	Мышьяк	56
Se	34	78,96	Селен	57
Br	35	79,90	Бром	58
Kr	36	83,80	Криpton	59
Rb	37	85,47	Рубидий	60
Sr	38	87,62	Стронций	61
Y	39	88,91	Иттрий	62
Zr	40	91,22	Цирконий	63
Nb	41	92,91	Ниобий	64
Mo	42	95,94	Молибден	65
Tc	43	97,91	Технеций	66
Ru	44	101,07	Рутений	67
Rh	45	102,91	Рений	68
Pd	46	106,42	Палладий	69
Ag	47	107,87	Серебро	70
Cu	29	63,55	Медь	71
Zn	30	65,39	Цинк	72
Ga	31	69,72	Галлий	73
Ge	32	72,61	Германий	74
As	33	74,92	Мышьяк	75
Se	34	78,96	Селен	76
Br	35	79,90	Бром	77
Kr	36	83,80	Криpton	78
Rb	37	85,47	Рубидий	79
Sr	38	87,62	Стронций	80
Y	39	88,91	Иттрий	81
Zr	40	91,22	Цирконий	82
Nb	41	92,91	Ниобий	83
Mo	42	95,94	Молибден	84
Tc	43	97,91	Технеций	85
Ru	44	101,07	Рутений	86
Rh	45	102,91	Рений	87
Pd	46	106,42	Палладий	88
Ag	47	107,87	Серебро	89
Cu	29	63,55	Медь	90
Zn	30	65,39	Цинк	91
Ga	31	69,72	Галлий	92
Ge	32	72,61	Германий	93
As	33	74,92	Мышьяк	94
Se	34	78,96	Селен	95
Br	35	79,90	Бром	96
Kr	36	83,80	Криpton	97
Rb	37	85,47	Рубидий	98
Sr	38	87,62	Стронций	99
Y	39	88,91	Иттрий	100
Zr	40	91,22	Цирконий	101
Nb	41	92,91	Ниобий	102
Mo	42	95,94	Молибден	103
Tc	43	97,91	Технеций	104
Ru	44	101,07	Рутений	105
Rh	45	102,91	Рений	106
Pd	46	106,42	Палладий	107
Ag	47	107,87	Серебро	108
Cu	29	63,55	Медь	109
Zn	30	65,39	Цинк	110
Ga	31	69,72	Галлий	111
Ge	32	72,61	Германий	112
As	33	74,92	Мышьяк	113
Se	34	78,96	Селен	114
Br	35	79,90	Бром	115
Kr	36	83,80	Криpton	116
Rb	37	85,47	Рубидий	117
Sr	38	87,62	Стронций	118
Y	39	88,91	Иттрий	119
Zr	40	91,22	Цирконий	120
Nb	41	92,91	Ниобий	121
Mo	42	95,94	Молибден	122
Tc	43	97,91	Технеций	123
Ru	44	101,07	Рутений	124
Rh	45	102,91	Рений	125
Pd	46	106,42	Палладий	126
Ag	47	107,87	Серебро	127
Cu	29	63,55	Медь	128
Zn	30	65,39	Цинк	129
Ga	31	69,72	Галлий	130
Ge	32	72,61	Германий	131
As	33	74,92	Мышьяк	132
Se	34	78,96	Селен	133
Br	35	79,90	Бром	134
Kr	36	83,80	Криpton	135
Rb	37	85,47	Рубидий	136
Sr	38	87,62	Стронций	137
Y	39	88,91	Иттрий	138
Zr	40	91,22	Цирконий	139
Nb	41	92,91	Ниобий	140
Mo	42	95,94	Молибден	141
Tc	43	97,91	Технеций	142
Ru	44	101,07	Рутений	143
Rh	45	102,91	Рений	144
Pd	46	106,42	Палладий	145
Ag	47	107,87	Серебро	146
Cu	29	63,55	Медь	147
Zn	30	65,39	Цинк	148
Ga	31	69,72	Галлий	149
Ge	32	72,61	Германий	150
As	33	74,92	Мышьяк	151
Se	34	78,96	Селен	152
Br	35	79,90	Бром	153
Kr	36	83,80	Криpton	154
Rb	37	85,47	Рубидий	155
Sr	38	87,62	Стронций	156
Y	39	88,91	Иттрий	157
Zr	40	91,22	Цирконий	158
Nb	41	92,91	Ниобий	159
Mo	42	95,94	Молибден	160
Tc	43	97,91	Технеций	161
Ru	44	101,07	Рутений	162
Rh	45	102,91	Рений	163
Pd	46	106,42	Палладий	164
Ag	47	107,87	Серебро	165
Cu	29	63,55	Медь	166
Zn	30	65,39	Цинк	167
Ga	31	69,72	Галлий	168
Ge	32	72,61	Германий	169
As	33	74,92	Мышьяк	170
Se	34	78,96	Селен	171
Br	35	79,90	Бром	172
Kr	36	83,80	Криpton	173
Rb	37	85,47	Рубидий	174
Sr	38	87,62	Стронций	175
Y	39	88,91	Иттрий	176
Zr	40	91,22	Цирконий	177
Nb	41	92,91	Ниобий	178
Mo	42	95,94	Молибден	179
Tc	43	97,91	Технеций	180
Ru	44	101,07	Рутений	181
Rh	45	102,91	Рений	182
Pd	46	106,42	Палладий	183
Ag	47	107,87	Серебро	184
Cu	29	63,55	Медь	185
Zn	30	65,39	Цинк	186
Ga	31	69,72	Галлий	187
Ge	32	72,61	Германий	188
As	33	74,92	Мышьяк	189
Se	34	78,96	Селен	190
Br	35	79,90	Бром	191
Kr	36	83,80	Криpton	192
Rb	37	85,47	Рубидий	193
Sr	38	87,62	Стронций	194
Y	39	88,91	Иттрий	195
Zr	40	91,22	Цирконий	196
Nb	41	92,91	Ниобий	197
Mo	42	95,94	Молибден	198
Tc	43	97,91	Технеций	199
Ru	44	101,07	Рутений	200
Rh	45	102,91	Рений	201
Pd	46	106,42	Палладий	202
Ag	47	107,87	Серебро	203
Cu	29	63,55	Медь	204
Zn	30	65,39	Цинк	205
Ga	31	69,72	Галлий	206
Ge	32	72,61	Германий	207
As	33	74,92	Мышьяк	208
Se	34	78,96	Селен	209
Br	35	79,90	Бром	210
Kr	36	83,80	Криpton	211
Rb	37	85,47	Рубидий	212
Sr	38	87,62	Стронций	213
Y	39	88,91	Иттрий	214
Zr	40	91,22	Цирконий	215
Nb	41	92,91	Ниобий	216
Mo	42	95,94	Молибден	217
Tc	43	97,91	Технеций	218
Ru	44	101,07	Рутений	219
Rh	45	102,91	Рений	220
Pd	46	106,42	Палладий	221
Ag	47	107,87	Серебро	222
Cu	29	63,55	Медь	223
Zn	30	65,39	Цинк	224
Ga	31	69,72	Галлий	225
Ge	32	72,61	Германий	226
As	33	74,92	Мышьяк	227
Se	34	78,96	Селен	228
Br	35	79,90	Бром	229
Kr	36	83,80	Криpton	230
Rb	37	85,47	Рубидий	231
Sr	38	87,62	Стронций	232
Y	39	88,91	Иттрий	233
Zr	40	91,22	Цирконий	234
Nb	41	92,91	Ниобий	235
Mo	42	95,94	Молибден	236
Tc	43	97,91	Технеций	237
Ru	44	101,07	Рутений	238
Rh	45	102,91	Рений	239
Pd	46	106,42	Палладий	240
Ag	47	107,87	Серебро	241
Cu	29	63,55	Медь	242
Zn	30	65,39	Цинк	243
Ga	31	69,72	Галлий	244
Ge	32	72,61	Германий	245
As	33	74,92	Мышьяк	246
Se	34	78,96	Селен	247
Br	35	79,90	Бром	248
Kr	36	83,80	Криpton	249
Rb	37	85,47	Рубидий	250
Sr	38	87,62	Стронций	251
Y	39	88,91	Иттрий	252
Zr	40	91,22	Цирконий	253
Nb	41	92,91	Ниобий	254
Mo	42	95,94	Молибден	255
Tc	43	97,91	Технеций	256
Ru				

- 3 Бериллий раньше относили к элементам III группы, и его относительная атомная масса считалась равной 13,5. Почему Д. И. Менделеев перенёс его во II группу и исправил атомную массу бериллия с 13,5 на 9?
- 4 Напишите уравнения реакций между простым веществом, образованным химическим элементом, в атоме которого электроны распределены по энергетическим уровням согласно ряду чисел: 2, 8, 8, 2, и простыми веществами, образованными элементами № 7 и № 8 в Периодической системе. Каков тип химической связи в продуктах реакции? Какое кристаллическое строение имеют исходные простые вещества и продукты их взаимодействия?
- 5 Расположите в порядке усиления металлических свойств следующие элементы: As, Sb, N, P, Bi. Обоснуйте полученный ряд, исходя из строения атомов этих элементов.
- 6 Расположите в порядке усиления неметаллических свойств следующие элементы: Si, Al, P, S, Cl, Mg, Na. Обоснуйте полученный ряд, исходя из строения атомов этих элементов.
- 7 Расположите в порядке ослабления кислотных свойств оксиды, формулы которых: SiO_2 , P_2O_5 , Al_2O_3 , Na_2O , MgO , Cl_2O_7 . Обоснуйте полученный ряд. Запишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам. Как изменяется их кислотный характер в предложенном вами ряду?
- 8 Напишите формулы оксидов бора, бериллия и лития и расположите их в порядке возрастания основных свойств. Запишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам. Каков их химический характер?
- 9 Что такое изотопы? Как открытие изотопов способствовало становлению Периодического закона?
- 10 Почему заряды атомных ядер элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева изменяются монотонно, т. е. заряд ядра каждого последующего элемента возрастает на единицу по сравнению с зарядом атомного ядра предыдущего элемента, а свойства элементов и образуемых ими веществ изменяются периодически?
- 11 Приведите три формулировки Периодического закона, в которых за основу систематизации химических элементов взяты относительная атомная масса, заряд атомного ядра и строение внешних энергетических уровней в электронной оболочке атома.

§ 4

Химическая организация природы

Словосочетание «земной шар» входит в нашу жизнь уже с детского сада. И на самом деле наша планета — шар, только немного сплюснутый вблизи полюсов, что является результатом её вращения вокруг своей оси. У литовского поэта Э. Межелайтиса есть образные строчки: «А в минуту печали Земля подарила мне шар головы, так на Землю и Солнце похожий».

Химическая организация неживой природы. И Солнце, и Земля, и другие небесные тела, а также человек и весь окружающий его живой и неживой мир построены из одних и тех же химических элементов, представленных в таблице Д. И. Менделеева.

Так, звезда по имени Солнце более чем наполовину состоит из водорода (рис. 5), а гигантская планета Солнечной системы Юпитер (рис. 6) почти полностью построена из этого химического элемента. Из-за низких температур и гигантских давлений водород на этой планете находится в твёрдом состоянии. Вообще во Вселенной господствуют два химических элемента: водород и гелий. Считается, что на водород приходится около 75%, а на гелий около 23%.

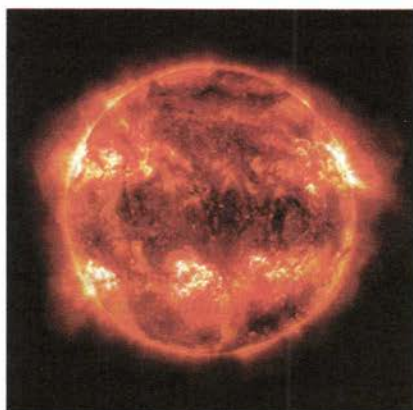


Рис. 5. Солнце наполовину состоит из водорода



Рис. 6. Юпитер

Земной шар имеет сложное строение. *В центре планеты располагается твёрдое внутреннее ядро* радиусом около 1200 км, которое состоит из железа и никеля, находящихся под высоким давлением. Поэтому, несмотря на высокую температуру, эта часть ядра твёрдая. Его окружает *расплавленное внешнее ядро* радиусом около 2300 км. О строении внешнего ядра известно немного. Оно, как и внутреннее ядро, состоит из расплавленных железа и никеля и, возможно, из некоторых других элементов. Температура веществ в ядре достигает 5000—6500 °С.

Ядро покрывает *мантия* (от греч. *мантион* — покрывало, плащ) толщиной около 2800 км. Мантия состоит из минералов, построенных в основном кремнием, магнием и железом. Она имеет температуру около 2000—2500 °С. Вещества мантии находятся под высоким давлением, в ней на разных глубинах образуется магма (от греч. *магма* — густая мазь) — расплавленная вязко-жидкая масса, выходящая на поверхность при извержении вулкана в виде лавы. Вещества магмы представлены уже бóльшим числом химических элементов: кислородом, кремнием, алюминием, железом, магнием, кальцием, натрием, калием. При извержениях выделяются летучие вещества: вода, сероводород, оксиды углерода и серы и др.

За мантией следует *земная кора — литосфера*. Земную кору составляет сравнительно небольшое число элементов (рис. 7). Около половины массы земной коры приходится на кислород, более $\frac{1}{4}$ — на кремний. Всего 18 элементов — O, Si, Al, Fe, Ca, Na, K, Mg, H, Ti, C, Cl, P, S, N, Mn, F, Ba — составляют 99,8% массы земной коры.

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

Макроэлементы содержатся в клетках в больших количествах. В первую очередь это углерод, кислород, азот и водород. Суммарное их содержание в клетке

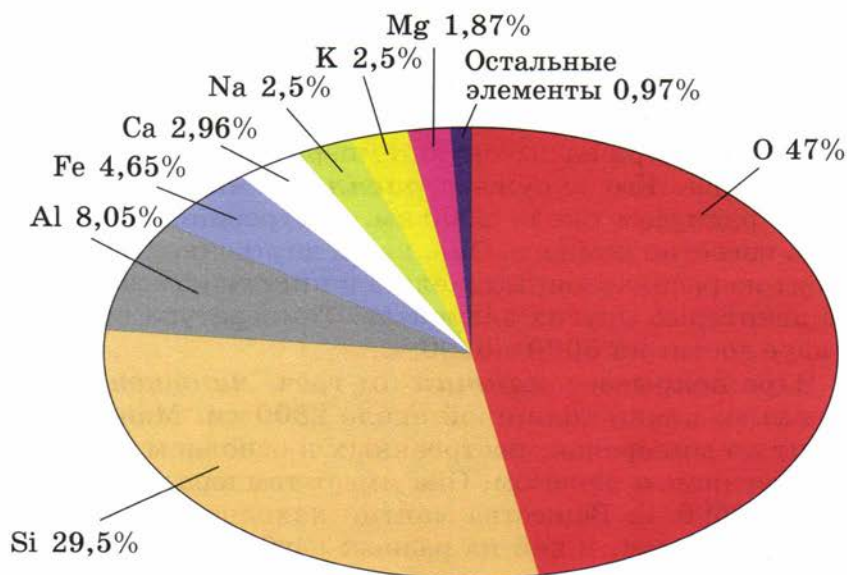


Рис. 7. Состав земной коры

составляет 98%. Кроме названных элементов к макроэлементам относят также магний, калий, кальций, натрий, фосфор, серу и хлор. Суммарное их содержание 1,9%. Таким образом, на долю остальных химических элементов приходится около 0,1%. Это **микроэлементы**. К ним относят железо, цинк, марганец, бор, медь, иод, кобальт, бром, фтор, алюминий и др.

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

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

Элементный состав человеческого тела представлен на рисунке 8.

Как можно заметить, в клетке нет каких-либо особенных элементов, характерных только для живой природы, т. е. на атомном уровне различий между живой и неживой природой нет. Эти различия обнаруживаются лишь на уровне сложных веществ — на

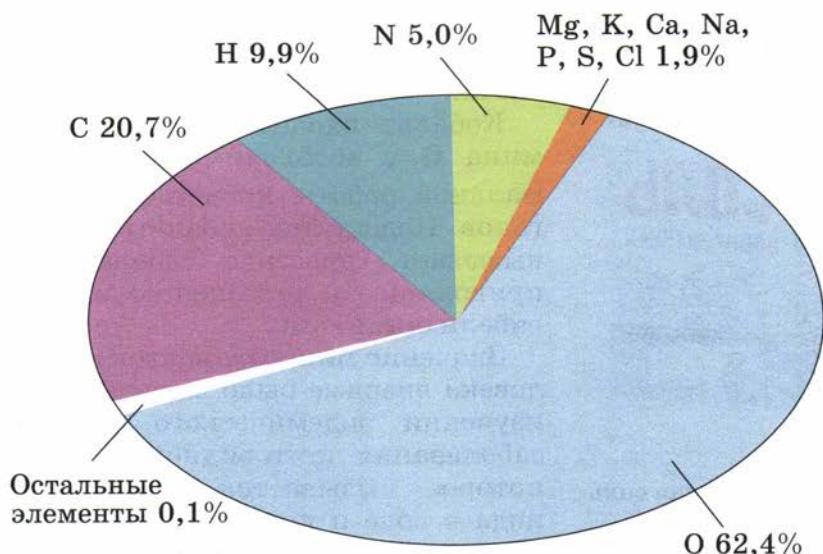


Рис. 8. Химические элементы в организме человека

молекулярном уровне. Так, наряду с неорганическими веществами (водой и минеральными солями) клетки живых организмов содержат вещества, характерные только для них, — органические вещества (белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, витамины, гормоны и др.). Эти вещества построены в основном из углерода, водорода, кислорода и азота, т. е. из макроэлементов. Микроэлементы содержатся в этих веществах в незначительных количествах, тем не менее их роль в нормальной жизнедеятельности организмов огромна. Например, соединения бора, марганца, цинка, кобальта резко увеличивают урожайность отдельных сельскохозяйственных растений и повышают их сопротивляемость к различным болезням.

Человек и животные получают нужные им для нормальной жизнедеятельности микроэлементы с пищей. Если в пище не хватает марганца, то возможна задержка роста, замедление наступления половой зрелости, нарушение минерального обмена при формировании скелета. Добавка долей миллиграмма со-



Рис. 9.
Иодированная соль

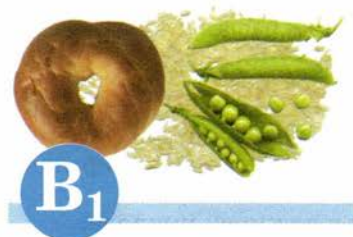
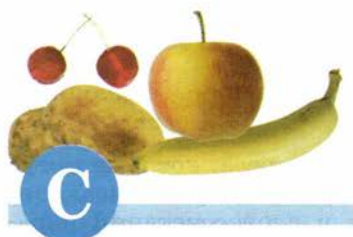
лей марганца к суточному рациону животных устраняет эти заболевания.

Кобальт входит в состав витамина B_{12} , необходимого для нормальной работы кроветворных органов. Недостаток кобальта в пище вызывает серьёзное заболевание, приводящее к истощению и даже гибели организма.

Значение микроэлементов для человека впервые было выявлено при изучении эндемического зоба — заболевания щитовидной железы, которое вызывается недостатком иода в воде и пище. Добавка иода к пище в малых количествах предупреждает это заболевание. С профилактической целью проводят иодирование пищевой поваренной соли, в которую добавляют 0,001—0,01% иодида калия (рис. 9).

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

Многие витамины содержат микроэлементы. **Витамины** — это органические вещества различной химической природы, поступающие в организм с пищей в малых дозах и оказывающие большое влияние на обмен веществ и общую жизнедеятельность организма. В отличие от ферментов, витамины не образуются в клетках организма человека. Большинство из них поступают с пищей (рис. 10), а некоторые синтезируются микрофлорой кишечника. Источниками многих витаминов служат растения: цитрусовые, шиповник, петрушка, лук, чеснок и многие другие. Некоторые витамины поступают в организм человека с животной пищей. Витамины А, B_1 , B_2 , К получают синтетическим путем. Своё название



**Рис. 10. Витамины
в продуктах питания**

витамины получили от двух слов: *вита* — «жизнь» и *амин* — «содержащий азот».

Микроэлементы входят также в состав некоторых **гормонов** (от греч. *хармао* — побеждаю) — биологически активных веществ, регулирующих работу органов и систем органов человека и животных. Гормоны вырабатываются железами внутренней секреции и поступают в кровь, которая разносит их по всему организму.

1. Строение Земли. 2. Химический состав ядра, мантии и земной коры. 3. Макроэлементы и микроэлементы. 4. Роль микроэлементов в жизнедеятельности растений, животных и человека. 5. Органические вещества: белки, жиры, углеводы. 6. Ферменты. 7. Витамины. 8. Гормоны.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Выполните предложенное задание.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 На каком уровне форм существования химического элемента начинается различие между живой и неживой природой?
- 2 Назовите вещества, которых нет в неживой природе.
- 3 Почему отдельные макроэлементы называют также биогенными? Перечислите их.
- 4 Почему одно из заболеваний щитовидной железы называют эндемическим зобом? Что такое эндемики? Назовите некоторые эндемики-растения и эндемиков-животных.
- 5 Чем различаются витамины и ферменты? Что общего между ними?
- 6 Вспомните из курса анатомии некоторые гормоны, вырабатываемые железами внутренней секреции, и укажите их биологическое значение.

§ 5

Химические реакции. Скорость химической реакции

Химические элементы, из которых состоит живая и неживая природа, находятся в постоянном движении, потому что непрерывно изменяются вещества, которые состоят из этих элементов.

Химические реакции (от лат. *реакция* — противодействие, отпор) — это ответное действие веществ на воздействие других веществ и физических факторов (температуры, давления, излучения и др.). Однако та-

кому определению соответствуют также и физические изменения, происходящие с веществами, — кипение, плавление, конденсация и др. Поэтому необходимо уточнить, что химические реакции — это процессы, в результате которых разрушаются старые химические связи и возникают новые и, как следствие, — из исходных веществ образуются новые вещества.

Химические реакции непрерывно происходят как внутри нашего организма, так и в окружающем нас мире. Бесчисленное множество реакций принято классифицировать по различным признакам. Давайте вспомним из курса 8 класса признаки, с которыми вы уже знакомы. Для этого обратимся к лабораторному опыту.



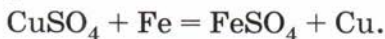
Лабораторный опыт № 3

Замещение железом меди в растворе сульфата меди (II)

Налейте в пробирку 2 мл раствора сульфата меди (II) и поместите в него канцелярскую кнопку или скрепку. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы. На основе молекулярного уравнения отнесите эту реакцию к той или иной группе реакций на основании следующих признаков:

- «число и состав исходных веществ и продуктов реакции» (как вы наверняка помните, по этому признаку различают реакции соединения, разложения, замещения и обмена, в том числе реакции нейтрализации);
- «направление» (напомним, что по этому признаку реакции делят на две группы: обратимые и необратимые);
- «тепловой эффект» (различают реакции эндо- и экзотермические, в том числе реакции горения);
- «изменение степеней окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции» (окислительно-восстановительные и без изменения степеней окисления);
- «агрегатное состояние реагирующих веществ» (гомогенные и гетерогенные);
- «участие катализатора» (некаталитические и каталитические, в том числе ферментативные).

Теперь проверьте себя.

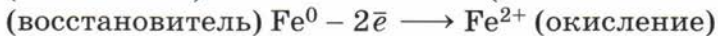


1. Это *реакция замещения*, так как из исходных простого и сложного веществ образуются новое простое и новое сложное вещества.

2. Эта реакция *необратимая*, так как протекает только в одном направлении.

3. Эта реакция, вероятно, *экзотермическая*, т. е. протекает с незначительным выделением теплоты (такой вывод вы можете сделать на основании того, что для протекания этой реакции не требуется нагревания содержимого пробирки).

4. Это *окислительно-восстановительная реакция*, так как свои степени окисления изменили медь и железо:

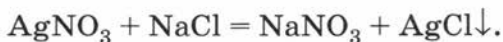


5. Эта реакция *гетерогенная*, так как протекает между твёрдым веществом и раствором.

6. Реакция протекает без участия катализатора — *некаталитическая*.

(Вспомните из курса 8 класса, какие вещества называются катализаторами. Верно, это вещества, которые ускоряют химическую реакцию.)

Мы подошли к очень важному понятию в химии — «скорость химической реакции». Известно, что одни химические реакции протекают очень быстро, другие — за значительные промежутки времени. При добавлении раствора нитрата серебра к раствору хлорида натрия практически мгновенно выпадает белый творожистый осадок:



С огромными скоростями протекают реакции, сопровождающиеся взрывом (рис. 11, 1). Наоборот, медленно растут в каменных пещерах сталактиты и сталагмиты (рис. 11, 2), корродируют (ржавеют) стальные изделия (рис. 11, 3), разрушаются под действием кислотных дождей дворцы и статуи (рис. 11, 4).



Под **скоростью химической реакции** понимают изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$$V_p = C_1 - C_2/t.$$

В свою очередь, под **концентрацией** понимают отношение количества вещества (как вы знаете, оно измеряется в молях) к объёму, которое оно занимает (в литрах). Отсюда нетрудно вывести единицу измерения скорости химической реакции — 1 моль/(л · с).

Изучает скорость химической реакции особый раздел химии, который называют *химической кинетикой*.

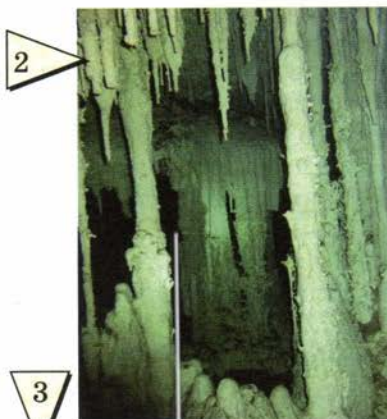


Рис. 11. Химические реакции, протекающие с огромными скоростями (1) и очень медленно (2—4)

Знание её закономерностей позволяет управлять химической реакцией, заставляя её протекать быстрее или медленнее.

От каких же факторов зависит скорость химической реакции?

1. *Природа реагирующих веществ.* Обратимся к эксперименту.



Лабораторный опыт № 4

Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ на примере взаимодействия кислот с металлами

Налейте в две пробирки по 1—2 мл соляной кислоты и поместите: в 1-ю — гранулу цинка, во 2-ю — кусочек железа такого же размера. Природа какого реагента оказывает влияние на скорость взаимодействия кислоты с металлом? Почему? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите их с позиции окисления-восстановления.

Далее поместите в две другие пробирки по одинаковой грануле цинка и прилейте к ним растворы кислот одинаковой концентрации: в 1-ю — соляной кислоты, во 2-ю — уксусной. Природа какого реагента оказывает влияние на скорость взаимодействия кислоты с металлом? Почему? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите их с позиции окисления-восстановления.

2. *Концентрация реагирующих веществ.* Обратимся к эксперименту.



Лабораторный опыт № 5

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ на примере взаимодействия цинка с соляной кислотой различной концентрации

Налейте в три пробирки соляную кислоту: в 1-ю пробирку 3 мл, во 2-ю — 2 мл, в 3-ю — 1 мл. Затем добавьте во 2-ю пробирку 1 мл воды, а в 3-ю — 2 мл. Следова-

тельно, в пробирках одинаковые объёмы раствора кислоты, которые, однако, будут отличаться концентрацией. В какой из пробирок концентрация кислоты выше, а в какой — ниже? Поместите в каждую пробирку по грануле цинка. В какой из пробирок выделения водорода происходит интенсивнее? Почему?

Нетрудно сделать вывод: *чем выше концентрация реагирующих веществ, тем выше и скорость взаимодействия между ними.*

Концентрацию газообразных веществ для гомогенных производственных процессов повышают, увеличивая давление. Например, так поступают при производстве серной кислоты, аммиака, этилового спирта.

Фактор зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ учитывается не только на производстве, но и в других областях жизнедеятельности человека, например в медицине. Больным с заболеваниями лёгких, у которых скорость взаимодействия гемоглобина крови с кислородом воздуха низкая, облегчают дыхание с помощью кислородных подушек.

3. Площадь соприкосновения реагирующих веществ. Эксперимент, иллюстрирующий зависимость скорости химической реакции от этого фактора, может быть выполнен с помощью следующего опыта.



Лабораторный опыт № 6

Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ

Налейте в две пробирки по 1 мл соляной кислоты и поместите: в 1-ю — гранулу цинка (или кусочек мрамора), во 2-ю — порошок цинка (или мраморную крошку). В какой из пробирок скорость выделения газа выше? Почему?

Для гетерогенных реакций: *чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем выше скорость реакции.*

В этом вы могли убедиться на личном опыте. Чтобы разжечь костёр, вы под дрова подкладывали мелкие щепочки, а под них — скомканную бумагу, от которой и загорался весь костёр. Наоборот, тушение пожара водой заключается в уменьшении площади соприкосновения горящих предметов с воздухом.

На производстве этот фактор учитывают специально, используют так называемый *кипящий слой*. Твёрдое вещество для повышения скорости реакции измельчают почти до состояния пыли, а затем через него пропускают снизу второе вещество, как правило газообразное. Прохождение его через мелкораздробленное твёрдое вещество создаёт эффект кипения (отсюда и название метода). Кипящий слой используется, например, при производстве серной кислоты и нефтепродуктов.



Лабораторный опыт № 7

Моделирование «кипящего слоя»

Смоделируйте «кипящий слой». Для этого на кольцо лабораторного штатива закрепите кусочек сетчатой ткани. Насыпьте на неё 1—2 столовые ложки манной крупы. Снизу осторожно продуйте воздух с помощью резиновой груши или насоса. Что наблюдаете?

4. Температура. Обратимся к эксперименту.



Лабораторный опыт № 8

Зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ на примере взаимодействия оксида меди (II) с раствором серной кислоты различной температуры

В две пробирки с помощью шпателя насыпьте немного чёрного порошка оксида меди (II) и прилейте в каждую по 3—4 мл раствора серной кислоты. Одну пробирку поместите в стакан с горячей водой, другую нагрейте на пламени спиртовки (*используйте пробиркодержатель*). Что наблюдаете? Объясните результаты наблюдений. Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Нетрудно сделать вывод: *чем выше температура, тем больше скорость реакции.*

Первый лауреат Нобелевской премии голландский химик Я. Х. Вант-Гофф сформулировал правило:



при повышении температуры на каждые 10 °С скорость химической реакции возрастает в 2—4 раза (эта величина называется температурным коэффициентом).

На производстве используются, как правило, высокотемпературные химические процессы: при выплавке чугуна и стали, варке стекла и мыла, производстве бумаги и нефтепродуктов и т. д. (рис. 12).

Пятый фактор, от которого зависит скорость химической реакции, — катализаторы. С ним вы познакомитесь в следующем параграфе.

1. Химические реакции и их классификация.
2. Признаки классификации химических реакций.
3. Скорость химической реакции и факторы, от которых она зависит.



**Вант-Гофф Якоб Хендрик
(1852—1911)**

Голландский физикохимик, профессор, академик. Заложил основы химической кинетики как науки. За открытие законов химической динамики и осмотического давления в растворах учёному присуждена в 1901 г. Нобелевская премия. Предложил теорию пространственного строения органических веществ, ставшую основой стереохимии. Автор осмотической теории растворов.

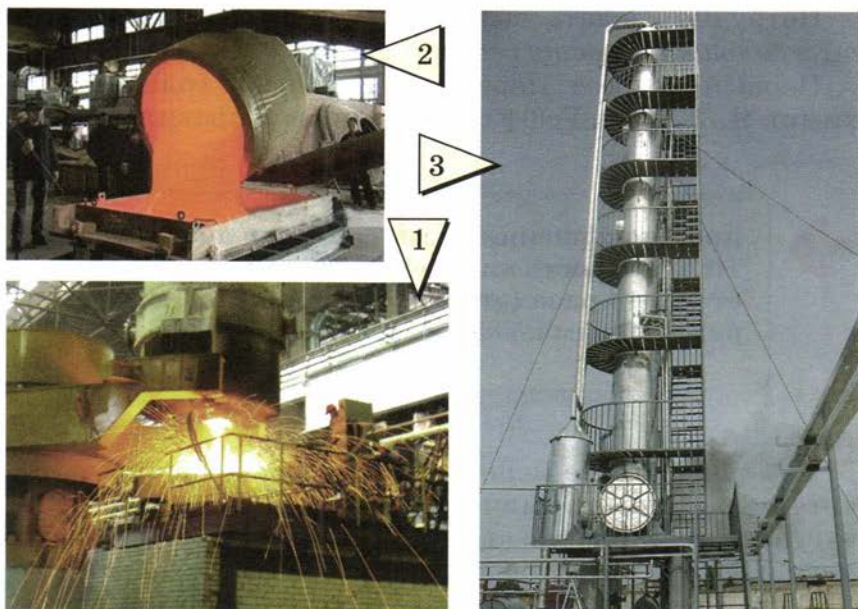


Рис. 12. Высокотемпературные химические процессы: 1 — выплавка чугуна; 2 — варка стекла; 3 — производство нефтепродуктов



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материалы урока и выполните предложенное задание.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Что такое химическая реакция? В чём суть химических процессов?
- 2 Дайте полную классификационную характеристику следующих химических процессов:
 - а) горению фосфора;
 - б) взаимодействию раствора серной кислоты с алюминием;

в) реакции нейтрализации;
г) образованию оксида азота (IV) из оксида азота (II) и кислорода.

- 3 На основе личного опыта приведите примеры химических реакций, протекающих с различной скоростью.
- 4 Что такое скорость химической реакции? От каких факторов она зависит?
- 5 Приведите примеры влияния различных факторов на биохимические и производственные химические процессы.
- 6 На основе личного опыта приведите примеры влияния различных факторов на химические реакции, протекающие в повседневной жизни.
- 7 Почему продукты питания хранят в холодильнике?
- 8 Химическую реакцию начали проводить при температуре 100 °С, затем подняли до 150 °С. Температурный коэффициент этой реакции равен 2. Во сколько раз возрастёт скорость химической реакции?

§ 6 Катализаторы и катализ

Почему катализаторы увеличивают скорость химической реакции? Оказывается, они действуют в полном соответствии с народной мудростью: «Умный в гору не пойдёт, умный гору обойдёт». Для того чтобы вещества начали взаимодействовать, их частицам (молекулам, атомам, ионам) нужно сообщить определённую энергию, называемую *энергией активации* (рис. 13, а). Катализаторы понижают эту энергию, соединяясь с одним из реагирующих веществ и проводя его вдоль «энергетической горы» на встречу с другим веществом с меньшими затратами энергии. Поэтому в присутствии катализатора химические реакции протекают не только быстрее, но и при более низкой температуре, что удешевляет производственные процессы.

И не только. Использование катализаторов может привести к тому, что одни и те же вещества будут реагировать по-разному, т. е. с образованием разных продуктов (рис. 13, б). Например, аммиак окисляется кислородом до азота и воды, а в присутствии катализато-

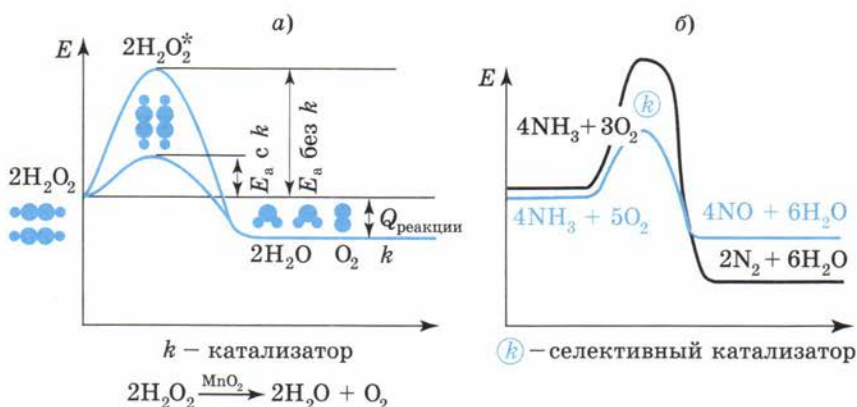


Рис. 13. Энергетические диаграммы каталитических реакций с использованием обычного (а) и селективного (б) катализатора

ра — до оксида азота (II) и воды (запишите уравнения реакции и рассмотрите процессы окисления и восстановления).



Катализаторы — это вещества, изменяющие скорость химической реакции или путь, по которому она протекает, но остающиеся неизменёнными качественно и количественно по окончании реакции. Биологические катализаторы белковой природы называются **ферментами**.

Процесс изменения скорости химической реакции или пути, по которому она протекает, называется **катализом**. Как и реакции, различают **гомогенный** и **гетерогенный** виды катализа. В случае использования ферментов катализ называют **ферментативным**. Этот вид катализа известен человеку с глубокой древности. Благодаря ферментативному расщеплению органических веществ человек научился печь хлеб, варить пиво, изготавливать вино и сыр (рис. 14).



Рис. 14. Человек с древности использовал катализ, происходящий при выпечке хлеба, варке пива, изготовлении вина, производстве сыра

Наиболее известны в быту ферменты, входящие в состав стиральных порошков. Именно они позволяют избавлять бельё при стирке от пятен и неприятного запаха.

Познакомимся ближе с катализаторами с помощью химического эксперимента.

Пероксид водорода (в обиходе его часто называют перекисью водорода) — необходимый в любой домашней аптечке препарат (рис. 15). На упаковке с этим препаратом обязательно указывается срок годности, так как при хранении он разлагается:



Однако при обычных условиях этот процесс протекает настолько медленно, что мы не замечаем выделения кислорода, и только открыв склянку, в которой пероксид водорода хранился длительное время, можно заметить, как из неё выделяется немного газа. Как ускорить этот процесс? Проведём лабораторный опыт.



Рис. 15. Раствор пероксида водорода (перекись водорода) должен быть в каждой аптечке



Лабораторный опыт № 9

Разложение пероксида водорода
с помощью оксида марганца (IV)

Налейте в пробирку 3—4 мл раствора пероксида водорода. Отверстием стеклянной трубочки наберите немного порошка оксида марганца (IV), осторожно высыпьте его в пробирку. Что наблюдаете? Внесите в верхнюю часть пробирки тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Дайте характеристику проделанной реакции по всем известным вам признакам классификации химических реакций. Какой катализ вы наблюдали в ходе этого эксперимента?



Лабораторный опыт № 10

Обнаружение каталазы
в пищевых продуктах

Исследуем некоторые пищевые продукты на наличие в них фермента каталазы (эксперимент лучше выполнять в группе). В шесть пробирок налейте по 3—4 мл раствора пероксида водорода и поместите в них кусочки: сырого и варёного картофеля, сыра, дрожжей, сырой и варёной печени. Почему в одних случаях наблюдалось выделение кислорода, а в других — нет? Если в пробирку с раствором пероксида водорода добавить несколько капель свежеполученного морковного или картофельного сока, то наблюдается характерное вскипание из-за выделяющегося кислорода. Какой вид катализа вы наблюдали в ходе этого эксперимента?

Катализаторы не только делают экономичнее производственные процессы, но и вносят значительный вклад в охрану окружающей среды. Так, современные легковые автомобили снабжены каталитическим устройством, внутри которого находятся керамические ячеистые носители катализатора (платины и родия). Проходя через них, вредные вещества (оксиды углерода, азота, несгоревший бензин) превращаются в уг-

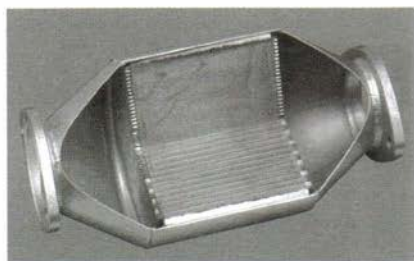


Рис. 16. Каталитический преобразователь автомобиля, превращающий оксиды азота его выхлопных газов в безвредный азот

лекистый газ, азот и воду (рис. 16).

Однако для химических реакций важны не только катализаторы, которые ускоряют прохождение реакции, но и вещества, способные их замедлять. Такие вещества называются *ингибиторами*. Наиболее известны ингибиторы коррозии металлов.



Лабораторный опыт № 11

Ингибирование взаимодействия кислот с металлами уротропином

Поместите в две пробирки по небольшому гвоздю (грануле цинка), налейте в них раствор серной или соляной кислоты. Добавьте в одну пробирку немного уротропина. Что наблюдаете? Объясните результаты наблюдений.

В лексиконе обычного человека нередко встречаются слова, которые заимствованы из химии. Например, антиоксиданты, или антиокислители. Что собой представляют вещества, называемые *антиоксидантами*? Вы, наверное, замечали, что если долго хранить сливочное масло, то оно изменяет цвет, вкус, приобретает неприятный запах — окисляется на воздухе. Чтобы пищевые продукты не портились, в них добавляют антиоксиданты. Важную роль они играют и в сохранении здоровья человека, ведь в его организме также происходят нежелательные процессы окисления, в результате чего человек болеет, быстрее устаёт и стареет. Организм человека получает антиоксиданты при употреб-



Рис. 17. Антиоксиданты: *а* — β -каротин; *б* — витамин Е

лении в пищу продуктов, содержащих, например, каротин (витамин А) и витамин Е (рис. 17).

Итак, скоростью химической реакции можно управлять с помощью катализаторов и ингибиторов, изменением температуры, концентрации реагирующих веществ, давления (для гомогенных газовых реакций), площади соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных процессов). И конечно же скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ.

1. Катализаторы. 2. Ферменты. 3. Катализ (гомогенный, гетерогенный, ферментативный). 4. Ингибиторы. 5. Антиоксиданты.



- 1** Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2** Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Что такое катализаторы? Какую роль они играют в химических реакциях? Почему катализаторы ускоряют течение химических реакций?
- 2 Какую роль в истории человеческой цивилизации сыграл ферментативный катализ?
- 3 Подготовьте сообщение о роли катализаторов в современном производстве.
- 4 Подготовьте сообщение о роли ингибиторов в современном производстве.
- 5 Подготовьте сообщение о роли антиоксидантов в медицине и пищевой промышленности.

Глава вторая

Металлы

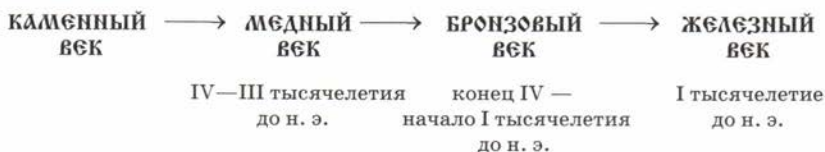
§ 7

Век медный, бронзовый, железный

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

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

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



История цивилизаций Древнего Египта, Древней Греции, Вавилона и других государств неразрывно связана с историей металлов и их сплавов. Установлено, что египтяне за несколько тысячелетий до нашей эры уже умели изготавливать изделия из золота, серебра, олова, меди. В египетских гробницах, сооружённых за 1500 лет до н. э., найдена ртуть, а самые древние предметы из железа имеют возраст 3500 лет.

Из серебра, золота и меди чеканили монеты — человечество издавна отводило этим металлам роль мерил стоимости товара, мировых денег (рис. 18).

Древние римляне начали чеканить серебряные монеты в 269 г. до н. э. — на полстолетия раньше, чем золотые. Родиной золотых монет стала Лидия, расположенная в западной части Малой Азии и торговавшая с Грецией и другими странами посредством таких монет.

Рассмотрим кратко смену эпох в ранней истории человечества.

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

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



2



1



3

Рис. 18. Древние монеты из золота, серебра и меди:
1 — золотая с изображением Александра Македонского и орла (символа власти императора) (Греция);
2 — серебряная с изображением богини Афины и совы (птицы, посвящённой Афине) (Греция);
3 — медная в виде дельфина (Причерноморье)

инструмента, изготовленного из камня и меди.

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

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

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

Гигантская бронзовая статуя Колосса Родосского (32 м) — ещё одно чудо света — возвышалась над входом во внутреннюю гавань древнего порта Родоса. Даже самые крупные морские суда свободно проходили под ней (рис. 19).

Позже были созданы уникальные бронзовые творения: конная статуя Марка Аврелия, «Дискобол», «Спящий Сатир» и др. А великолепные бронзовые скульптуры «Медный всадник» и четыре скульптурные группы «Укрощение коня» на Аничковом мосту в Санкт-Петербурге — красноречивое свидетельство того, что бронза продолжает оставаться одним из основных материалов скульпторов.



Рис. 19. Колосс Родосский (бронза)



Рис. 20. Царь-колокол (бронза)



Рис. 21. Царь-пушка (бронза)

Знаменитые Царь-колокол и Царь-пушка в Московском Кремле — ещё два примера художественной ценности меди и её важнейшего сплава — бронзы (рис. 20 и 21).

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

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

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

С развитием металлургии стоимость железа снижалась, но всё более возрастала его роль в жизни человеческого общества. Железные сплавы — чугун и сталь — не только основа развития техники, но и важнейший материал искусства. Так, из чугуна отлит узор «кружев чугунных» Санкт-Петербурга, ограды его мостов и решётка Летнего сада (рис. 22). Великолепные произведения искусства из чугуна созданы мастерами Каслинского чугунолитейного завода. Вспомните хотя бы замечательную «Чугунную бабушку» П. Бажова.

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

Из стали сделаны барельефы, светильники и опоры метро, а также скульптуры, например «Рабочий и колхозница» скульптора В. И. Мухомовой (рис. 23).



Рис. 22. Решётка ограды Летнего сада



Рис. 23. Скульптура «Рабочий и колхозница» (нержавеющая хромоникелевая сталь)

Семь металлов в древности соотносили с семью известными тогда планетами (табл. 3). Даже открытые в XIX в. палладий и церий были названы в честь небесных тел — астероидов Паллада и Церера.

МЕТАЛЛЫ И НЕБЕСНЫЕ ТЕЛА

Т а б л и ц а 3

Металл	Небесное тело	Астрономический знак
Золото	Солнце	☉
Серебро	Луна	☾
Ртуть	Меркурий	♿
Медь	Венера	♀
Железо	Марс	♂
Олово	Юпитер	♃
Свинец	Сатурн	♄

Сейчас у металлов имеются очень серьёзные «конкуренты» в виде продуктов современной химии — пластмасс, синтетических волокон, керамики и стекла. Но ещё многие и многие годы человечество будет использовать металлы, которые продолжают играть ведущую роль в жизни человека.

1. Семь металлов древности: железо, медь, серебро, ртуть, олово, свинец, золото. 2. Век медный, бронзовый, железный. 3. Бронза и художественное литьё. 4. Сплавы, чугун и сталь.

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрываю-

щими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

- 1 Назовите семь чудес света и укажите, какую роль играли металлы в их создании.
- 2 Какими из прилагательных можно описать свойства ртути при обычных условиях: а) твёрдая; б) жидкая; в) хрупкая; г) ядовитая; д) тягучая; е) блестящая; ж) прозрачная?
- 3 Какие свойства металлов или сплавов лежат в основе образования литературных выражений: «стальной характер», «железные нервы», «золотое сердце», «металлический голос», «свинцовый кулак»?
- 4 Какими из прилагательных можно воспользоваться для характеристики предгрозового неба: а) железное; б) магнитное; в) свинцовое; г) серебристо-белое; д) тяжёлое.
- 5 Подготовьте сообщение на тему «Использование металлов в искусстве».
- 6 Какую роль в истории человечества сыграли металлы?

§ 8

Положение металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение их атомов

Как вам уже известно из курса химии 8 класса, большинство химических элементов относят к металлам (рис. 24 и 25).

В Периодической системе Д. И. Менделеева каждый период, кроме первого (он включает в себя два элемента-неметалла — водород и гелий), начинается с активного химического элемента-металла. Эти элементы образуют главную подгруппу I группы (IA группу) и называются **щелочными металлами**. Своё название они

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ															
		A I	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII B								
1	1	(H)						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. 24. Положение химических элементов-металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева (короткопериодный вариант)

IA																		VIIA VIIIA	
		IIA																	
(H)		Li	Be													B	C	N	O
		Na	Mg													Al	Si	P	S
		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	Re							

Рис. 25. Положение химических элементов-металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева (длиннопериодный вариант)

получили от названия соответствующих им гидроксидов, хорошо растворимых в воде, — щелочей.

Атомы щелочных металлов содержат на внешнем энергетическом уровне только один электрон, который они легко отдают при химических взаимодействиях,

поэтому являются сильнейшими восстановителями. Понятно, что в соответствии с увеличением радиуса атома восстановительные свойства щелочных металлов усиливаются от лития к францию.

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

К металлам относят и химические элементы главной подгруппы III группы (IIIA группы), исключая бор.

Из элементов главных подгрупп следующих групп к металлам относят: в IVA группе — германий¹, олово, свинец (первые два элемента — углерод и кремний — неметаллы), в VA группе — сурьму и висмут (первые три элемента — неметаллы), в VIA группе только последний элемент — полоний — явно выраженный металл. В главных подгруппах VIIA и VIIIA групп все элементы — типичные неметаллы.

Что касается элементов побочных подгрупп, то все они металлы.

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

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

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

восстановительная способность, т. е. способность атомов легко отдавать внешние электроны, превращаясь в положительные ионы. Металлы — свободные атомы и простые вещества — не могут быть окислителями, т. е. атомы металлов не могут присоединять к себе электроны.

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

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

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

1 Какие особенности строения атомов металлов определяют их восстановительные свойства?

- 2 Назовите химический элемент, образующий простое вещество — самый активный металл. Обоснуйте свой выбор.
- 3 Как согласуется утверждение о том, что металлы проявляют только восстановительные свойства и, следовательно, при этом окисляются, с процессом, который можно отразить с помощью уравнения $\overset{+2}{\text{Cu}} + 2\bar{e} \longrightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$? Назовите этот процесс. В каких формах существования химического элемента выступает медь? Для какой формы существования химических элементов справедливо указанное выше утверждение?

§ 9 Физические свойства металлов

Из курса химии 8 класса вы уже имеете представление о природе химической связи, существующей в кристаллах металлов, — **металлической связи**. Напомним, что в узлах металлических кристаллических решёток располагаются атомы и положительные ионы металлов, связанные посредством обобществлённых внешних электронов, принадлежащих всему кристаллу. Эти электроны компенсируют силы электростатического отталкивания между положительными ионами и тем самым связывают их, обеспечивая устойчивость металлической решётки.

Металлическая связь обуславливает все важнейшие физические свойства металлов: *пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск* и другие свойства, характерные для этого класса простых веществ.

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

Способность расплющиваться от удара или вытягиваться в проволоку под действием силы составляет важнейшее механическое свойство металлов. Оно лежит в основе такой уважаемой большинством народов мира профессии, как профессия кузнеца. Недаром покровителем кузнечного дела у разных народов был

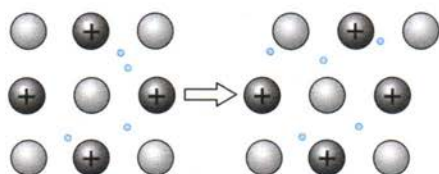


Рис. 26. Смещение слоёв в металлической кристаллической решётке при механическом воздействии



Рис. 27. Высокую пластичность золота используют для золочения интерьеров дворцов

бог огня: у греков — Гефест, у римлян — Вулкан, у славян — Сварог.

Пластичность металлов обусловлена способностью одних слоёв атом-ионов в кристаллах под внешним воздействием легко смещаться (как бы скользить) по отношению к другим слоям без разрыва связей между ними (рис. 26). Наиболее пластичны золото, серебро и медь. Например, из золота можно изготовить «золотую фольгу» толщиной 0,003 мм, которую используют для золочения изделий (рис. 27).

Высокая электропроводность большинства металлов обусловлена присутствием в их кристаллических решётках подвижных электронов, которые направленно перемещаются под действием электрического поля (рис. 28).

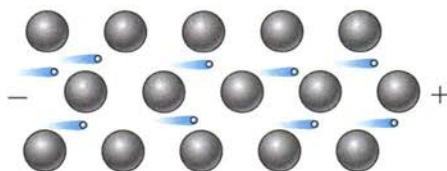


Рис. 28. В металлических кристаллических решётках подвижные электроны под действием электрического поля перемещаются, создавая электрический ток

При нагревании колебательные движения ионов в кристалле усиливаются, что затрудняет направленное движение электронов и ведёт к снижению электрической проводимости. При охлаждении электропроводность металлов увеличивается и вблизи абсолютного нуля переходит в сверхпроводимость. Наибольшую электропроводность имеют серебро и медь, наименьшую — марганец, свинец, ртуть и вольфрам.

Такое свойство, как теплопроводность металлов, также связано с высокой подвижностью свободных электронов: сталкиваясь с колеблющимися в узлах решётки ионами, электроны обмениваются с ними энергией. С повышением температуры колебания ионов при посредстве электронов передаются другим ионам, и температура всего металлического предмета быстро выравнивается.

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

Для большинства металлов характерен белый или серый цвет. Золото и медь окрашены соответственно в жёлтый и жёлто-красный цвет.

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

Для всех металлов (кроме ртути) при обычных условиях характерно твёрдое агрегатное состояние. Однако твёрдость их различна. Наиболее твёрдые — металлы побочной подгруппы VI группы (VIB группы) Периодической системы Д. И. Менделеева. Так, хром по твёрдости приближается к алмазу. Самые мягкие — металлы главной подгруппы I группы (IA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева — щелочные металлы. Например, натрий и калий легко режутся ножом.



Рис. 29. Лампы, при изготовлении которых используют различные металлы: 1 — лампа накаливания; 2 — галогенная лампа; 3 — люминесцентная лампа; 4 — светодиодная лампа

По плотности металлы делят на *лёгкие* (плотность меньше 5 г/см^3) и *тяжёлые* (плотность больше 5 г/см^3). К лёгким относят щелочные, щёлочноземельные металлы и алюминий. Из переходных металлов сюда включают скандий, иттрий и титан. Эти металлы, благодаря лёгкости и тугоплавкости, всё шире применяют в различных областях техники.

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

Лёгкие металлы обычно *легкоплавки*, галлий может плавиться уже на ладони руки, а тяжёлые металлы — *тугоплавки*. Наибольшей температурой плавления, которая равна 3380°C , обладает вольфрам. Это свойство вольфрама используют для изготовления ламп накаливания (рис. 29, 1). Кроме него в конструкцию лампы входят ещё семь металлов.

В Российской Федерации в настоящее время, как и ранее в Евросоюзе и США, на государственном уровне принято решение о замене привычных ламп накаливания на более экономичные и долговечные современные лампы, например галогенные, люминесцентные и светодиодные. Галогенная лампа (рис. 29, 2) — это та же лампа накаливания с вольфрамовой нитью, заполненная инертными газами с добавкой паров галогенов (бро-



а)



б)



в)



г)

Рис. 30. Металлы условно делят на две группы: чёрные (а — чугун; б — сталь); цветные (в — медь; г — алюминий)

ма или иода). Люминесцентные (рис. 29, 3) — это хорошо знакомые вам лампы дневного света, имеющие один существенный недостаток — они содержат ртуть, а потому нуждаются в соблюдении особых правил утилизации на специальных пунктах приёма. Светодиодные лампы (рис. 29, 4) — самые экономичные и самые долговечные (срок работы до 100 тыс. ч), но пока и самые дорогие из ламп.

В технике, как вы уже знаете, металлы делят на *чёрные* (железо и его сплавы) и *цветные* (все остальные, более подробно о них будет рассказано в следующем параграфе) (рис. 30). Золото, серебро, платину и некоторые другие металлы относят к *драгоценным* металлам (рис. 31).

1. Пластичность. 2. Электропроводность и теплопроводность. 3. Металлический блеск. 4. Твёрдость металлов. 5. Плотность металлов. 6. Лёгкие и тяжёлые металлы. 7. Чёрные и цветные металлы. 8. Драгоценные металлы.



Рис. 31. Драгоценные металлы: золото (1, 2); платина (3); серебро (4, 5);



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Назовите самый легкоплавкий металл.
- 2 Какие физические свойства металлов используют в технике?

- 3 Фотоэффект, т. е. свойство металлов испускать электроны под действием лучей света, характерен для щелочных металлов, например для цезия. Почему? Где это свойство находит применение?
- 4 Какие физические свойства вольфрама лежат в основе его применения в лампах накаливания?
- 5 Какие свойства металлов лежат в основе образных литературных выражений: «серебряный иней», «золотая заря», «свинцовые тучи»?

§ 10 Сплавы

При плавлении металлы обычно смешиваются, образуя сплавы.

Ещё в глубокой древности люди заметили, что в большинстве случаев сплавы обладают другими, нередко более полезными для человека свойствами, чем составляющие их чистые металлы. Как вы уже знаете, у бронзы, например, прочность выше, чем у составляющих её меди и олова. Сталь и чугун прочнее технически чистого железа. Поэтому в чистом виде металлы используют редко. Значительно чаще применяют их сплавы. Известно немногим более 80 металлов, но из них получены десятки тысяч различных сплавов.

Помимо большей прочности многие сплавы обладают большей коррозионной стойкостью и твёрдостью, лучшими литейными свойствами, чем чистые металлы. Так, чистая медь очень плохо поддаётся литью, из неё трудно получить отливки, и в то же время оловянная бронза — сплав меди и олова — имеет прекрасные литейные свойства: из неё отливают художественные изделия, требующие тонкой проработки деталей. Чугун — сплав железа с углеродом — также великолепный литейный материал. Чистый алюминий — очень мягкий металл, сравнительно непрочный на разрыв. Но сплав, состоящий из алюминия, магния, марганца, меди и никеля, называемый *дюралюминием*, в четыре раза прочнее алюминия на разрыв.

Помимо более высоких механических качеств сплавам присущи свойства, которых нет у чистых металлов. Примерами могут служить получаемая на основе желе-

за нержавеющая сталь — материал с высокой коррозионной стойкостью даже в агрессивных средах и с высокой жаропрочностью, магнитные материалы, сплавы с высоким электрическим сопротивлением, с малым коэффициентом термического расширения.



Сплавы — это материалы с металлической кристаллической решеткой, обладающие характерными свойствами и состоящие из двух и более компонентов.

Компонентами сплавов могут быть и неметаллы, и соединения.

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

Сплавы классифицируют по-разному, в зависимости от того, какой признак взят за основу. Чаще всего сплавы подразделяют по составу. Например, выделяют медные, алюминиевые, никелевые, титановые и другие сплавы.

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

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

подавляющее большинство железных (или чёрных) сплавов содержит углерод. Их разделяют на чугуны и стали.

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

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

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

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

Углеродистая сталь представляет собой сплав железа главным образом с углеродом, но, в отличие от чугуна, содержание в ней углерода, а также марганца, кремния, фосфора и серы гораздо меньше. В зависимости от количества углерода стали подразделяют на *мягкие* (содержание углерода не превышает 0,3%), *средней* твёрдости (углерода несколько больше, чем в мягких) и *твёрдые* (углерода может быть до 2%). Из стали мягкой и средней твёрдости делают детали машин, трубы, болты, гвозди, скрепки и т. д., а из твёрдой — различные инструменты и посуду.

Легированная сталь — это тоже сплав железа с углеродом, только в него введены специальные, *легирую-*

щие добавки: хром, никель, вольфрам, молибден, ванадий и др.

Легирующие добавки придают сплаву особые качества. Так, хромоникелевые стали очень пластичные, прочные, жаростойкие, кислотоупорные, устойчивые против коррозии (ржавления). Их применяют в строительстве (например, облицовка колонн станции «Маяковская» московского метро выполнена из хромоникелевой стали (рис. 32)), а также для изготовления нержавеющей предметов домашнего обихода (ножей, вилок, ложек), всевозможных медицинских и других инструментов. Хромомолибденовые и хромованадиевые стали очень твёрдые, прочные и жаростойкие. Их используют для изготовления трубопроводов, компрессоров, двигателей и многих других деталей машин современной техники. Хромовольфрамовые стали сохраняют большую твёрдость при очень высоких температурах. Они служат конструкционным материалом для быстрорежущих инструментов.

Свойства некоторых легированных сталей и области их применения представлены в таблице 5.



Рис. 32. Станция метро «Маяковская», облицовка колонн которой выполнена из хромоникелевой стали

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

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

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

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

Бронза — сплав на основе меди с добавлением (до 20%) олова. Бронза хорошо отливается, поэтому её используют в машиностроении для изготовления подшипников, поршневых колец, клапанов, арматуры и т. д. Используют бронзу также и для художественного литья (рис. 33).

Латунь — медный сплав, содержащий от 10 до 50% цинка. Применяют в моторостроении, для изготовления мебельной фурнитуры.

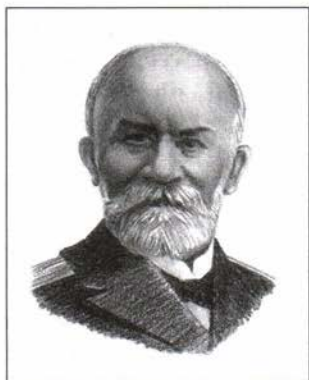
Чернов Дмитрий Константинович (1839—1921)

.....

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



Рис. 33. «Медный всадник» (памятник Петру I на Сенатской площади в Санкт-Петербурге, изготовленный из бронзы)





Аносов Павел Петрович (1799—1851)

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

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



Рис. 34. «Супер Джетт-100»

Дюралюминий (дюраль, дуралюмин) — сплав на основе алюминия, содержащий медь, магний, марганец и никель. Имеет хорошие механические свойства, его применяют в самолёто- и машиностроении (рис. 34).

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



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний пара-

графа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

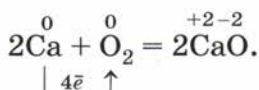
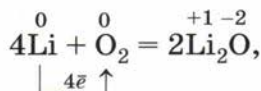


- 1 Какой период в истории человечества называют бронзовым веком? Почему?
- 2 Вычислите количества веществ меди и никеля, которые нужно взять для производства 25 кг мельхиора.
- 3 Что объединяет два выражения: «легирующие элементы стали» и «привилегированное положение в обществе»?
- 4 Вычислите объём водорода (н. у.), который образуется при растворении 100 г латуни, содержащей 13% цинка, в соляной кислоте.

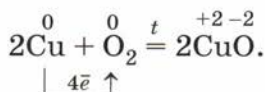
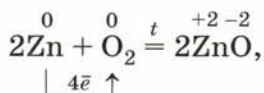
§ 11 Химические свойства металлов

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

С кислородом воздуха легко взаимодействуют щелочные и щёлочноземельные металлы (поэтому их хранят под керосином):

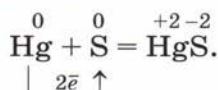
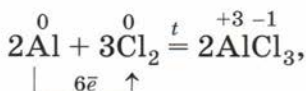


Железо, цинк, медь и другие менее активные металлы энергично окисляются кислородом только при нагревании:

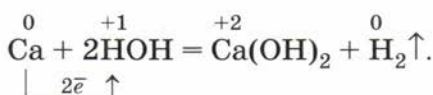
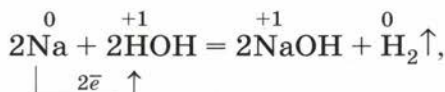


Золото и платиновые металлы не окисляются кислородом воздуха ни при каких условиях.

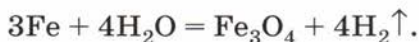
Как вы уже знаете, металлы образуют с неметаллами бинарные соединения — оксиды, хлориды, сульфиды, фосфиды и т. д., например:



Щелочные и щёлочноземельные металлы легко реагируют с водой, восстанавливая катионы водорода до свободного водорода, и образуют при этом растворимые основания — щёлочи:



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



При этом, как и при горении железа, получается оксид состава Fe_3O_4 (железная окалина), который представляет собой смесь двух оксидов $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

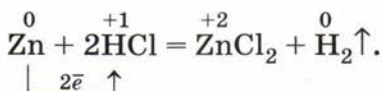
По восстановительной способности, как вы уже знаете, металлы располагают в ряд, который называют **электрохимическим рядом напряжений**:

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

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

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

1. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, вытесняют его из растворов кислот (рис. 35), а стоящие правее, как правило, не вытесняют водород из растворов кислот:



Известно, что золото, ртуть и серебро не реагируют с соляной кислотой. Напомним, что это правило имеет ряд поправок:

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

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

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

2. Каждый металл вытесняет из растворов солей другие металлы, находящиеся правее него в ряду напряжений, и сам может быть вытеснен металлами, расположенными левее, например (рис. 36):

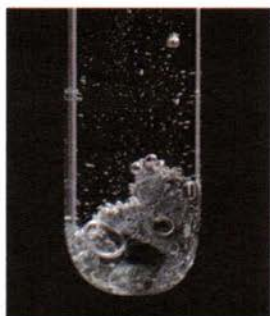
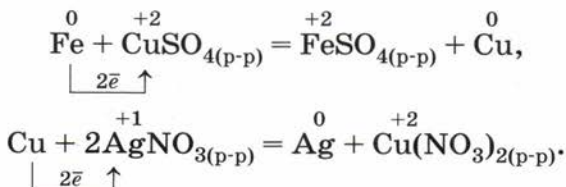


Рис. 35. Взаимодействие цинка с соляной кислотой



Рис. 36. Взаимодействие меди с раствором нитрата серебра

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



Лабораторный опыт № 12

Взаимодействие растворов кислот и солей с металлами

Налейте в две пробирки по 2 мл растворов серной и соляной кислот, поместите в каждую по кусочку магния или цинка. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

Налейте в две пробирки по 2 мл раствора сульфата меди (II), поместите в одну кусочек железа, в другую — гранулу цинка. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

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



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

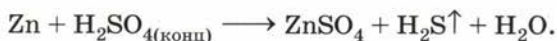


- 1 Определите число электронов, которое отдают три атома железа молекуле воды в реакции образования железной окалины.
- 2 Вычислите объём воздуха (н. у.), который потребуется для сжигания 36 г магния. (Напоминаем, что объёмная доля кислорода в воздухе равна 0,21.)
- 3 Вычислите объём водорода (н. у.), который может быть получен при растворении в воде 120 мг кальция, если выход газа составляет 80% от теоретически возможного.
- 4 Почему щелочные и щёлочноземельные металлы хранят под керосином? Почему литий, в отличие от натрия и калия, хранят в вазелине?
- 5 Методом электронного баланса определите коэффициенты в уравнении реакции, схема которого:
$$\text{Ca} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$$

Какой ион проявляет в этой реакции окислительные свойства?
- 6 Можно ли получить водород при взаимодействии свинца с раствором серной кислоты?

7

Методом электронного баланса определите коэффициенты в уравнении реакции, схема которой:



Какое вещество проявляет в этой реакции восстановительные свойства?

§ 12 Получение металлов

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

Самородные металлы обычно содержатся в небольших количествах в виде зёрен или вкраплений в горных породах. Изредка встречаются и довольно крупные куски металлов — самородки (рис. 37). Например, самый крупный самородок меди весил 420 т, серебра — 13,5 т, а золота — 112 кг.

Большинство металлов в природе существует в связанном состоянии в виде различных химических природных соединений — **минералов** (рис. 38). Очень часто это оксиды, например минералы железа: *красный железняк* Fe_2O_3 , *бурый железняк* $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, *магнитный железняк* Fe_3O_4 . Нередко минералами явля-

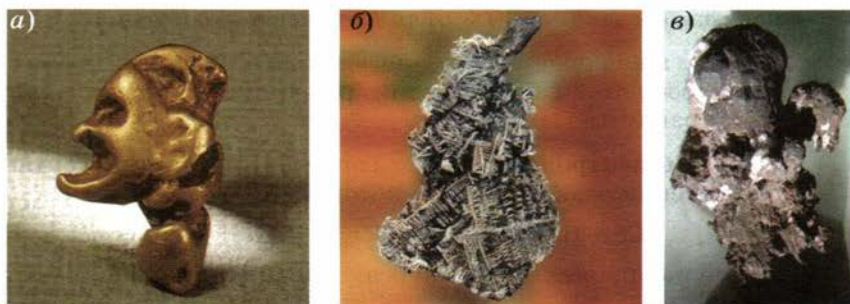


Рис. 37. Самородки: а — золота; б — серебра; в — меди

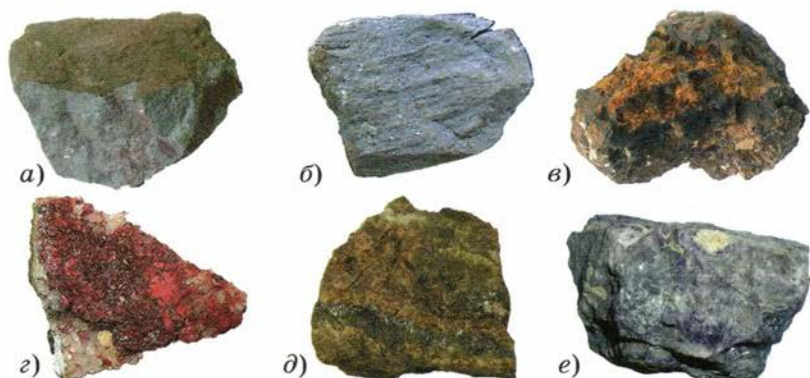


Рис. 38. Минералы: *а* — красный железняк; *б* — магнитный железняк; *в* — бурый железняк; *г* — киноварь; *д* — цинковая обманка; *е* — свинцовый блеск

ются сульфидные соединения, например *свинцовый блеск*, или *галенит*, PbS , *цинковая обманка* ZnS , *киноварь* HgS .



Лабораторный опыт № 13

Ознакомление с рудами железа

Рассмотрите образцы красного, бурого и магнитного железняка. Отметьте цвет каждой руды. Испытайте их на магнитные свойства (поднесите к каждому образцу магнит). Зафиксируйте результаты опыта в тетради. Проведите образцами каждой руды полоски по поверхности фарфоровой ступки или обратной стороне кафельной плитки. Отметьте цвет руд.

Минералы входят в состав горных пород и руд.



Рудами называют содержащие минералы природные образования, в которых металлы находятся в количествах, пригодных в технологическом и экономическом отношении для получения металлов в промышленности.

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

Обычно перед получением металлов из руды её предварительно *обогащают* — отделяют пустую породу, примеси. В результате образуется *концентрат*, служащий сырьём для металлургического производства (рис. 39).



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

Такое же название имеет и важнейшая отрасль тяжёлой промышленности, занимающаяся получением металлов и сплавов.

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



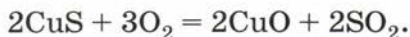
Пирометаллургия — методы переработки руд, основанные на химических реакциях, происходящих при высоких температурах (от греч. *пирос* — огонь).

Медная руда

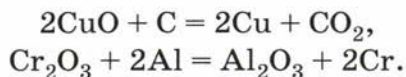


Рис. 39. Из 1 т медной руды можно получить 16 кг концентрата и только 4 кг чистой меди

Пирометаллургические процессы включают обжиг и плавку. При обжиге содержащиеся в рудах соединения металлов, в частности сульфиды, переводят в оксиды, а сера удаляется в виде оксида серы (IV) SO_2



При плавке происходит восстановление металлов из их оксидов с помощью угля, водорода, оксида углерода (II) или более активного металла:



Чугун получают при высоких температурах в металлургических печах, называемых **домнами** (рис. 40). В свою очередь, из чугуна в других металлургических печах, например **конвертерах** (рис. 41), выплавляют сталь.

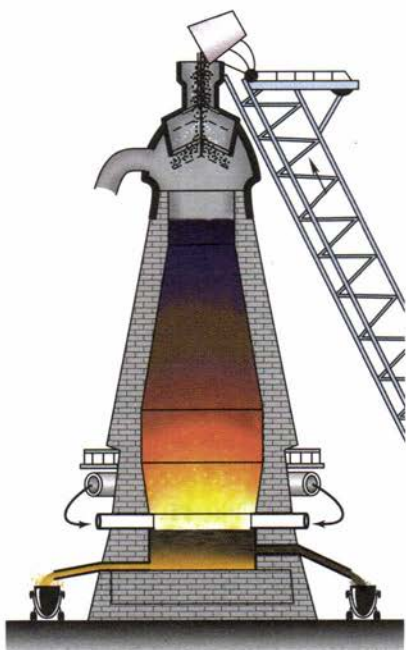


Рис. 40. Домна используется для выплавки чугуна



Бекетов Николай Николаевич (1827—1911)

.....
 Русский физикохимик. Способствовал развитию физической химии как самостоятельной области науки. Организовал первую в России термохимическую лабораторию. Открыл способ восстановления металлов из оксидов, названный **алюминотермией**.

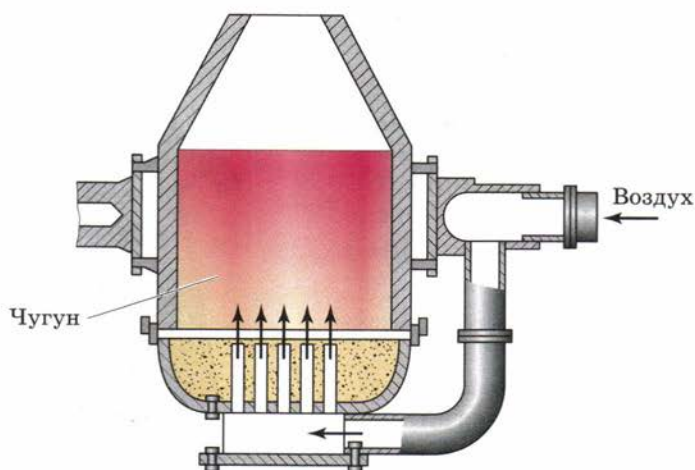


Рис. 41. Конвертер

Если в качестве металла-восстановителя используют алюминий, то соответствующий процесс восстановления называют а л ю м и н о т е р м и е й (рис. 42). Этот метод получения металлов был предложен русским учёным Н. Н. Бекетовым.



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



Рис. 42. Сваривание рельса алуминотермией (а); рельс, сваренный с использованием алуминотермии (б)



Дэви Гемфри (1778—1829)

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

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



Электрометаллургия — методы получения металлов, основанные на электролизе, т. е. выделении металлов из растворов или расплавов их соединений с помощью постоянного электрического тока.

Этот метод применяют главным образом для получения активных металлов — щелочных, щёлочноземельных и алюминия, а также для производства легированных сталей. Именно этим методом английский химик Г. Дэви впервые получил калий, натрий, барий и кальций.

Большого внимания заслуживают *микробиологические методы получения металлов*, в которых используется жизнедеятельность некоторых видов бактерий. Например, так называемые тионовые бактерии способны переводить нерастворимые сульфиды в растворимые сульфаты. В частности, бактериальный метод применяют для извлечения меди из её сульфидных руд

непосредственно на месте их залегания. Полученный рабочий раствор, обогащённый сульфатом меди (II), подается на гидрометаллургическую переработку.

1. Самородные металлы. 2. Минералы. 3. Руды. 4. Metallургия и её виды: пиро-, гидро-, электрометаллургия. 5. Аллюминотермия. 6. Микробиологические методы получения металлов.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенное задание.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 В работе немецкого учёного в области металлургии и врача Г. Агриколы (XVI в.) «12 книг о металлах» сказано: «Подвергая руду нагреванию, обжигу и прокаливанию, удаляют этим часть веществ, примешанных к металлу...» и далее «...плавка необходима, так как только посредством её горные породы и затвердевшие соки (рассолы) отделяются от металлов, которые приобретают свойственный им цвет, очищаются и становятся во многих отношениях полезны человеку». О каких видах металлургии писал Агрикола? Проиллюстрируйте его высказывание примерами уравнений химических реакций.
- 2 Какой метод получения меди — с помощью серной кислоты или бактериальный — экологически более безопасен?
- 3 Почему щелочные и щёлочноземельные металлы нельзя получить гидрометаллургическим методом?
- 4 Предложите технологическую цепочку производства свинца из минерала галенита PbS . Запишите уравнения реакций.
- 5 Как можно получить из пирита FeS_2 железо и серную кислоту? Запишите уравнения реакций.

- 6 Сколько килограммов меди получается из 120 т обогащённой горной породы, содержащей 20% сульфида меди (I), если выход меди составляет 90% от теоретически возможного?

§ 13 Коррозия металлов

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



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

У поэта В. Шефнера есть очень образные строчки:

Коррозия — рыжая крыса,
Грызёт металлический лом.

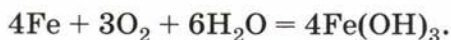
Ежегодно из-за коррозии теряется около четверти всего произведённого в мире железа. Однако не только потеря металлов, но и порча изготовленных из них изделий обходится очень дорого. Затраты на ремонт или на замену деталей судов, автомобилей, аппаратуры химических производств, приборов и коммуникаций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

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

Коррозию металлов и сплавов (их окисление) вызывают такие компоненты окружающей среды, как вода, кислород, оксиды углерода и серы, содержащиеся в

воздухе, водные растворы солей (морская вода, грунтовые воды). Эти компоненты непосредственно окисляют металлы — происходит *химическая коррозия*.

Чаще всего коррозии подвергаются изделия из железа. Особенно сильно корродирует металл во влажном воздухе и при соприкосновении с водой (рис. 43). Упрощённо этот процесс можно выразить следующим уравнением химической реакции:



Химически чистое железо почти не корродирует, а техническое железо, которое содержит различные примеси, например в чугунах и сталях, ржавеет. Следовательно, одной из причин возникновения коррозии является наличие примесей в металле, т. е. его неоднородность.

Сущность процесса коррозии для этого случая покажем на следующем примере. Если два различных металла, находящихся в контакте между собой, опустить в водный раствор электролита (в реальных условиях это, например, грунтовые воды, сконденсированная влага из атмосферы), то металл более активный, расположенный в электрохимическом ряду напряжений левее, бу-

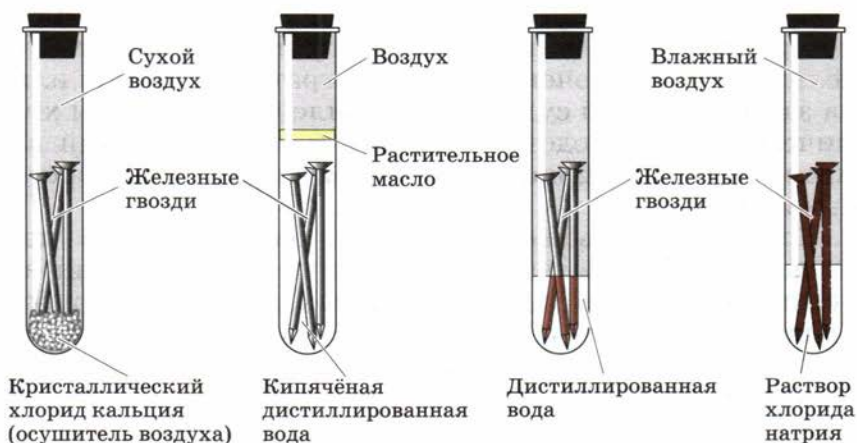
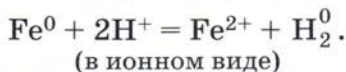
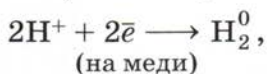
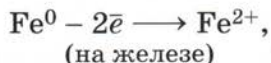


Рис. 43. Влияние факторов окружающей среды на коррозию металлов

дет разрушаться, предохраняя менее активный металл от коррозии.

Например, при контакте железа с медью в водной среде железо, как более активный металл, постепенно корродирует, переходя в воду в виде ионов железа (рис. 44, а).

Электроны, высвободившиеся из атомов железа, перейдут к меди и на её поверхности соединятся с ионами водорода, выделившимися из компонентов водной среды (например, серной или других кислот; вам, очевидно, известно выражение «кислотные дожди»). Этот электрохимический процесс можно представить так:



И наоборот, при контакте железа с более активным цинком последний, разрушаясь, защищает железо от коррозии (рис. 44, б).

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

1. *Нанесение защитных покрытий на поверхности предохраняемого от коррозии металла.* Для этого часто используют масляные краски, эмали, лаки (рис. 45). Эти неметаллические покрытия дешёвые, но обычно недолговечные. Раз в два года, а иногда и чаще их требуется обновлять. Так, например, красят Эйфелеву башню в Париже.

Предохраняемый металл можно покрыть слоем другого металла: золота, серебра, хрома, никеля, олова,

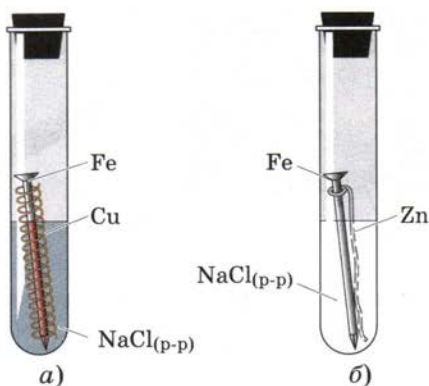


Рис. 44. Электрохимическая коррозия металлов при контакте металлов в электропроводной среде: а — Fe—Cu; б — Zn—Fe

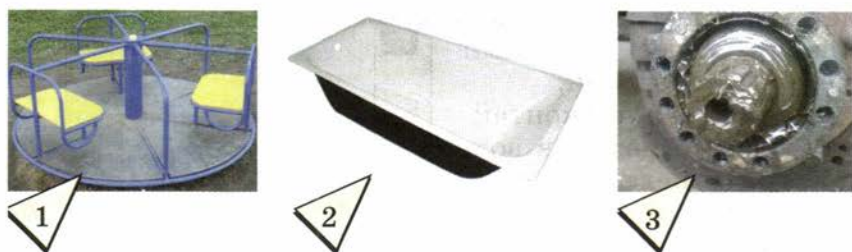


Рис. 45. Защита металлов от коррозии. Защитные покрытия: 1 — краски; 2 — эмали; 3 — смазки

цинка и др. Один из самых старых способов — это *лужение*, или покрытие железного листа слоем олова. Такое железо называют *белой жстью*.

2. *Использование нержавеющей сталей, содержащих специальные добавки.* Например, «нержавейка», из которой изготавливают столовые приборы, содержит до 12% хрома и до 10% никеля. Лёгкие нержавеющие сплавы включают алюминий или титан. Всякий, кто был во Всероссийском выставочном центре, видел перед входом обелиск «Покорителям космоса», облицованный пластинками из титанового сплава (рис. 46). На его блестящей поверхности нет ни одного пятнышка ржавчины.

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

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

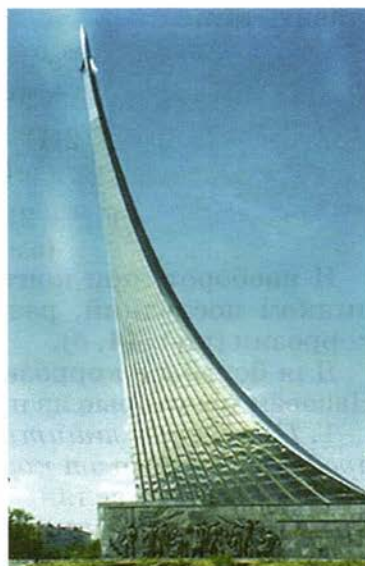


Рис. 46. Обелиск «Покорителям космоса» (облицовка из титана)

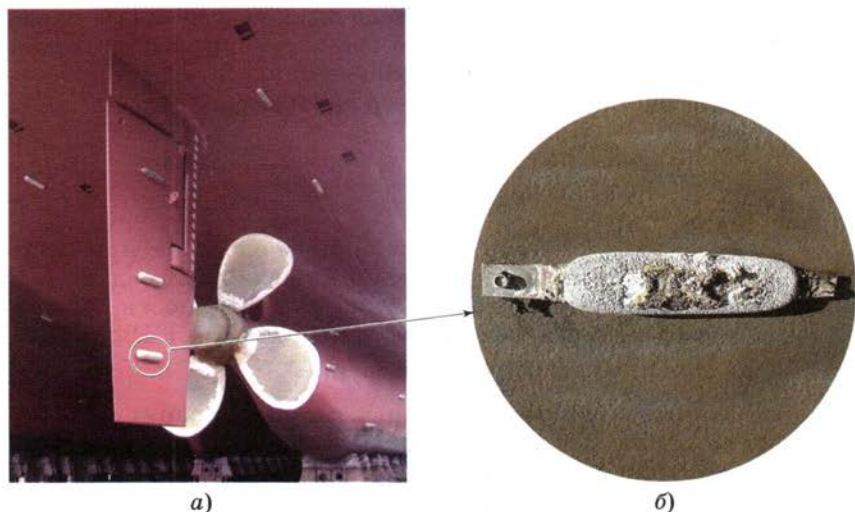


Рис. 47. Протекторная защита от коррозии гребного вала морского судна (а); элемент защиты от коррозии (б)

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

4. *Создание контакта с более активным металлом — протектором.* Например, для защиты стальных корпусов морских судов обычно используют цинк (рис. 47). На суше металлические конструкции линии электропередачи (ЛЭП) и трубопроводов соединяют с листом или куском более активного металла. С этой же целью к деталям конструкции мостов приваривают куски цинка.

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

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающи-

ми содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

- 1 Медь на воздухе покрывается тонким слоем оксида, придающим ей тёмную окраску, но во влажном воздухе и в присутствии углекислого газа на её поверхности образуются соединения зелёного цвета ($(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$). Напишите уравнения реакций коррозии меди.
- 2 Щелочные и щёлочноземельные металлы хранят под слоем керосина для предотвращения контакта с воздухом, так как они интенсивно взаимодействуют с составными частями воздуха. Напишите уравнения возможных реакций, сопровождающих коррозию этих металлов.
- 3 Что такое ингибиторы коррозии? Что такое протекторы? Чем отличается механизм их действия при защите металлов от коррозии?
- 4 Лужёное железо, покрытое защитной оловянной плёнкой, поцарапали. Что будет происходить с изделием?
- 5 О каком материале строка В. В. Маяковского: «По крыше выложили жёсть...»?
- 6 В начале XX в. из нью-йоркского порта вышла в открытый океан красавица яхта. Её владелец, американский миллионер, не пожалел денег, чтобы удивить свет. Корпус яхты был сделан из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклёпками. Это было красиво — сверкающий серебристым блеском корабль, усеянный золотистыми головками заклёпок! Однако через несколько дней обшивка корпуса начала расходиться и яхта быстро пошла ко дну. Почему?

§ 14 Щелочные металлы

Строение и свойства атомов. Щелочные металлы — это элементы главной подгруппы I группы (IA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Франций — редкий радиоактивный элемент.

На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат по одному электрону, находящемуся на сравнительно большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон, поэтому являются очень сильными восстановителями. Во всех своих соединениях щелочные металлы проявляют степень окисления +1. Восстановительные свойства их усиливаются при переходе от Li к Cs, что связано с увеличением радиусов их атомов. Это наиболее типичные представители металлов: металлические свойства выражены у них особенно ярко.

Щелочные металлы — простые вещества. Серебристо-белые мягкие вещества (режутся ножом), с характерным блеском на свежесрезанной поверхности (рис. 48). Все они лёгкие и легкоплавкие, причём, как правило, плотность их возрастает от лития к цезию, а температура плавления, наоборот, уменьшается (рис. 49).

Щелочные металлы активно взаимодействуют почти со всеми неметаллами. Используя общее обозначение для металлов М, запишем в общем виде уравнения реакций щелочных металлов с неметаллами — водородом, хлором и серой:

I ГРУППА	
(H)	
Li Литий	3 6,939
Na Натрий	11 22,989
K Калий	19 39,102
29 63,546	Cu Медь
Rb Рубидий	37 85,470
47 107,868	Ag Серебро
Cs Цезий	55 132,905
79 196,968	Au Золото
Fr Франций	87 [223]

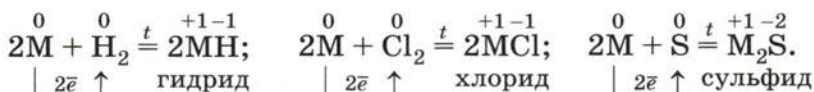




Рис. 48. Хранение щелочных металлов и их физические свойства

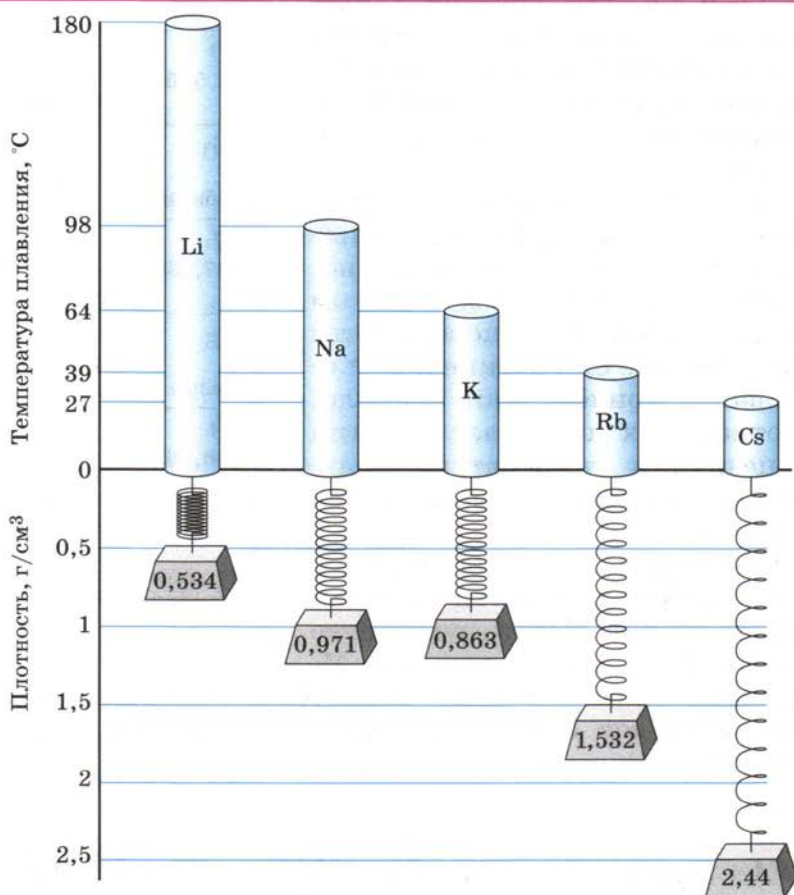


Рис. 49. Плотности и температуры плавления щелочных металлов

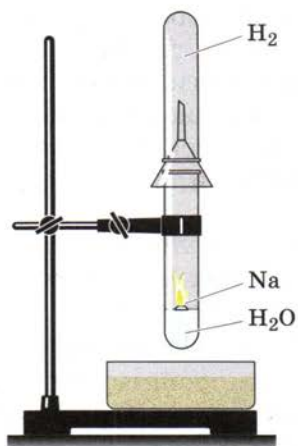


Рис. 50. Взаимодействие натрия с водой и соби́рание водоро́да мето́дом вытеснения воздуха

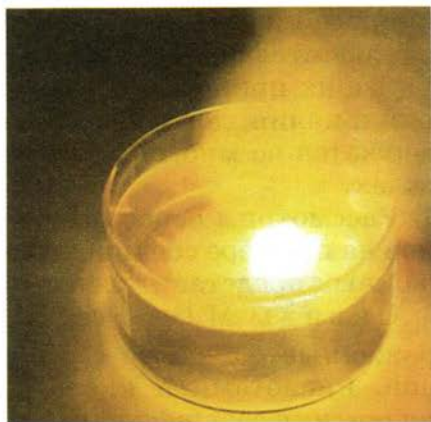
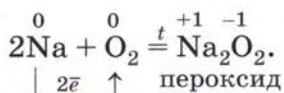
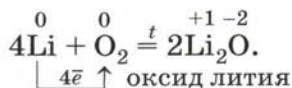


Рис. 51. Взаимодействие калия с водой

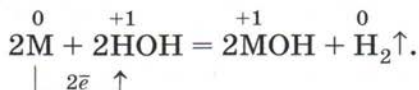
При взаимодействии с кислородом натрий образует не оксид, а пероксид:



И только литий образует оксид при взаимодействии с кислородом:



Как вы уже знаете, все щелочные металлы активно взаимодействуют с водой, образуя щёлочи и восстанавливая воду до водорода (рис. 50 и 51):



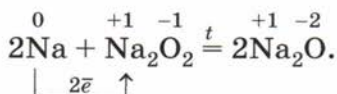
Скорость взаимодействия щелочного металла с водой будет увеличиваться от лития к цезию (*почему?*).

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

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

Оксиды M_2O — твёрдые вещества. Имеют ярко выраженные основные свойства: взаимодействуют с водой, кислотами и кислотными оксидами (*запишите уравнения соответствующих реакций*).

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



Гидроксиды MOH — твёрдые белые вещества. Очень гигроскопичны. Хорошо растворяются в воде с выделением большого количества теплоты. Их относят к *щелочам*, они проявляют ярко выраженные свойства сильных растворимых оснований: взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями, амфотерными оксидами и гидроксидами (*запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах*). Гидроксиды щелочных металлов образуются при взаимодействии щелочных металлов или их оксидов с водой (*запишите уравнения соответствующих реакций*).

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

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

Едкий натр применяют в больших количествах для очистки нефтепродуктов, в бумажной и текстиль-

ной промышленности, для производства мыла и волокон.

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

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

Na_2CO_3 — карбонат натрия, образует кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, известный под названием *кристаллическая сода*, которую применяют в производстве стекла, бумаги, мыла. Это средняя соль.

Вам в быту более известна кислая соль — гидрокарбонат натрия NaHCO_3 (пищевая сода), которую применяют в пищевой промышленности, в медицине.

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

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата натрия, техническое название — *глауберова соль*, применяют для производства соды и стекла и в качестве слабительного средства.

NaCl — хлорид натрия, или поваренная соль, хорошо известен вам из курса 8 класса. Хлорид натрия является важнейшим сырьём в химической промышленности, широко применяется в быту (рис. 52).

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

Калий поддерживает работу сердечной мышцы, поэтому нехватка калия в организме отрицательно сказывается на здоровье человека. Калий необходим расте-



Рис. 52. Применение хлорида натрия: 1—5 — производство химических веществ (соляной кислоты 1, гидроксида натрия 2, хлора 3, натрия 4, соды 5); 6 — для консервирования; 7 — приправа к пище; 8 — производство мыла

ниям, при его недостатке снижается интенсивность фотосинтеза.

Взрослый человек должен в сутки потреблять с пищей 3,5 г калия. С помощью соединений калия можно устранять отёки. В этом случае нужно увеличить потребление калия до 5 г в сутки.

Больше всего калия содержат курага, соя, фасоль, зелёный горошек, чернослив, изюм и некоторые другие продукты (рис. 53).

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

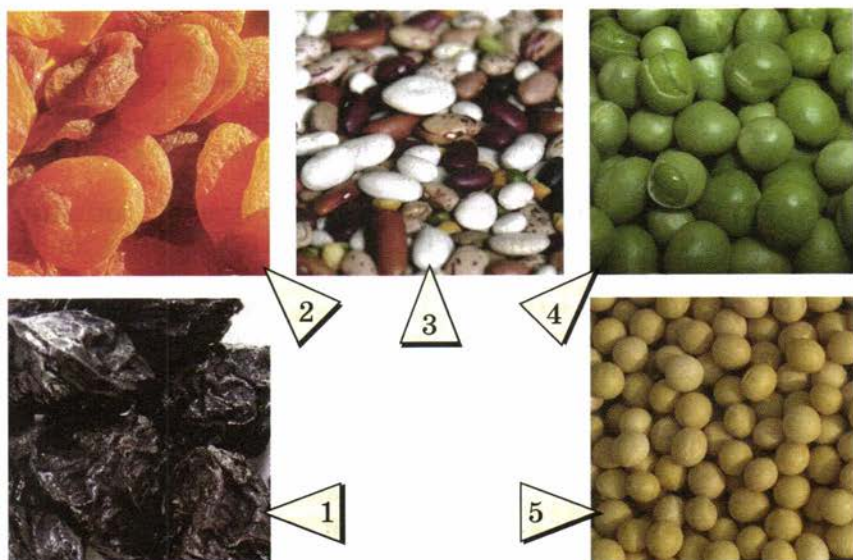


Рис. 53. Калий поступает в организм человека с продуктами питания: 1 — чернослив; 2 — курага; 3 — фасоль; 4 — горох; 5 — соевые бобы

Соли натрия, как и сам натрий, окрашивают пламя в жёлтый цвет, а калий и его соли — в розово-фиолетовый. Проведём лабораторный опыт.



Лабораторный опыт № 14

Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Возьмите лучинку, закрепите на ней петельку или спираль из нихромовой проволоки. Обмакните петельку в соляную кислоту и прокалите в пламени спиртовки (*пламя должно быть бесцветным*). Затем погрузите петельку в раствор или сухую соль натрия и внесите её в пламя. В какой цвет оно окрашивается? Повторите все операции и для соли калия. Для наблюдения цвета пламени, окрашенного солями калия, желательно использовать синий светофильтр, поглощающий жёлтый цвет. Если в кабинете химии имеются соли лития, повторите опыт и для этих соединений.

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

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

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



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

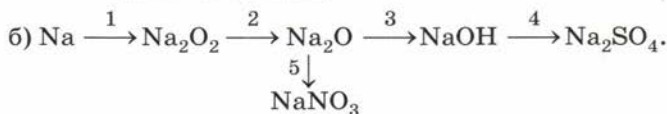
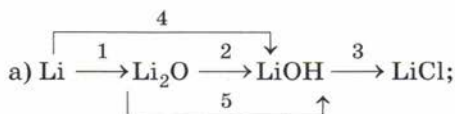
2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



1

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



2 Вычислите объём водорода (н. у.), который может быть получен при растворении в воде 11,5 г натрия, содержащего 2% примесей, если выход водорода составляет 95% от теоретически возможного.

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

Добрый Литий



пероксид
натрия

оксид
лития

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

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

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

Спрашивает Натрий: «Почему ты, брат Литий, все свои электроны Кислороду отдаёшь? Не лучше ли делать так, как мы?» Отвечал Литий: «Я всегда рад помочь другим, не то что вы — жадничаете. Я рад, что в моём оксиде Кислород имеет свою обычную степень окисления -2 , не то что -1 в ваших странных, ни на что не похожих пероксидах». Сказал так и ушёл восвояси. Долго стояли Натрий и Калий в раздумье, но так ничего и не поняли. И сейчас с Кислородом продолжают пероксиды образовывать. А оксиды состава M_2O дают лишь тогда, когда их силой заставят, т. е. создадут соответствующие условия — нагреют пероксид (Na_2O_2) с таким же металлом-«жадиной» (Na).

Какие химические понятия использовала в художественной форме Наташа?

4 Напишите сочинение о щелочных металлах, положив в основу сюжета превращения этих металлов или какой-либо один химический процесс.

5 В 100 г кураги содержится 2,034 г калия. Сколько граммов кураги нужно съесть, чтобы получить суточную норму калия?

§ 15 Бериллий, магний и щёлочноземельные металлы

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

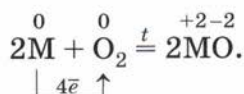
Радий — радиоактивный элемент, содержание его в природе невелико.

Бериллий, магний и щёлочноземельные металлы — простые вещества. Лёгкие серебристо-белые металлы, стронций имеет золотистый оттенок. Он значительно твёрже бария, барий же по мягкости напоминает свинец.

II ГРУППА	
Be Бериллий	4 9,012
Mg Магний	12 24,312
Ca Кальций	20 40,080
30 65,370	Zn Цинк
Sr Стронций	38 87,620
48 112,400	Cd Кадмий
Ba Барий	56 137,340
80 200,590	Hg Ртуть
Ra Радий	88 [226]

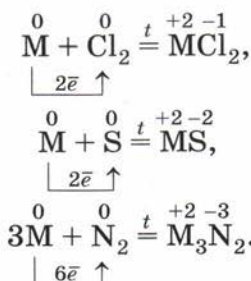
На воздухе при обычной температуре поверхность бериллия и магния покрывается защитной оксидной плёнкой. Щёлочноземельные металлы взаимодействуют с кислородом воздуха более активно, поэтому их хранят под слоем керосина или в запаянных сосудах, как и щелочные металлы.

При нагревании на воздухе все рассматриваемые металлы (обозначим их М) энергично сгорают с образованием оксидов:

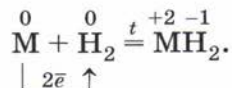


Реакция сжигания магния сопровождается ослепительной вспышкой, раньше её применяли при фотографировании объектов в тёмных помещениях. В настоящее время используют электрическую вспышку.

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



При высоких температурах металлы главной подгруппы II группы (IIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева окисляются водородом до гидридов:



Гидриды — это твёрдые солеподобные соединения металлов с водородом, похожие на галогениды — соединения металлов с галогенами. Теперь, очевидно, вам стало понятно, почему водород находится и в главной подгруппе VII группы (VIIA группы).

Из всех металлов главной подгруппы II группы (IIА группы) Периодической системы Д. И. Менделеева только бериллий практически не взаимодействует с водой (препятствует защитная плёнка на его поверхности), магний реагирует с ней медленно, остальные металлы бурно взаимодействуют с водой при обычных условиях (рис. 54):

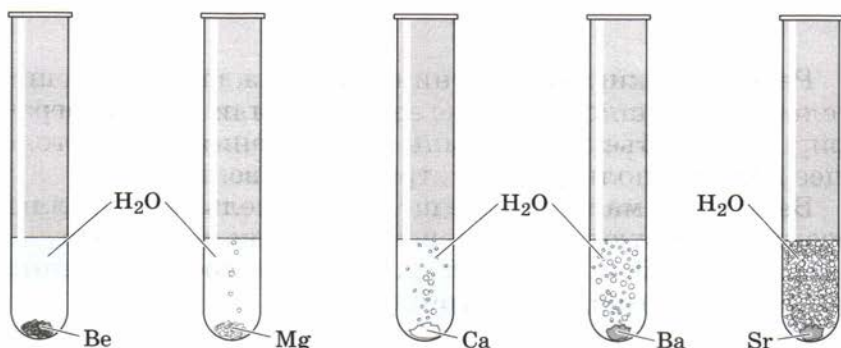
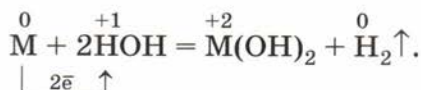
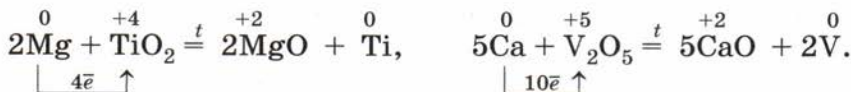


Рис. 54. Взаимодействие с водой металлов главной подгруппы II группы (IIА группы) Периодической системы Д. И. Менделеева

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



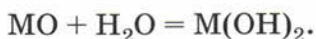
Такие способы получения металлов по аналогии с алюминотермией называют *магнетермией* и *кальциетермией*.

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

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

О к с и д ы MO — твёрдые белые тугоплавкие вещества, устойчивые к воздействию высоких температур. Проявляют основные свойства, кроме оксида бериллия, имеющего амфотерный характер.

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



Оксиды получают обжигом карбонатов:



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



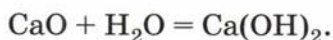
Лабораторный опыт № 15

Получение гидроксида кальция и исследование его свойств

Небольшой кусочек или немного порошка оксида кальция поместите в стаканчик, прилейте в 5 раз больше воды. Размешайте содержимое с помощью стеклянной палочки и дайте постоять 2—3 мин. Отфильтруйте по 1—2 мл содержимого стаканчика в две пробирки. С помощью стеклянной трубочки осторожно продувайте выдыхаемый воздух через раствор в 1-й пробирке. Что наблюдаете? Как называется реакция? Запишите уравнение. К раствору во 2-й пробирке добавьте 2—3 капли спиртового раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Что можно утверждать на основании опыта о растворимости гидроксида кальция?

Гидроксиды щёлочноземельных металлов относятся к щелочам. Их растворимость в воде увеличивается в ряду $Ca(OH)_2 \rightarrow Sr(OH)_2 \rightarrow Ba(OH)_2$. Эти гидроксиды получают взаимодействием соответствующего оксида с водой.

Реакция оксида кальция с водой сопровождается выделением большого количества теплоты и называется *гашением извести* (рис. 55), а образующийся $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — *гашёной известью*:



Прозрачный раствор гидроксида кальция называют *известковой водой*, а белую взвесь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде — *известковым молоком*. Гашёную известь широко используют в строительстве. Известковое молоко применяют в сахарной промышленности для очистки свекловичного сока.

Соли бериллия, магния и щёлочноземельных металлов получают взаимодействием их с кислотами. Галогениды (фториды, хлориды, бромиды и иодиды) этих металлов — белые кристаллические вещества, большинство из них растворимо в воде. Из сульфатов хорошо растворимы в воде только сульфаты бериллия и магния. Растворимость сульфатов элементов главной подгруппы II группы Периодической системы Д. И. Менделеева уменьшается от BeSO_4 к BaSO_4 . Карбонаты этих металлов малорастворимы или нерастворимы в воде.

Сульфиды щёлочноземельных металлов, содержащие в малых количествах примеси тяжёлых металлов, после предварительного освещения начинают светиться различными цветами — красным, оранжевым, голубым, зелёным. Они входят в состав специальных светящихся

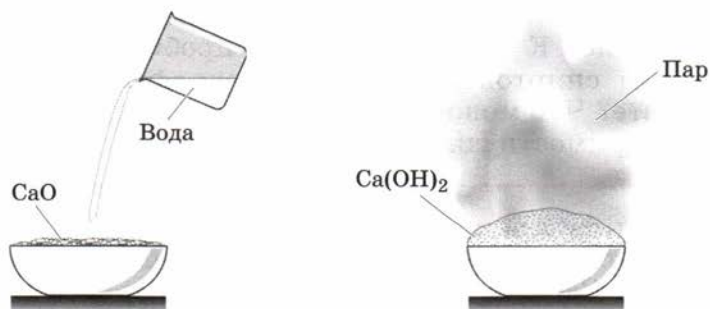


Рис. 55. Гашение извести



Рис. 56. Природные соединения кальция:

а — мел; *б* — мрамор; *в* — известняк; *г* — кальцит

красок, которые называют *фосфóрами*. Их используют для изготовления светящихся дорожных знаков, циферблатов часов и других изделий.

Рассмотрим наиболее важные соединения элементов главной подгруппы II группы (IIА группы) Периодической системы Д. И. Менделеева.

CaCO_3 — *карбонат кальция* — одно из самых распространённых на Земле соединений. Вам хорошо известны такие содержащие его минералы, как мел, мрамор, известняк (рис. 56).

Мрамор — это минерал скульпторов, архитекторов и облицовщиков. Из него создавали свои прекрасные творения многие скульпторы (рис. 57). Стены всемирно известного индийского мавзолея Тадж-Махал выложены из мрамора (рис. 58), им же облицованы многие станции московского метро (рис. 59).

Однако самый важный из этих минералов — известняк, без которого не обходится ни одно строительство. Во-первых, он сам является прекрасным строительным камнем (вспомните знаменитые одесские катакомбы — бывшие каменоломни, в которых до-



Рис. 57. Скульптура М. М. Антокольского «Царь Иоанн Васильевич Грозный» изготовлена из мрамора

бывали камень для строительства города), во-вторых, это сырьё для получения других материалов: цемента, гашёной и негашёной извести, стекла и др.

Известковой щебёнкой укрепляют дороги, а порошком уменьшают кислотность почв.

Природный мел представляет собой остатки раковин древних животных. Один из примеров его использования — это школьные мелки, зубные пасты. Мел применяют в производстве бумаги, резины, побелки.

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

CaSO_4 — *сульфат кальция*, встречается в природе в виде минерала *гипса* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, представляющего собой кристаллогидрат. Используют в строительстве, в медицине для наложения фиксирующих гипсовых повязок, получения слепков (рис. 60). Для этого применяют

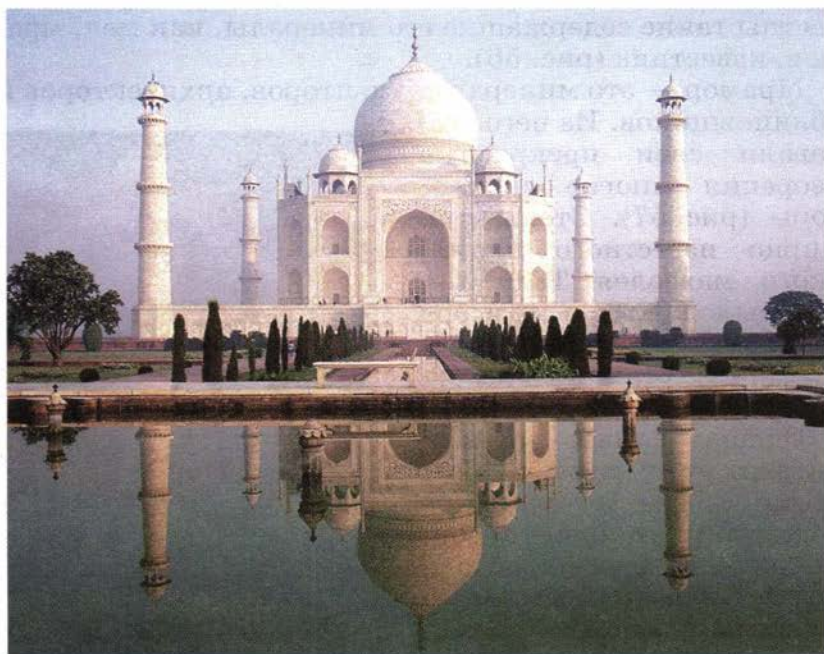
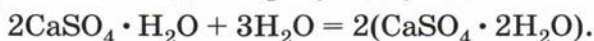


Рис. 58. Тадж-Махал — мавзолей-мечеть, находящийся в Агре (Индия), выполнен из мрамора



Рис. 59. Станция московского метрополитена «Трубная» отделана мрамором

полуводный гипс $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — *алебастр*, который при взаимодействии с водой образует двуводный гипс:



Эта реакция идёт с выделением теплоты.

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

BaSO_4 — *сульфат бария*, благодаря нерастворимости и способности задерживать рентгеновские лучи применяют в рентгенодиагностике («баритовая каша») для диагностики заболеваний желудочно-кишечного тракта (рис. 61).

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — *фосфат кальция*, входит в состав фосфоритов (горная порода) и апатитов (минерал), а также в состав костей и зубов. В организме взрослого человека содержится более 1 кг кальция в виде соединения $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

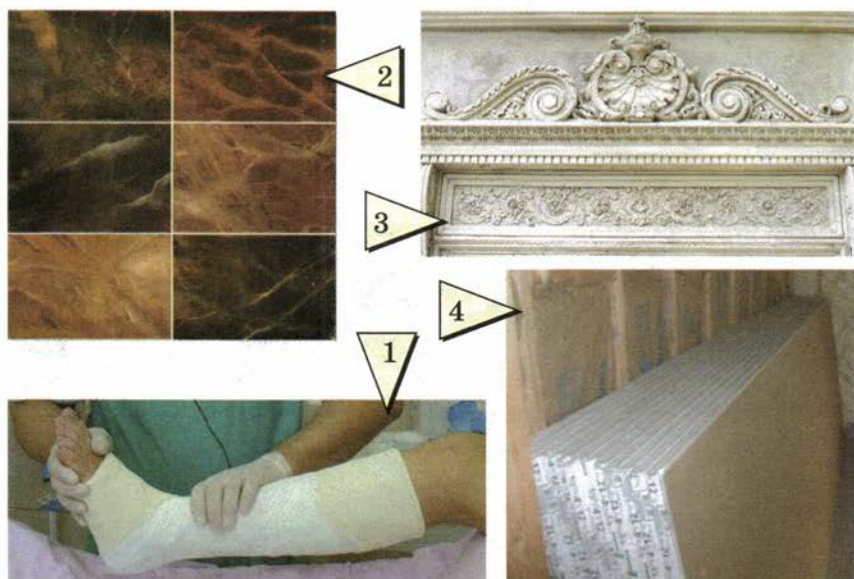


Рис. 60. Гипс применяется: в медицине для изготовления гипсовых повязок (1); искусственных облицовочных и отделочных камней (2), в строительстве для изготовления скульптур и скульптурных элементов (3), гипсокартона (4)

Кальций имеет важное значение для живых организмов, это материал для постройки костного скелета. Он играет существенную роль в процессах жизнедеятельности: ионы кальция необходимы для работы сердца, участвуют в процессах свёртывания крови.

На долю кальция приходится более 1,5% массы тела человека, 98% кальция содержится в костях. Однако кальций необходим не только при формировании скелета, но и для работы нервной системы.

Человек должен получать в день 1,5 г кальция. Наибольшие количества кальция содержатся в сыре, твороге, петрушке, салате.

Магний также является необходимым биоэлементом, играя роль стимулятора обмена веществ, содержится в печени, костях, крови, нервной ткани и мозге. Магния в человеческом организме намного меньше, чем кальция, — всего около 40 г. Магний входит в со-



Рис. 61. «Баритовую кашу» используют в медицине для рентгенодиагностики

денного близ греческого города Магнезия. По названию минерала и дали название простому веществу и химическому элементу.

Полученный Г. Дэви металл был загрязнён примесями, а чистый магний получил француз А. Бюсси в 1829 г.

Кальций был впервые получен также Г. Дэви в 1808 г. Название элемента происходит от латинского слова *кальс*, что означает «известь, мягкий камень».

став хлорофилла, а следовательно, участвует в процессах фотосинтеза. Без хлорофилла не было бы жизни, а без магния — хлорофилла, ведь в нём содержится 2% этого элемента.

Соли щёлочноземельных металлов окрашивают пламя в яркие цвета, поэтому эти соединения добавляют в составы для фейерверков (рис. 62).

Открытие магния и кальция. Магний был впервые получен Г. Дэви в 1808 г. из белой магнезии — минерала, най-



Рис. 62. Красочность фейерверков обусловлена солями щёлочноземельных металлов

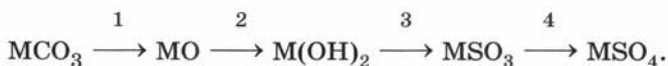
1. Строение атомов бериллия и магния, щёлочноземельных металлов. 2. Химические свойства бериллия, магния и щёлочноземельных металлов: образование оксидов, хлоридов, сульфидов, нитридов, гидридов и гидроксидов. 3. Магнетиермия и кальциермия. 4. Оксиды кальция (негашёная известь) и магния (жжёная магнезия). 5. Гидроксиды кальция (гашёная известь, известковая вода, известковое молоко) и других щёлочноземельных металлов. 6. Соли: карбонаты кальция (мел, мрамор, известняк) и магния; сульфаты (гипс, горькая соль, «баритовая каша»); фосфаты.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

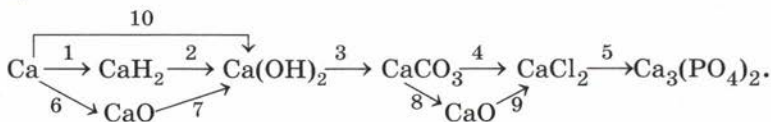


- 1 Массовая доля костей человека составляет 20% от общей массы организма. На долю фосфата кальция, входящего в состав костей, приходится также 20% от массы костей. Зная массу своего тела, рассчитайте, сколько килограммов фосфата кальция содержится в вашем организме. Сколько килограммов кальция содержится в нём?
- 2 Вспомните из курса анатомии, что такое гемофилия. Почему гемофиликам вводят при кровотечениях раствор хлорида кальция?
- 3 Вычислите количество вещества гашёной извести, которое может быть получено из 2 т известняка, содержащего 25% примесей.
- 4 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Какие металлы главной подгруппы II группы (IIА группы) Периодической системы Д. И. Менделеева могут быть использованы для этих превращений, а какие — нет? Почему?

- 5 Напишите уравнения реакций для осуществления превращений:



Уравнение последней реакции запишите также в ионной форме.

- 6 Используя в качестве примера приведённое в предыдущем параграфе сочинение ученицы, напишите своё сочинение о химическом веществе или процессе, посвящённое химии щёлочноземельных металлов.
- 7 Почему в медицине для гипсовых повязок используют не гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, а алебастр $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$? Какой процесс происходит при наложении такой повязки?

§ 16 Алюминий

Строение и свойства атомов.

Алюминий Al — элемент главной подгруппы III группы (IIIA группы) 3-го периода Периодической системы Д. И. Менделеева. Атом

алюминия содержит на внешнем энергетическом уровне три электрона, которые он легко отдаёт при химических взаимодействиях. У родоначальника подгруппы и верхнего соседа алюминия — бора радиус атома меньше (у бора он равен 0,080 нм, у алюминия — 0,143 нм). Кроме того, у атома алюминия появляется один промежуточный восьмиелектронный слой ($2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $3\bar{e}$), который препятствует притяжению внешних электронов к ядру. Поэтому у атомов алюминия восстановительные свойства выражены гораздо сильнее, чем у атомов бора, который проявляет неметаллические свойства.

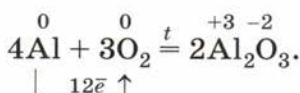
Почти во всех своих соединениях алюминий имеет степень окисления +3.

Al	13
	26,981
Алюминий	

Алюминий — простое вещество. Серебристо-белый лёгкий металл. Плавится при 660 °С. Очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в фольгу толщиной до 0,01 мм. Обладает очень большой электрической проводимостью и теплопроводностью. Образует с другими металлами лёгкие и прочные сплавы.

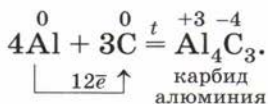
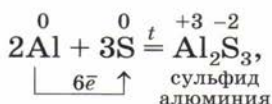
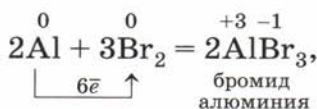
Алюминий — очень активный металл. В ряду напряжений он находится сразу же после щелочных и щёлочноземельных металлов. Однако при комнатной температуре на воздухе алюминий не изменяется, поскольку его поверхность покрыта очень прочной тонкой плёнкой оксида, которая защищает металл от воздействия компонентов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

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

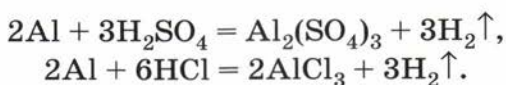


Эту реакцию вы наблюдаете при горении бенгальских огней и фейерверков.

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



Алюминий хорошо растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах:

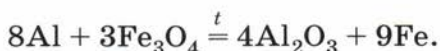


А вот концентрированные серная и азотная кислоты *пассивируют* алюминий, образуя на поверхности металла плотную, прочную оксидную плёнку, которая препятствует дальнейшему протеканию реакции. Поэтому эти кислоты перевозят в алюминиевых цистернах.

Как вы уже знаете, оксид и гидроксид алюминия обладают амфотерными свойствами. Алюминий растворяется в водных растворах щелочей, образуя соли — *алюминаты*, которые называют *комплексными*¹:



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



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

Алюминий очень прочно связан в природных соединениях с кислородом и другими элементами, и выделить его из этих соединений химическими методами очень трудно. Алюминий можно получить электро-

¹ При взаимодействии гидроксида и оксида алюминия с растворами щелочей также образуются комплексные соли, например $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

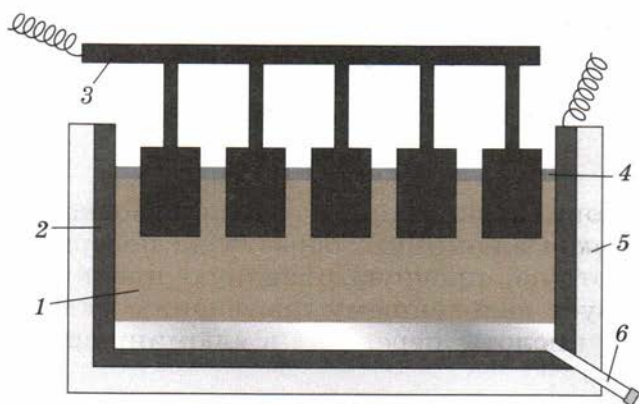


Рис. 63. Схема электролизной установки для получения алюминия: 1 — электролит — расплавленный криолит с добавками фторидов кальция и алюминия (для снижения температуры плавления) и оксид алюминия (добавляют периодически); 2 — угольный катод; 3 — угольный анод; 4 — корка из застывшего оксида алюминия, защищающая расплавленный алюминий от окисления; 5 — стальная ванна; 6 — патрубок для отбора расплавленного алюминия

лизом — разложением расплава его оксида Al_2O_3 на составные части с помощью электрического тока. Но температура плавления оксида алюминия около $2050^\circ C$, поэтому для проведения электролиза необходимы большие затраты энергии.

Технически доступным металлом алюминий стал после того, как в 1886 г. американский и французский учёные Ч. Холл и П. Эру установили, что оксид алюминия хорошо растворяется в расплавленном при $1000^\circ C$ криолите, формула которого Na_3AlF_6 , с образованием электропроводного расплава. Расплав оксида алюминия в криолите подвергают электролизу в специальных установках (рис. 63) на алюминиевых заводах.

Мировое производство алюминия постоянно увеличивается. В настоящее время он оттеснил на третье и последующие места медь и другие цветные металлы и стал вторым по значению металлом продолжающегося железного века.

Al Алюминий 26,98

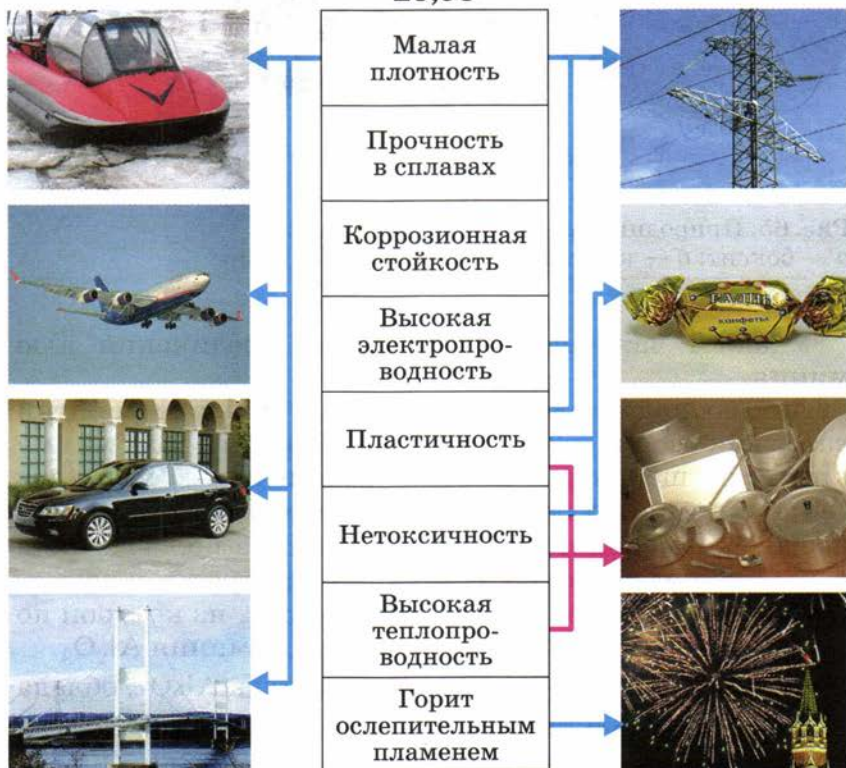


Рис. 64. Основные области применения алюминия и его сплавов

Алюминий почти вдвое легче стали и устойчив к коррозии, поэтому выгоднее стали в тех областях применения, где требуются эти свойства (рис. 64).

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

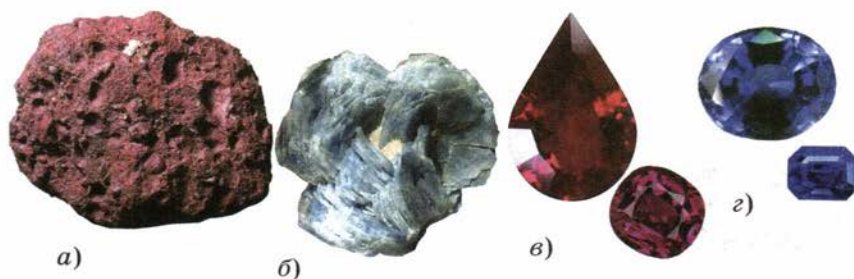


Рис. 65. Природные соединения алюминия:
а — боксит; *б* — корунд; *в* — рубин; *г* — сапфир

Укажем важнейшие природные соединения алюминия.

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

Боксит (рис. 65, *а*) — горная порода, из которой получают алюминий, содержит оксид алюминия Al_2O_3 .

Корунд (рис. 65, *б*) — минерал состава Al_2O_3 , обладает очень высокой твёрдостью, его мелкозернистая разновидность, содержащая примеси, — наждак — применяется как абразивный (шлифовочный) материал.

Эту же формулу имеет и другое природное соединение — *глинозём*.

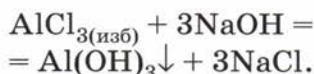
Хорошо известны прозрачные, окрашенные примесями кристаллы корунда: красные — рубины (рис. 65, *в*) и синие — сапфиры (рис. 65, *г*), которые используют как драгоценные камни. В настоящее время их получают искусственно и используют не только в ювелирном деле, но и для технических целей, например для изготовления деталей часов и других точных приборов. Кристаллы рубинов применяют в лазерах.

Оксид алюминия Al_2O_3 — белое вещество с очень высокой температурой плавления. Может быть получен

разложением при нагревании соответствующего ему гидроксида алюминия:



Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ выпадает в виде белого студенистого осадка при действии щелочей на растворы солей алюминия (рис. 66), например:



Как амфотерный гидроксид, он легко растворяется в щелочах и кислотах (рис. 67):

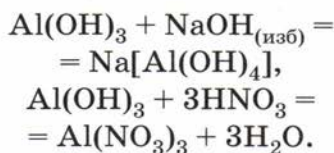


Рис. 66. Получение гидроксида алюминия реакцией обмена из растворимой соли алюминия

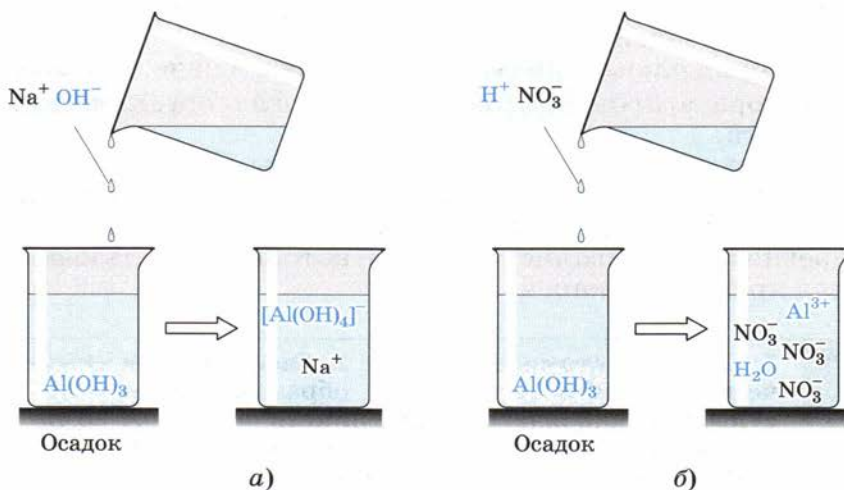


Рис. 67. Химические свойства гидроксида алюминия:

а — взаимодействие с щёлочью; б — взаимодействие с кислотой



Лабораторный опыт № 16

Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

В две пробирки налейте по 1 мл раствора соли алюминия (хлорида или сульфата), а затем добавьте в каждую с помощью пипетки по 5 капель раствора щёлочи (гидроксида натрия или калия). Что наблюдаете? Прилейте к содержимому каждой пробирки раствор кислоты (соляной, серной или азотной). Что наблюдаете? О каком свойстве гидроксида алюминия свидетельствует вторая часть опыта? Запишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионной формах.

Соли неустойчивых *алюминиевых кислот* — ортоалюминиевой H_3AlO_3 и метаалюминиевой HAlO_2 (её можно рассматривать как ортоалюминиевую кислоту, от молекулы которой отняли молекулу воды) — называют *алюминатами*. К природным алюминатам относится благородная шпинель (она украшает историческую реликвию — корону российских императоров) и драгоценный хризоберилл.

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

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

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

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

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

1 Почему в алюминиевой посуде нельзя хранить щелочные или кислые растворы?

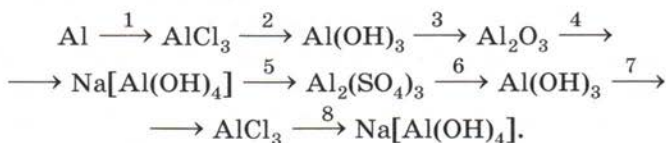
2 Какое соединение алюминия могло послужить материалом для гиперболоида из романа А. Толстого «Гиперболоид инженера Гарина»?

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

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

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

6 Напишите уравнения реакций следующих превращений:



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

7 Вычислите объём водорода (н. у.), который может быть получен при растворении в едком натре 270 мг сплава алюминия, содержащего 5% меди. Выход водорода примите равным 85% от теоретически возможного.

8 Напишите сочинение на тему «Художественный образ вещества или химического процесса», используя свои знания по химии алюминия.

§ 17 Железо

Строение и свойства атомов.
Железо Fe — элемент побочной подгруппы VIII группы (VIII группы) 4-го периода Периодической системы Д. И. Менделеева.

26	Fe
55,847	Железо

Строение электронной оболочки атомов железа несколько отличается от строения электронных оболочек атомов элементов главных подгрупп. Как и положено элементу 4-го периода, атомы железа имеют четыре энергетических уровня, но заполняется у них не последний, а предпоследний, третий от ядра, уровень. На последнем же уровне атомы железа содержат два электрона. На предпоследнем уровне, который может вместить 18 электронов, у атома железа находятся 14 электронов. Следовательно, распределение электронов по уровням в атомах железа таково:



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

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

Различают *технически чистое* и *химически чистое* железо. Технически чистое железо представляет собой низкоуглеродистую сталь, оно содержит 0,02—0,04% углерода, а кислорода, серы, азота и фосфора —

ещё меньше. Химически чистое железо содержит менее 0,01% примесей. Из технически чистого железа сделаны, например, канцелярские скрепки и кнопки. Такое железо легко корродирует, в то время как химически чистое железо почти не подвергается коррозии. Очевидно, знаменитая Делийская колонна сделана из чистого железа (рис. 68).

Первые образцы железа, попавшего в руки человека, по-видимому, были метеоритного происхождения. О знакомстве человека в древности с железом космического происхождения говорит факт наличия у жителей Гренландии, не имевших никакого понятия о железной руде, изделий из железа.

Алхимики обозначали железо в виде копья и щита — характерных атрибутов бога войны Марса.

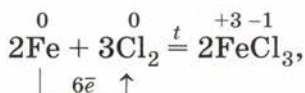
В настоящее время железо — это основа современной техники и сельскохозяйственного машиностроения, транспорта и средств связи, космических кораблей и вообще всей современной цивилизации. Большинство изделий, начиная от швейной иглы и кончая космическими аппаратами, не может быть изготовлено без применения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

Переходя к описанию химических свойств железа, повторим, что оно может проявлять степени окисления +2 и +3, соответственно железо даёт два ряда соединений. Число электронов, которое атом железа отдаёт при химических взаимодействиях, зависит от окислительной способности реагирующих с ним веществ. Напри-

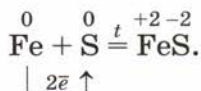


Рис. 68. Железная колонна в Дели — один из самых загадочных памятников индийской культуры. Она обладает уникальным свойством: железо, отлитое 15 веков назад, не ржавеет

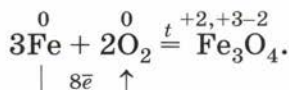
мер, с галогенами (кроме иода) железо образует галогениды, в которых оно имеет степень окисления +3:



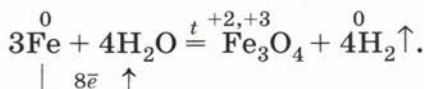
а с серой — сульфид железа (II):



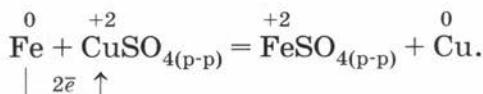
Раскалённое железо сгорает в кислороде с образованием железной окалины:



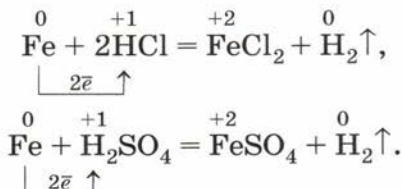
При высокой температуре (700—900 °C) железо взаимодействует с парами воды:



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



В разбавленных соляной и серной кислотах железо растворяется, окисляясь ионами водорода, при этом образуются соли железа (II) и водород:





Лабораторный опыт № 17

Взаимодействие железа с соляной кислотой

В пробирку налейте 2—3 мл соляной кислоты и поместите в неё канцелярскую скрепку или 2—3 скобки для степлера. Что наблюдаете? Докажите, что в результате реакции образуются хлорид железа (II) и водород. Запишите уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

Растворяется железо и в разбавленной азотной кислоте, при этом образуются нитрат железа (III), вода и продукт восстановления азотной кислоты — азот N_2 , оксид азота (II) NO или аммиак NH_3 (нитрат аммония NH_4NO_3) в зависимости от концентрации кислоты.

Концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют железо, образуя на поверхности металла плотную, прочную оксидную плёнку.

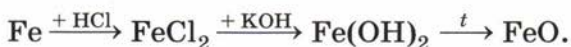
Соединения железа. По распространённости в земной коре железо занимает четвёртое место среди всех элементов (после кислорода, кремния и алюминия).

В природе железо образует ряд минералов. Это *магнитный железняк* (магнетит) Fe_3O_4 , *красный железняк* (гематит) Fe_2O_3 , *бурый железняк* (лимонит) $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$. Все они используются в чёрной металлургии для производства чугуна и стали.

Ещё одно природное соединение железа — *железный*, или *серный*, *колчедан* (пирит) FeS_2 — не служит железной рудой для получения металла, но применяется для производства серной кислоты.

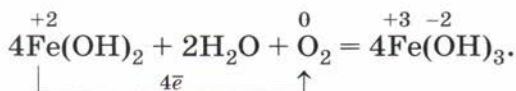
Как уже было сказано выше, для железа характерны два ряда соединений: **соединения железа (II)** и **железа (III)**.

Оксид железа (II) FeO и соответствующий ему гидроксид железа (II) $Fe(OH)_2$ получают косвенно, в частности по следующей цепочке превращений:

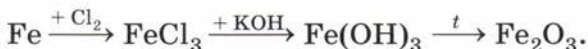


Оксид и гидроксид железа (II) имеют ярко выраженные основные свойства.

Катионы железа (II) Fe^{2+} легко окисляются кислородом воздуха или другими окислителями, например пероксидом водорода, до катионов железа (III) Fe^{3+} . Поэтому белый осадок гидроксида железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ на воздухе сначала приобретает зелёную окраску, а затем становится бурым, постепенно превращаясь в гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



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



Лабораторный опыт № 18

Получение гидроксидов железа (II) и (III) и изучение их свойств

Налейте в две пробирки по 2 мл растворов сульфата (или хлорида) железа (II) и (III). Добавьте в каждую по 1—2 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? Как изменяется цвет осадка в пробирке, в которой находился раствор соли железа (II)? Почему? Добавьте к полученным осадкам раствор серной кислоты до их полного растворения. Запишите уравнение проделанных реакций в молекулярной и ионной формах.

Докажите, что полученные растворы содержат катионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

Из солей железа наибольшее техническое значение имеют сульфаты и хлориды.

Кристаллогидрат сульфата железа (II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, известный под названием *железный купорос*, применяют для борьбы с вредителями растений, для приготовления минеральных красок, для обработки древесины и в других целях.

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

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

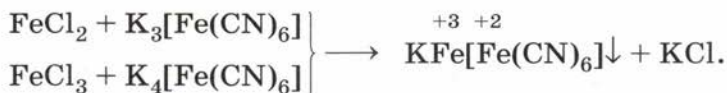
Для распознавания соединений железа (II) и (III) проводят *качественные реакции* на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Качественной реакцией на ионы железа (II) Fe^{2+} служит реакция солей железа (II) с соединением, формула которого $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, называемым *красной кровяной солью*. С соединениями такого типа вам ещё предстоит познакомиться в старшей школе. Это особая группа солей, которые, как вы знаете, называют комплексными. Пока же вам нужно усвоить, как диссоциируют такие соли:



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



Если к растворам, содержащим ионы Fe^{2+} или Fe^{3+} , прилить соответственно растворы красной кровяной соли (реактив на Fe^{2+}) и жёлтой кровяной соли (реактив на Fe^{3+}), то в обоих случаях выпадет одинаковый синий осадок (рис. 69):



Для обнаружения ионов Fe^{3+} также используют взаимодействие солей железа (III) с роданидом калия KSCN или роданидом аммония NH_4SCN . При этом об-

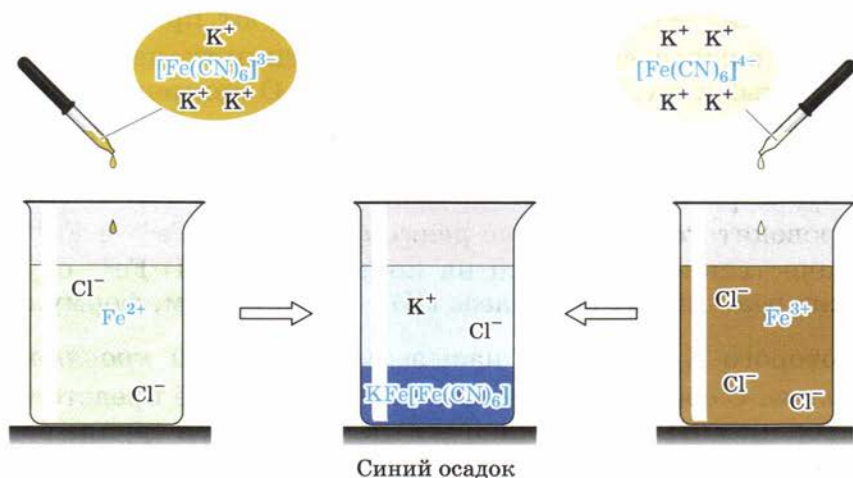


Рис. 69. Качественная реакция на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

разуется ярко окрашенный ион FeSCN^{2+} , а раствор приобретает интенсивно-красный цвет (рис. 70):



Роль химического элемента железа в жизнедеятельности живых организмов очень велика. Оно входит в состав гемоглобина крови, который осуществляет пере-

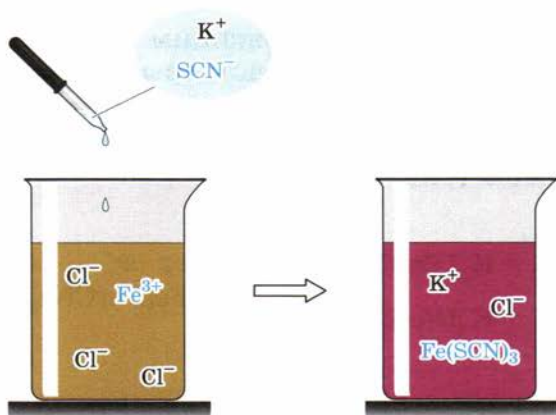


Рис. 70. Качественная реакция на ион Fe^{3+}

нос кислорода от органов дыхания к другим органам и тканям.

Соединения железа издавна применяют для лечения малокровия, при истощении, упадке сил.

Для человека и животных источником железа служит пища. В зелёных овощах, таких как шпинат, салат, капуста, много железа. Розовая черешня содержит наполовину меньше железа, чем чёрная. Светло-зелёный капустный лист в шесть раз беднее железом, чем зелёный. В говядине железа больше, чем в телятине.

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



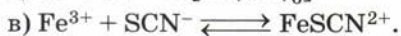
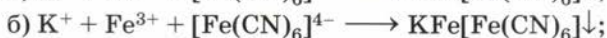
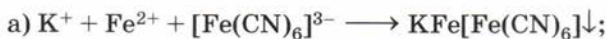
1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



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

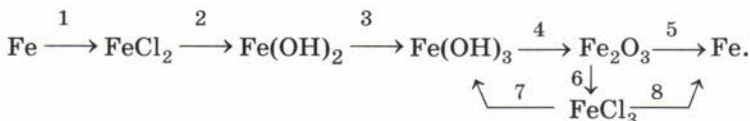
2 Напишите по два молекулярных уравнения, соответствующих следующим сокращённым ионным уравнениям:



Как называют эти реакции? Напишите названия реактивов.

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

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



Рассмотрите два превращения (по выбору) с позиций окисления-восстановления. Реакции с участием электролитов напишите в молекулярной и ионных формах.

- 5 Напишите три уравнения реакций железа с разбавленной азотной кислотой, в которых продуктом восстановления кислоты будет соответственно N_2 , NO , NH_4NO_3 . Для расстановки коэффициентов в уравнениях химических реакций используйте метод электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель в этих реакциях.

- 6 Вычислите объём оксида углерода (II) (н. у.), который потребуется для восстановления железа из 2,32 т магнитного железняка, содержащего 5% пустой породы. Вычислите количество вещества железа, которое при этом получится, если выход его составляет 80% от теоретически возможного.

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

Химический практикум №1

Свойства металлов и их соединений

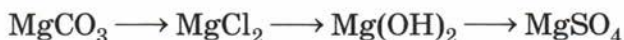
Практическая работа № 1

Осуществление цепочки химических превращений

Проведите реакции, в которых осуществляются предложенные ниже химические превращения (по вариантам).

Составьте уравнения соответствующих реакций. Реакции ионного обмена запишите также в ионной форме.

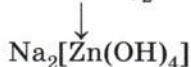
Вариант 1



Вариант 2



Вариант 3



Практическая работа № 2

Получение и свойства соединений металлов

Задание 1

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

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



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

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

Задание 2

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

Задание 3

Осуществите превращения согласно следующей схеме¹:



Напишите уравнения соответствующих реакций и рассмотрите их с позиций окисления-восстановления. Проведите качественные реакции, подтверждающие наличие продуктов реакций. Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 4

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

¹ Для осуществления второго превращения используйте хлорную воду.

Задание 5

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

Практическая работа № 3

Экспериментальные задачи по распознаванию и получению соединений металлов

В выданных вам трёх пробирках (варианты 1, 2 или 3) содержатся твёрдые вещества, а в трёх других (вариант 4) — растворы веществ.

Вариант 1

- а) гидроксид натрия;
- б) карбонат калия;
- в) хлорид бария.

Вариант 2

- а) карбонат кальция;
- б) сульфат натрия;
- в) хлорид калия.

Вариант 3

- а) нитрат бария;
- б) сульфат натрия;
- в) карбонат кальция.

Вариант 4

- а) хлорид натрия;
- б) хлорид алюминия;
- в) хлорид железа (III).

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

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

Задача 1

Докажите опытным путём, что железный купорос, образец которого вам выдан, содержит примесь сульфата железа (III). Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Задача 2

Получите оксид железа (III), исходя из хлорида железа (III). Напишите уравнения соответствующих реакций, а уравнение реакции с участием электролита и в ионном виде.

Задача 3

Получите раствор алюмината натрия, исходя из хлорида алюминия. Запишите уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 4

Получите сульфат железа (II), исходя из железа. Запишите уравнения проделанных реакций и разберите окислительно-восстановительные процессы.

Глава третья

Неметаллы

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

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

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

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

Если для атомов металлов характерны сравнительно большие радиусы и небольшое число электронов (1—3) на внешнем уровне, атомам неметаллов, наоборот, свойственны небольшие радиусы атомов и число электронов на внешнем энергетическом уровне от 4 до 8 (у бора этих электронов 3, но атомы этого элемента имеют маленький радиус). Отсюда и стремление атомов металлов к отдаче внешних электронов, т. е. *восстановительные* свойства, а для атомов неметаллов — стремление к приёму недостающих до заветной восьмёрки электронов, т. е. *окислительные* свойства. Эти свойства характеризуются положением неметаллов в ряду электроотрицательности (см. форзац). Так, фтор проявляет только окислительные свойства, а кислород — восстановительные свойства исключительно по отношению к фтору и т. д.

Среди 114 известных сегодня химических элементов (из них 92 элемента найдены в природе) к неметаллам относят 22 элемента. О расположении металлов и неме-

таллов в Периодической системе Д. И. Менделеева мы уже рассказывали в предыдущей главе. Здесь ещё раз отметим, что в Периодической системе Д. И. Менделеева металлы расположены в основном под диагональю В—Аt, а неметаллы — по этой диагонали и над ней в главных подгруппах (рис. 71).

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

периоды	ряды	группы																	
		A I	В A	II B	III B	IV B	V A	VI B	VII B	A	VIII								B
1	1	(H)												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	

IA																		VIIA VIIIA		
(H)		IIA												IIIA		IVA	VA	VIA	H	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne			
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	VIII	VIII	IB	II B	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	Re										

Рис. 71. Положение химических элементов-неметаллов (отмечены красным цветом) в Периодической системе Д. И. Менделеева

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

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

Температуры плавления неметаллов лежат в очень широком интервале: от $3800^\circ C$ у графита до $-259^\circ C$ у водорода. Эта особенность свойств неметаллов является следствием образования ими двух типов кристаллических решёток: молекулярной (O_2 , O_3 , N_2 , галогены, белый фосфор и др.) и атомной (алмаз, графит, кремний, бор и др.). Разным строением кристаллических решёток объясняется и явление аллотропии (вспомните, что это такое). Например, элемент фосфор образует простое вещество с молекулярной кристаллической решёткой — белый фосфор, молекулы которого имеют состав P_4 , и простое вещество с атомной кристаллической решёткой — красный фосфор Р.

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

В отличие от бесцветного кислорода O_2 , не имеющего запаха, озон — это светло-синий газ с сильным запахом.

Вы уже знаете из курса прошлого года, что примесь озона в воздухе, появляющаяся после грозы, даёт ощущение приятной свежести; содержится озон и в воздухе сосновых лесов и морского побережья.

В природе озон образуется при электрических разрядах или окислении органических смолистых веществ, а также при действии ультрафиолетовых лучей на кислород. В лаборатории его получают в специальных

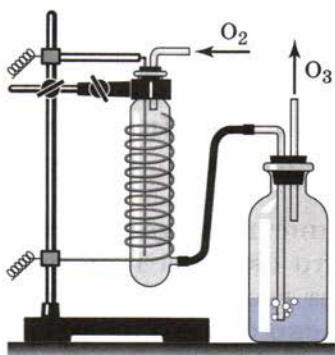


Рис. 72. Озонатор

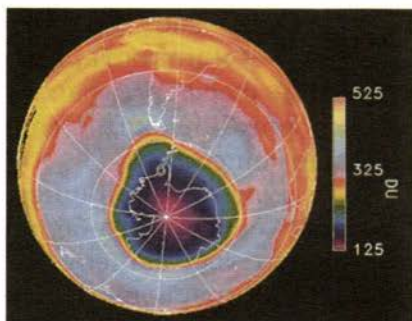


Рис. 73. Озоновый слой Земли

приборах — *озонаторах* (рис. 72) при действии на кислород тихим (без искр) электрическим разрядом.

Озон — гораздо более сильный окислитель, чем кислород. На сильной окислительной способности озона основано его применение: отбеливание тканей, дезодорирование (удаление запаха) жиров и масел, обеззараживание воздуха и питьевой воды.

Озон имеет очень большое значение для сохранения всего живого на нашей планете. Напомним, что *озоновый слой* Земли (рис. 73), расположенный на высоте 20—25 км, задерживает ультрафиолетовое излучение, которое разрушающе действует на клетки живых организмов. Поэтому понятно, как важно сохранить этот весьма чувствительный к действию различных химических веществ «озоновый щит» планеты от разрушения.

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

П о с т о я н н ы е составные части воздуха — это азот, кислород и благородные газы (аргон, гелий, неон и т. п.). Содержание их в тропосфере одинаково (табл. 6).

Составные части	Содержание газов, %	
	по объёму	по массе
Азот N ₂	78,08	75,51
Кислород O ₂	20,95	23,15
Аргон Ar	0,93	1,28
Гелий He	0,00182	0,00125
Неон Ne	0,00053	0,00007
Криптон Kr	0,00012	0,00029

Переменные составные части воздуха — это углекислый газ (около 0,03% по объёму), водяные пары и озон (около 0,00004% по объёму). Содержание их может сильно изменяться в зависимости от природных и промышленных условий.

К случайным составным частям воздуха относят пыль, микроорганизмы, пыльцу растений, некоторые газы, в том числе и те, которые образуют кислотные дожди: оксиды серы, азота и др.

Воздух, свободный от переменных и случайных составных частей, прозрачен, лишён цвета, вкуса и запаха, 1 л его при н. у. имеет массу 1,29 г. Молярная масса воздуха объёмом 22,4 л (1 моль) равна 29 г/моль.

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

Велика роль воздуха в процессах выветривания (разрушения) горных пород и для почвообразования (рис. 74). Под действием воздуха и бактерий минерализуются органические остатки — отжившие органические вещества превращаются в минеральные соединения и снова усваиваются растениями.

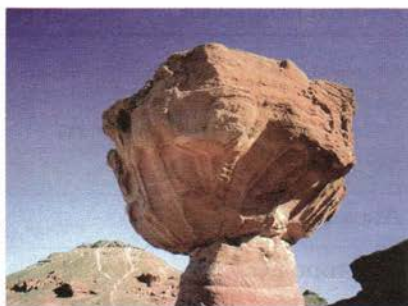


Рис. 74. В результате выветривания образуются скалы причудливой формы



б)

Рис. 75. Перегонка жидкого воздуха: а — схема процесса; б — промышленная установка

Из жидкого воздуха получают азот, аргон и кислород, используя разные температуры их кипения (рис. 75). При перегонке сжиженного воздуха первым испаряется азот.

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



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Определите, во сколько раз тяжелее (легче) воздуха кислород, углекислый газ, водород, т. е. определите относительную плотность этих газов по воздуху ($D_{\text{возд}}$).
- 2 Зная объёмный состав воздуха, найдите количество вещества каждого газа: азота и кислорода в 100 л воздуха при н. у.
- 3 Определите число молекул: а) кислорода; б) азота, содержащихся в 22,4 л воздуха при н. у.
- 4 Вычислите объём воздуха (н. у.), который потребуется для сжигания 20 м³ сероводорода, если при этом образуются вода и оксид серы (IV). Вычислите массу этого воздуха.
- 5 Подготовьте сообщение о применении кислорода.
- 6 Что такое озоновые дыры? Как предупредить их появление?

§ 19 Водород

Строение и свойства атомов.

Вы, очевидно, обратили внимание на то, что каждому элементу в Периодической системе Д. И. Менделеева отводится одно, строго определённое место. Совсем другое дело химический элемент водород. Это единственный элемент, для которого химики отводят в Периодической системе Д. И. Менделеева два места — да каких! Его записывают в две резко противоположные по свойствам группы химических элементов: в главную подгруппу I группы — подгруппу щелочных металлов, а также в главную подгруппу VII группы — подгруппу галогенов. Почему?

H	1
Водород	1,0079

Подобно атомам щелочных металлов, атом водорода содержит на внешнем и единственном энергетическом уровне один электрон, поэтому легко отдаёт его и проявляет восстановительные свойства, получая при этом степень окисления +1. Эти особенности сближают водород с щелочными металлами.

Но, подобно атомам галогенов (химических элементов главной подгруппы VII группы Периодической системы Д. И. Менделеева), атому водорода до завершения внешнего энергетического уровня не хватает одного электрона (атом благородного газа 2-го периода, гелия, содержит на первом и единственном завершённом уровне два электрона), поэтому водород способен проявлять окислительные свойства в реакциях с металлами, забирая у них этот электрон и получая в результате степень окисления -1. Молекулы водорода, как и молекулы галогенов, двухатомны и образованы за счёт неполярной ковалентной химической связи. При обычных условиях водород — это газ, так же как и фтор, и хлор.

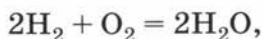
Водород — простое вещество. Молекула водорода состоит из двух атомов и образована ковалентной неполярной химической связью. Это самый лёгкий из газов. Он более чем в 14 раз легче воздуха, поэтому водород собирают в перевернутый вверх дном сосуд (рис. 76). Во-

дород почти нерастворим в воде, поэтому его можно собирать и способом вытеснения воды (рис. 77).

Как распознают водород, вы уже знаете: по характерному глухому хлопку-взрыву при поднесении горячей спички к сосуду (пробирке) с чистым водородом и по особому («лающему») взрыву при поднесении горячей спички к сосуду со смесью водорода с воздухом или с кислородом ($2V(\text{H}_2) : 1V(\text{O}_2)$), которую называют «гремучим газом».

Химические свойства водорода определяются его способностью как к восстановлению, так и к окислению.

Восстановительные свойства водорода. Реакцию горения водорода, уравнение которой



применяют как при сварке и резке металлов из-за высокой температуры, сопровождающей эту реакцию. Водород также используют в качестве топлива в ракетных двигателях.

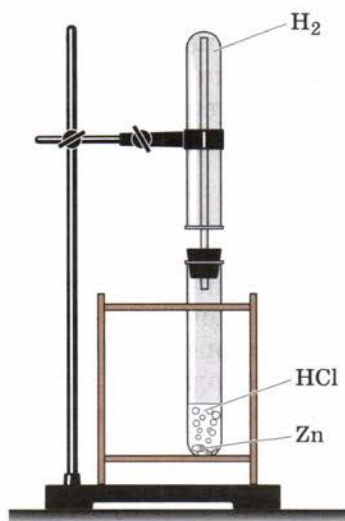


Рис. 76. Получение водорода взаимодействием соляной кислоты и цинка; сбор водорода методом вытеснения воздуха

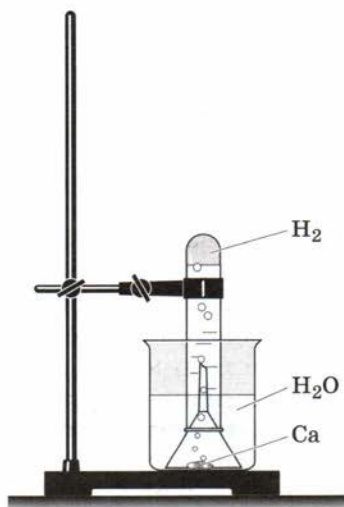


Рис. 77. Получение водорода взаимодействием кальция с водой; сбор водорода методом вытеснения воды

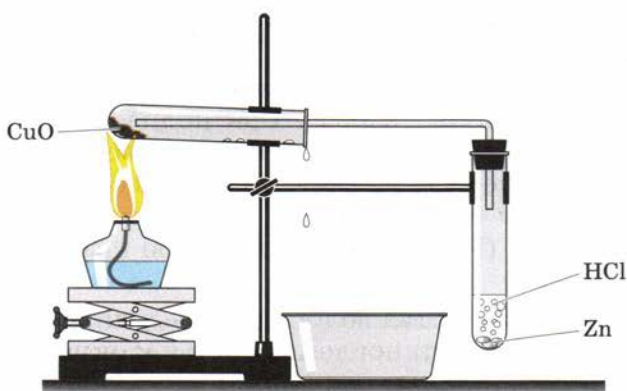
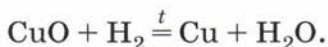


Рис. 78. Взаимодействие оксида меди (II) с водородом

Реакции водорода с неметаллами используют для получения важнейших химических продуктов, например аммиака и хлороводорода:

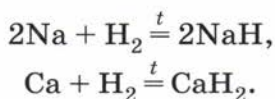


Водород является восстановителем не только по отношению к простым веществам, но также и по отношению к сложным. Так, его можно использовать для восстановления металлов из их оксидов (рис. 78), например:



Водород взаимодействует с оксидом углерода (II), образуя важнейшее органическое соединение — метиловый спирт, который служит сырьём при получении некоторых пластмасс. С помощью водорода жидкие жиры масла превращают в твёрдые — маргарин. С этими реакциями водорода вы познакомитесь при изучении органической химии.

Окислительные свойства водорода проявляются при его взаимодействии с металлами, в результате которого образуются твёрдые солеподобные соединения — гидриды:



Важнейшие области применения водорода, основанные на его свойствах, приведены на рисунке 79.

Водород в природе. Получение водорода. В космосе водород является самым распространённым элементом — из каждых 10 атомов Вселенной на долю водорода приходится 8. Наше Солнце более чем наполовину состоит из водорода. На этой звезде, как и на многих

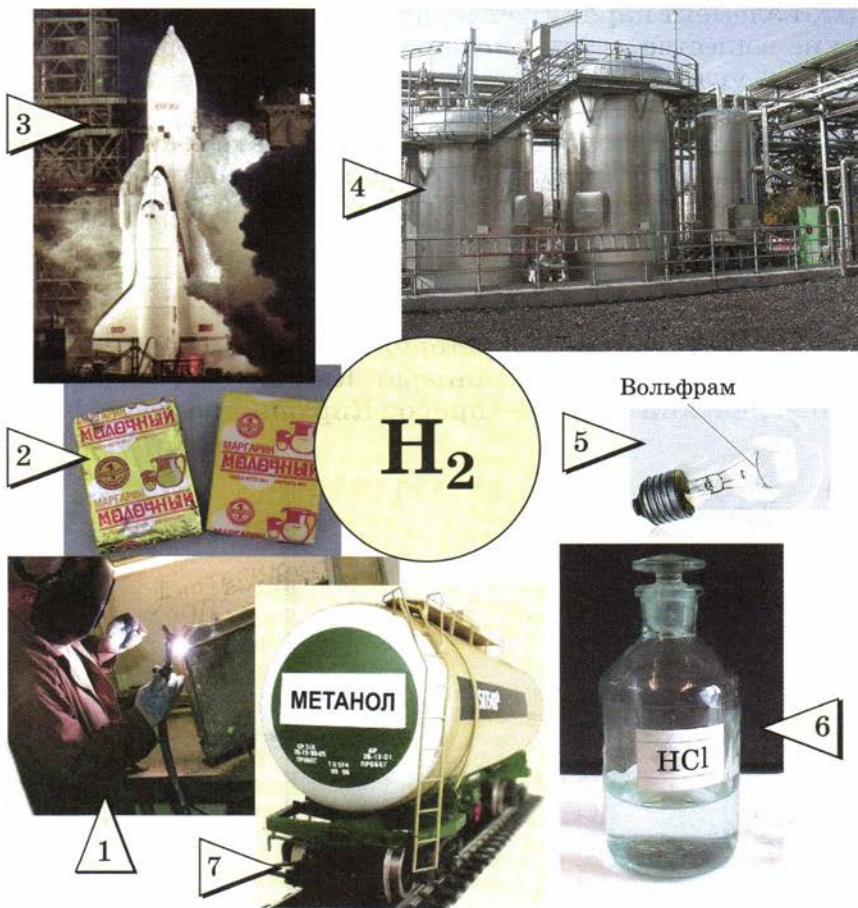
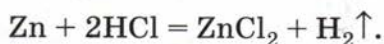


Рис. 79. Применение водорода: 1 — водородная горелка; 2 — производство маргарина; 3 — ракетное топливо; 4—7 — производство различных веществ (аммиака 4, металлов, например вольфрама 5, соляной кислоты 6, органических веществ 7)

других, из ядер атомов водорода образуются ядра атомов гелия и других более тяжёлых химических элементов. Этот процесс сопровождается выделением огромного количества энергии, за счёт которой и существует жизнь на нашей планете.

На Земле водород содержится в виде соединений, важнейшим из которых является вода, образующая такую геологическую оболочку планеты, как гидросфера. Этот элемент наряду с углеродом образует все органические вещества, в том числе и жизненно важные (белки, жиры, углеводы), и богатые энергией (природный газ, нефть, каменный уголь).

Водород в лаборатории можно получить взаимодействием соляной или разбавленной серной кислот с металлами, стоящими в ряду напряжений до (H_2), в первую очередь цинка:



С этой целью в лабораторных условиях применяют специальные приборы: аппарат Киппа (рис. 80, а) или его маленький аналог — прибор Кирюшкина (рис. 80, б).

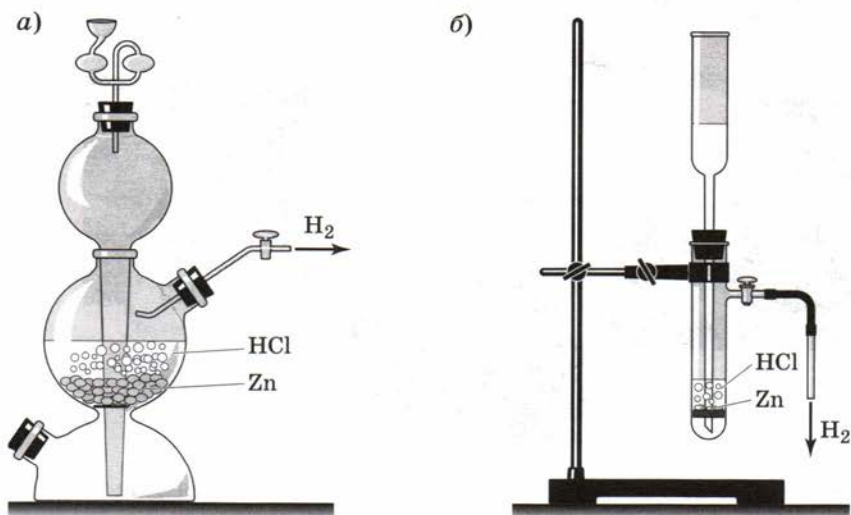


Рис. 80. Приборы, используемые для лабораторного получения водорода: а — аппарат Киппа; б — прибор Кирюшкина

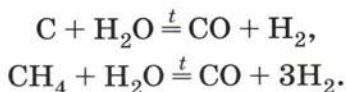


Лабораторный опыт № 19

Получение и распознавание водорода

В пробирку налейте 2 мл раствора серной кислоты и поместите в неё две гранулы цинка. Что наблюдаете? Закройте отверстие пробирки большим пальцем на несколько секунд, пока не почувствуете давление газа на палец. Направьте пробирку на пламя спиртовки и убедите палец. (*Внимание! Горлышко пробирки не направлять на себя!*) Что наблюдаете? Какой водород вы собрали в пробирке: чистый или в смеси с воздухом? Запишите уравнения реакций и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

В промышленности водород получают конверсией (превращением) водяных паров с углем или метаном:



Открытие водорода. Ещё в XVI в. было замечено, что при действии кислот на металлы выделяется газ, который средневековые химики называли «горючим воздухом». Первооткрывателем водорода считают английского физика и химика Г. Кавендиша. В 1766 г. он собрал чистый водород, получив его действием серной и соляной кислот на цинк, железо и олово. Однако вывод о том, что водород представляет собой вещество, а не «горючий воздух», был сделан только в 1784 г. французским химиком А. Лавуазье, который и дал этому элементу название «водород» — рождающий воду.

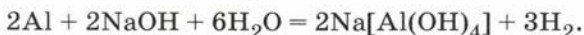
1. Двойственное положение водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Физические свойства водорода.
3. Химические свойства водорода — окислительные и восстановительные.
4. Применение водорода.
5. Получение, собирание, распознавание водорода.



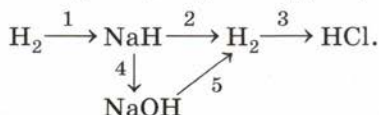
- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Водород образует три изотопа: ${}^1_1\text{H}$ — протий, ${}^2_1\text{H}$ или ${}^2_1\text{D}$ — дейтерий и ${}^3_1\text{H}$ или ${}^3_1\text{T}$ — тритий. Запишите все возможные формулы воды, которые образуют эти изотопы водорода с одним из изотопов кислорода, например ${}^{16}_8\text{O}$. В какой из молекул содержание водорода наименьшее? Рассчитайте его.
- 2 В лаборатории водород можно получить, как вы знаете, взаимодействием щелочного или щёлочноземельного металла с водой, а также по реакции:



- В каком случае объём водорода наибольший, если для получения водорода используются одинаковые количества веществ металлов?
- 3 Вычислите объём водорода (н. у.), который потребуется для восстановления 928 кг оксида вольфрама (VI), содержащего 25% примесей. Вычислите количество вещества металла, которое получится при этом.
 - 4 Запишите уравнения реакций для следующих переходов:



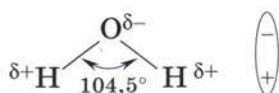
- 5 В стеклянном толстостенном сосуде (эвдиометре) взорвали смесь 4 мл водорода и 3 мл кислорода. Найдите массу продукта реакции и объём непрореагировавшего газа.

§ 20 Вода

Строение молекулы воды. Давайте вспомним, как построена молекула воды. Она имеет угловое строение: входящие в её состав атомы образуют равнобедренный треугольник, в основании которого находятся два атома водорода, а в вершине — атом кислорода. Межъядерные расстояния $O-H$ близки к $0,1$ нм, расстояние между ядрами атомов водорода равно $0,15$ нм, угол между связями $H-O-H$ равен $104,5^\circ$. Из восьми электронов внешнего слоя атома кислорода в молекуле воды четыре электрона задействованы в образовании ковалентных связей $O-H$, остальные составляют две неподелённые электронные пары:



Связи $O-H$ являются полярными за счёт более высокой электроотрицательности кислорода, на атомах которого возникает частичный отрицательный заряд. На атомах водорода, напротив, возникает частичный положительный заряд:



В целом молекула H_2O является полярной молекулой, т. е. *диполем*.

Водородная химическая связь. Относительная молекулярная масса воды равна 18 и отвечает её простейшей формуле. Почему же это вещество является жидкостью, а, например, хлор, относительная молекулярная масса которого 71, представляет собой при обычных условиях газ? Всё дело в том, что в жидкой воде происходит ассоциация молекул, т. е. соединение их в более сложные агрегаты за счёт особой химической связи, которая называется **водородной**.



Химическая связь между атомами водорода одной молекулы и атомами наиболее электроотрицательных элементов (фтора, кислорода, азота), имеющих неподелённые электронные пары, другой молекулы называется **водородной**.

Это очень слабая химическая связь — примерно в 15—20 раз слабее ковалентной. Однако именно благодаря ей некоторые низкомолекулярные вещества (т. е. имеющие небольшую относительную молекулярную массу) имеют повышенные температуры плавления и кипения. Это характерно для воды, спиртов, фтороводорода, аммиака.

Физические свойства воды. Агрегатные состояния воды вам известны из курса начальной школы: жидкое, газообразное и твёрдое (рис. 81).

Жидкая вода образует многочисленные реки, ручьи, озёра, Мировой океан. Газообразная вода входит в состав воздуха. Твёрдая вода — это, прежде всего, лёд и снег. Бесконечно многообразен и причудлив узор снежинок.

В основе всего многообразия встречающейся в природе воды лежат именно водородные связи. Наличием водородной связи у воды (низкомолекулярного вещества) объясняются и *аномально высокие значения её температуры плавления ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$) и кипения ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$)*.

Чистое вещество вода обладает и другими особенностями физических свойств, которые делают это соединение поистине уникальным.

Вода способна расширяться при замерзании и имеет максимальную плотность при $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$. Поэтому при понижении температуры ниже $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$ лёд занимает верхнюю часть водоёма, укрывая его нижние слои и защищая водоём от промерзания. Не обладай вода таким свойством, все водоёмы и даже Мировой океан за определённый геологический период промёрзли бы до дна и жизнь на Земле не только не получила бы своего эволюционного развития, она просто бы не возникла на ней.

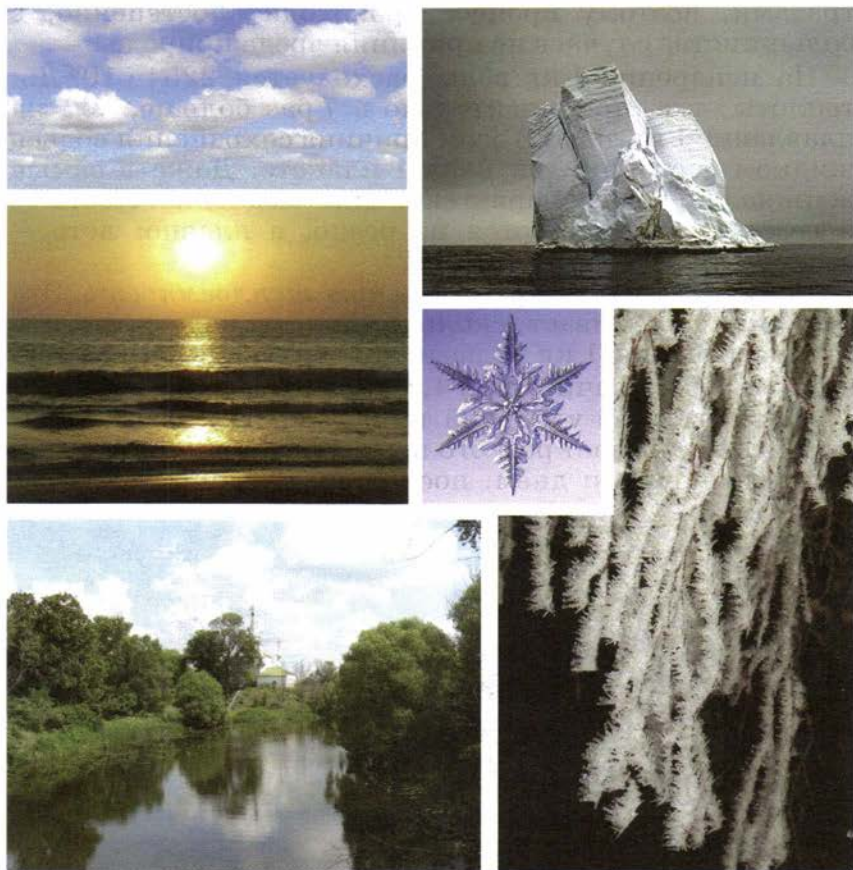


Рис. 81. Вода в природе

Вода обладает высокими значениями теплоты плавления и теплоты парообразования, которые академик В. И. Вернадский рассматривал как константы планетарного значения, так как их аномальные значения определяют многие физико-химические и биологические процессы на Земле.

Весьма интересно изменяется теплота плавления льда при понижении его температуры. Оказывается, если охладить лёд при нормальном давлении до -7°C , то количество теплоты, затрачиваемой на его плавление, уменьшается с $333,7 \cdot 10^3$ до $323 \cdot 10^3$ Дж/кг. Таяние льда и снега связано с огромными тепловыми за-

тратами, поэтому процесс происходит постепенно, в большинстве случаев не причиняя вреда природе.

На испарение 1 кг воды расходуется $2254 \cdot 10^3$ Дж теплоты, т. е. приблизительно в 7 раз больше, чем на плавление 1 кг льда. В этом причина сохранения воды в жидком состоянии на нашей планете. Даже в самые жаркие дни вода испаряется крайне медленно. Поэтому и сезоны года меняются не резко, а плавно: лето — осень — зима — весна (рис. 82).

Вода имеет высокую удельную теплоёмкость. Эта величина показывает, сколько теплоты надо затратить для нагревания 1 кг воды на 1 К (кельвин). Оказывается, на это затрачивается $4,1868 \cdot 10^3$ Дж/(кг · К).

Из-за высокой удельной теплоёмкости воды на континентах не бывает резкого перепада температур зимой и летом, ночью и днём, поскольку они окружены ги-



а)



б)



в)



г)

Рис. 82. Времена года в произведениях российских художников: Н. Н. Дубовский (1859—1918). Морозное утро. 1894 (а); А. К. Саврасов (1830—1897). Ранняя весна. Половодье. 1868 (б); И. И. Левитан (1860—1900). Золотая осень. 1895 (в); Н. А. Атрыганьев (1823—1892). Вид на реку Остер в Могилёвской губернии. 1884 (г)

гантским регулятором, своеобразным термостатом — водами Мирового океана.

При нагревании всех веществ их теплоёмкость, как правило, возрастает, однако вода — исключение. Теплоёмкость воды с повышением температуры изменяется аномально: в интервале температур от 0 до 37 °С теплоёмкость падает, а от 37 до 100 °С повышается. Значит, *теплоёмкость воды достигает минимального значения при 36—37 °С*, т. е. вблизи нормальной температуры тела человека и млекопитающих, благоприятной для биохимических реакций в их организмах.

Ещё одна особенность воды — *высокое поверхностное натяжение*.

На каждую молекулу внутри жидкости действуют силы притяжения соседних молекул, окружающих её со всех сторон. Равнодействующая этих сил равна нулю, что не наблюдается для молекул поверхностного слоя. Равнодействующая сил притяжения направлена внутрь жидкости, и поэтому молекулы поверхностного слоя стремятся туда втянуться. Под действием этой силы число молекул на поверхности уменьшается, её площадь сокращается. Но все молекулы, разумеется, не могут уйти вовнутрь. На поверхности остаётся такое их число, при котором она оказывается минимальной. Для перенесения молекул из глубины объёма жидкости в её поверхностный слой необходимо совершить работу по преодолению равнодействующей сил притяжения, которые действуют на молекулу в поверхностном слое.



Лабораторный опыт № 20

Исследование поверхностного натяжения воды

Осторожно положите на поверхность воды небольшую швейную иглку. (Если один конец иглы расположить под наклоном, она окажется на дне. Выньте её из воды, вытрите насухо и повторите опыт.)

Прodelайте аналогичные действия, используя воду, в которой предварительно растворили немного стирального порошка.

Почему тяжёлая иглка не тонет в воде в первом случае, а во втором — тонет? Вспомните из курса физики, что такое поверхностное натяжение. Как влияет стиральный порошок на поверхностное натяжение воды?

Поверхностное натяжение собирает воду в капли (рис. 83) и позволяет жуку-водомерке скользить по её поверхности (рис. 84).

Оригинальна и ещё одна характеристика воды — её *вязкость*. Обычно с повышением давления вязкость вещества увеличивается, а с ростом температуры уменьшается. Однако вязкость воды с ростом давления при температуре ниже 30°C значительно уменьшается. Поэтому активность организмов, живущих в низкотемпературных средах, не сильно зависит от этих температур. Кровь, не потерявшая текучести, продолжает выполнять свои функции столь же интенсивно, как и при более высоких температурах.

Вода — главный растворитель не только в живой, но и в неживой природе. По отношению к воде все вещества делятся на два типа.



Рис. 83. Поверхностное натяжение собирает воду в капли



Рис. 84. Жук-водомерка скользит по воде благодаря её поверхностному натяжению

Гидрофильные вещества хорошо растворимы в воде. К ним относятся многие соли, спирты, кислоты, глюкоза и др.

Гидрофобные, плохо растворимые в воде вещества — это жиры, пластмассы, сложные эфиры, жирные кислоты и др.



Лабораторный опыт № 21

Растворение перманганата калия или медного купороса в воде

Возьмите шпателем или ложечкой несколько кристалликов перманганата калия или медного купороса, добавьте их в стакан с водой и перемешайте палочкой (по часовой стрелке) в течение 5—10 с, обращая внимание на скорость растворения.

Почему кристаллики соли оказываются в центре «воронки», образуя малиновый или голубой «смерч», исчезающий через некоторое время после перемешивания? Какой физико-химический процесс вы наблюдаете?

Запишите уравнение диссоциации перманганата калия KMnO_4 или сульфата меди (II). Какие кислоты соответствуют этим солям?

В свою очередь, какие оксиды соответствуют каждой кислоте?

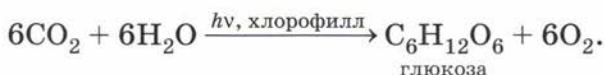
Сделайте вывод о том, какие элементы (металлы и неметаллы) образуют кислородсодержащие кислоты.

Химические свойства воды. У автора «Маленького принца» Антуана де Сент-Экзюпери есть очень поэтичные, необыкновенно точные строчки:

«Вода! Вода, у тебя нет ни вкуса, ни цвета, ни запаха, тебя невозможно описать, тобой наслаждаются, не ведая, что ты такое! Нельзя сказать, что ты необходима для жизни: ты — сама жизнь. Ты наполняешь нас радостью, которую не объяснить нашими чувствами... Ты самое большое богатство на свете...»

Недаром Экзюпери подчёркивает, что без воды невозможна жизнь на Земле.

Вода — основной поставщик кислорода в атмосферу Земли, так как важнейшая реакция на Земле — фотосинтез:



Из глюкозы в ходе дальнейших превращений возникает поразительное многообразие органических соединений.

Вода — участник практически всех реакций на Земле. Основные химические свойства воды вы уже изучили. Давайте повторим их.

Вода взаимодействует с щелочными и щёлочноземельными металлами. *(Приведите примеры уравнений реакций, дайте их характеристику и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.)*

Вода соединяется с основными и кислотными оксидами, если образуется растворимый гидроксид — щёлочь или кислородсодержащая кислота. *(Приведите примеры уравнений реакций.)*

Вода разлагается под действием света, электрического тока или высоких температур (свыше 1500 °C). *(Запишите уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.)*

Вода разлагает некоторые неорганические и многие органические вещества. Очевидно, некоторые из вас помнят из курса 8 класса, что этот процесс называется гидролизом. Необратимому гидролизу подвергаются некоторые бинарные соединения, например соли летучих бескислородных кислот и нерастворимых оснований:



С обратимым гидролизом солей вы будете знакомиться в старших классах, а с обратимым гидролизом органических соединений вы уже познакомились в курсе биологии. Ведь именно он и составляет основу обмена веществ в живых организмах. *(Вспомните, как гидролизуются белки, жиры и углеводы.)*

Также, очевидно, некоторые из вас помнят из курса 8 класса, что вода образует кристаллогидраты: медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, кристаллическую соду $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.



Лабораторный опыт № 22

Гидратация обезвоженного сульфата меди (II)

Поместите в пробирку немного (на кончике шпателя) обезвоженного сульфата меди (II), а затем прилейте в неё 2—3 мл воды. Что наблюдаете? Как отличаются друг от друга гидратированные и негидратированные катионы меди (II)?



Лабораторный опыт № 23

Изготовление гипсового отпечатка

В фарфоровую чашечку насыпьте 2 г полуводного гипса — алебастра $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Добавьте немного воды и перемешайте смесь, чтобы получилась тестообразная масса. Вдавите в неё монету или брелок, предварительно смазав их вазелином. Если удалить их, то в твёрдой массе останется отпечаток этих предметов. Почему? Как этот процесс используется в медицине, производстве гипсовых статуэток?

Вода взаимодействует и с некоторыми неметаллами, например галогенами. С этим свойством воды вы будете знакомиться на следующих уроках.

1. Строение молекулы воды. 2. Водородная связь. 3. Физические свойства воды. 4. Гидрофильные и гидрофобные вещества. 5. Химические свойства воды. 6. Гидролиз.



1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний пара-

графа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Какое строение имеет молекула воды? За счёт какой химической связи она образуется? Какие другие типы химических связей вы знаете?
- 2 Какая связь называется водородной? Как она определяет физические свойства воды?
- 3 Какие аномалии физических свойств воды вы знаете? Какую роль они играют в природе?
- 4 Растворение называют физико-химическим процессом. Как растворимость характеризует свойства воды? Как по этому признаку делятся вещества? Для ответа на вопрос обратитесь к таблице растворимости.
- 5 Какие вещества называются гидрофильными, а какие — гидрофобными? Приведите примеры.
- 6 Перечислите химические свойства воды, иллюстрируя их уравнениями соответствующих реакций. Какую роль играют эти свойства в природе?
- 7 В 80 мл воды растворили 80 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Какой стала массовая доля сульфата меди (II) в полученном растворе?
- 8 Для наложения гипсовой повязки хирург использовал 290 г алебаstra. Какое количество вещества воды было израсходовано в результате превращения алебаstra в гипс? Какова масса гипса?

§ 21 Вода в жизни человека

Важность воды в организации жизни на Земле давно отмечена человеком. Аристотель включал её в число четырёх основных начал природы: огонь, воздух, вода, земля.

Круговорот воды в природе. Вода совершает в природе два круговорота: большой и малый.

Большой круг: из океанов, морей, рек и других открытых водоёмов вода испаряется в атмосферу, кон-

денсируется в облака и дождём выпадает на землю, а затем реками выносится обратно в моря и океаны. Таким образом, Мировой океан и сушу связывает непрерывный круговорот воды (рис. 85).

Малый круг: растение всасывает воду из земли, с растительной пищей она попадает в тело животных и человека, откуда снова с дыханием и выделениями возвращается в воздух и в землю.

Благодаря круговороту воды в природе животные, растения и человек могут обитать на суше. Вода составляет основную среду всякого живого организма. Она связывает живую и неживую природу в единое целое. Недаром академик В. И. Вернадский считал, что «вода и живое вещество — генетически связанные части организованности земной коры».

Очистка сточных вод. Вода не только необходимое для жизни вещество, но и соединение, от которого зависит *здоровье человека*. Воду, поступающую в наши дома и квартиры, подвергают тщательной очистке (рис. 86). Водоочистка проводится в несколько этапов.

Механический этап состоит в предварительной очистке поступающих на очистные сооружения сточных вод с целью подготовки их к биологической очистке.

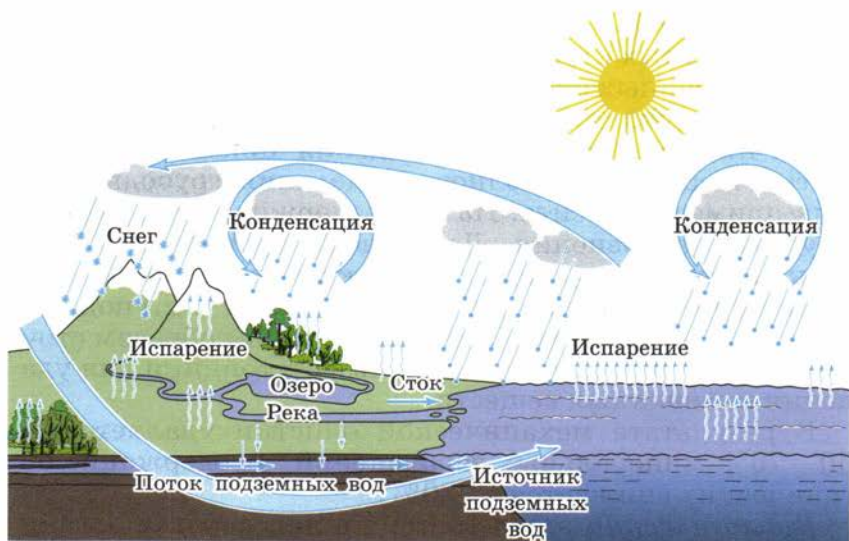


Рис. 85. Круговорот воды в природе

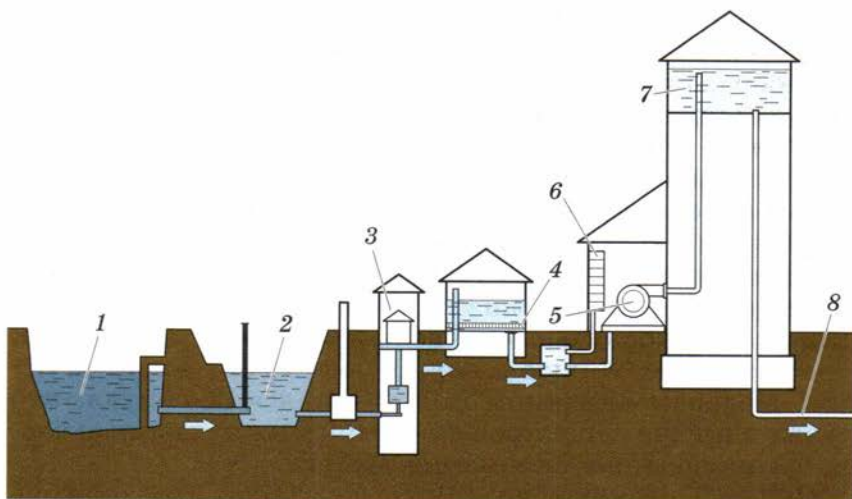


Рис. 86. Схема водоочистительной станции: 1 — река; 2 — бассейн для отстаивания воды; 3 — колодец; 4 — фильтр; 5 — главный насос; 6 — устройство для хлорирования воды; 7 — водонапорная башня; 8 — водопровод

На механическом этапе происходит задержание нерастворимых примесей с помощью:

- решёток и сит;
- песколовок;
- первичных отстойников;
- мембранных элементов.

Для задержания крупных загрязнений органического и минерального происхождения применяются решётки и для более полного выделения грубодисперсных примесей — сита. На них задерживаются твёрдые крупные загрязнения. Далее воду пропускают через песколовки, где происходит осаждение мелких частиц (песка, шлака, мелких осколков стекла и т. п.) под действием силы тяжести. Очищенные таким образом сточные воды переходят на первичные отстойники для удаления взвешенных веществ.

В результате механической очистки удаляется до 60—70% минеральных загрязнений, а содержание органических снижается на 30%.

Биологический этап состоит в переработке органических загрязнителей микроорганизмами (бактериями и простейшими).

Физико-химический этап состоит в осаждении оставшихся минеральных примесей (например, соединений фосфора) солями железа и алюминия.

Дезинфекция сточных вод состоит в хлорировании или озонировании воды. Хлор уже давно используется в качестве основного обеззараживающего реагента практически на всех очистных сооружениях городов России. Поскольку хлор довольно токсичен и представляет опасность, очистные предприятия многих городов России уже активно используют озонирование.

В очистных водопроводных сооружениях с целью удаления из воды гидроксида железа (III), углекислого газа и сероводорода используют процесс, который называется аэрацией. *Аэрация воды* — процесс обогащения воды кислородом воздуха, который проводится в сооружениях биологической очистки сточных вод и обеспечивает жизнедеятельность микроорганизмов.

Поступающая в квартиры из кранов вода тем не менее часто подвергается дополнительной очистке с помощью **бытовых фильтров**.

По конструкции различают бытовые фильтры:

- *проточные*, которые имеют ресурс от 3000 до 5000 л; они могут работать без замены в течение одного года (рис. 87, а);

- *кувшинного типа*, имеющие ресурс от 100 до 500 л и время работы без замены картриджа от одного до трёх месяцев (рис. 87, б);

- *насадки фильтрующие на кран*, которые имеют ресурс от 300 до 1000 л и время работы картриджа 1—3 месяца (рис. 87, в);

- *фильтры мембранного типа* с ресурсом 2500 л (рис. 87, г).

По принципу работы фильтры делят на три типа.

Фильтры электрохимические, в которых вода проходит через некоторое количество камер. В них под воздействием электричества происходят окислительно-восстановительные реакции, в результате которых уничтожаются микроорганизмы и разрушаются токсические органические соединения.

Фильтры механические, которые делятся на микрофильтры, не пропускающие нерастворимые крупные частицы (ржавчина и песок), и ультрафильтры, кото-



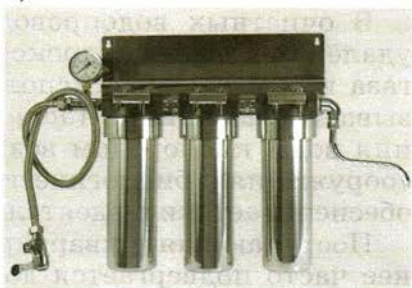
а)



б)



в)



г)

Рис. 87. Для очистки воды от примесей используют различные фильтры: а — проточный фильтр; б — фильтр-кувшин; в — фильтр-насадка на кран; г — фильтр мембранного типа

рые задерживают бактерии. Эти фильтры недороги, но степень обеспечиваемой ими очистки оставляет желать лучшего.

Сорбционные фильтры работают на активированном угле. Этот материал удаляет хлор, органические соединения, микроорганизмы, запахи. Недостаток этих фильтров в том, что они не очищают питьевую воду от тяжёлых металлов и радионуклидов.

Каждый вид фильтров имеет свой ресурс работы.



Лабораторный опыт № 24

Ознакомление с коллекцией бытовых фильтров

Изучите инструкцию к бытовому фильтру, который вы используете дома. Каков принцип его работы? Каков ресурс этого фильтра? Чётко ли вы соблюдаете временной норматив работы вашего фильтра?

Минеральные воды. По своему назначению минеральные воды делят на столовые, лечебно-столовые и лечебные. К природным **столовым** относятся воды, содержание минеральных солей в которых не превышает 1 г/л. Их используют для утоления жажды. Воды с содержанием солей от 2 до 8 г/л — это **лечебно-столовые воды**. Лечебно-столовые воды применяются по назначению врача, но могут использоваться при несистематическом употреблении в качестве столового напитка. Воды с содержанием солей от 8 до 12 г/л относятся к **лечебным**. Их используют только по назначению врача.



Лабораторный опыт № 25

Ознакомление с составом минеральной воды

Ознакомьтесь с этикеткой на бутылке с минеральной водой. К какому типу относится рассматриваемая вода? Почему? Какие ионы входят в состав этой воды? Как их обнаружить? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.

Если правильно использовать минеральную воду, то нетрудно будет согласиться с М. Ю. Лермонтовым, который в «Герое нашего времени» писал: «Погружаясь в холодный кипяток нарзана, я чувствовал, как телесные и душевные силы мои возвращались. Я вышел из ванны свеж и бодр, как будто собрался на бал. После этого говорите, что душа не зависит от тела».

Дистиллированная вода. Как вы помните из курса 8 класса, дистиллированная вода практически не содержит примесей и посторонних включений. Очевидно, вы также помните, что её получают перегонкой в специальных аппаратах — *дистилляторах*. Такую воду используют для приготовления растворов в химии и медицине, в процессе безопасной эксплуатации автомобильных аккумуляторов, для промывки систем охлаждения автомобиля, в цветной фотографии, а также в быту (например, для добавления в паровые утюги), так как дистиллированная вода полностью исключает появление в них накипи).

В дистиллированной воде, в отличие от обычной, полностью отсутствуют микроэлементы и минеральные соли. Благодаря этому она отлично растворяет лекарства. Однако дистиллированная вода абсолютно непригодна для употребления внутрь. Именно минеральные соли и микроэлементы, попадающие в организм человека с водой, как вы уже знаете, необходимы для его жизнедеятельности. Недаром эту особенность дистиллированной воды отметил поэт Л. Мартынов, который написал:

Вода
Благоволила
Литься!
Она
Блестала
Столь чиста,
Что ни напиться,
Ни умыться.
И это было неспроста.
Ей не хватало
Ивы, тала
И горечи цветущих лоз,
Ей водорослей не хватало
И рыбы, жирной от стрекоз.
Ей не хватало быть волнистой,
Ей не хватало течь везде.
Ей жизни не хватало
Чистой —
Дистиллированной воде!

1. Круговорот воды в природе. 2. Водоочистка.
3. Аэрация воды. 4. Бытовые фильтры. 5. Минеральные воды. 6. Дистиллированная вода.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний

параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Охарактеризуйте малый и большой круги оборота воды в природе.
- 2 Почему академик В. И. Вернадский утверждал, что «вода и живое вещество — генетически связанные части организованности земной коры»?
- 3 Подготовьте сообщение «Саяно-Шушенская ГЭС: боль и надежда России».
- 4 Какие этапы очистки проходит вода на пути к крану вашего дома? Охарактеризуйте их.
- 5 Что такое аэрация воды? С какой целью её проводят?
- 6 Какой тип бытового фильтра используется у вас дома? Охарактеризуйте принцип работы вашего фильтра.
- 7 В чём заключается принцип работы дистиллятора? Где используется дистиллированная вода?
- 8 Почему дистиллированную воду заливают в утюги и автомобильные радиаторы?
- 9 Почему длительное использование дистиллированной воды вредно для здоровья?

§ 22 Галогены

Строение и свойства атомов. Элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы Д. И. Менделеева, объединённые под общим названием *галогены*, — фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At (редко встречающийся в природе) — типичные неметаллы. Это и понятно, ведь их атомы содержат на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и им недостаёт лишь одного электрона, чтобы завершить его. Атомы галогенов при взаимодействии с металлами принимают электрон от атомов металлов. При этом возникает

ионная связь и образуются соли. Отсюда и происходит общее название подгруппы «галогены», т. е. «рождающие соли».

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

Галогены — простые вещества. Все галогены существуют в свободном состоянии в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной химической связью между атомами. В твёрдом состоянии F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 имеют молекулярные кристаллические решётки, что и подтверждается их физическими свойствами (табл. 7).

Как можно заметить, с увеличением молекулярной массы галогенов повышаются их температуры плавления и кипения (рис. 88), возрастает плотность: фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод — твёрдое вещество. Это связано с тем, что с увеличением размеров атомов и молекул галогенов (рис. 89) возрастают и силы межмолекулярного взаимодействия между ними.

VII ГРУППА	
(H)	
F	9
Фтор	18,998
Cl	17
Хлор	35,453
25	Mn
54,938	Марганец
Br	35
Бром	79,904
43	Tc
[99]	Технеций
I	53
Иод	126,904
75	Re
186,200	Рений
At	85
Астат	210
107	Bh
[262]	Борий

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
Фтор F_2	Газ, не сжигается при обычной температуре	Светло-жёлтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl_2	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Жёлто-зелёный	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br_2	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	-7	+58
Иод I_2	Твёрдое вещество, способное к возгонке	Чёрно-серый с металлическим блеском (пары — фиолетовые)	Резкий	+114	+186

От F_2 к I_2 усиливается интенсивность окраски галогенов. Кристаллы иода имеют металлический блеск.

Химическая активность галогенов, как неметаллов, от фтора к иоду ослабевает.

Каждый галоген является самым сильным окислителем в своём периоде. Окислительные свойства галогенов отчетливо проявляются при их взаимодействии с металлами. При этом, как вы уже знаете, образуются соли. Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с большинством металлов, а при нагрева-

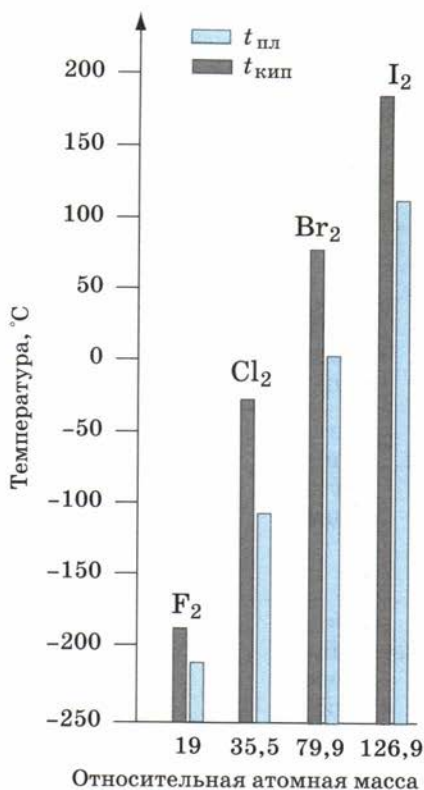


Рис. 88. Температуры плавления и кипения галогенов

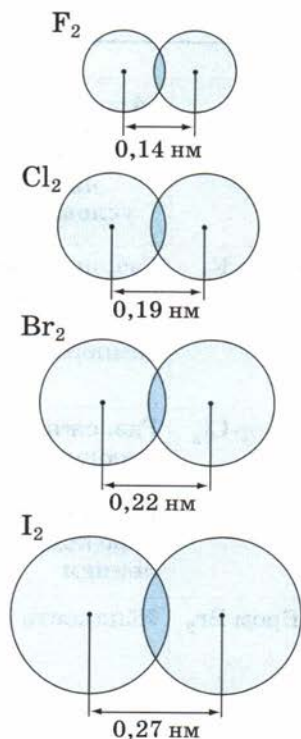
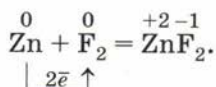
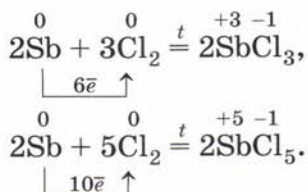


Рис. 89. Длина связи в молекулах галогенов

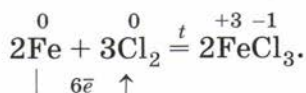
нии — и с золотом, серебром, платиной, известными своей химической пассивностью. Алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:



Остальные галогены реагируют с металлами в основном при нагревании. Так, в колбе, наполненной хлором, красиво вспыхивают и сгорают кристаллики измельчённой сурьмы (рис. 90), образуя при этом смесь двух хлоридов сурьмы (III) и (V):



Нагретый порошок железа также загорается при взаимодействии с хлором. Опыт можно провести и с сурьмой, но только железные опилки нужно предварительно накаливать в железной ложечке, а затем высыпать их небольшими порциями в колбу с хлором. Так как хлор является сильным окислителем, то в результате реакции образуется хлорид железа (III) (рис. 91):



В пара́х брома сгорает раскалённая медная проволока:

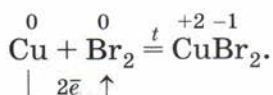
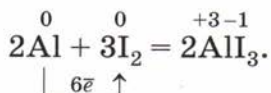


Рис. 90. Горение сурьмы в хлоре



Рис. 91. Горение железа в хлоре

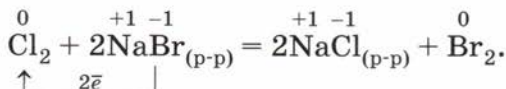
Иод окисляет металлы медленнее, но в присутствии воды, которая является катализатором, реакция иода с порошком алюминия протекает очень бурно:



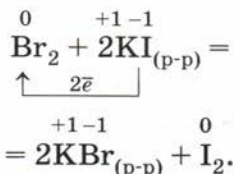
Реакция сопровождается выделением фиолетовых паров иода (*почему?*).

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

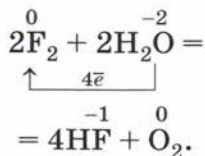
Так, хлор вытесняет бром и иод из растворов их солей (рис. 92), например:



Свободный бром вытесняет иод из солей:



Для фтора эта реакция не характерна, так как она протекает в растворе, а фтор взаимодействует с водой, вытесняя из неё кислород:



Здесь кислород выступает в непривычной для

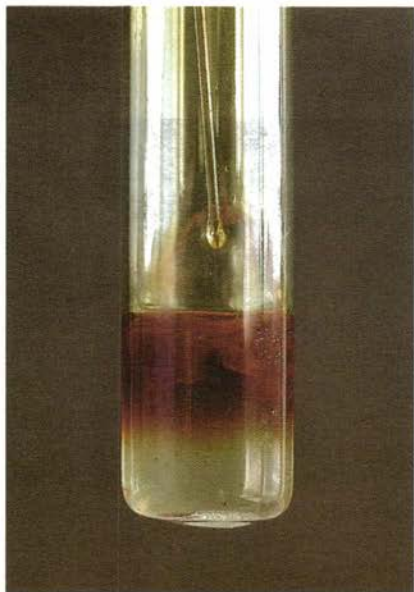
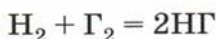


Рис. 92. Вытеснение брома из его соли более активным галогеном — хлорной водой

себя роли восстановителя. Это, пожалуй, единственный случай, когда кислород в реакции горения является не одним из исходных веществ, а её продуктом.

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



(Г — условное химическое обозначение галогенов).

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

В результате этих реакций образуются соответственно фтороводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr и иодоводород HI.

Открытие галогенов. Фтор в свободном виде получил впервые в 1886 г. французский химик А. Муассан, который был удостоен за это Нобелевской премии. Своё название элемент получил от греческого *φτορος* — «разрушающий».

Хлор открыт шведским химиком К. Шееле в 1774 г. Элемент получил название за цвет простого вещества (от греч. *хлорос* — жёлто-зелёный).

Шееле Карл Вильгельм (1742—1786)

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



Бром открыт в 1826 г. французским химиком А. Бальаром. Элемент назван так за запах простого вещества (от греч. *бромос* — зловонный).

Иод получен в 1811 г. французским учёным Б. Куртуа, а название получил за цвет паров простого вещества (от греч. *иодэс* — фиолетовый).

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



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Рассчитайте массу 1 л фтора и хлора при н. у. Найдите их относительную плотность по водороду и воздуху.
- 2 Растворы хлора, брома и иода в воде соответственно называют хлорной, бромной и иодной водой. Почему нет фторной воды?
- 3 Проведите аналогию между реакциями щелочных металлов и фтора с растворами солей.
- 4 Рассчитайте степени окисления атомов химических элементов в следующих соединениях: KClO_3 (бертолетова соль), HClO (хлорноватистая кислота), HClO_4 (хлорная кислота). Напишите формулы оксидов, соответствующих кислотам.
- 5 Вычислите объём хлора (н. у.), который потребуется для вытеснения всего иода из 300 г 15%-го раствора иодида калия. Вычислите количество вещества новой соли, которое при этом образуется.

6 Вычислите объём хлороводорода, который образуется при взаимодействии 150 л хлора с 200 л водорода. Какой газ взят в избытке? Вычислите объём, который займёт избыток этого газа.

7 Во многих странах фтор носит другое название — флюор, что в переводе с латинского означает «текучий». Найдите объяснение этого названия, используя химические словари и другую литературу.

§ 23 Соединения галогенов

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

На рисунке 93 проиллюстрирован опыт, наглядно показывающий хорошую растворимость хлороводорода в воде (при обычных условиях в одном объёме воды растворяется около 500 его объёмов).

Растворы галогеноводородов в воде являются кислотами, это HF — фтороводородная, или плавиковая, кислота, HCl — хлороводородная, или соляная, кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — иодоводород-

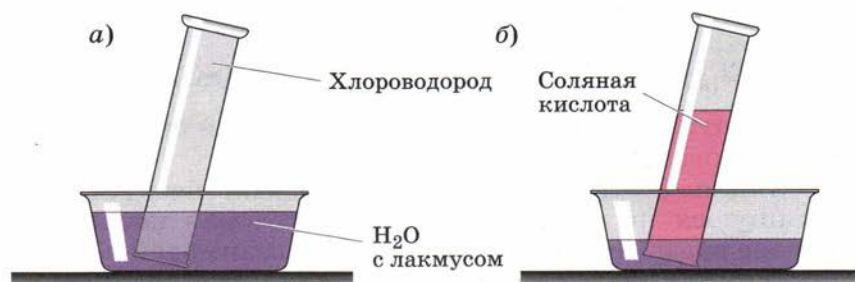


Рис. 93. Растворение хлороводорода в воде:
а — в начале опыта; *б* — через некоторое время
после его протекания

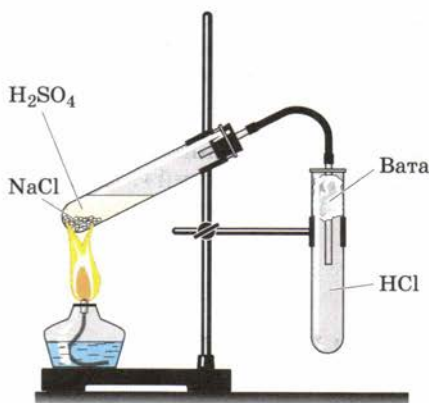


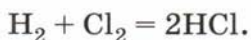
Рис. 94. Получение хлороводорода

ная кислота. Способность их к электролитической диссоциации с образованием катионов водорода увеличивается от HF к HI .

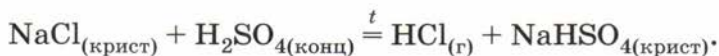
Самая сильная из галогеноводородных кислот — иодоводородная, а самая слабая — фтороводородная. Большая прочность химической связи $\text{H}-\text{F}$ (поэтому фтороводородная кислота слабо диссоциирует в воде) обусловлена малым размером атома F и

соответственно малым расстоянием между ядрами атомов водорода и фтора. С увеличением радиуса атома от F к I растёт и расстояние $\text{H}-\text{Г}$, прочность молекул уменьшается и соответственно способность к электролитической диссоциации увеличивается.

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



В лабораторных условиях для получения хлороводорода используют реакцию, проводимую при нагревании (рис. 94):



Необратимому протеканию этой реакции способствует летучесть HCl .

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

Соляная кислота находит широкое применение в промышленности (рис. 95).

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

Для определения в растворе хлорид-, бромид- и иодид-ионов и их различения используют реакцию с нитратом серебра AgNO_3 (рис. 96). В результате реакции хлоридов (и самой соляной кислоты) с этим реактивом выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра AgCl , сокращённое ионное уравнение этой реакции записывается так:

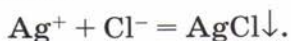


Рис. 95. Применение соляной кислоты:

- 1 — очистка поверхности металлов; 2 — паяние;
3 — получение солей; 4 — производство пластмасс и других синтетических материалов; 5 — получение лекарственных средств; 6 — производство красок

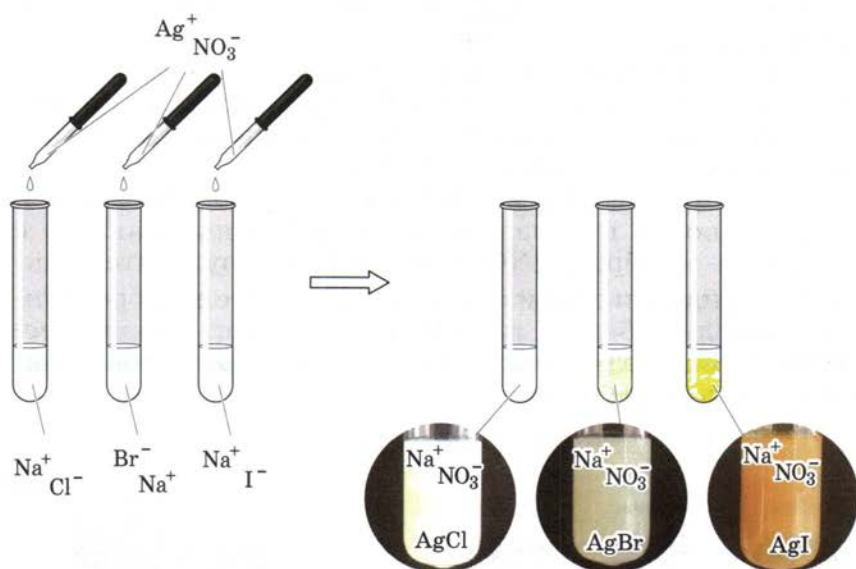
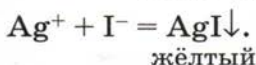
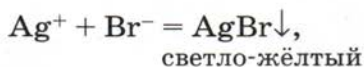


Рис. 96. Качественные реакции на галогенид-ионы (Cl^- , Br^- , I^-)

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



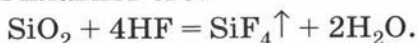
Лабораторный опыт № 26

Качественная реакция
на галогенид-ионы

Налейте в три пробирки растворы солей натрия или калия: в 1-ю — хлорида, во 2-ю — бромиды, в 3-ю — иодида. Затем в каждую пробирку добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Можно ли по цвету образовавшегося продукта реакции определить галогенид-ионы? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

А вот для распознавания фтороводородной кислоты и её солей (фторидов) нитрат серебра в качестве реактива непригоден, так как образующийся фторид серебра AgF растворим в воде. Для доказательства присутствия в растворе фторид-ионов F^- можно использовать реакцию с ионами кальция Ca^{2+} , так как фторид кальция CaF_2 выпадает в осадок (рис. 97).

Своё название плавиковая кислота получила из-за уникального свойства: при взаимодействии с оксидом кремния (IV), входящим в состав стекла, как бы плавить его:



Эту реакцию используют для изготовления надписей и рисунков на стекле. На стекло наносят тонкий слой парафина, по которому процарапывают рисунок, а затем изделие погружают в раствор плавиковой кислоты. Таким образом, например, литовский художник М. Чюрлёнис создал около 30 художественных произведений (рис. 98).

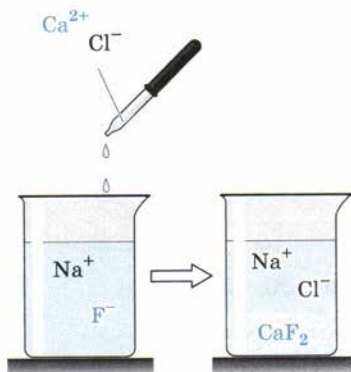


Рис. 97. Качественная реакция на фторид-ион F^-



а)



б)

Рис. 98. Репродукции картин М. К. Чюрлёниса (1875—1911) из цикла «Зима». 1907



Рис. 99. Каменная соль



Рис. 100. Сильвин



Рис. 101. Плавиковый шпат

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

Важнейшее природное соединение хлора — галит NaCl (рис. 99), с ним вы подробно знакомились в прошлом году. Галит добывают путём разработки залежей каменной соли — твёрдого хлорида натрия.

Кроме галита, встречается природный хлорид калия KCl . Это минералы сильвин (рис. 100) и сильвинит (смесь KCl и NaCl , состав которой отражают формулой $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$).



Рис. 102. Морская водоросль ламинария богата йодом

Природный минерал фтора — это флюорит, или плавиковый шпат CaF_2 (рис. 101).

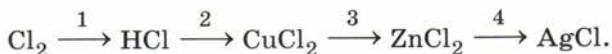
Бром и йод — рассеянные элементы и своих минералов не образуют. Эти элементы концентрируются в водах океанов и морей, в водах буровых скважин, а также в водорослях (рис. 102).

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

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Докажите зависимость степени электролитической диссоциации от природы электролита на примере галогеноводородных кислот.
- 2 В четырёх пробирках находятся прозрачные растворы фторида, хлорида, бромида и йодида натрия. Как распознать эти вещества с помощью одного реактива?
- 3 Напишите не менее четырёх-пяти уравнений реакций получения хлорида магния. Там, где это имеет место, запишите и ионные уравнения и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.
- 4 Напишите уравнения химических реакций, иллюстрирующие следующие превращения:



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

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

Получение галогенов. В промышленности фтор и хлор получают электролизом расплавов или растворов их солей. Модели лабораторных установок для электролитического получения хлора изображены на ри-

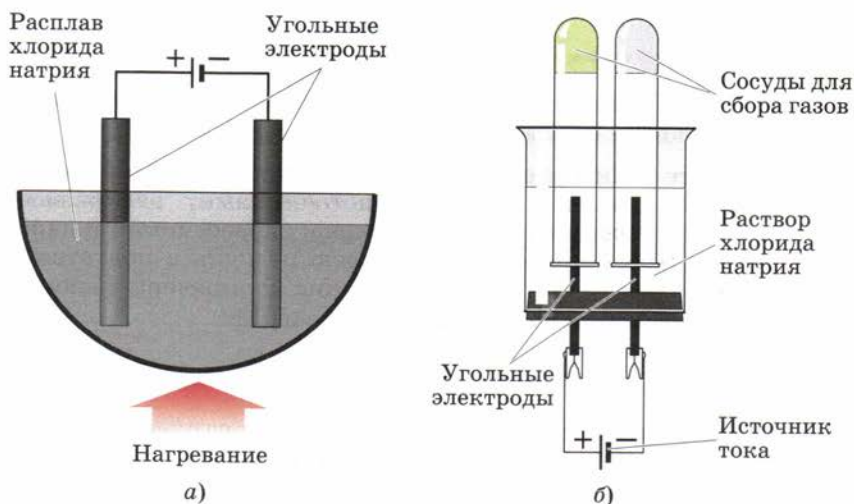
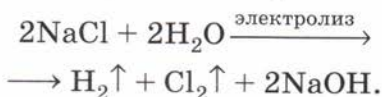


Рис. 103. Модель лабораторной установки для электролиза: *а* — расплава хлорида натрия; *б* — раствора хлорида натрия

сунке 103. Например, процесс электролиза расплава хлорида натрия можно отразить уравнением:



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



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

В лаборатории (рис. 104) хлор получают взаимодействием соляной кислоты с оксидом марганца:

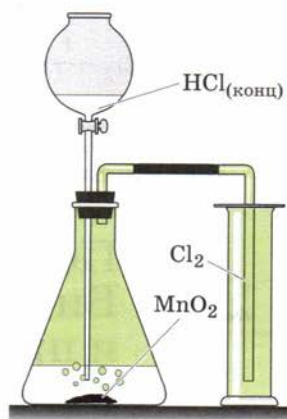


Рис. 104. Получение хлора лабораторным способом



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

Биологическое значение и применение галогенов.

Фтор. Вы не могли не обратить внимания, что на этикетках многих марок зубных паст указывают содержание в них фтора — конечно, не свободного, а его соединений. Благодаря этому важному компоненту, участвующему в построении зубной эмали и костей, предотвращается такое заболевание, как кариес зубов.

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

Важное значение имеет фтор и в промышленном производстве, где основные потребители его — ядерная промышленность и электротехника. Его соединение Na_3AlF_6 (как его называют?) используют для производства алюминия. А в быту всё более широкое применение находит посуда с тефлоновым покрытием (*тефлон* — фторсодержащая пластмасса).

Хлор. Один из химических элементов, без которых немыслимо существование живых организмов. Основная форма его поступления в организм — это хлорид натрия, который стимулирует обмен веществ, рост волос, придаёт бодрость и силу. Больше всего хлорида натрия NaCl содержится в плазме крови.

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

По масштабам промышленного применения хлор намного превосходит все галогены. Хлор и его соединения необходимы для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги и т. д. (рис. 105). Особенно много его расходуют в органическом синтезе для произ-

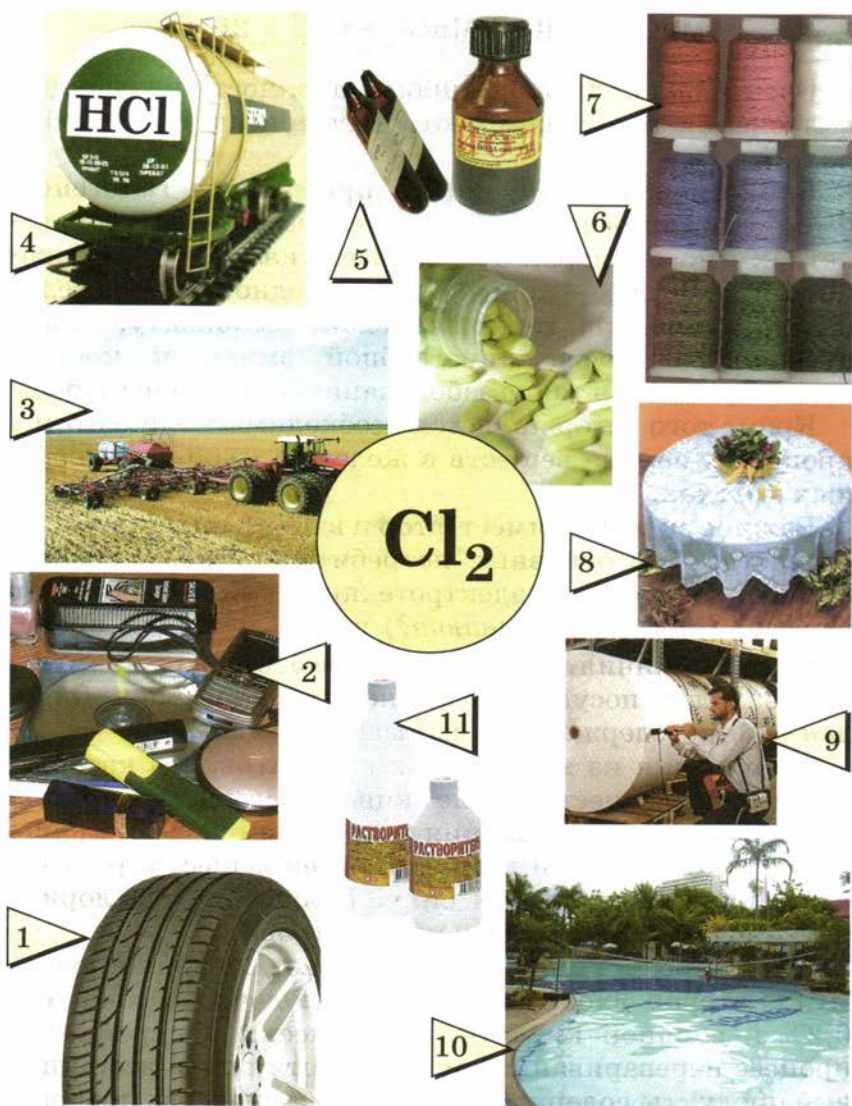


Рис. 105. Хлор и его соединения применяют для производства химических продуктов: 1 — синтетического каучука; 2 — пластмасс; 3 — химических средств защиты растений; 4 — соляной кислоты; 5 — брома и иода; 6 — лекарственных средств; 7 — синтетических волокон; 8—10 — хлорной извести, используемой для отбеливания тканей (8) и бумаги (9), хлорирования воды (10); 11 — органических растворителей

водства пластмасс, каучуков, красителей и растворителей.

Многие хлорсодержащие соединения используют для борьбы с вредителями сельского хозяйства. В больших количествах соединения хлора (хлорная известь) необходимы для обеззараживания питьевой воды, правда, далеко не без отрицательных последствий (*какое вещество безопаснее применять для этой цели?*). В цветной металлургии методом хлорирования из руд извлекают некоторые металлы (титан, ниобий, тантал).

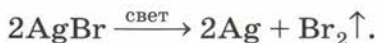
Хлор нашёл применение и в военных целях в качестве боевого отравляющего вещества. Позднее он был заменён другими, более эффективными хлорсодержащими отравляющими веществами, например фосгеном COCl_2 .

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

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

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

Не менее важную роль бром, а точнее, бромид серебра AgBr играет в фотографии. Фотобумага содержит нанесённый на неё с помощью желатина слой бромида серебра, который легко разлагается под действием света:



Иод. Последний из рассматриваемых нами галогенов — иод — элемент, без которого человек не может жить: недостаток его в воде и пище снижает выработку гормонов щитовидной железы и приводит к заболеванию эндемическим зобом. Гормоны щитовидной железы регулируют мышечную деятельность, работу сердца и мозга, а также аппетит, пищеварение.

Иод поступает в организм вместе с водой, воздухом и пищей: хлебом, яйцами, молоком, водой, морской капустой (рис. 106).

Спиртовой раствор иода (5—10% -й), называемый *иодной настойкой*, применяют для обработки ран (рис. 107). Иод входит в состав многих лекарств.

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

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



Рис. 106. Иод поступает в организм человека с пищей



Рис. 107. Спиртовая настойка иода есть в каждой аптечке



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Вычислите объём хлора (н. у.) и массу натрия, которые можно получить при электролизе 585 г хлорида натрия, содержащего 2% примесей.
- 2 Рассчитайте, сколько граммов 40%-го раствора щёлочи можно получить из натрия, массу которого вы определили в предыдущей задаче.
- 3 Французский химик К. Шееле получил хлор по реакции оксида марганца (IV) с соляной кислотой. В результате этой реакции образуются также хлорид марганца (II) и вода. Составьте уравнение этой реакции, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы и рассчитайте массу оксида марганца (IV) и количество хлороводорода, необходимых для получения 100 л хлора (н. у.), если выход его составляет 95% от теоретически возможного.
- 4 Подготовьте сообщение о положительном и отрицательном значении галогенов и их соединений в жизни человека.
- 5 Извечная заповедь медицины: «Малые дозы — лекарство, а большие — яд». Докажите её на примерах из химии галогенов.
- 6 Английский поэт Уилфред Оуэн, погибший в сражениях Первой мировой войны, написал такие строки:

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

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

7

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

Самый сильный окислитель

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

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

§ 25 Кислород

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

С некоторыми аспектами химии кислорода вы уже частично знакомы. Получение кислорода из пероксида водорода (рис. 108) и перманганата калия (рис. 109) вы разбирали в прошлом году *(вспомните эти реакции)*.

Вы теперь хорошо знакомы и с аллотропией кислорода, вам известно такое важное простое вещество, как

O	8
Кислород	15,999

озон. (Сравните ещё раз свойства кислорода O_2 и озона O_3 , вспомните биологическое значение озона.)

Кислород — самый распространённый элемент на нашей планете. Он входит в состав воды (88,9%), которая покрывает $\frac{2}{3}$ поверхности земного шара, образуя его водную оболочку — гидросферу. Кислород — вторая по количеству и первая по значению для жизни составная часть воздушной оболочки Земли — атмосферы, где на его долю приходится 20,95% по объёму и 23,15% по массе. Кислород входит в состав многочисленных минералов твёрдой оболочки земной коры — литосферы: из каждых 100 атомов земной коры на долю кислорода приходится 58 атомов.

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

Кислород взаимодействует почти со всеми простыми веществами, кроме галогенов, благородных газов, золота и платиновых металлов. Например, энергично реагирует с металлами: щелочными, образуя оксид с литием Li_2O и другие продукты, например пероксиды M_2O_2 ; с железом, образуя железную окалину Fe_3O_4 ; с алюми-

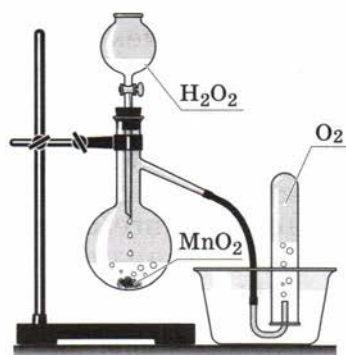


Рис. 108. Получение кислорода в лаборатории разложением пероксида водорода и собирание его методом вытеснения воды

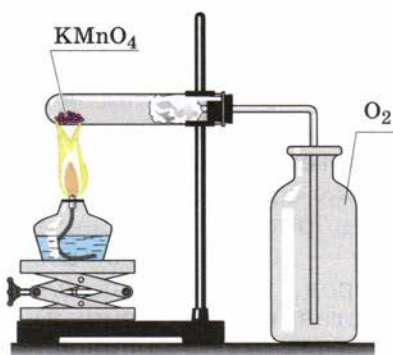
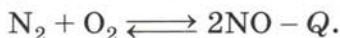


Рис. 109. Получение кислорода в лаборатории разложением перманганата калия и собирание его методом вытеснения воздуха

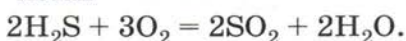
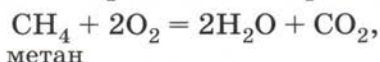
нием (запишите соответствующие уравнения реакций, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы).

Реакции металлов и неметаллов с кислородом протекают очень часто с выделением большого количества теплоты и сопровождаются воспламенением — *реакции горения*. (Запишите уравнения реакций горения серы с образованием SO_2 , фосфора — с образованием P_2O_5 и угля — с образованием CO_2 .)

Почти все реакции с участием кислорода экзотермические. Исключение составляет взаимодействие азота с кислородом: это эндотермическая реакция, которая протекает при температуре выше 2000°C или при электрическом разряде:



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



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

Кислород участвует и в процессах дыхания (рис. 110), медленного окисления различных веществ при обычной температуре. Эти процессы не менее важны, чем реакции горения. Так, медленное окисление пищи в нашем организме является источником энергии, за счёт которой живёт организм. Кислород для этой цели доставляется гемоглобином крови, который способен образовывать с ним непрочное соединение уже при комнатной температуре. Окисленный гемоглобин — оксигемоглобин — доставляет во все ткани и клетки организма кислород, который окисляет белки, жиры и углеводы (составные части пищи), образуя при этом оксид углерода (IV) (углекислый газ) и воду и освобождая энергию, необходимую для деятельности организма.

Исключительно важна роль кислорода в процессе дыхания человека и животных.

Растения также поглощают атмосферный кислород. Но если в темноте идёт только процесс поглощения растениями кислорода, то на свету протекает ещё один

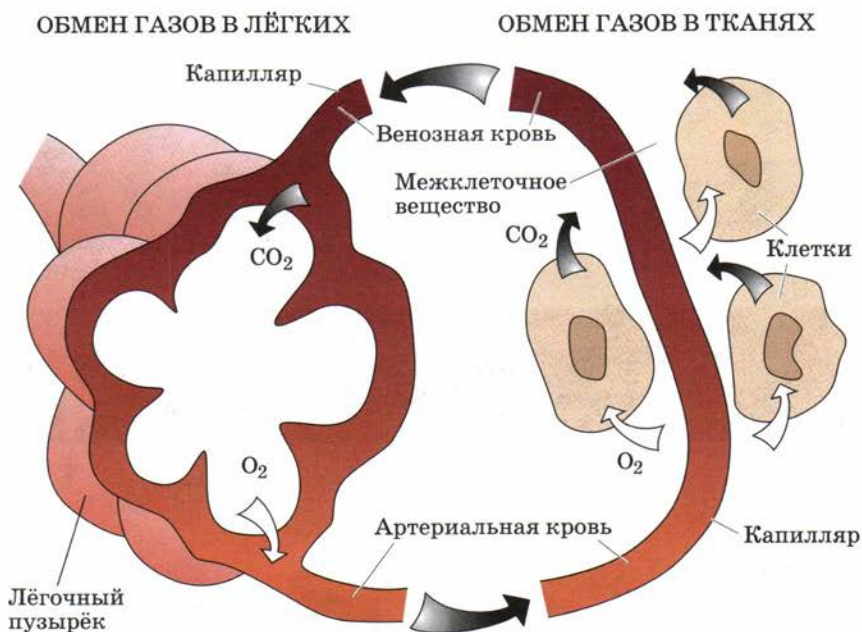


Рис. 110. Газообмен в лёгких и тканях

противоположный ему процесс — фотосинтез (рис. 111), в результате которого растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород. Так как процесс фотосинтеза идёт более интенсивно, то в итоге на свету растения выделяют гораздо больше кислорода, чем поглощают его при дыхании. Таким образом, содержание свободного кислорода Земли сохраняется благодаря жизнедеятельности зелёных растений, хотя изначально атмосфера нашей планеты была другой. Рисунок 112 показывает историю возникновения современной атмосферы Земли.

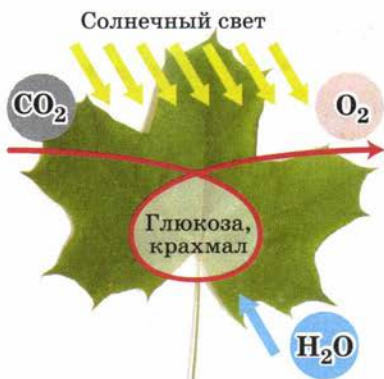


Рис. 111. Фотосинтез

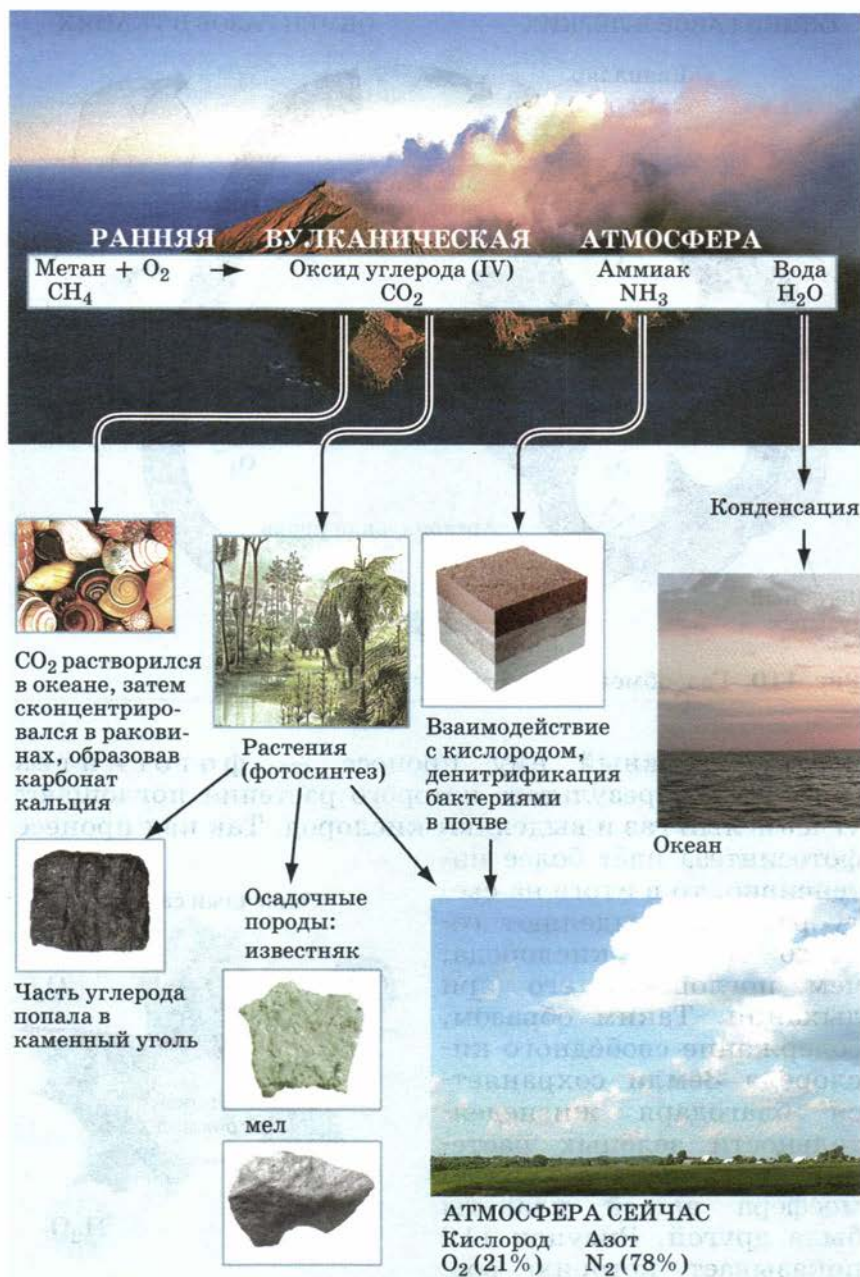


Рис. 112. Образование современной атмосферы

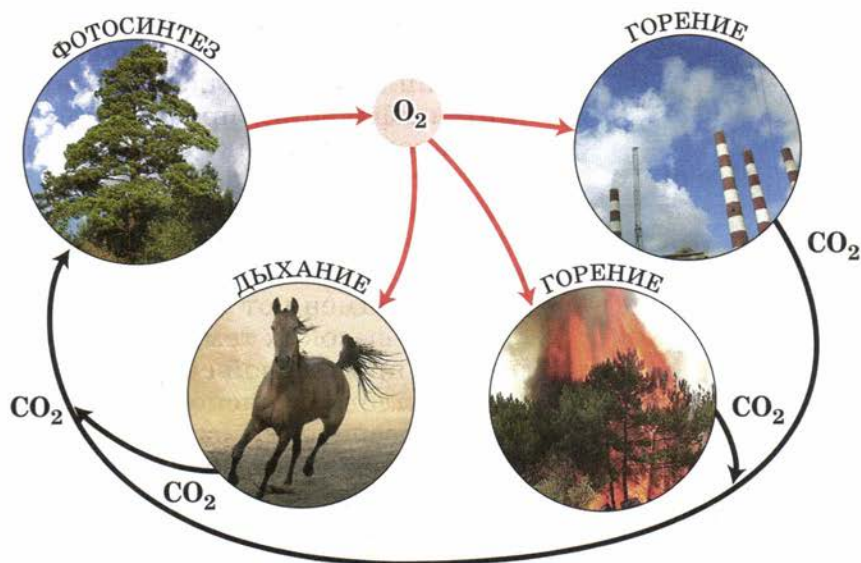


Рис. 113. Круговорот кислорода в природе

Круговорот кислорода в природе иллюстрирует рисунок 113.

Повторим ещё раз, что в промышленности кислород получают из жидкого воздуха, а в лаборатории — разложением пероксида водорода H_2O_2 в присутствии катализатора — оксида марганца (IV) MnO_2 , а также разложением перманганата калия KMnO_4 при нагревании.



Лабораторный опыт № 27

Получение и распознавание кислорода

Повторите опыт получения кислорода, который вы проделывали в начале года. В две колбы объёмом 50 мл налейте по 5—10 мл раствора пероксида водорода. В первую колбу добавьте на кончике шпателя оксид марганца (IV), во вторую — свеженатёртую морковь или картофель. Что наблюдаете? Как вы докажете наличие кислорода в сосудах? Почему кислород какое-то время не улетучивается из колб? Какую роль играет в этой реакции оксид марганца (IV)? Как называется фермент, содержащийся в овощном соке?

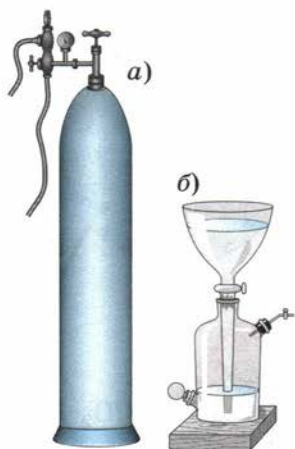


Рис. 114.
Хранение кислорода:
a — стальной бал-
лон; *б* — газометр

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

В медицине кислород применяют в случаях временного затруднения дыхания, связанного с некоторыми заболеваниями.

Кислород хранят в стальных баллонах, окрашенных в голубой цвет (рис. 114, *a*), под давлением 150 атм. В лабораторных условиях кислород хранят в стеклянном приборе — *газометре* (рис. 114, *б*).

Основные области применения кислорода представлены на рисунке 115.

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

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



Рис. 115. Применение кислорода:

1 — в металлургии; 2 — как окислитель ракетного топлива;
3 — в авиации для дыхания; 4 — в медицине для дыхания;
5 — при взрывных работах; 6 — для газовой резки и сварки металлов



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



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

- 2 Напишите уравнения реакций кислорода с неметаллами, о которых говорится в параграфе. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.
- 3 Какие вещества называются катализаторами? Какая реакция, применяемая для получения кислорода, осуществляется в присутствии оксида марганца (IV)? Напишите уравнение этой реакции.
- 4 Английский химик Дж. Пристли получил кислород разложением оксида ртути (II). Напишите уравнение этой реакции. Придумайте и решите задачу, в условии которой были бы указаны масса исходного вещества и доля в нём примесей, а требовалось бы найти объём кислорода при известном выходе его от теоретически возможного.
- 5 Укажите признаки сходства и различия в процессах дыхания и горения.
- 6 Сравните процессы дыхания и фотосинтеза.
- 7 Используя свои знания по химии кислорода, напишите сочинение на тему «Художественный образ вещества или процесса».
- 8 Напишите уравнение реакции фтора с водой. В какой роли здесь выступает кислород? Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс, определите окислитель и восстановитель.

§ 26 Сера

Строение и свойства атомов. Атомы серы, как и атомы кислорода и всех остальных элементов главной подгруппы VI группы Периодической системы Д. И. Менделеева, содержат на внешнем энергетическом уровне шесть электронов, из которых два электрона неспаренные. Однако по сравнению с атомами кислорода атомы серы имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, поэтому проявляют более выраженные восстановительные свойства, образуя соединения со степенями окисления +2, +4, +6. По отношению

S	16
Сера	32,064

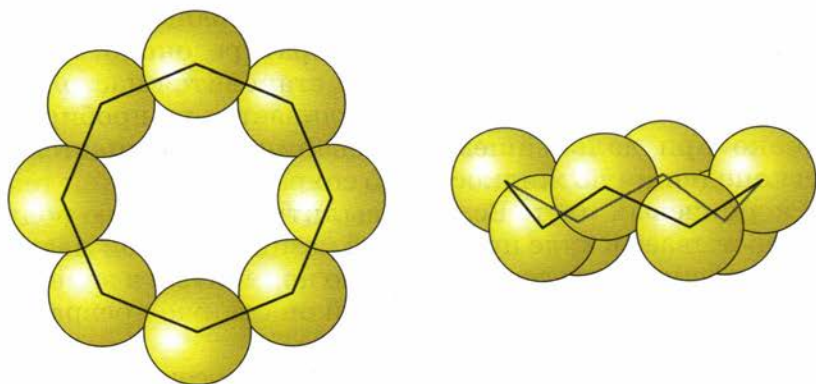
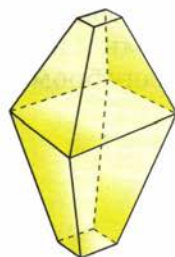


Рис. 116. Модель молекулы ромбической серы

к менее электроотрицательным элементам (водороду, металлам) сера проявляет окислительные свойства и приобретает степень окисления -2 .

Сера — простое вещество. Для серы, как и для кислорода, характерна аллотропия. Известно много модификаций серы с циклическим или линейным строением молекул различного состава.

Наиболее устойчива модификация, известная под названием *ромбической серы*, состоящая из молекул S_8 (рис. 116). Её кристаллы имеют вид октаэдров со срезанными углами. Они окрашены в лимонно-жёлтый цвет и полупрозрачны, температура плавления $112,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. В эту модификацию при комнатной температуре превращаются все другие модификации. Известно, например, что при кристаллизации из расплава сначала получается *моноклинная сера* (игольчатые кристаллы, температура плавления $119,3\text{ }^{\circ}\text{C}$), которая затем переходит в ромбическую (рис. 117). При нагревании кусоч-



$96\text{ }^{\circ}\text{C}$

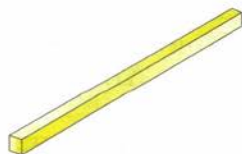
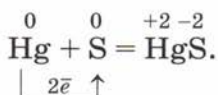


Рис. 117. Взаимопревращения аллотропных модификаций серы

ков серы в пробирке она плавится, превращаясь в жидкость жёлтого цвета. При температуре около 160°C жидкая сера начинает темнеть и становится настолько густой и вязкой, что даже не выливается из пробирки, однако при дальнейшем нагревании превращается в легкоподвижную жидкость, но сохраняет прежний тёмно-коричневый цвет. Если её вылить в холодную воду, она застывает в виде прозрачной резинообразной массы. Это *пластическая сера*. Её можно получить и в виде нитей. Однако через несколько дней она также превращается в ромбическую серу.

Сера не растворяется в воде. Кристаллы серы в воде тонут, а вот порошок плавает на поверхности воды, так как мелкие кристаллики серы водой не смачиваются и поддерживаются на плаву мелкими пузырьками воздуха. Это процесс флотации. Сера малорастворима в этиловом спирте и диэтиловом эфире, хорошо растворяется в сероуглероде.

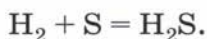
При обычных условиях сера реагирует со всеми щелочными и щёлочноземельными металлами, медью, ртутью, серебром, например:



Эта реакция лежит в основе удаления и обезвреживания разлитой ртути, например из разбитого термометра. Видимые капли ртути можно собрать на лист бумаги или на медную пластинку. Ртуть, которая попала в щели, нужно засыпать порошком серы. Такой процесс называют *демеркуризацией*.

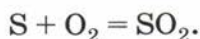
При нагревании сера реагирует и с другими металлами (Zn, Al, Fe). Только золото не взаимодействует с ней ни при каких условиях.

Окислительные свойства сера проявляет и с водородом, с которым реагирует при нагревании:



Из неметаллов с серой не реагируют только азот и иод, а также благородные газы.

Сера горит синеватым пламенем, при этом образуется оксид серы (IV):



Это соединение широко известно под названием *сернистый газ*.



Лабораторный опыт № 28

Горение серы на воздухе и в кислороде

Наберите в ложечку для сжигания веществ немного серы, подожгите её. Каков характер пламени горящей серы? Как изменится пламя, если ложечку с горящей серой внести в колбу с кислородом (с этой целью получите его из пероксида водорода, используя оксид марганца (IV))? Какой запах имеет образовавшийся продукт? Запишите уравнение реакции, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

В природе сера встречается в трёх формах: самородная, сульфидная и сульфатная (рис. 118, табл. 8).



Рис. 118. Сера в природе: 1 — самородная сера; 2 — пирит; 3 — цинковая обманка; 4 — гипс; 5 — глауберова соль

Самородная сера	Сульфидная сера	Сульфатная сера
Ромбическая сера S_8	Сероводород H_2S	Глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
	Цинковая обманка ZnS	Гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
	Киноварь HgS	
	Свинцовый блеск PbS	
	Пирит, или колчедан, FeS_2	

Сера — жизненно важный химический элемент. Она входит в состав белков — одних из основных химических компонентов клеток всех живых организмов. Особенно много серы в белках волос, рогов, шерсти. Кроме этого, сера является составной частью биологически активных веществ организма: витаминов и гормонов (например, инсулина).

Сера участвует в окислительно-восстановительных процессах организма. При недостатке серы в организме наблюдается хрупкость и ломкость костей и выпадение волос.

Серой богаты бобовые растения (горох, чечевица), овсяные хлопья, яйца.

Применение серы. Сера была известна людям с глубокой древности. Своё название она получила от санскритского слова *сира*, что значит «светло-жёлтый». Сера применялась в Древнем Египте уже за две тысячи лет до нашей эры для приготовления красок, белил тканей и изготовления косметических средств. В Древнем Риме серу применяли для лечения кожных болезней, а в Древней Греции её сжигали в целях дезинфекции вещей и воздуха в помещениях.

В Средние века у алхимиков сера была выражением одного из «основных начал природы» и обязательной составной частью «философского камня».

Если вы читали знаменитый роман А. Дюма «Граф Монте-Кристо», то сможете назвать области приме-

ния серы, известные с древнейших времён. Герой романа аббат Фариа притворился, что у него кожная болезнь, и ему для её лечения дали серу, которую предприимчивый аббат использовал для изготовления пороха.

Серу используют в производстве спичек и бумаги, резины и красок, взрывчатых веществ и лекарств, косметических препаратов. В сельском хозяйстве её применяют для борьбы с возбудителями грибных и бактериальных болезней, вредителями растений (рис. 119).

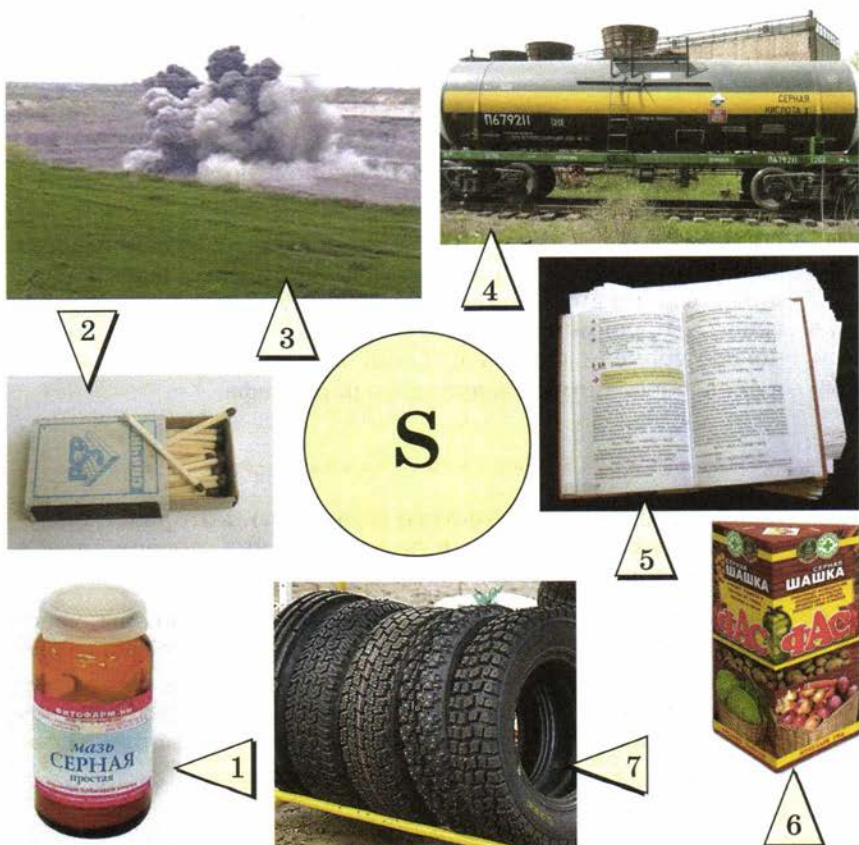


Рис. 119. Применение серы: 1 — изготовление мазей; 2 — производство спичек; 3 — производство взрывчатых веществ; 4 — производство серной кислоты; 5 — целлюлозно-бумажная промышленность; 6 — в сельском хозяйстве для обеззараживания помещений; 7 — получение резины

- 4 Выдающийся естествоиспытатель древности Плиний Старший погиб в 70 г. н. э. при извержении вулкана. Его племянник в письме историку Тациту писал: «...Вдруг раздались раскаты грома, и от горного пламени покатились вниз чёрные серные пары. Все разбежались. Плиний... упал и задохся».

Какими свойствами обладают соединения, входящие в состав вулканических газов?

- 5 Почему процесс обеззараживания помещений от пролитой ртути называют демеркуризацией?

§ 27 Соединения серы

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

Вместе с тем сероводород является составной частью некоторых минеральных вод (Пятигорск, Серноводск, Мацеста), применяемых с лечебной целью.

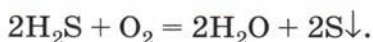
Сероводород содержится в вулканических газах и постоянно образуется на дне Чёрного моря. До верхних слоёв сероводород не доходит, так как на глубине 150 м взаимодействует с проникающим сверху кислородом и окисляется им до серы. Сероводород образуется при гниении белка, поэтому, например, тухлые яйца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

При растворении сероводорода в воде образуется слабая сероводородная кислота, соли которой называют *сульфидами*. Сульфиды щелочных и щёлочноземельных металлов, а также сульфид аммония хорошо растворяются в воде, сульфиды остальных металлов нерастворимы и окрашены в различные цвета, например: ZnS — белый, PbS — чёрный, MnS — розовый (рис. 120).

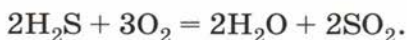


Рис. 120. Сульфиды металлов имеют различную окраску

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



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



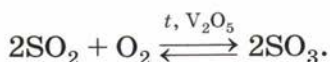
Сероводород — сильнейший восстановитель.

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



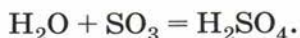
Соли сернистой кислоты, как двухосновной, могут быть средними — *сульфитами*, например сульфит натрия Na_2SO_3 , и кислыми — *гидросульфитами*, например гидросульфит натрия NaHSO_3 . Гидросульфит и сульфит натрия, как и сернистый газ, используют для отбеливания шерсти, шёлка, бумаги и соломы, а также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

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



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

Оксид серы (VI) SO_3 в обычных условиях — летучая бесцветная жидкость с удушающим запахом. Этот типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:



Химически чистая *серная кислота* — бесцветная маслянистая тяжёлая жидкость. Она обладает сильным гигроскопическим (водоотнимающим) свойством, поэтому применяется для осушения веществ. Концентрированная серная кислота способна отнимать воду у молекул органических веществ, обугливая их. Если нанести на фильтровальную бумагу рисунок с помощью раствора серной кислоты, а затем подогреть её, то бумага почернеет (рис. 121, а) и рисунок проявится. Если в высокий стеклянный стакан поместить сахар-



Рис. 121. Обугливание бумаги (а) и сахара (б) концентрированной серной кислотой

ную пудру, смочить её водой и прилить, перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой, концентрированную серную кислоту, то через 1—2 мин содержимое стакана начнёт чернеть, вспучиваться и в виде объёмистой рыхлой массы подниматься вверх (рис. 121, б). Смесь в стакане при этом сильно разогревается. Уравнение реакции взаимодействия концентрированной серной кислоты с сахарной пудрой (сахарозой $C_{12}H_{22}O_{11}$)



объясняет опыт: образующиеся в результате реакции газы вспучивают образующийся уголь, выталкивая его из стакана вместе с палочкой.

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

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

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

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства кислот: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, с выделением H_2 , с оксидами металлов (основными и амфотерными), с основаниями, с амфотерными гидроксидами и солями.



Лабораторный опыт № 29

Свойства разбавленной серной кислоты

Прodelайте опыты, доказывающие, что серная кислота проявляет типичные свойства кислот.

1. В две пробирки налейте по 2 мл раствора серной кислоты и опустите: в 1-ю — гранулу цинка, во 2-ю — кусочек меди. Что наблюдаете? Почему результат этого эксперимента именно таков? Запишите молекулярное и сокращённое ионное уравнения, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

2. Поместите в пробирку немного чёрного порошка или одну гранулу оксида меди (II), прилейте в неё 1—2 мл раствора серной кислоты. Закрепите пробирку в держателе и подогрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите молекулярное и ионные уравнения.

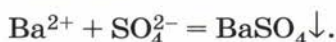
3. Налейте в пробирку 1—2 мл раствора щёлочи, добавьте 2—4 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Добавьте к этому раствору разбавленную серную кислоту до исчезновения окраски. Как называется эта реакция? Запишите соответствующие молекулярное и ионные уравнения.

4. Налейте в пробирку 1 мл раствора медного купороса и прилейте 1—2 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? Добавляйте к содержимому пробирки разбавленную серную кислоту до исчезновения осадка. Запишите молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

5. В пробирку налейте 1—2 мл раствора сульфата натрия или калия, прилейте 1 мл раствора хлорида кальция. Что наблюдаете? Объясните результат с помощью таблицы растворимости. Почему вместо хлорида бария, который является реактивом на серную кислоту и её соли, вам было предложено воспользоваться хлоридом кальция? В чём достоинства и недостатки этого реактива? Запишите молекулярное и ионные уравнения.

Поскольку серная кислота двухосновна, она образует два ряда солей: средние — *сульфаты*, например Na_2SO_4 , и кислые — *гидросульфаты*, например NaHSO_4 .

Реактивом на серную кислоту и её соли является хлорид бария BaCl_2 ; сульфат-ионы SO_4^{2-} с ионами Ba^{2+} образуют белый нерастворимый сульфат бария, выпадающий в осадок (рис. 122):



Концентрированная серная кислота по свойствам сильно отличается от разбавленной кислоты. Так, при взаимодействии $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ с металлами водород не выделяется. С металлами, стоящими правее водорода в ряду напряжений (медью, ртутью и др.), реакция протекает так:

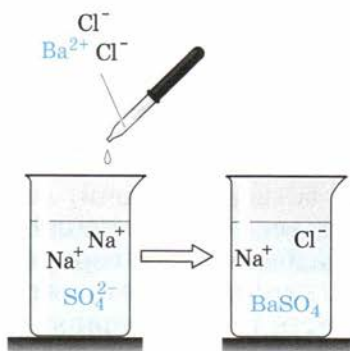
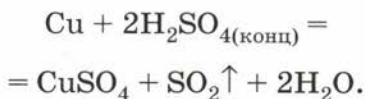
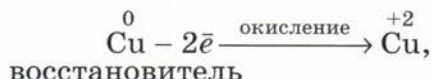


Рис. 122. Качественная реакция на сульфат-ион



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



При взаимодействии с металлами, находящимися в ряду напряжений до водорода, концентрированная серная кислота восстанавливается до S, SO₂ или H₂S в зависимости от положения металла в ряду напряжений и условий протекания реакции, например:



Теперь вам понятно, что с H₂SO_{4(конц)} взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений как до водорода, так и после него. При этом водород не образуется, так как окислителем в такой реакции являются не катионы водорода H⁺, как у H₂SO_{4(разб)}, а сульфат-ионы SO₄²⁻.

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

Будучи нелетучей сильной кислотой, концентрированная серная кислота способна вытеснять другие кислоты из их солей. Вы уже знаете такую реакцию, например получение хлороводорода:



Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в разных отраслях промышленности (рис. 123). Основные области её применения: производство минеральных удобрений, металлургия, очистка

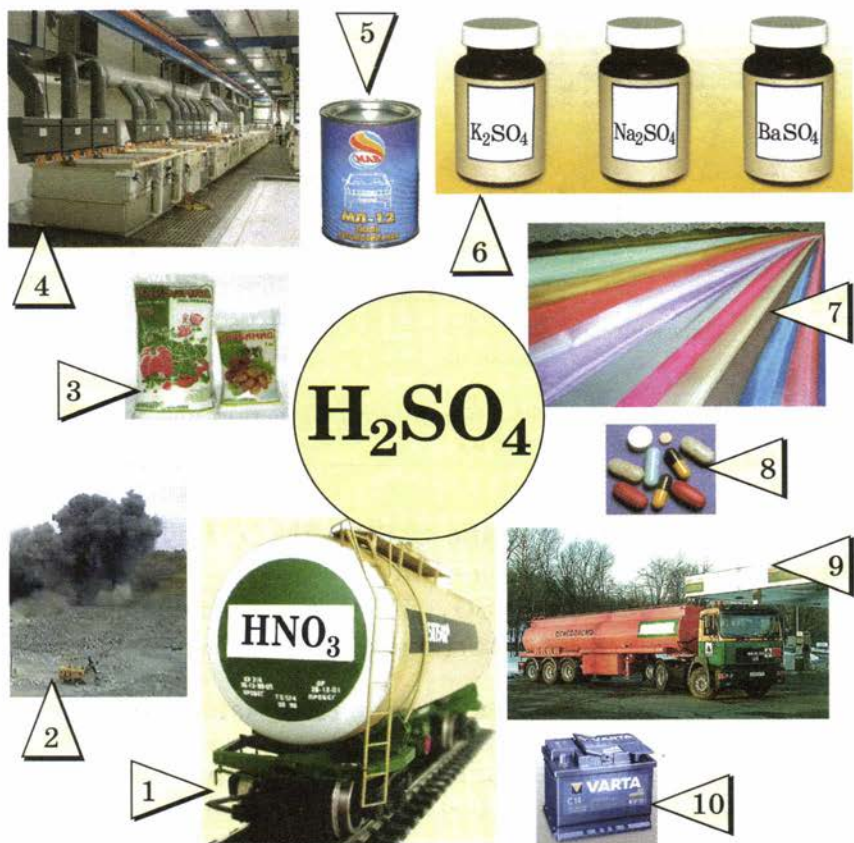


Рис. 123. Применение серной кислоты: 1—8 — производство химических продуктов и товаров (кислот 1, взрывчатых веществ 2, минеральных удобрений 3, электролитической меди 4, эмали 5, солей 6, искусственного шёлка 7, лекарств 8); 9 — очистка нефтепродуктов; 10 — в качестве электролита в аккумуляторах

нефтепродуктов. Серную кислоту применяют также в производстве других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, лекарств, красок, в качестве электролита для свинцовых аккумуляторов. На рисунке 124 показано, какое количество серной кислоты (в %) от общего мирового производства используют в различных отраслях промышленности.

Из солей серной кислоты наибольшее значение имеют уже известные вам сульфат натрия, или *глауберова*

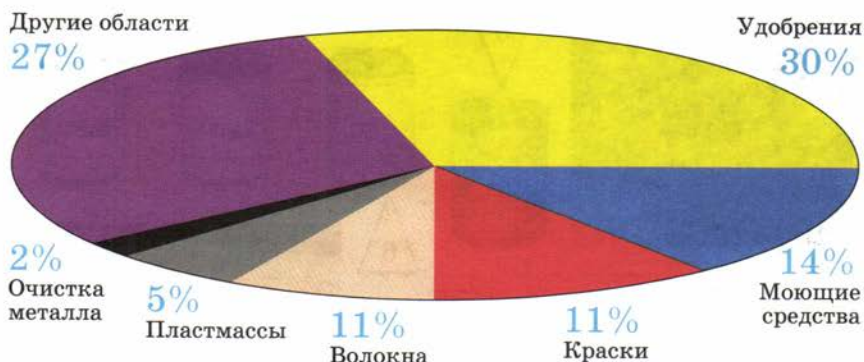


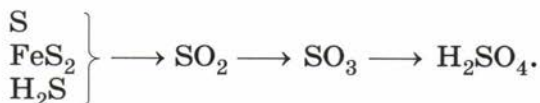
Рис. 124. Доля расхода серной кислоты на различные нужды промышленного производства

соль, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и сульфат бария BaSO_4 (где их применяют?).

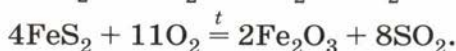
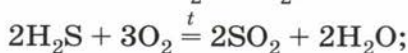
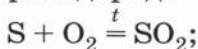
Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ используют в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями и болезнями растений.

Производство серной кислоты. Получают серную кислоту в три стадии.

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



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



2. Получение SO_3 . Этот процесс вам уже известен — окисление кислородом проводят с использованием катализатора (запишите уравнение реакции и дайте её полную характеристику).

3. Получение H_2SO_4 . А вот здесь, в отличие от известной вам реакции, описываемой уравнением:



процесс растворения оксида серы (VI) проводят не в воде, а в концентрированной серной кислоте, при этом получается знакомый вам олеум.

Производство серной кислоты создаёт немало экологических проблем. Выбросы и отходы сернокислотных заводов оказывают крайне негативное воздействие, вызывая поражения дыхательной системы у человека и животных, гибель растительности и подавление её роста, повышение коррозионного износа материалов, разрушение сооружений из известняка и мрамора, закисление почв и др.

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



1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



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

- 2 Охарактеризуйте: а) сернистый газ; б) оксид серы (VI) по плану: получение, свойства, применение. Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 3 Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства разбавленной серной кислоты как электролита. Какое свойство является окислительно-восстановительным процессом? Какие реакции можно отнести к реакциям ионного обмена? Рассмотрите их с точки зрения теории электролитической диссоциации.
- 4 Напишите уравнения реакций, лежащих в основе получения серной кислоты, согласно приведённой в параграфе схеме.
- 5 В 400 мл воды растворили 40 г оксида серы (VI) (н. у.). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
- 6 Дайте характеристику реакции синтеза оксида серы (VI), используя все изученные вами классификации реакций.
- 7 В 5 л воды растворили 500 г медного купороса. Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в полученном растворе.
- 8 Почему серную кислоту называют «хлебом химической промышленности»?

§ 28 Азот

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

N	7
Азот	14,006

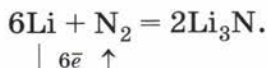
Атомы азота могут также отдавать свои внешние электроны более электроотрицательным элементам (фтору, кислороду) и приобретать при этом степени окисления +3 и +5. Атомы азота в степенях окисления +1, +2, +3, +4 могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Азот — простое вещество. В свободном состоянии азот существует в виде двухатомных молекул N_2 . В молекуле N_2 атомы азота связаны отличающейся высокой прочностью т р о й н о й ковалентной связью.



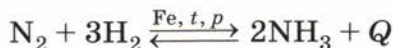
Азот — бесцветный газ без запаха и вкуса. В воде растворяется хуже кислорода. Прочностью молекулы азота обусловлена его химическая инертность.

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



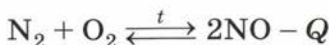
С другими металлами он взаимодействует только при высоких температурах.

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



(дайте характеристику этой реакции по всем изученным вами признакам классификации реакций).

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



(дайте характеристику этой реакции по всем изученным вами признакам классификации реакций).

В природе подобный процесс наблюдается при грозах (рис. 125).



Рис. 125. Взаимодействие азота с кислородом в атмосфере происходит при электрическом разряде (молния)

В природе азот содержится в основном в атмосфере — 78,08% по объёму или 75,51% по массе. Над каждым гектаром земной поверхности постоянно «висит» 8000 т азота. Из природных неорганических соединений азота наиболее известна *чилийская селитра* NaNO_3 . Она образовалась из остатков птичьего помёта в условиях сухого и жаркого климата. Редко выпадающие осадки смывали образующуюся селитру в ложбины, в которых со временем и накопились не-

малые её запасы. На многочисленных птичьих базарах российской Севера процесс превращения птичьего помёта в селитру невозможен (*почему?*).

Большая часть связанного азота содержится в органических веществах.

Азот, полученный перегонкой жидкого воздуха, в промышленности применяют для синтеза аммиака и производства азотной кислоты. Раньше этот газ в качестве инертной среды использовали для наполнения электрических ламп. В медицине чистый азот применяют в качестве инертной среды при лечении туберкулёза лёгких, а жидкий азот — при лечении заболеваний позвоночника, суставов и др.

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

Содержание связанного азота в почве очень незначительно (до 1 кг в 1 т), к тому же большая часть



Рис. 126.
Клубеньки
на корнях бобовых
растений

его входит в состав органических соединений и непосредственно недоступна для растений. Однако постепенно, в результате деятельности бактерий, органические соединения превращаются в минеральные — соли аммония или нитраты, которые и усваиваются растениями.

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

Ещё большее значение имеют особые бактерии, живущие в клубеньках на корнях бобовых растений (клевера, гороха, вики, люпина и др.), которые называют клубеньковыми (рис. 126). Эти бактерии связывают свободный атмосферный азот, превращая его в соединения, которые усваивают растения, образуя белки своего организма.

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



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



Эта кислота, попадая в почву, реагирует с находящимися в ней соединениями натрия, кальция, калия и образует соли — селитры, необходимые для минерального питания растений (рис. 127).

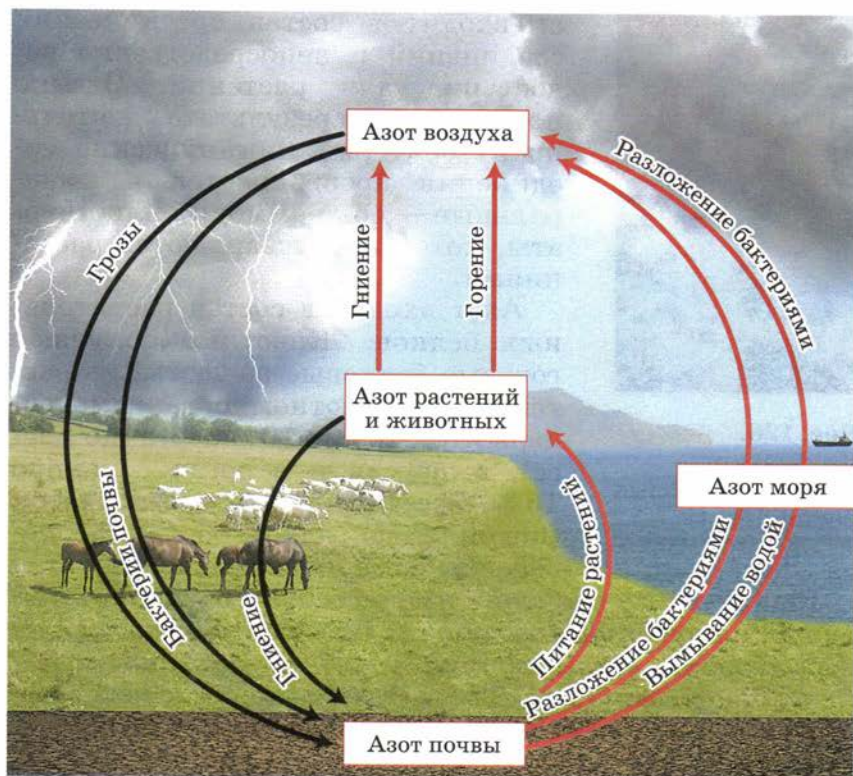


Рис. 127. Круговорот азота в природе

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

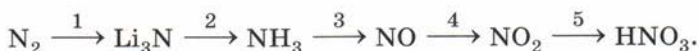
1. Строение атомов и молекул азота. 2. Свойства азота: взаимодействие с металлами, водородом, кислородом. 3. Получение азота из жидкого воздуха. 4. Применение азота. 5. Азот в природе и его биологическое значение.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Напишите уравнения реакций азота с магнием, кальцием, алюминием. Рассмотрите эти окислительно-восстановительные процессы. Как называют продукты реакций? Каков тип химической связи и кристаллической решётки в них? Какими свойствами должны обладать продукты реакций?
- 2 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие переходы:



Рассмотрите первую реакцию как окислительно-восстановительную.

- 3 Дайте характеристику реакции по всем изученным вами признакам: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 + Q$.
- 4 Определите, используя метод электронного баланса, коэффициенты в уравнениях реакций, соответствующих следующим схемам:

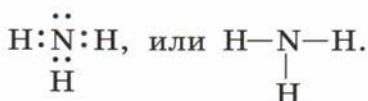


- 5 В лаборатории азот получают разложением нитрита аммония: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

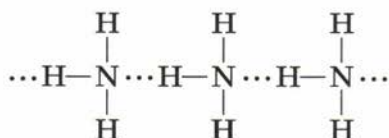
Придумайте и решите задачу, в условии которой была бы указана масса исходного вещества и массовая доля в нём примесей, а требовалось бы найти объём одного продукта и число молекул другого получаемого вещества.

§ 29 Аммиак

Прежде всего рассмотрим строение молекулы аммиака NH_3 . Как вы уже знаете, на внешнем энергетическом уровне атомы азота содержат пять электронов, из которых три электрона — неспаренные. Именно они и участвуют в формировании трёх ковалентных связей с тремя атомами водорода при образовании молекулы аммиака NH_3 .



Три общие электронные пары смещены в сторону более электроотрицательного атома азота, а так как молекула аммиака имеет форму треугольной пирамиды (рис. 128), то в результате смещения электронных пар возникает диполь, т. е. молекула с двумя полюсами. Молекулы аммиака (в жидком аммиаке) взаимодействуют, связываясь друг с другом:



Этот особый тип химической межмолекулярной связи, как вы уже знаете, называют *водородной связью*.

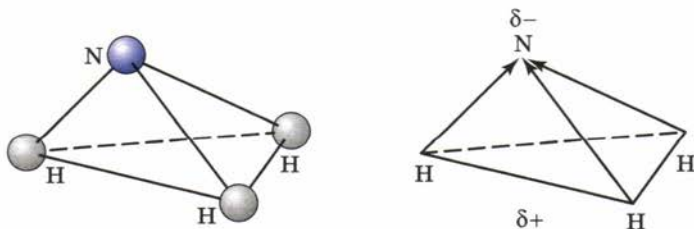
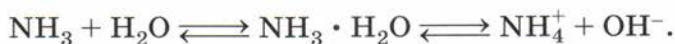


Рис. 128. Строение молекулы аммиака

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

Аммиак хорошо растворим в воде: при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ в 1 объеме воды растворяется около 710 объемов аммиака (рис. 129). Концентрированный (25%-й по массе) водный раствор аммиака называют водным аммиаком или *аммиачной водой*, а используемый в медицине 10%-й раствор аммиака известен под названием *нашатырный спирт*. В водном растворе аммиака образуется непрочное соединение — гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Если к раствору аммиака добавить несколько капель фенолфталеина, раствор окрасится в малиновый цвет, что указывает на щелочную среду. Щелочная реакция водных растворов аммиака объясняется наличием гидроксид-ионов OH^- :



Если окрашенный фенолфталеином раствор аммиака подогреть, то окраска исчезнет (*почему?*).

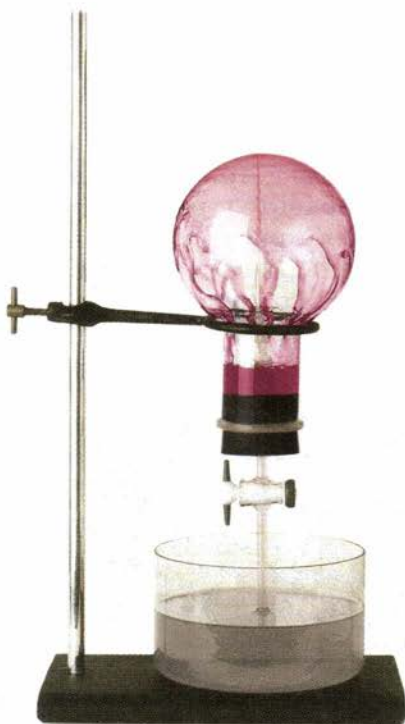


Рис. 129. «Аммиачный фонтан» (растворение аммиака в воде)



Лабораторный опыт № 30

Изучение свойств аммиака

Соблюдая правила техники безопасности, вскройте ампулу с нашатырным спиртом и вылейте её содержимое в пробирку. Каким запахом обладает аммиак?

Добавьте к раствору аммиака 1—2 мл воды, а затем — 2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Что можно сказать о растворимости аммиака в воде? Подогрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Объясните результаты проведённого эксперимента.



Рис. 130. «Дым без огня»

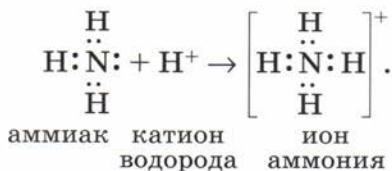
Аммиак взаимодействует с кислотами, образуя соли аммония. Это взаимодействие можно наблюдать в следующем опыте: стеклянную палочку или стакан, смоченные раствором аммиака, поднести к другой палочке или стакану, смоченным соляной кислотой, — появится густой белый дым (рис. 130):



хлорид
аммония

Вот и верь после этого поговорке, что дыма без огня не бывает.

И водный раствор аммиака, и соли аммония содержат особый ион — *катион аммония* NH_4^+ , играющий роль катиона металла. Ион аммония образуется в результате возникновения ковалентной связи между атомом азота, имеющим свободную (неподелённую) электронную пару, и катионом водорода, который переходит к аммиаку от молекул кислот или воды:

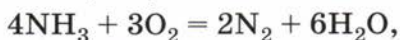




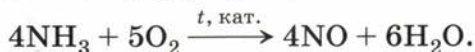
Механизм образования ковалентной связи, которая возникает не в результате обобществления неспаренных электронов, а благодаря свободной электронной паре, имеющейся у одного из атомов, называют **донорно-акцепторным**.

При образовании иона аммония *донором* свободной электронной пары служит атом азота в аммиаке, а *акцептором* — катион водорода кислоты или воды.

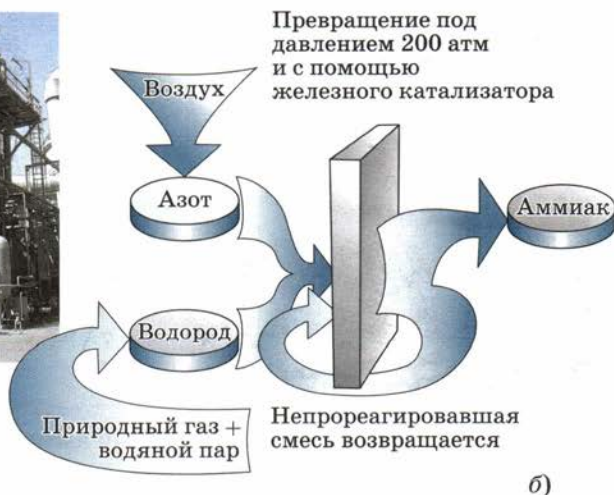
Ещё одно химическое свойство аммиака вы сможете сами прогнозировать, если обратите внимание на степень окисления в нём атомов азота, а именно -3 . Конечно же аммиак — сильнейший восстановитель, т. е. его атомы азота могут только отдавать электроны, но не принимать их. Так, аммиак способен окисляться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



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



В промышленности аммиак производят синтезом из азота и водорода (рис. 131).



а)

б)

Рис. 131. Промышленная установка (а) и схема промышленного получения аммиака (б)

В лаборатории аммиак получают действием гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ на соли аммония, чаще всего на хлорид аммония:



Газ собирают в перевернутый вверх дном сосуд, а распознают или по запаху, или по посинению влаж-

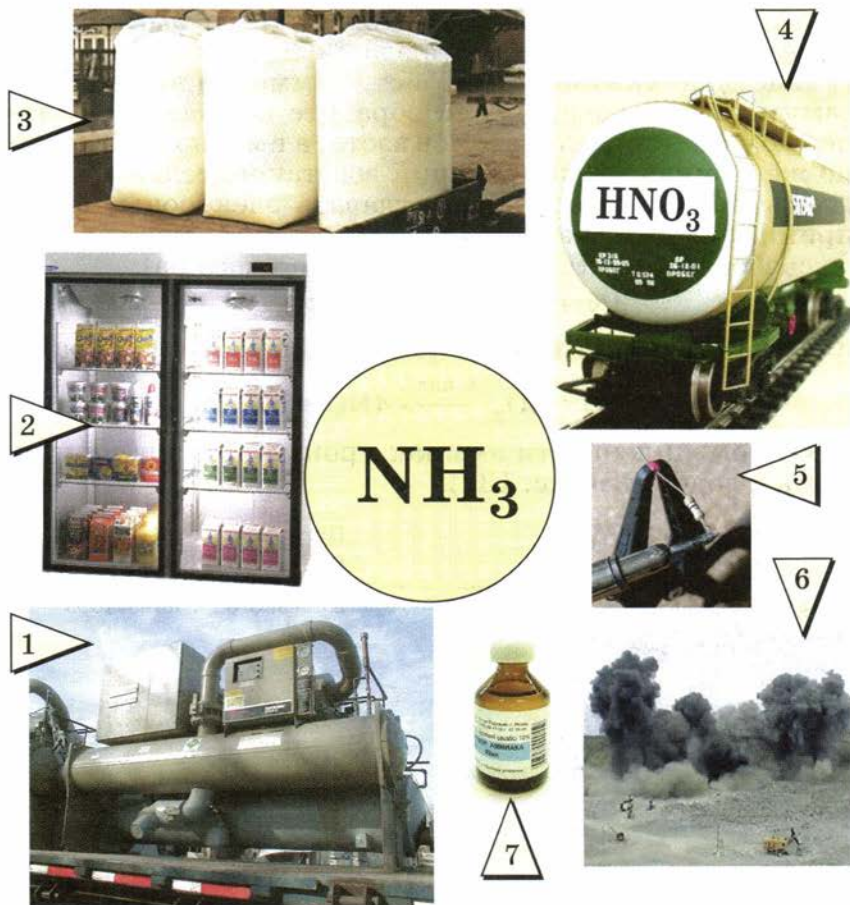


Рис. 132. Применение аммиака и солей аммония:

1, 2 — в холодильных установках; 3 — производство минеральных удобрений; 4 — производство азотной кислоты; 5 — для паяния; 6 — получение взрывчатых веществ; 7 — в медицине и в быту (нашатырный спирт)

ной красной лакмусовой бумажки, или по появлению белого дыма при внесении палочки, смоченной соляной кислотой.

Аммиак и его соли широко используют в промышленности и технике, в сельском хозяйстве, быту. Основные области их применения показаны на рисунке 132.

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



- 1** Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2** Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1** Каково электронное и пространственное строение молекулы аммиака?
- 2** Перечислите области применения аммиака. Какие свойства аммиака лежат в основе его применения в медицине, холодильных установках?
- 3** Какую химическую связь называют водородной? В чём особенности водородной связи? Что можно сказать о прочности водородных связей по сравнению с ковалентными и ионными? Какое значение имеет водородная связь в химии и биологии?
- 4** Приведите примеры веществ, между молекулами которых образуются водородные связи. Как это отражается на физических свойствах этих веществ?
- 5** На примере образования катиона аммония из молекулы аммиака объясните принцип образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

Является ли связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, особым типом химической связи? Объясните почему.

- 6 Как изменится окраска фенолфталеина при добавлении его к нашатырному спирту? Объясните ответ, составив уравнение химической реакции.
- 7 Какую степень окисления имеет азот: а) в аммиаке; б) в хлориде аммония; в) в нитрате аммония; г) в сульфате аммония?
- 8 Используя метод электронного баланса, определите коэффициенты в следующей схеме химической реакции:
- $$\text{CuO} + \text{NH}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$$
- 9 Почему азот в аммиаке проявляет только восстановительные свойства?
- 10 Как получают аммиак: а) в промышленности; б) в лабораторных условиях?

§ 30 Соли аммония

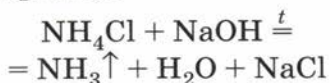
Как было сказано, катион аммония NH_4^+ играет роль катиона металла и образует с кислотными остатками соли: NH_4NO_3 — нитрат аммония, или аммиачная селитра, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — сульфат аммония и т. д.

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

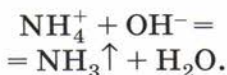
Соли аммония получают взаимодействием аммиака или его водного раствора с кислотами.

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

Кроме того, ион аммония обуславливает другое, общее для всех солей аммония свойство: его соли реагируют с щелочами при нагревании с выделением аммиака (рис. 133), например:



или в ионном виде:



Эта реакция является качественной реакцией на соли аммония, так как образующийся аммиак легко обнаружить (какими способами это можно сделать?).



Рис. 133. Качественная реакция на ион аммония



Лабораторный опыт № 31 Распознавание солей аммония

Налейте в одну пробирку раствор хлорида натрия, а в другую — раствор хлорида аммония (1—2 мл). Затем добавьте в каждую пробирку по 1—2 мл раствора щёлочи и подогрейте содержимое пробирок на спиртовке (используйте держатель). Поднесите к отверстию пробирок влажную красную лакмусовую бумажку или влажную полоску универсального индикатора. Что наблюдаете? Как называется подобная реакция? Как ещё можно обнаружить выделяющийся в результате подобной реакции аммиак? Запишите уравнения реакций.

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



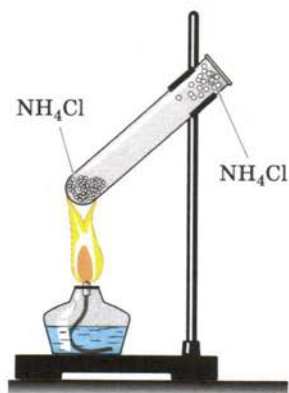


Рис. 134. Возгонка хлорида аммония

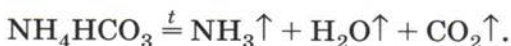
В этой реакции образуется также газообразный хлороводород, который улетучивается вместе с аммиаком, а при охлаждении вновь соединяется с ним, образуя соль, т. е. при нагревании в пробирке сухой хлорид аммония как бы возгоняется, но на холодных стенках верхней части пробирки снова оседает в виде белых кристалликов NH_4Cl (рис. 134).

Основные области применения солей аммония были показаны ранее (см. рис. 132). Здесь обратим ваше внимание на то, что почти все соли аммония используют в качестве азотных удобрений. Как вы знаете, растения способны усваивать азот только в связанном виде, т. е. в виде ионов NH_4^+ или NO_3^- . Замечательный русский агрохимик Д. Н. Прянишников выяснил, что если у растения есть выбор, то оно предпочитает катион аммония нитрат-аниону, поэтому использование солей аммония в качестве азотных удобрений особенно эффективно. Очень ценным азотным удобрением является *нитрат аммония* NH_4NO_3 .

Отметим другие области применения некоторых солей аммония.

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

Гидрокарбонат аммония NH_4HCO_3 и *карбонат аммония* $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ применяют в изготовлении кондитерских изделий, так как эти соединения легко разлагаются при нагревании и образуют газы, разрыхляющие тесто и делающие его пышным:



Нитрат аммония NH_4NO_3 в смеси с порошками алюминия и угля используют в качестве взрывчатого

вещества — аммонала, который широко применяют при разработке горных пород.

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



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной формах) между растворами веществ: а) сульфат аммония и хлорид бария; б) хлорид аммония и нитрат серебра.
- 2 Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства карбоната аммония: взаимодействия с кислотой, щёлочью, солью; реакции разложения. Первые три уравнения запишите также в ионной форме.
- 3 С многоосновными кислотами аммиак образует не только средние, но и кислые соли. Напишите формулы кислых солей, которые он может дать при взаимодействии с фосфорной кислотой. Назовите их и напишите уравнения диссоциации этих солей.
- 4 Составьте молекулярные и, где это возможно, ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие переходы:



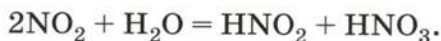
- 5 Определите количество вещества, объём (н. у.) и массу аммиака, необходимого для получения 250 кг сульфата аммония, используемого в качестве удобрения.

§ 31

Кислородные соединения азота

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

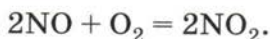
Оксиды N_2O и NO несолеобразующие (что это означает?), а остальные оксиды — кислотные: N_2O_3 соответствует азотистая кислота HNO_2 , а N_2O_5 — азотная кислота HNO_3 . Оксид азота (IV) NO_2 при растворении в воде одновременно образует две кислоты — HNO_2 и HNO_3 :



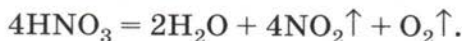
Если его растворить в воде в присутствии избытка кислорода, получается только азотная кислота:



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



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



Азотная кислота проявляет все типичные свойства сильных кислот: взаимодействует с оксидами и гидроксидами металлов, с солями (составьте соответствующие уравнения реакций).



Лабораторный опыт № 32

Свойства разбавленной азотной кислоты

Прodelайте опыты, доказывающие, что азотная кислота проявляет типичные свойства кислот.

1. Поместите в пробирку немного чёрного порошка или одну гранулу оксида меди (II), прилейте в неё 1—2 мл раствора азотной кислоты. Закрепите пробирку в держателе и подогрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите молекулярное и ионное уравнения.

2. Прилейте в пробирку 1—2 мл раствора щёлочи, добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Добавьте к содержимому пробирки раствор азотной кислоты до исчезновения окраски. Как называется эта реакция? Запишите её молекулярное и ионное уравнения.

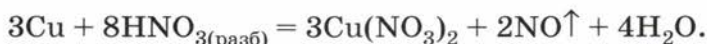
3. Налейте в пробирку 1 мл раствора медного купороса, прилейте 1—2 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? Добавьте к содержимому пробирки раствор азотной кислоты до исчезновения осадка. Запишите молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

С металлами азотная кислота ведёт себя по-особому — ни один из металлов не вытесняет из азотной кислоты водород, независимо от её концентрации (для серной кислоты такое поведение характерно только в её концентрированном состоянии). Это объясняется тем, что HNO_3 является сильным окислителем, в ней азот имеет максимальную степень окисления +5. Именно он и будет восстанавливаться при взаимодействии с металлами.

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



а разбавленная — до оксида азота (II):





Лабораторный опыт № 33

Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью

Осторожно налейте в пробирку 1 мл концентрированной азотной кислоты. Кончиком стеклянной трубочки зачерпните чуть-чуть порошка меди и высыпьте его в пробирку с кислотой. (Если в кабинете отсутствует порошок меди, можно использовать небольшой кусочек очень тоненькой медной проволоки, которую необходимо предварительно скатать в комочек.) Что наблюдаете? Почему реакция протекает без нагревания? Почему этот вариант проведения опыта не требует использования вытяжного шкафа? Если площадь соприкосновения меди с азотной кислотой будет меньше предложенного варианта проведения эксперимента, то какие условия необходимо соблюдать?

После проведения эксперимента немедленно поместите пробирки с содержимым в вытяжной шкаф. Запишите уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

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

Азотная кислота окисляет многие органические вещества, обесцвечивает красители. При этом обычно выделяется много теплоты и вещество воспламеняется. Так, если к азотной кислоте прилить каплю скипидара, то происходит яркая вспышка, а тлеющая лучинка в азотной кислоте загорается (рис. 135).

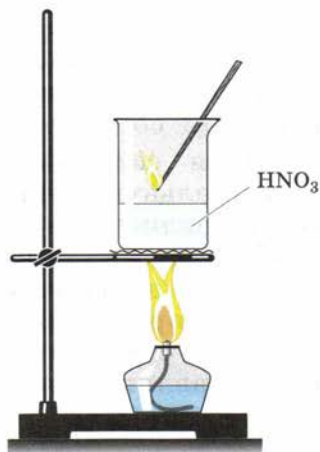


Рис. 135. Горение лучинки в азотной кислоте

Азотную кислоту широко применяют в химической промышленности для производства азотных удобрений, пластмасс, искусственных волокон, органических красителей и лаков, лекарственных и взрывчатых веществ (рис. 136).

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

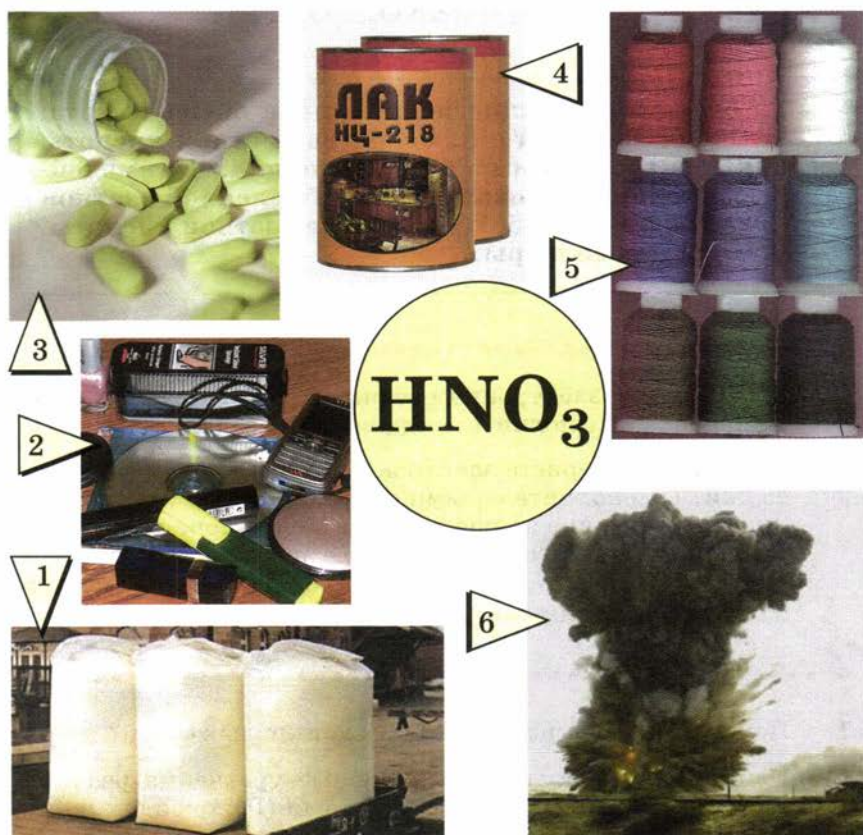


Рис. 136. Азотную кислоту используют для производства:
 1 — удобрений; 2 — пластмасс; 3 — лекарственных средств;
 4 — лаков; 5 — искусственных волокон; 6 — взрывчатых веществ

NH_4NO_3 — аммиачная селитра. Селитры применяют в качестве азотных удобрений.

Калийную селитру используют также при изготовлении чёрного пороха, а из аммиачной селитры, как вы уже знаете, готовят взрывчатое вещество аммонал. Нитрат серебра, или ляпис, AgNO_3 применяют в медицине как прижигающее средство.

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



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



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Почему азотная кислота не образует кислых солей?
- 2 Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций азотной кислоты с гидроксидом меди (II), оксидом железа (III) и карбонатом натрия.
- 3 Большинство солей азотной кислоты растворимы в воде, тем не менее предложите уравнение реакции HNO_3 с солью, в результате которой образуется осадок. Напишите ионное уравнение этой реакции.

- 4 Рассмотрите уравнения реакций разбавленной и концентрированной азотной кислоты с медью с точки зрения процессов окисления-восстановления.
- 5 Предложите две цепочки превращений, приводящих к получению азотной кислоты, исходя из азота и аммиака. Опишите окислительно-восстановительные реакции, используя метод электронного баланса.
- 6 Сколько килограммов 68%-й азотной кислоты можно получить из 276 кг (н. у.) оксида азота (IV)?
- 7 При прокаливании 340 г натриевой селитры получили 33,6 л (н. у.) кислорода. Рассчитайте массовую долю примесей в селитре.

§ 32 Фосфор и его соединения

Строение и свойства атомов.

Следующий после азота представитель главной подгруппы V группы Периодической системы Д. И. Менделеева — элемент-металл фосфор Р.

Атомы фосфора по сравнению с атомами азота имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, а значит, более выраженные восстановительные свойства. Соединения со степенью окисления -3 атома фосфора встречаются реже, чем у азота (только в *фосфидах* — соединениях фосфора с металлами, например Ca_3P_2 , Na_3P). Чаще фосфор проявляет в соединениях степень окисления $+5$. А в его соединении с водородом — *фосфине* PH_3 — ковалентная связь между атомами разных элементов малополярна в силу того, что значения электроотрицательности фосфора и водорода почти одинаковы.

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

Белый фосфор (рис. 137, а) имеет молекулярную кристаллическую решётку, состоящую из молекул P_4 . Он нерастворим в воде, но хорошо растворяется в серо-

Р	15
Фосфор	30,973



а)



б)

Рис. 137. Аллотропные модификации фосфора: а — белый фосфор; б — красный фосфор

углероде. На воздухе белый фосфор легко окисляется, а в порошкообразном состоянии даже воспламеняется.

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

Красный фосфор (рис. 137, б) представляет собой тёмно-малиновый порошок. Он не растворяется ни в воде, ни в сероуглероде. На воздухе окисляется медленно и не самовоспламеняется. Неядовит и не светится в темноте.

При нагревании красного фосфора в пробирке (рис. 138), закрытой ватным тампоном, он превращается в белый фосфор. Если выдернуть тампон, то осевший на нём белый фосфор вспыхнет на воздухе. Этот опыт показывает огнеопасность белого фосфора.

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

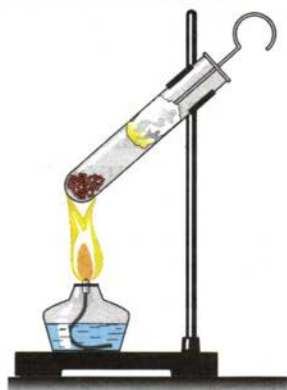
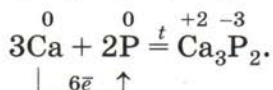
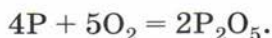


Рис. 138. Опыт, иллюстрирующий переход красного фосфора в белый

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

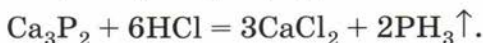


Лабораторный опыт № 34

Горение фосфора на воздухе и в кислороде

Наберите в ложечку для сжигания веществ немного красного фосфора и подожгите его. Каков характер пламени? Как изменится пламя, если ложечку с горящим фосфором внести в колбу с кислородом (с этой целью получите его из пероксида водорода, используя оксид марганца (IV))? Запишите уравнение реакции, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

С водородом фосфор непосредственно не реагирует, поэтому фосфин PH_3 можно получить только косвенным путём, например из фосфидов:



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

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

Оксиду фосфора (V) соответствует *фосфорная кислота* H_3PO_4 . Она представляет собой твёрдое прозрачное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде в любых соотношениях.

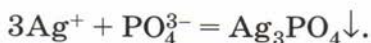
Как трёхосновная кислота, H_3PO_4 образует три ряда солей:

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

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

- кислые соли — *гидрофосфаты* (например, CaHPO_4), которые мало растворимы в воде (кроме фосфатов натрия, калия и аммония), т. е. занимают промежуточное положение между фосфатами и дигидрофосфатами по растворимости.

Реактивом на растворимые фосфаты является раствор нитрата серебра, при взаимодействии с которым образуется жёлтый осадок Ag_3PO_4 (рис. 139):



Однако в отличие от AgBr и AgI этот осадок растворяется при добавлении раствора кислоты (*почему?*).



Лабораторный опыт № 35

Распознавание фосфатов

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора фосфата натрия или калия. С помощью пипетки добавьте к нему несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Запишите молекулярное и ионное уравнения. Можно ли считать эту реакцию качественной на фосфат-ион? Добавьте к содержимому пробирки азотную кислоту до растворения осадка. Почему это происходит?

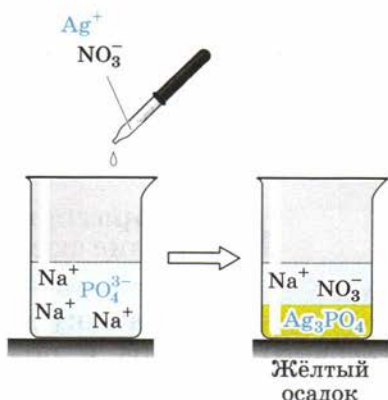


Рис. 139. Качественная реакция на фосфат-ион

В природе фосфор в свободном виде не встречается — только в виде соединений. Важнейшими природными соединениями фосфора являются минералы фосфориты и апатиты. Основную их массу составляет *фосфат*

кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, из которого и получают в промышленности фосфор.

Биологическое значение фосфора. Фосфор является составной частью тканей организмов человека, животных и растений. В организме человека большая часть фосфора связана с кальцием. Для построения скелета ребёнку требуются одинаковые количества фосфора и кальция. Кроме костей, фосфор содержится в нервной ткани, крови, молоке. В растениях фосфор входит в состав белков.

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

Как было указано, фосфор существует в природе в виде соединений, содержащихся в почве (или растворённых в природных водах). Из почвы фосфор извлекается растениями, а животные получают его с растительной пищей. После отмирания растительных и животных организмов фосфор снова переходит в почву. Так осуществляется круговорот фосфора в природе (рис. 140).

Применение фосфора и его соединений. Красный фосфор используют для производства спичек, фосфорной кислоты, которая, в свою очередь, идёт на производство фосфорных удобрений и кормовых добавок для животноводства. Кроме того, фосфор применяют для получения ядохимикатов (вспомните баллончики с дихлофосом, хлорофосом и др.) (рис. 141).

Открытие фосфора. Фосфор открыт немецким алхимиком Г. Брандом в 1669 г., а своё название получил за способность светиться в темноте (в пер. с греч. *фосфор* — светоносный).

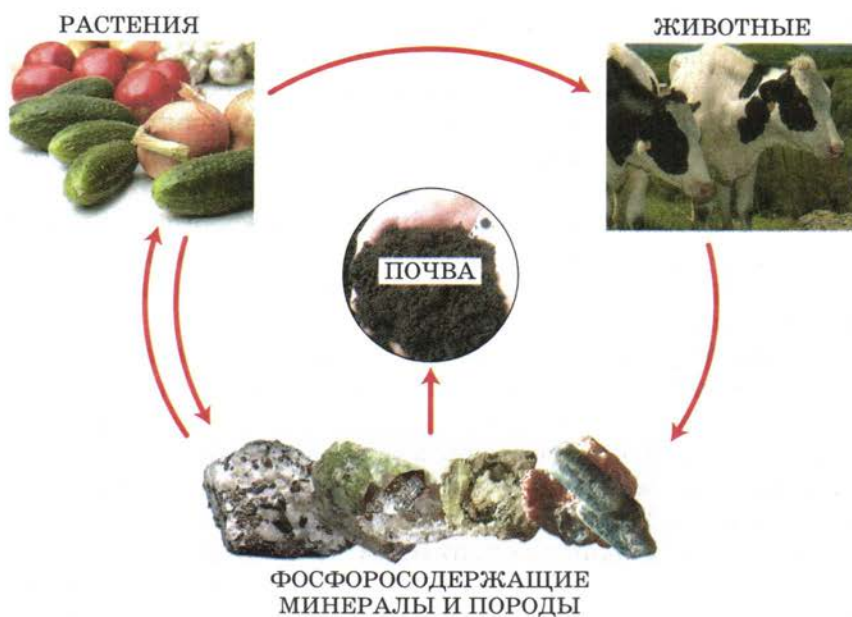


Рис. 140. Круговорот фосфора в природе



Рис. 141. Фосфор и его соединения используют для производства: 1 — спичек; 2 — фосфорной кислоты; 3 — фосфорных удобрений; 4 — кормовых добавок для животных; 5 — ядохимикатов

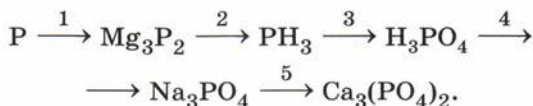
1. Аллотропия фосфора: белый фосфор, красный фосфор. 2. Свойства фосфора: образование фосфидов, фосфина, оксида фосфора (V). 3. Фосфорная кислота и три ряда её солей: фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты. 4. Биологическое значение фосфора (фосфат кальция, АТФ, ДНК и РНК). 5. Применение фосфора и его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



- 1** Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2** Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1** Напишите формулы трёх видов солей натрия и фосфорной кислоты, назовите их и запишите уравнения их диссоциации.
- 2** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

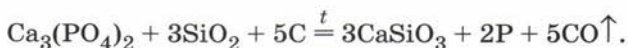


Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы там, где они имеют место.

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



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



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

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

6 В 980 г 5%-го раствора фосфорной кислоты растворили 152 г оксида фосфора (V). Вычислите массовую долю фосфорной кислоты в полученном растворе.

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

— Фосфор, — сказал я».

В этом отрывке из повести «Собака Баскервилей» А. Конан Дойл допустил существенную химическую ошибку. Назовите её.

§ 33 Углерод

Строение и свойства атомов.

Углерод С — первый элемент главной подгруппы IV группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Его атомы содержат на внешнем энергетическом уровне четыре электрона, поэтому они могут принимать четыре электрона, приобретая при этом степень окисления -4 , т. е. проявлять окислительные свойства и отдавать свои электроны более электроотрицательным элементам, т. е. проявлять восстановительные свойства, приобретая при этом степень окисления $+4$.

С	6
Углерод	12,0111

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

Алмаз — прозрачное кристаллическое вещество, самое твёрдое из всех природных веществ. Он служит эталоном твёрдости, которая по десятибалльной системе оценивается высшим баллом 10. Такая твёрдость алмаза обусловлена особой структурой его атомной кристаллической решётки (рис. 142). В ней каждый атом углерода окружён такими же атомами, расположенными в вершинах правильного тетраэдра.

Кристаллы алмаза обычно бесцветные, но бывают синего, голубого, красного и чёрного цветов. Они имеют очень сильный блеск 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 слова *адамас* — «несокрушимый, непреодолимый». Массу алмазов измеряют в каратах, 1 карат соответствует 0,2 г. Огранённые прозрачные алмазы называются бриллиантами. Они украшают короны царей бывшей Российской империи, орден Святого Андрея Первозванного¹ (рис. 143).

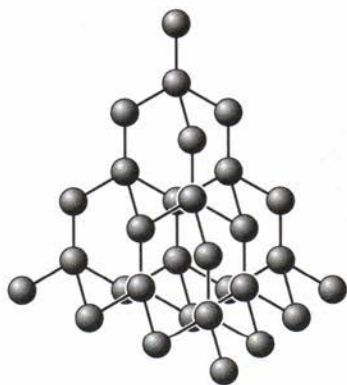


Рис. 142. Строение алмаза



Рис. 143. Орден Святого Андрея Первозванного

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

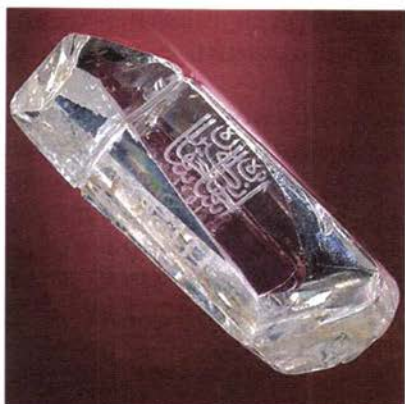


Рис. 144. Алмаз «Шах»

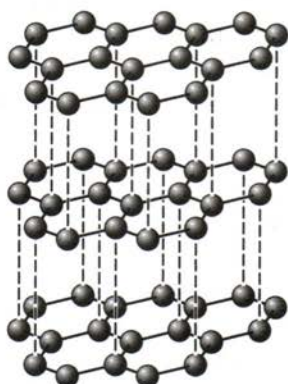


Рис. 145. Строение графита

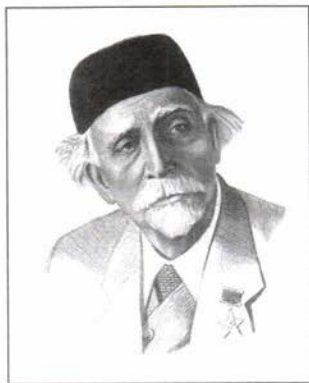
Крупные алмазы (рис. 144) имеют имена и свою биографию. Самый крупный из найденных алмазов — это «Куллинан» из Южной Африки (3025 каратов). В Алмазном фонде России хранится знаменитый алмаз «Шах» в 87 каратов. Им персидское правительство расплатилось за жизнь погибшего в Тегеране в 1829 г. известного российского писателя и дипломата А. С. Грибоедова.

Алмазы — это не только ювелирные камни. Благодаря исключительно высокой твёрдости алмазы применяют для изготовления буров, свёрл, шлифовальных инструментов, резки стекла.

Крупнейшие месторождения алмазов находятся в Южной Африке. В России алмазы добывают в Якутии.

Графит — тёмно-серое, жирное на ощупь кристаллическое вещество с металлическим блеском. В отличие от алмаза, графит мягкий (оставляет след на бумаге) и непрозрачный, хорошо проводит тепло и электрический ток. Мягкость графита обусловлена слоистой структурой (рис. 145). В кристаллической решётке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники. Связи между слоями малопрочны. Он очень тугоплавок.

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



**Зелинский
Николай Дмитриевич
(1861—1953)**

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

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

Сходное с графитом строение имеют *сажа* и *древесный уголь*. Древесный уголь получают при сухой перегонке древесины. Благодаря своей пористой поверхности он поглощает газы и растворённые вещества. Такое свойство некоторых веществ называется *адсорбцией*. Чем больше пористость древесного угля, тем эффективнее адсорбция. Чтобы увеличить поглощательную способность, древесный уголь обрабатывают горячим водяным паром. Обработанный таким способом уголь называют *активированным* (рис. 146). В медицине активированный уголь (карболен) используют в качестве адсорбирующего средства при отравлениях.

Как вы уже знаете, активированный уголь — это основной материал для изготовления бытовых фильтров сорбентного типа (*почему эти фильтры так называются?*).

Если бросить кусочки активированного угля в колбу с бурым газом NO_2 , то бурая окраска в колбе исчезнет (рис. 147). На поглощательной способности активированного угля основано действие противогазов — устройств

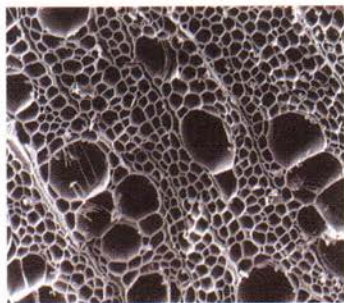


Рис. 146. Пористая структура активированного угля



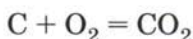
Рис. 147. Адсорбция оксида азота (IV) активированным углём

для защиты от вредных примесей, имеющих в воздухе. Первый противогаз был изобретён выдающимся русским химиком Н. Д. Зелинским и спас жизнь тысячам солдат в период Первой мировой войны.

Активированный уголь широко применяют в промышленности для очистки многих продуктов, например спирта от сивушных масел, сахарного сиропа от окрашенных веществ, для улавливания бензина из природных га-

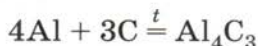
зов. Другие области применения углерода (активированного угля, графита, сажи) вы найдёте на рисунке 148.

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



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

С металлами углерод при нагревании образует карбиды, например:



(какие свойства проявляет углерод в этой реакции?).

Карбид алюминия — светло-жёлтые прозрачные кристаллы. Вам более известен карбид кальция CaC_2 в виде кусков серого цвета. Его применяют газосварщики для получения ацетилена C_2H_2 :



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

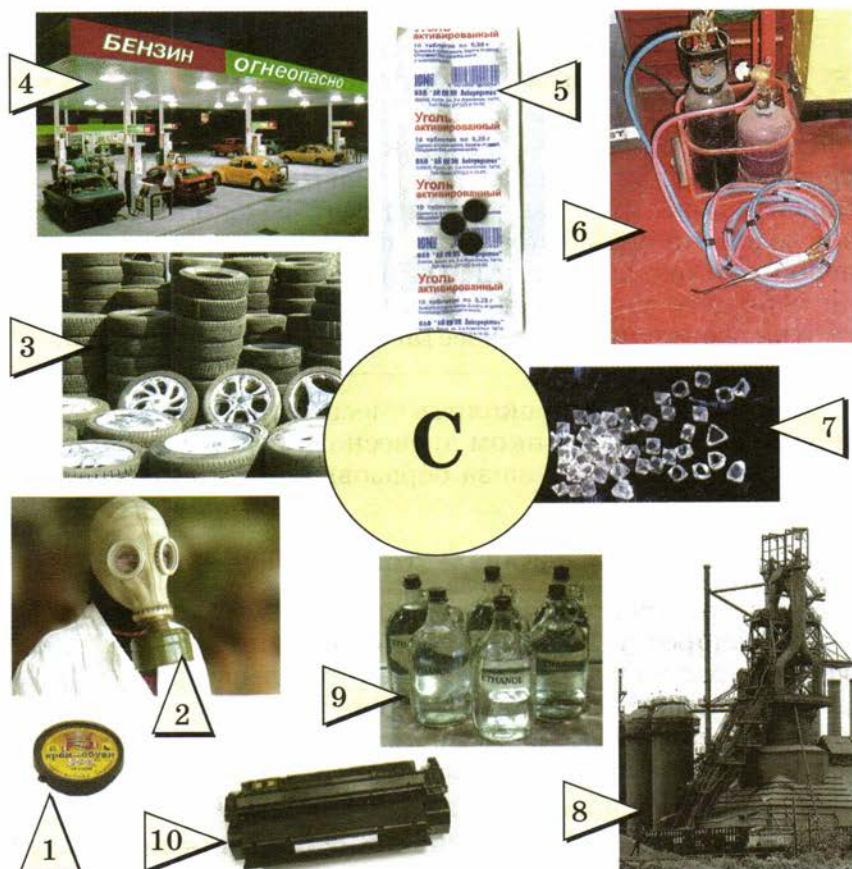
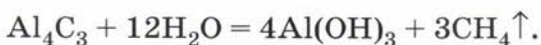


Рис. 148. Применение углерода (активированного угля, графита, сажи, кокса): 1 — составная часть крема для обуви; 2 — адсорбент в противогазах; 3 — наполнитель при производстве резины; 4 — в производстве синтетического бензина; 5 — в медицине; 6 — для получения карбида кальция; 7 — для получения искусственных алмазов; 8 — в металлургии; 9 — для очистки этилового спирта; 10 — для приготовления чёрной краски (картриджи, типографская краска)

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



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

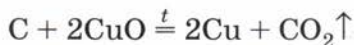


Лабораторный опыт № 36

Горение угля в кислороде

Поместите в ложечку для сжигания веществ кусочек древесного угля и раскалите его на пламени спиртовки. Внесите ложечку с раскалённым углём в колбу с кислородом (с этой целью получите его из пероксида водорода, используя оксид марганца (IV)). Каков характер пламени горящего угля? Запишите уравнение реакции, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

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



(какие свойства проявляет углерод в этой реакции?).

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

В атмосфере содержится *оксид углерода (IV)* CO_2 — углекислый газ. Это соединение образуется при дыхании и сгорании топлива, а также при тлении и гниении органических веществ. Поэтому в городской местности, вблизи заводов, фабрик и транспортных магистралей концентрация углекислого газа в воздухе конечно же выше, чем в сельской местности.

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

Углерод — основная составная часть каменного угля (до 99%), бурого угля (до 72%), а также торфа (до 57%)

а)



б)



в)



Рис. 149. Углерод — составная часть: а — каменного угля; б — бурого угля; в — торфа

(рис. 149). Теперь вам очевидно происхождение названия «углерод», т. е. «рождающий уголь». Аналогично и латинское название *карбонеум* в основе содержит корень *карбо* — «уголь».

Нефть (рис. 150) является смесью соединений углерода, главным образом с водородом. Их так и называют — углеводороды. Понятно, что это в основном жидкие углеводороды. Однако в нефти растворены также газообразные и твёрдые углеводороды. Углеводороды являются главной составной частью природного газа.

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

Все перечисленные источники углерода участвуют в круговороте его в природе (рис. 151). Из атмосферы и природных вод углекислый газ поглощается зелёными растениями (фотосинтез), а образующийся в результате дыхания, брожения, гниения CO_2 снова поступает в атмосферу и воды морей и океанов. Добываемые из недр земли уголь, нефть и другие углеродсодержащие горючие ископаемые при сжигании выделяют CO_2 , поступающий в атмосферу. При разрушении горных



Рис. 150. Нефть

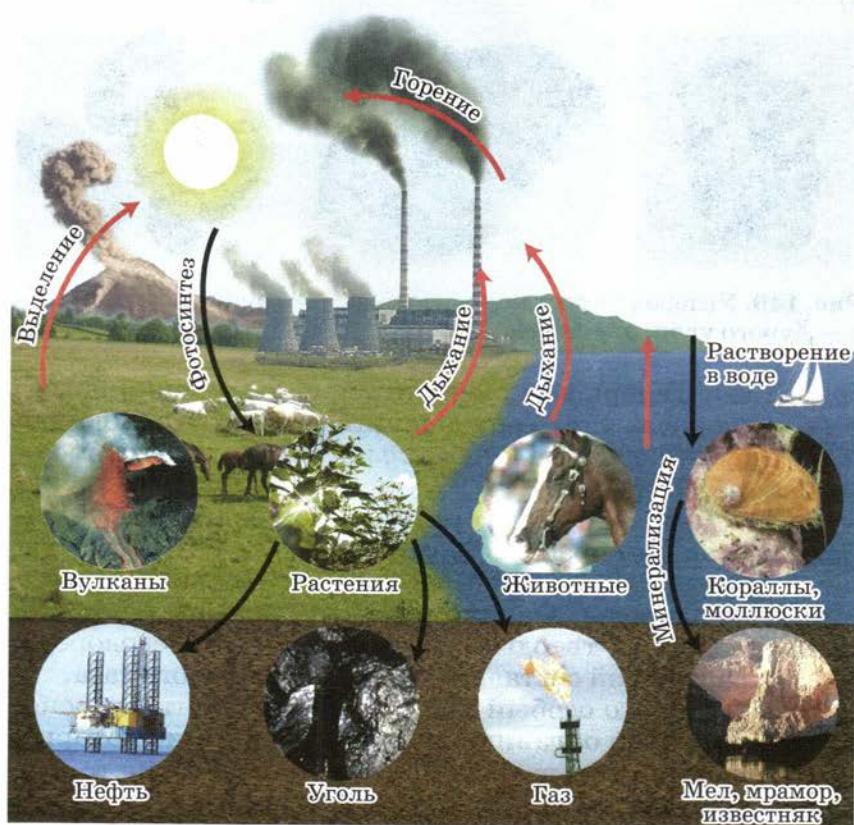


Рис. 151. Круговорот углерода в природе

пород содержащиеся в них металлы при действии атмосферного CO_2 образуют осаждающиеся карбонаты.

Большие количества CO_2 выделяются при извержении вулканов.

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

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

1 Сравните строение алмаза и графита и их физические свойства: твёрдость, оптические свойства, электропроводность.

2 Напишите уравнения реакций с участием углерода, которые характеризуют отдельно его восстановительные и окислительные свойства. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы для них.

3 Вспомните из курса биологии, какой период в истории Земли носит название каменноугольного, или карбона. Каково происхождение каменного угля?

4 Почему в домашние холодильники рекомендуют помещать по несколько таблеток карболена?

5 Напишите уравнения реакций взаимодействия угля с оксидом железа (III) и оксидом олова (IV). Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

6 При сжигании 8 г угля было получено 10,64 л (н. у.) углекислого газа, что составляет 95% от теоретически возможного. Вычислите массовую долю примесей в угле.

7 При недостатке кислорода углерод взаимодействует с углекислым газом согласно уравнению: $C + CO_2 = 2CO$. Какая форма существования элемента углерода проявляет в этой реакции окислительные свойства, а какая — восстановительные?

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



Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

§ 34 Кислородные соединения углерода



Рис. 152. При неполном сгорании топлива может образовываться угарный газ

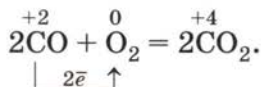
Углерод образует два оксида — оксид углерода (II) CO и оксид углерода (IV) CO₂.

Оксид углерода (II) CO — бесцветный, не имеющий запаха газ, малорастворимый в воде. Его называют *угарным газом*, так как он очень ядовит. Попадая при дыхании в кровь, он быстро соединяется с гемоглобином, образуя прочное

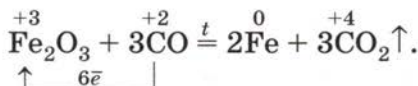
соединение карбоксигемоглобин (*объясните происхождение этого термина*), тем самым лишая гемоглобин возможности переносить кислород. При вдыхании воздуха, содержащего 0,1% CO, человек может внезапно потерять сознание и умереть. Угарный газ образуется при неполном сгорании топлива (*напишите уравнение соответствующей химической реакции*), вот почему так опасно преждевременное закрывание дымоходов печей (рис. 152).

Оксид углерода (II) относят, как вы уже знаете, к несолеобразующим оксидам. Будучи оксидом неметалла, он должен реагировать с щелочами и основными оксидами с образованием соли и воды, однако этого не наблюдается.

CO — хороший восстановитель (*почему?*). Он сгорает в кислороде, образуя углекислый газ:



Оксид углерода (II) способен отнимать кислород у оксидов металлов, т. е. восстанавливать металлы из их оксидов:

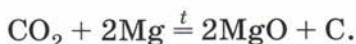


Именно это свойство оксида углерода (II) используют в металлургии при выплавке чугуна.

Оксид углерода (IV) CO_2 — бесцветный, не имеющий запаха газ, широко известный под названием *углекислый газ*. Он примерно в полтора раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в одном объеме воды растворяется один объем углекислого газа.

При давлении примерно 60 атм углекислый газ превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его превращается в твердую снегообразную массу, которую в промышленности прессуют, — это известный вам «*сухой лёд*», который применяют для хранения пищевых продуктов. Вы уже знаете, что твердый углекислый газ имеет молекулярную решётку и способен к возгонке (*что это такое?*).

Углекислый газ CO_2 как типичный кислотный оксид взаимодействует с щелочами (например, вызывает помутнение известковой воды), с основными оксидами и водой. Он не горит и не поддерживает горения (рис. 153) и потому применяется для тушения пожаров. Однако магний продолжает гореть в углекислом газе с образованием оксида и выделением углерода в виде сажи:



Углекислый газ получают, действуя на соли угольной кислоты — карбонаты растворами соляной, азотной и даже уксусной кислот. В лаборатории углекислый газ получают при действии соляной кислоты на мел или мрамор (рис. 154):



(как собирают и распознают углекислый газ?).

В промышленности углекислый газ получают обжигом известняка:



(вспомните, производство какого продукта служит основной целью этой реакции).

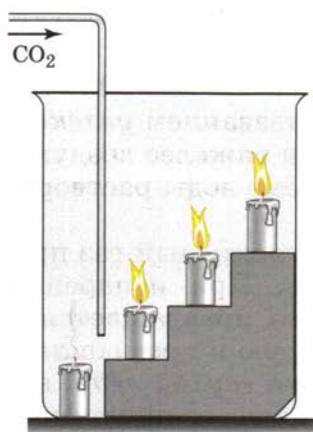


Рис. 153. Гашение пламени углекислым газом

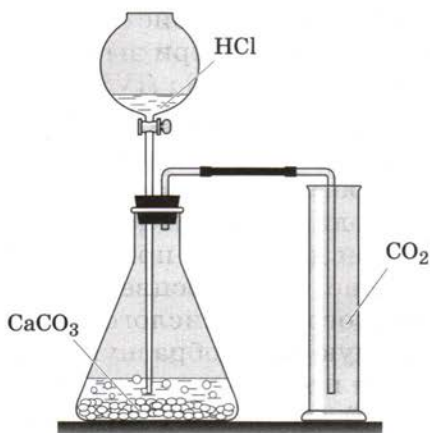
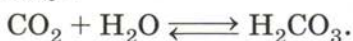


Рис. 154. Лабораторная установка для получения углекислого газа

Углекислый газ используют также для изготовления шипучих напитков и получения соды.

Применение углекислого газа показано на рисунке 155.

При растворении оксида углерода (IV) в воде образуется очень нестойкая *угольная кислота* H_2CO_3 , которая легко разлагается на исходные компоненты — углекислый газ и воду:



Лабораторный опыт № 37

Получение угольной кислоты и изучение её свойств

Соберите прибор для получения газов. Проверьте его на герметичность. Поместите в пробирку кусочек мрамора и прилейте в неё 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Пропустите газ через воду в другой пробирке, предварительно добавив в неё немного лакмуса. Что наблюдаете? Оставьте окрашенный раствор в открытой пробирке на некоторое время. Что наблюдаете? Почему красная окраска вновь сменилась на фиолетовую? Как данный опыт характеризует угольную кислоту? Запишите уравнения проделанных реакций.

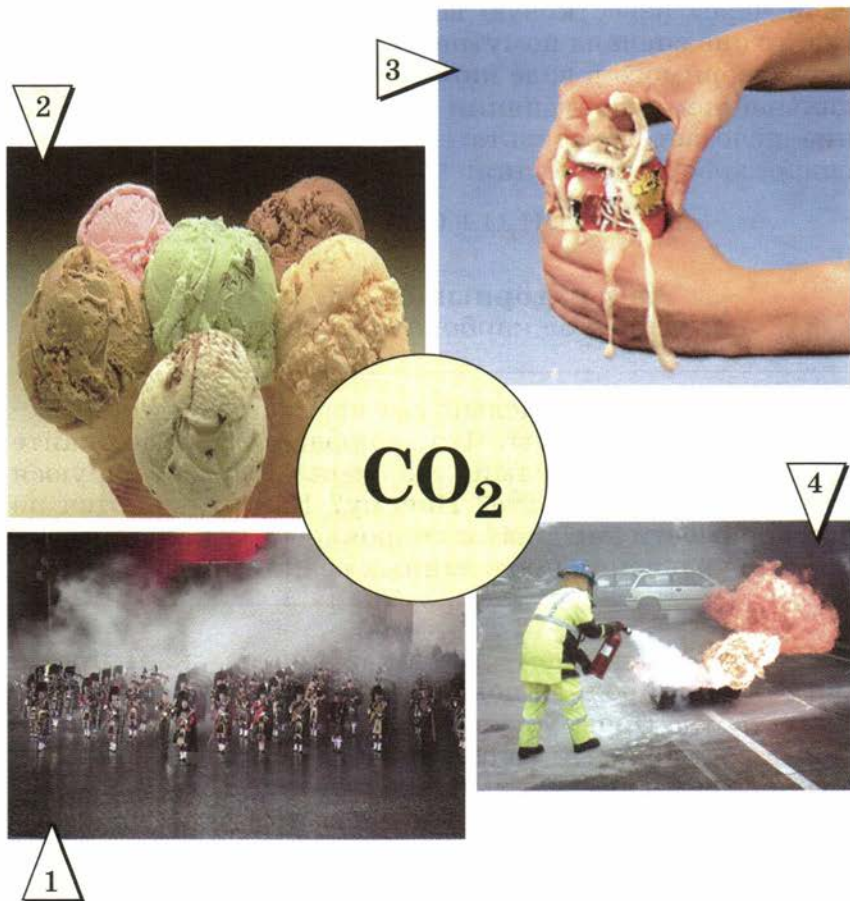


Рис. 155. Применение углекислого газа: 1 — для создания «дыма» на сцене; 2 — для хранения мороженого; 3 — в шипучих напитках; 4 — в пенных огнетушителях

Будучи двухоснóвной, угольная кислота образует два ряда солей: средние — *карбонаты*, например CaCO_3 , и кислые — *гидрокарбонаты*, например $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Из карбонатов в воде растворимы только соли калия, натрия и аммония. Кислые соли, как правило, растворимы в воде.

При избытке углекислого газа в присутствии воды карбонаты могут превращаться в гидрокарбонаты. Так,

если через известковую воду пропускать углекислый газ, то она сначала помутнеет из-за выпавшего в осадок нерастворимого в воде карбоната кальция, однако при дальнейшем пропускании углекислого газа помутнение исчезает в результате образования растворимого гидрокарбоната кальция:



Лабораторный опыт № 38

Переход карбонатов в гидрокарбонаты

Пропустите углекислый газ через прозрачный раствор известковой воды. Что наблюдаете? Продолжайте пропускать углекислый газ через образовавшуюся взвесь. Что наблюдаете? Почему? Как отличаются по растворимости карбонат и гидрокарбонат кальция? Запишите уравнения проделанных реакций.

Именно наличием гидрокарбонатов кальция и магния в природной воде и объясняется её *временная жёсткость*. Почему временная? Потому что при нагревании растворимый гидрокарбонат кальция снова превращается в нерастворимый карбонат:



Эта реакция приводит к образованию накипи на стенках котлов, труб парового отопления и домашних чайников. В природе в результате этой реакции в пещерах формируются свисающие вниз причудливые сталактиты, навстречу которым снизу вырастают сталагмиты (рис. 156).

Другие соли кальция и магния, в частности хлориды и сульфаты, придают воде *постоянную жёсткость*, которую невозможно устранить кипячением. Для удаления солей, вызывающих постоянную жёсткость, приходится использовать другой карбонат — соду Na_2CO_3 , которая переводит ионы Ca^{2+} в осадок, например:

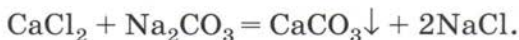




Рис. 156. Сталактиты и сталагмиты

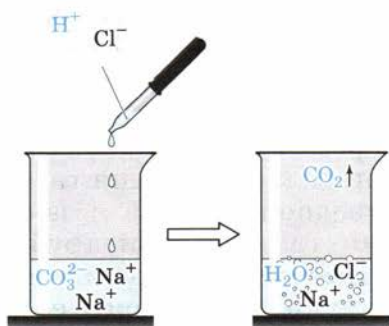
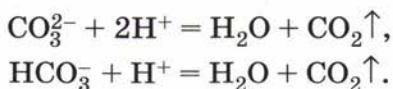


Рис. 157. Качественная реакция на карбонат-ион

Соду можно использовать и для устранения временной жёсткости воды.

Карбонаты и гидрокарбонаты можно обнаружить с помощью растворов кислот: при действии на них кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за выделяющихся пузырьков углекислого газа (рис. 157):



Эта реакция является качественной на соли угольной кислоты.

О применении важнейших карбонатов Na_2CO_3 , CaCO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, гидрокарбонатов NaHCO_3 и NH_4HCO_3 вы уже знаете.

1. Оксид углерода (II), или угарный газ: получение, свойства, применение.
2. Оксид углерода (IV), или углекислый газ: получение, свойства, применение.
3. Угольная кислота и её соли: карбонаты и гидрокарбонаты.
4. Переход карбоната в гидрокарбонат и обратно.
5. Жёсткость воды — временная и постоянная — и способы её устранения.
6. Качественная реакция на соли угольной кислоты.



Лабораторный опыт № 39

Разложение гидрокарбоната натрия

Поместите немного пекарского порошка, в состав которого входит гидрокарбонат натрия, в пробирку прибора для получения газов. Закройте её пробкой с газоотводной трубкой и закрепите в лапке штатива. Кончик газоотводной трубки опустите в колбу (50 мл). Нагревайте содержимое пробирки 2—3 мин. Подожгите лучинку и внесите её в колбу. Что наблюдаете? О каком свойстве углекислого газа свидетельствует последняя часть опыта? Запишите уравнение проделанной реакции.



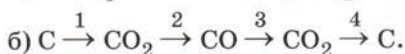
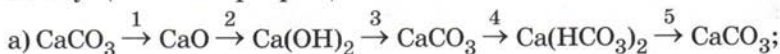
- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Рассмотрите реакцию восстановления оксида железа (III) оксидом углерода (II) как окислительно-восстановительный процесс.
- 2 Какие несолеобразующие оксиды вам ещё известны, кроме оксида углерода (II)? Верно ли с химической точки зрения другое синонимическое название их — безразличные, или индифферентные, оксиды?
- 3 Напишите уравнения реакций, характеризующие свойства оксида углерода (IV). Рассмотрите взаимодействие оксида углерода (IV) с магнием как окислительно-восстановительный процесс.
- 4 Почему раствор углекислого газа окрашивает лакмус в красный цвет? Почему при длительном хранении этого раствора лакмус снова приобретает фиолетовую окраску?

5 Напишите формулы следующих солей: карбоната меди (II), гидрокарбоната меди (II), гидроксокарбоната меди (II). К какой группе солей относится каждая соль? Как ещё называют последнюю соль?

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



Рассмотрите процессы окисления-восстановления.

7 В 1060 г 2%-го раствора карбоната натрия растворили 14,3 г кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Вычислите массовую долю соли в полученном растворе. Вычислите объём углекислого газа (н. у.), который образуется при взаимодействии полученного раствора с избытком соляной кислоты.

§ 35 Кремний и его соединения

Второй представитель элементов главной подгруппы IV группы (IVA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева — кремний Si.

В природе кремний — второй по распространённости после кислорода химический элемент. Земная кора более чем на четверть состоит из его соединений. Наиболее распространённым соединением кремния является *оксид кремния* (IV) SiO_2 , другое его название — кремнезём. В природе он образует минерал кварц (рис. 158), многие разновидности которого — горный хрусталь и его знаменитая лиловая форма — аметист, а также агат, опал, яшма, халцедон, сердолик, известны как поделочные и полудрагоценные камни. Из оксида кремния (IV) состоят также обычный и кварцевый песок.

Из разновидностей минералов на основе оксида кремния (IV) (кремня, халцедона и др.) первобытные люди изготавливали орудия труда. Именно кремь, этот невзрачный и не очень прочный камень, положил начало каменному веку — веку кремнёвых орудий труда

Si	14
Кремний	28,086



Рис. 158. Кристаллы кварца, вкраплённые в доломит



Рис. 159. Орудия каменного века

(рис. 159). Причин этому две: распространённость и доступность кремня, а также его способность образовывать при сколе острые режущие края.

Второй тип природных соединений кремния — это *силикаты*. Среди них наиболее распространены алюмосиликаты (понятно, что эти силикаты содержат химический элемент алюминий). К алюмосиликатам относят гранит, различные виды глин, слюды. Силикатом, не содержащим алюминия, является, например, асбест, из которого изготавливают огнеупорные ткани.

Оксид кремния (IV) SiO_2 необходим для жизни растений и животных. Он придаёт прочность стеблям растений и защитным покровам животных (рис. 160). Благодаря ему тростники, камыши и хвощи стоят крепко, как штыки, острые листья осоки режут, как ножи, стерня на скошенном поле колет, как иголки, а стебли злаков настолько крепки, что не позволяют ниве на полях ложиться от дождя и ветра. Чешуя рыб, панцири насекомых, крылья бабочек, перья птиц и шерсть животных прочны, так как содержат кремнезём.

Соединения кремния придают гладкость и прочность волосам и ногтям человека.

Кремний входит и в состав низших живых организмов — диатомовых водорослей и радиолярий, нежнейших комочков живой материи, которые создают свои

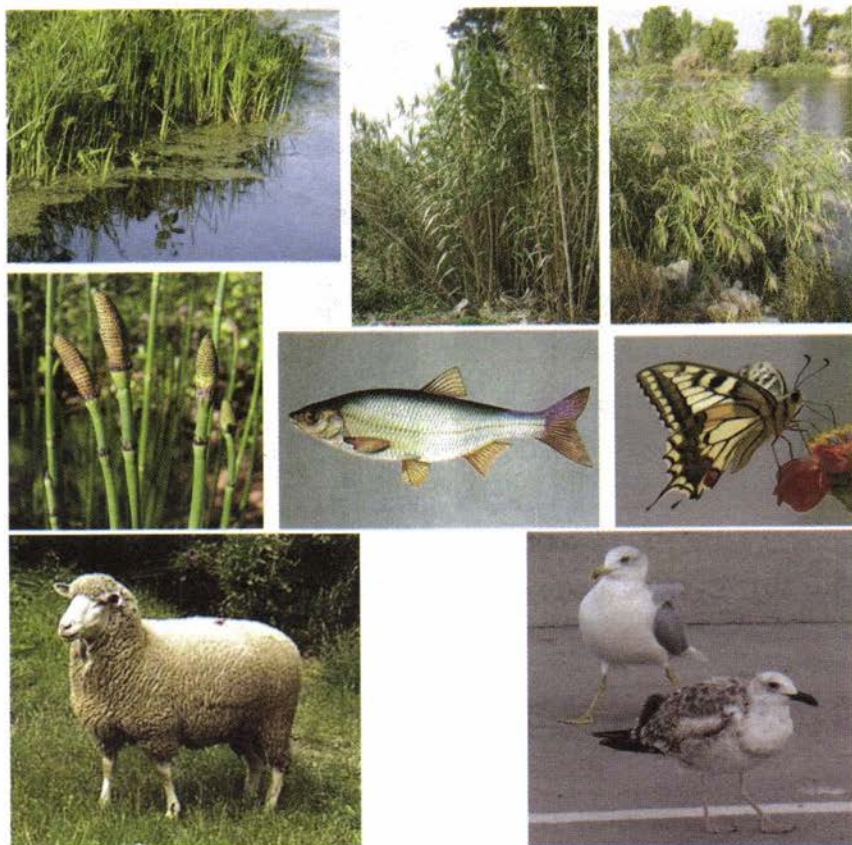
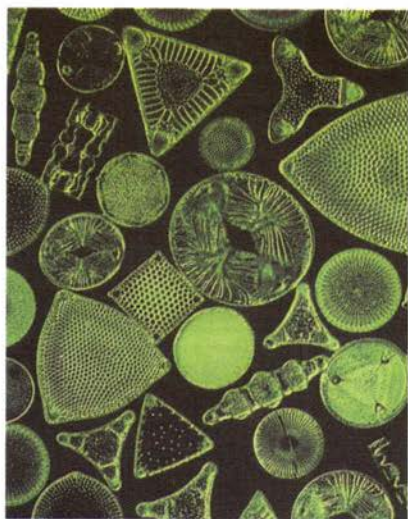


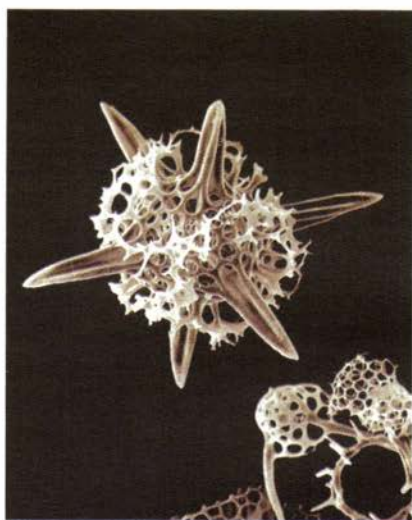
Рис. 160. Оксид кремния (IV) придаёт прочность стеблям растений и защитным покровам животных

непревзойдённые по красоте скелеты из кремнезёма (рис. 161).

Свойства кремния. Вы пользуетесь микрокалькулятором с солнечной батареей и поэтому имеете представление о кристаллическом кремнии. Это полупроводник. В отличие от металлов, с повышением температуры его электропроводность увеличивается. На спутниках, космических кораблях, станциях и крышах домов (рис. 162) устанавливают солнечные батареи, преобразующие солнечную энергию в электрическую. В них работают кристаллы полупроводников, и в первую оче-



а)

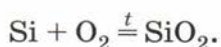


б)

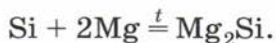
Рис. 161. Скелеты диатомовых водорослей (а) и радиолярий (б) состоят из кремнезёма

редь кремния. Кремниевые фотоэлементы могут превратить в электрическую до 10% поглощённой солнечной энергии.

Кремний горит в кислороде, образуя уже известный вам оксид кремния (IV):



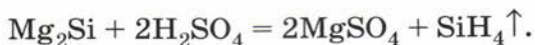
Будучи неметаллом, при нагревании кремний соединяется с металлами с образованием силицидов, например:



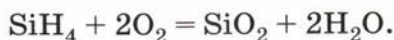
Силициды легко разлагаются водой или кислотами, при этом выделяется газообразное водородное соединение кремния — *силан*:



Рис. 162. Солнечная батарея на крыше дома

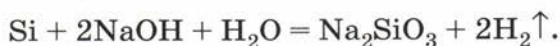


В отличие от углеводородов, силан на воздухе самовоспламеняется и сгорает с образованием оксида кремния (IV) и воды:

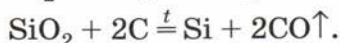
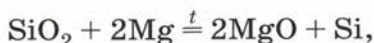


Повышенная реакционная способность силана по сравнению с метаном CH_4 объясняется тем, что размер атома у кремния больше, чем у углерода, поэтому химические связи $\text{Si}-\text{H}$ менее прочные, чем связи $\text{C}-\text{H}$.

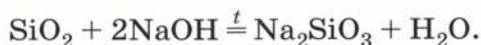
Кремний взаимодействует с концентрированными водными растворами щелочей, образуя силикаты и водород:



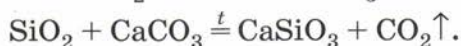
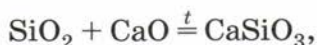
Кремний получают, восстанавливая его из оксида кремния (IV) магнием или углеродом:



Оксид кремния (IV), или диоксид кремния, или кремнезём SiO_2 , как и CO_2 , является кислотным оксидом. Однако в отличие от CO_2 имеет не молекулярную, а атомную кристаллическую решётку. Поэтому SiO_2 твёрдое и тугоплавкое вещество. Он не растворяется в воде и кислотах, кроме, как вы знаете, плавиковой, но взаимодействует при высоких температурах с щелочами с образованием солей кремниевой кислоты — силикатов:



Силикаты можно получить также сплавлением оксида кремния (IV) с оксидами металлов или с карбонатами:



Силикаты натрия и калия называют *растворимым стеклом*. Их водные растворы — это хорошо известный силикатный клей. Из растворов силикатов действием на них более сильных кислот — соляной, серной, уксусной и даже угольной получается кремниевая кислота H_2SiO_3 (рис. 163):

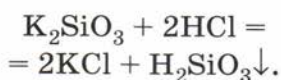


Рис. 163. Качественная реакция на силикат-ион

Следовательно, H_2SiO_3 очень слабая кислота. Она нерастворима в воде и выпадает из реакционной смеси в виде студенистого осадка, иногда заполняющего компактно весь объём раствора, превращая его в полутвёрдую массу, похожую на студень, желе. При высыхании этой массы образуется высокопористое вещество — *силикагель*, широко применяемый в качестве адсорбента — поглотителя других веществ.



Лабораторный опыт № 40

Получение кремниевой кислоты и изучение её свойств

Получите углекислый газ способом, который вы использовали на прошлом уроке, и пропускайте его через раствор силиката натрия. Для приготовления такого раствора можно взять обычный канцелярский клей и разбавить его водой (к 1 мл клея прилейте 2—3 мл воды). Что наблюдаете? Сравните силу угольной и кремниевой кислот.

Закрепите пробирку с полученным загустевшим студнем в держателе, прилейте к нему концентрированный раствор щёлочи и нагревайте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите уравнения предложенных реакций.

Применение кремния. Вы уже знаете, что кремний применяют для получения полупроводниковых материалов, а также кислотоупорных сплавов. При сплавлении кварцевого песка с углём при высоких температурах образуется карбид кремния SiC , который по твёрдости уступает только алмазу. Поэтому его используют для затачивания резцов металлорежущих станков и шлифовки драгоценных камней.

Из расплавленного кварца изготавливают различную кварцевую химическую посуду, которая может выдерживать высокую температуру и не трескается при резком охлаждении.

Соединения кремния служат основой для производства стекла и цемента.

Обычное оконное стекло имеет состав, который можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Его получают в специальных стекловаренных печах сплавлением смеси соды, известняка и песка.

Отличительная особенность стекла — способность размягчаться и в расплавленном состоянии принимать любую форму, которая сохраняется при застывании стекла. На этом основано производство посуды и других изделий из стекла.

Дополнительные качества стеклу придают различные добавки. Так, введением оксида свинца получают хрустальное стекло, оксид хрома окрашивает стекло в зелёный цвет, оксид кобальта — в синий и т. д. (рис. 164).

Стекло — одно из древнейших изобретений человечества. Уже 3—4 тыс. лет назад производство стекла было развито в Египте, Сирии, Финикии и Причерноморье.



Рис. 164. Изделия из цветного стекла



Рис. 165. Цветное стекло в витражах собора Нотр-Дам, Шартр



Рис. 166. Мозаичный портрет Петра I

Стекло — это материал не только ремесленников, но и художников. Высокого совершенства достигли мастера Древнего Рима, которые умели получать цветные стёкла и делать из их кусочков мозаики.

Произведения искусства из стекла являются обязательными атрибутами любого крупного музея, и цветные витражи церквей, мозаичные панно — яркие тому примеры (рис. 165). В одном из помещений Санкт-Петербургского отделения Российской академии наук находится мозаичный портрет Петра I, выполненный М. В. Ломоносовым (рис. 166).

Области применения стекла очень обширны. Это оконное, бутылочное, ламповое, зеркальное стекло; стекло оптическое — от стёкол очков до стёкол фотокамер; линзы бесчисленных оптических приборов — от микроскопов до телескопов.

Другой важный материал, получаемый на основе соединения кремния, — *цемент*. Его получают спеканием глины и известняка в специальных вращающихся печах.

Если порошок цемента смешать с водой, то образуется цементное тесто, или, как его называют строители, «цементный раствор», который постепенно затвердевает. При добавлении к цементу песка или щебня в качестве наполнителя получают *бетон*. Прочность бетона возрастает, если в него вводится железный каркас, — получается *железобетон*, из которого изготавливают стеновые панели, блоки перекрытий, фермы мостов и т. д.

Производством стекла и цемента занимается силикатная промышленность. Она также выпускает силикатную керамику — кирпич, фарфор (рис. 167), фаянс и изделия из них.

Открытие кремния. Хотя уже в глубокой древности люди широко использовали в быту соединения кремния, сам кремний был впервые получен в 1824 г. шведским химиком Й. Я. Берцелиусом. Однако за 12 лет до него кремний получили Ж. Гей-Люссак и Л. Тенар, но он был очень загрязнён примесями.

Латинское название *силициум* берёт своё начало от латинского слова *силекс* — «кремень». Русское назва-



Рис. 167. Фарфоровые изделия

ние «кремний» происходит от греческого *кремнос* — «утёс, скала».

1. Природные соединения кремния: кремнезём, кварц и его разновидности, силикаты, алюмосиликаты, асбест. 2. Биологическое значение кремния. 3. Свойства кремния: полупроводниковые, взаимодействие с кислородом, металлами, щелочами. 4. Силан. 5. Оксид кремния (IV). Его строение и свойства: взаимодействие с щелочами, основными оксидами, карбонатами и магнием. 6. Кремниевая кислота и её соли. Растворимое стекло. 7. Применение кремния и его соединений. 8. Стекло. 9. Цемент.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа.



1

Укажите сходство и различие оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV) по строению и свойствам. Напишите уравнения реакций.

2

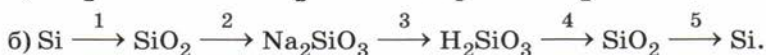
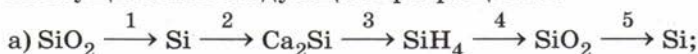
Почему углерод называют основным элементом живой природы, а кремний — основным элементом неживой природы?

3

При взаимодействии избытка раствора гидроксида натрия с 16 г кремния было получено 22,4 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю кремния во взятом образце. Сколько граммов оксида кремния (IV) содержалось в нём? Сколько граммов 60%-го раствора щёлочи потребовалось для реакции?

4

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



Рассмотрите процессы окисления-восстановления.

Свойства неметаллов и их соединений

Практическая работа № 4

Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»

Задача 1

Проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной кислоты. Напишите уравнения реакций.

Задача 2

В пробирку поместите 1—2 гранулы цинка и прилейте в неё около 1 мл разбавленной серной кислоты. Что вы наблюдаете? Напишите уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

Задача 3

Налейте в две пробирки по 1—2 мл раствора сульфида натрия. Прилейте в одну из них такой же объём хлорной воды, а в другую — бромной воды. Что вы наблюдаете? Объясните свои наблюдения. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 4

Вам даны три пробирки с растворами. Определите, в какой из них находится соляная кислота, серная кислота и гидроксид натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 5

Определите, содержит ли поваренная соль примесь сульфатов. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 6

С помощью характерных реакций установите, является выданная вам соль сульфатом, иодидом или хлоридом. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 7

Исходя из оксида меди (II), получите раствор сульфата меди (II) и выделите из него кристаллический медный купорос. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 8

Вам даны три пробирки с растворами сульфата, сульфита и сульфида натрия. Определите с помощью только одного реактива, в какой пробирке находится каждое из веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Практическая работа № 5

Экспериментальные задачи по теме «Подгруппы азота и углерода»

Задача 1

Проведите реакции, с помощью которых можно доказать, что выданное вам в закрытых сосудах вещество является:

- а) хлоридом аммония;
- б) карбонатом натрия;
- в) нитратом аммония;
- г) нашатырным спиртом;
- д) карбонатом кальция;
- е) силикатом натрия.

Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 2

Докажите опытным путём, что сульфат аммония и нитрат аммония нельзя смешивать с известью перед внесением этих удобрений в почву, и объясните почему. Напишите уравнения реакций.

Задача 3

Докажите опытным путём, что:

- а) в состав хлорида аммония входят ионы NH_4^+ и Cl^- ;
- б) в состав сульфата аммония входят ионы NH_4^+ и SO_4^{2-} .

Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 4

Получите аммиак из следующих солей:

- а) хлорида аммония;
- б) сульфата аммония;
- в) нитрата аммония.

Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 5

Проведите реакции, которые выражаются сокращёнными ионными уравнениями:

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;
- в) $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$.

Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 6

В четырёх пробирках вам даны кристаллические вещества: сульфат натрия, хлорид цинка, карбонат калия, силикат натрия. Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Практическая работа № 6

Получение, собирание и распознавание газов

Вариант 1

Опыт 1

Получение, собирание и распознавание водорода

Соберите прибор для получения газов и проверьте его на герметичность. В пробирку положите 1—2 гранулы цинка и прилейте в неё 1—2 мл соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой (см. рис. 76) и наденьте на кончик трубки ещё одну пробирку. Подождите некоторое время, чтобы пробирка заполнилась выделяющимся газом.

Снимите пробирку с газоотводной трубки и, не переворачивая её, немного наклонив, поднесите отверстием к горящей спиртовке. Если в пробирке находится чистый водород, то раздастся глухой хлопок, если «лающий» звук — водород собран в смеси с воздухом, т. е. в пробирке собран «гремучий газ».

Вопросы и задания:

1. Что происходит при взаимодействии цинка с соляной кислотой? Составьте уравнение реакции и дайте её характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций.
2. Рассмотрите записанную реакцию с точки зрения процессов окисления-восстановления.
3. Опишите физические свойства водорода, непосредственно наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите, как можно распознать водород.

Опыт 2

Получение, собирание и распознавание аммиака

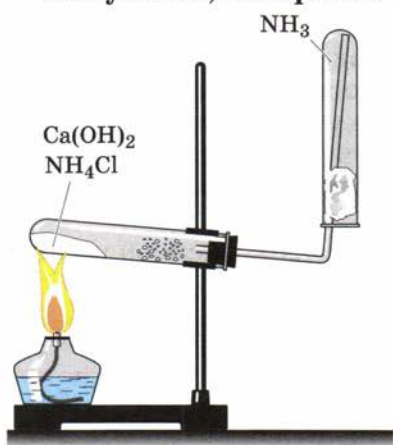


Рис. 168. Получение аммиака и его собирание методом вытеснения воздуха

Соберите прибор, как показано на рисунке 168, и проверьте его на герметичность.

В фарфоровую чашку насыпьте хлорид аммония и гидроксид кальция объёмом по одной ложечке для сжигания веществ. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и высыпьте в сухую пробирку. Закройте её пробкой и укрепите в лапке штатива (*обратите внимание на наклон пробирки относительно отверстия!*). На газоотводную трубку наденьте сухую пробирку для собирания аммиака.

Сначала 2—3 движениями пламени прогрейте всю пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция, а затем нагревайте только в том месте, где находится смесь.

Для обнаружения аммиака поднесите к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную фенолфталеиновую бумажку.

Прекратите нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак, снимите с газоотводной трубки. Конец газоотводной трубки сразу же закройте кусочком мокрой ваты.

Немедленно закройте отверстие снятой пробирки большим пальцем, погрузите пробирку отверстием вниз в сосуд с водой и освободите отверстие пробирки. Что вы наблюдаете? Почему вода в пробирке поднялась? Закройте пальцем отверстие пробирки под водой и выньте её из сосуда. Переверните пробирку и добавьте в неё 2—3 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

Проведите аналогичную реакцию между растворами щёлочи и соли аммония при нагревании. Поднесите к

отверстия пробирки влажную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

В о п р о с ы и з а д а н и я:

1. Что происходит при взаимодействии хлорида аммония и гидроксида кальция? Составьте уравнение реакции и дайте её характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций.

2. Опишите физические свойства аммиака, непосредственно наблюдаемые в опыте.

3. Опишите не менее двух способов распознавания аммиака.

Вариант 2

Опыт 1

Получение, соби́рание и распознавание кислорода

Соберите прибор, как показано на рисунке 109, и проверьте его на герметичность. Пробирку примерно на $\frac{1}{4}$ объёма заполните перманганатом калия KMnO_4 , у отверстия пробирки расположите рыхлый комочек ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы конец газоотводной трубки доходил почти до дна сосуда для сбора кислорода.

Сначала 2—3 движениями пламени прогрейте всю пробирку с KMnO_4 , а затем нагревайте только в том месте, где находится вещество.

Наличие кислорода в сосуде проверяйте тлеющей лучинкой.

В о п р о с ы и з а д а н и я:

1. Что происходит при нагревании перманганата калия? Составьте уравнение реакции и дайте её характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций.

2. Рассмотрите записанную реакцию с точки зрения процессов окисления-восстановления.

3. Опишите физические свойства кислорода, непосредственно наблюдаемые в опыте.

4. Опишите, как вы распознавали кислород.

Опыт 2

Получение, соби́рание и распознавание окси́да углеро́да (IV)

В пробирку поместите несколько кусочков мела или мрамора и прилейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в другую пробирку с 2—3 мл известковой воды.

Несколько минут наблюдайте, как через известковую воду проходят пузырьки газа.

Вопросы и задания:

1. Что происходит при взаимодействии мела или мрамора с соляной кислотой? Составьте уравнение реакции и дайте её характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций.

2. Рассмотрите проведённую реакцию в свете теории электролитической диссоциации.

3. Опишите физические свойства окси́да углеро́да (IV), непосредственно наблюдаемые в опыте.

4. Опишите, каким способом вы распознавали оксид углерода (IV).

Глава четвёртая

Обобщение знаний по химии за курс основной школы.

Подготовка к государственной итоговой аттестации (ГИА)

Глава содержит опорные конспекты, примеры тестовых заданий и их решения с комментариями для подготовки к ГИА. Для закрепления учебного материала даются аналогичные задания для самостоятельной работы.

Несмотря на то что не все из вас выберут химию в качестве выпускного экзамена, обобщение сведений о составе, строении и свойствах веществ необходимо для успешного продолжения учёбы в старшей школе как на базовом, так и на профильном уровне. И это неудивительно, ведь в школах и классах даже гуманитарного профиля продолжается изучение химии как обязательного предмета.

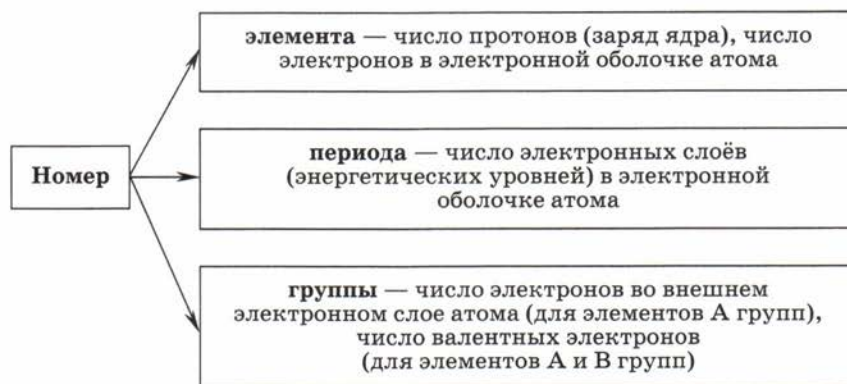
Доброотно и основательно постарайтесь усвоить обязательный минимум знаний, который дан в начале каждого из параграфов, посвящённых важнейшим разделам курса. Также осознанно и вдумчиво следите за логикой выполнения примерных тестовых заданий и следуйте предложенным рекомендациям. Это позволит вам успешно выполнить тестовые задания, а следовательно, достичь высокого результата как по итогам года, так и после сдачи ГИА.

§ 36

Периодическая система Д. И. Менделеева и строение атома

Обязательный минимум знаний

Схема 1. Символика Периодической системы Д. И. Менделеева



Закономерности изменения свойств элементов и их соединений

Изменение свойств элементов и образованных ими веществ в пределах одного периода с увеличением порядкового номера элемента.

1. *Возрастают:*

- заряд атомного ядра;
- число электронов во внешнем слое атома;
- степень окисления элементов в высших оксидах и гидроксидах (как правило, равная номеру группы);
- электроотрицательность;
- окислительные свойства;
- неметаллические свойства простых веществ;
- кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов.

2. Уменьшаются:

- радиус атома;
- металлические свойства простых веществ;
- восстановительные свойства;
- основные свойства высших оксидов и гидроксидов.

3. Не изменяется число электронных слоёв (энергетических уровней) в атоме.

Изменение свойств элементов и образованных ими веществ в пределах одной А группы с увеличением порядкового номера элемента.

1. Возрастают:

- заряд атомного ядра;
- число электронных слоёв (энергетических уровней) в атоме;
- радиус атома;
- восстановительные свойства;
- металлические свойства простых веществ;
- основные свойства высших оксидов и гидроксидов;
- кислотные свойства (степень электролитической диссоциации) бескислородных кислот неметаллов.

2. Уменьшаются:

- электроотрицательность;
- окислительные свойства;
- неметаллические свойства простых веществ;
- прочность (устойчивость) летучих водородных соединений.

3. Не изменяются:

- число электронов во внешнем электронном слое атома;
- степень окисления элементов в высших оксидах и гидроксидах (как правило, равная номеру группы).

Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. Наименьший радиус имеет атом

1) фтора 2) бериллия 3) бария 4) кремния

Наименьший радиус атома имеет элемент, расположенный как можно правее и как можно выше в Периодической таблице химических элементов. Этому условию отвечает фтор. *Ответ: 1.*

2. Одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне имеют атомы хлора и атомы

- 1) марганца 2) серы 3) аргона 4) брома

Так как одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне имеют атомы элементов одной группы, то отправной точкой для выбора верного ответа явится определение группы, в которой находится хлор, — VIIA. Из предложенных вариантов этому условию соответствует бром. *Ответ: 4.*

3. Одинаковую электронную конфигурацию имеют атом неона и ион

- 1) Mg^{2+} 2) S^{2-} 3) Cl^- 4) Al^{3+}

Ключом к нахождению правильного ответа является определение периода, в котором находится неон, — 2-й. Следовательно, условию задания будет соответствовать катион магния. *Ответ: 1.*

4. Частицей, имеющей такое же строение электронной оболочки, как у атома аргона, является

- 1) Cl^{+3} 2) Cl^{+1} 3) Cl^0 4) Cl^{-1}

Для определения правильного ответа нужно сравнить порядковые номера аргона и хлора, как элементов одного и того же 3-го периода: № 17 и № 18. Чтобы иметь такое же строение электронной оболочки, как у атома аргона, атому хлора необходимо принять один электрон. Этому условию соответствует Cl^- . *Ответ: 4.*

5. Число электронов в ионе Al^{3+} равно

- 1) 13 2) 18 3) 5 4) 10

Это задание решается просто: ион алюминия по сравнению с его атомом «потерял» три электрона, следовательно, $13 - 3 = 10$. *Ответ: 4.*

6. Высшие оксид и соответствующий ему гидроксид с наиболее выраженными основными свойствами образует

- 1) калий 2) кальций 3) индий 4) алюминий

Наиболее сильные основные свойства проявляют оксиды и гидроксиды щелочных металлов, т. е. элементов IA группы. *Ответ: 1.*

7. В порядке усиления металлических свойств элементы расположены в ряду

- | | |
|---------------|---------------|
| 1) Al, Ca, K | 3) K, Ca, Ga |
| 2) Ba, Ca, Mg | 4) Na, Mg, Al |

Так как металлические свойства наиболее выражены у щелочных металлов, то, очевидно, именно щелочной металл должен завершать искомую тройку элементов. *Ответ: 1.*

8. Легче всего присоединяют электроны атомы

- | | | | |
|----------|---------|-----------|----------|
| 1) хлора | 2) серы | 3) селена | 4) брома |
|----------|---------|-----------|----------|

Присоединение электронов характеризует окислительные свойства элементов. Наиболее выражены эти свойства у элементов, имеющих большее значение номера группы и меньшее значение номера периода. *Ответ: 1.*

9. Высшие оксид и соответствующий ему гидроксид с наиболее выраженными кислотными свойствами образует

- | | | | |
|-----------|------------|---------|---------|
| 1) фосфор | 2) кремний | 3) хлор | 4) сера |
|-----------|------------|---------|---------|

Анализ положения предложенных в задании элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева позволяет прийти к выводу, что все они находятся в 3-м периоде. Знание закономерностей изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов, образованных элементами одного периода, даст возможность определить верный ответ. *Ответ: 3.*

10. В порядке усиления неметаллических свойств простых веществ образующие их элементы расположены в ряду

- | | |
|--------------|---------------|
| 1) C, Si, Ge | 3) F, O, N |
| 2) Se, S, O | 4) Se, As, Ge |

Это задание требует знания закономерностей изменения металлических и неметаллических свойств простых веществ, образованных химическими элементами, в периодах и группах. Анализ положения предложенных троек элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева позволяет прийти к выводу, что варианты 1 и 2 содержат по три элемента, соответственно IV и VI групп. Однако если в первой тройке элементы расположены в порядке возрастания зарядов их атомных ядер, то во второй, наоборот, в порядке их убывания. *Ответ: 2.*

Остальные варианты ответов в целях экономии времени можно даже не анализировать, так как верный ответ найден.

?

1 Номер периода в Периодической системе Д. И. Менделеева соответствует

- 1) числу энергетических уровней в атоме
- 2) числу валентных электронов в атоме
- 3) числу неспаренных электронов в атоме
- 4) общему числу электронов в атоме

2 Число электронов в электронной оболочке атома определяется

- 1) числом протонов
- 2) числом нейтронов
- 3) числом энергетических уровней
- 4) величиной относительной атомной массы

3 В ряду химических элементов

кремний \longrightarrow фосфор \longrightarrow сера

уменьшается

- 1) способность атома принимать электроны
- 2) высшая степень окисления
- 3) низшая степень окисления
- 4) радиус атома

4 У элементов А групп с увеличением атомного номера уменьшается

- 1) атомный радиус
- 2) заряд ядра атома
- 3) число валентных электронов в атомах
- 4) электроотрицательность

5 В главных подгруппах Периодической системы Д. И. Менделеева снизу вверх основные свойства гидроксидов металлов

- | | |
|------------------|----------------------------|
| 1) увеличиваются | 3) не изменяются |
| 2) уменьшаются | 4) изменяются периодически |

6 Среди элементов IVA группы максимальный радиус атома имеет

- | | | | |
|-------------|------------|----------|------------|
| 1) германий | 2) углерод | 3) олово | 4) кремний |
|-------------|------------|----------|------------|

7 Наиболее выражены металлические свойства у элемента

- | | | | |
|-------|-------|------|-------|
| 1) Na | 2) Mg | 3) K | 4) Ca |
|-------|-------|------|-------|

8 Менее выраженные неметаллические свойства, чем кремний, имеет элемент

- | | | | |
|------------|-------------|-----------|---------|
| 1) углерод | 2) германий | 3) фосфор | 4) азот |
|------------|-------------|-----------|---------|

9 Наиболее сильное основание соответствует элементу

- | | | | |
|-------|------|-------|-------|
| 1) Mg | 2) K | 3) Li | 4) Ba |
|-------|------|-------|-------|



1) ослабевают

3) не изменяются

2) усиливаются

4) изменяются периодически

§ 37

Электроотрицательность. Степень окисления. Строение вещества

Обязательный минимум знаний

Степень окисления

Закономерности изменения электроотрицательности в периодах и группах Периодической системы рассматривались в § 36.

Правила для расчёта степени окисления (с. о.) химических элементов:

1) с. о. H = +1, кроме гидридов (NaH , CaH_2);

2) с. о. O = -2, кроме пероксидов (Na_2O_2 , H_2O_2) и фторидов (OF_2 , O_2F_2);

3) с. о. металлов (максимальная) = +(номер группы) (+8 имеют Ru, Os, Fe);

4) с. о. свободных атомов и простых веществ = 0;

5) суммарная с. о. всех элементов в соединении = 0.

6) степень окисления элемента, образующего кислотный остаток кислородсодержащей кислоты, рассчитывается по её формуле. Например, для сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с. о. S = +6, так как это значение она имеет именно в серной кислоте H_2SO_4 .

Признаки сравнения	Атомная (ковалентная)		Ионная	Металлическая	Водородная
	неполярная	полярная			
Соединяющиеся частицы	Атомы	Атомы	Ионы	Атом-ионы	δ^+ Н и Э (F, O, N)
Механизм возникновения связи	Образование общих пар		Смещение электронов	Делокализация связывающих электронов	Атом Н одной молекулы притягивается не поделённой электронной парой атома более ЭО атома другой молекулы
	Общие электронные пары не смещены	Общие электронные пары смещены в сторону более ЭО элемента			
Силы, удерживающие частицы	Взаимодействие электрических полей, создаваемых электронами и ядрами атомов		Силы электростатического притяжения между катионами и анионами	электронами и катионами	протоном и электронами атомов более ЭО элементов
Примеры веществ	Простые вещества — неметаллы, сложные вещества с атомами одного элемента, связанные между собой (H—O—O—H)	Бинарные соединения (искл.: галогениды и оксиды элементов IA и ПА групп), кислоты, органические вещества	Галогениды, гидриды и оксиды металлов IA и ПА групп, щёлочи, соли	Металлы, сплавы металлов	Водородные соединения F, O, N (реже Cl и S), спирты, белки, нуклеиновые кислоты и др.

Виды кристаллических решёток и типы химических связей

Т а б л и ц а 10

Вид решётки	Частицы в узлах решётки	Тип химической связи	Физические свойства веществ	Примеры
Ионная	Ионы	Ионная	Твёрдые, тугоплавкие, прочные	Оксиды и галогениды металлов IA и IIA групп; щёлочи и соли
Атомная	Атомы	Ковалентная	Очень твёрдые	Алмаз, кремний (кр.)
			Мягкие	Графит, красный фосфор
			Почти всегда очень твёрдые и тугоплавкие	SiO ₂ (кварц, кремнезём, горный хрусталь); Al ₂ O ₃ (наждак, корунд, рубин, сапфир); многие минералы
Молекулярная	Молекулы	Между атомами в молекуле — ковалентная связь, между молекулами — водородная или силовое взаимодействие	При обычных условиях — газы и жидкости	Газы и жидкости, переведённые в твёрдое состояние (O ₂ , CO ₂ , CH ₄ , H ₂ O, галогены, спирты)
			Твёрдые непрочные вещества, способные к сублимации	I ₂ , S ₈ , белый фосфор (P ₄), большинство органических веществ
Металлическая	Атом-ионы	Металлическая	Твёрдые (кроме Hg), электро- и теплопроводные, пластичные	Металлы и сплавы

Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. Наименее электроотрицательным является химический элемент

- | | |
|-----------|------------|
| 1) железо | 3) азот |
| 2) магний | 4) кальций |

Следует обратить внимание на словосочетание «наименее электроотрицательный», т. е. элемент с наибольшими металлическими свойствами. Этот аргумент позволит исключить из возможных ответов азот, как неметалл, и остановиться на кальции, как наиболее активном из предложенных в задании металлов. Ответ: 4.

2. Наиболее полярна химическая связь в одной из молекул

- | | |
|------------------|-------------------|
| 1) CH_4 | 3) CCl_4 |
| 2) CF_4 | 4) CBr_4 |

Знание закономерностей изменения электроотрицательности в периодах и группах Периодической системы Д. И. Менделеева позволяет исключить из списка четырёхвалентных соединений углерода метан CH_4 , а из оставшихся галогенидов остановиться на CF_4 , как на соединении углерода с наиболее электроотрицательным из всех химических элементов — фтором. Ответ: 2.

3. В молекулах хлороводорода и хлора химическая связь соответственно

- 1) ионная и ковалентная полярная
- 2) ионная и ковалентная неполярная
- 3) ковалентная полярная и ковалентная неполярная
- 4) водородная и ковалентная неполярная

Ключевым словом для быстрого и верного выполнения этого задания является слово «соответственно». В предложенных вариантах только один из ответов начинается со слов «ковалентная полярная», т. е. связи, характерной для хлороводорода. Ответ: 3.

4. Степень окисления марганца в соединении, формула которого K_2MnO_4 , равна

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 1) +4 | 2) +7 | 3) +6 | 4) +2 |
|-------|-------|-------|-------|

Знание правил расчёта степеней окисления элементов по формуле позволит выбрать верный ответ. *Ответ: 3.*

5. Наименьшую степень окисления имеет сера в соли

- 1) сульфат калия
- 2) сульфит калия
- 3) сульфид калия
- 4) гидросульфат калия

Очевидно, быстрому выполнению этого задания будет способствовать перевод названий солей в формулы. Так как сера — элемент VIA группы, то её наименьшая степень окисления равна -2 . Этому значению соответствует соединение с формулой K_2S — сульфид калия. *Ответ: 3.*

6. Степень окисления $+5$ атом хлора имеет в ионе

- 1) ClO_4^-
- 2) ClO^-
- 3) ClO_3^-
- 4) ClO_2^-

При выполнении этого задания следует обратить внимание на то, что в условии даны не электронейтральные соединения, а ионы хлора с единичным отрицательным зарядом (« $-$ »). Поскольку сумма степеней окисления атомов в ионе равна заряду иона, суммарный отрицательный заряд атомов кислорода в искомом ионе должен иметь значение -6 ($+5 - 6 = -1$). *Ответ: 3.*

7. Степень окисления -3 азот имеет в каждом из двух соединений

- 1) NF_3 и NH_3
- 2) NH_4Cl и N_2O_3
- 3) NH_4Cl и NH_3
- 4) HNO_2 и NF_3

Для определения верного ответа необходимо мысленно разделить варианты ответов на левый и правый подтолбики. Затем выбрать тот, в котором соединения имеют более простой состав, — в нашем случае это правый подтолбик бинарных соединений. Анализ позволит исключить ответы 2 и 4, так как в оксиде и фториде у азота положительная степень окисления, как у менее электроотрицательного элемента. Этот аргумент позволяет исключить и ответ 1, так как в нём первое вещество — всё тот же фторид азота. *Ответ: 3.*

8. К веществам молекулярного строения не относятся

- 1) углекислый газ
- 2) метан
- 3) хлороводород
- 4) карбонат кальция

Следует обратить внимание на отрицательное суждение, заложенное в условии задания. Так как газообразные при обычных условиях вещества имеют в твёрдом состоянии молекулярную кристаллическую решётку, то условию задания не отвечают варианты 1—3. Отнесение карбоната кальция к солям ещё раз подтвердит верный ответ. *Ответ: 4.*

9. Верны ли следующие суждения о свойствах веществ и их строении?

А. Мокрое бельё высыхает на морозе потому, что вещества молекулярного строения способны к сублимации (возгонке).

Б. Мокрое бельё высыхает на морозе потому, что молекулы воды имеют низкую молекулярную массу.

1) верно только А

3) верны оба суждения

2) верно только Б

4) оба суждения не верны

Знание физических свойств веществ молекулярного строения позволяет решить, что причиной высыхания мокрого белья на морозе является способность льда к сублимации, а не дипольное строение молекул воды. *Ответ: 1.*

10. Молекулярное строение имеет каждое из веществ, формулы которых приведены в ряду

1) CO_2 , HNO_3 , CaO

3) H_2SO_4 , Cu , O_3

2) Na_2S , Br_2 , NO_2

4) SO_2 , I_2 , HCl

Так как предложенные варианты содержат по три вещества, логично мысленно разделить эти варианты на три вертикальных подстолбика. Анализ каждого из них, начиная с веществ более простого состава (средний подстолбик), позволит исключить ответ 3, так как в нём содержится металл медь, имеющий металлическую кристаллическую решётку. Аналогичный анализ правого подстолбика позволит исключить ответ 1, так как он содержит оксид щёлочноземельного металла (ионная решётка). Из двух оставшихся вариантов необходимо исключить вариант 2, так как он содержит соль щелочного металла — сульфид натрия (ионная решётка). *Ответ: 4.*

?

1

Степень окисления +5 азот проявляет в соединении, формула которого

1) N_2O_5

2) NO

3) N_2O_4

4) N_2O

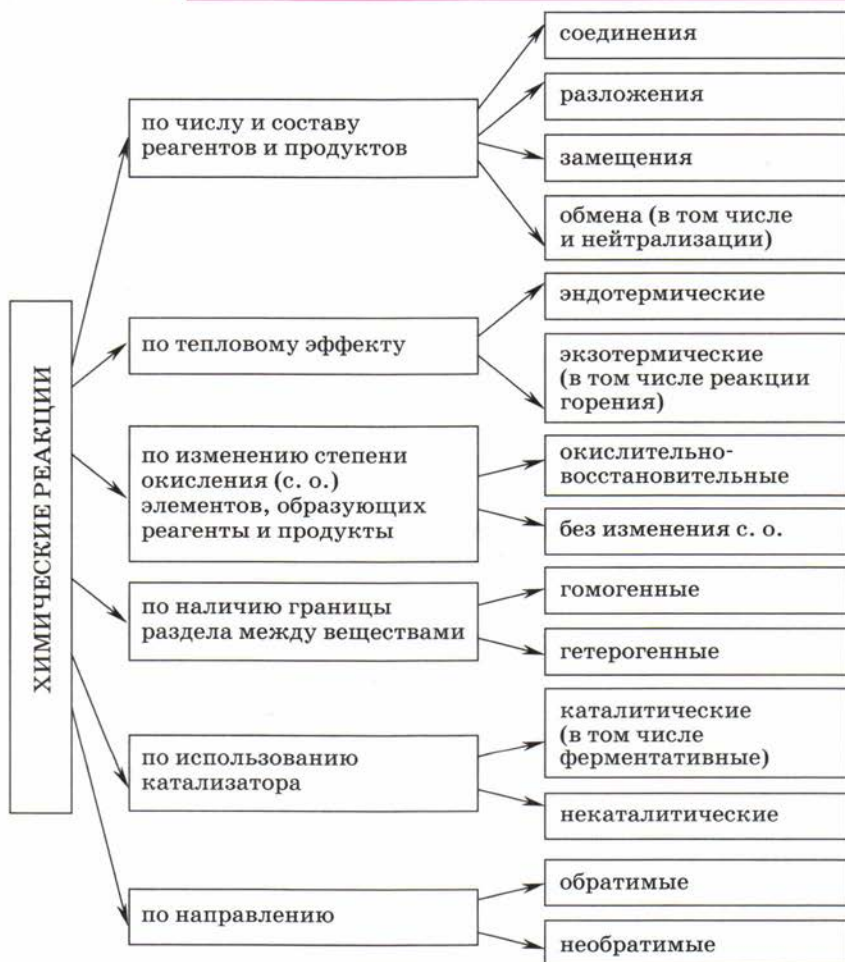
- 2 Степень окисления хрома в соединении, формула которого $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, равна
 1) +7 2) +2 3) +6 4) +5
- 3 Степень окисления азота уменьшается в ряду веществ, формулы которых
 1) NH_3 , NO_2 , KNO_3 3) N_2 , N_2O , NH_3
 2) N_2O_4 , KNO_2 , NH_4Cl 4) HNO_3 , HNO_2 , NO_2
- 4 Степень окисления хлора увеличивается в ряду веществ, формулы которых
 1) HClO , HClO_4 , KClO_3 3) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, KClO_3 , HClO_4
 2) Cl_2 , Cl_2O_7 , KClO_3 4) KCl , KClO_3 , KClO
- 5 Наиболее полярна химическая связь в молекуле
 1) аммиака 3) бромоводорода
 2) сероводорода 4) фтороводорода
- 6 Вещество с ковалентной неполярной связью
 1) белый фосфор 3) хлорид фосфора (V)
 2) фосфид алюминия 4) фосфат кальция
- 7 Формулы веществ только с ионной связью записаны в ряду
 1) хлорид натрия, хлорид фосфора (V), фосфат натрия
 2) оксид натрия, гидроксид натрия, пероксид натрия
 3) сероуглерод, карбид кальция, оксид кальция
 4) фторид кальция, оксид кальция, хлорид кальция
- 8 Атомную кристаллическую решётку имеет
 1) оксид натрия 3) оксид серы (IV)
 2) оксид кальция 4) оксид алюминия
- 9 Соединение с ионной кристаллической решёткой образуется при взаимодействии хлора с
 1) фосфором 3) водородом
 2) барием 4) серой
- 10 Верны ли следующие суждения о хлориде аммония?
 А. Хлорид аммония — вещество ионного строения, образованное за счёт ковалентной полярной и ионной связей.
 Б. Хлорид аммония — вещество ионного строения, а потому твёрдое, тугоплавкое и нелетучее.
 1) верно только А 3) верны оба суждения
 2) верно только Б 4) оба суждения неверны

§ 38

Классификация химических реакций. Скорость химической реакции

Обязательный минимум
знаний

Схема 2. Классификация химических реакций



Скорость химической реакции

Скорость химической реакции — изменение концентраций реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ (моль/л} \cdot \text{с)}.$$

Факторы, влияющие на скорость химической реакции:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагентов;
- температура;
- катализатор.

Примечание. Для гетерогенных реакций скорость реакции зависит и от площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ (для её увеличения твёрдые вещества измельчают, используют «кипящий слой» и др.).

Катализаторы:

- изменяют скорость химической реакции и/или путь её протекания;
- по окончании реакции остаются неизменёнными качественно и количественно;
- не смещают химическое равновесие, так как в равной мере изменяют скорость и прямой, и обратной реакции.

Биологические катализаторы белковой природы называются ферментами (энзимами).

Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. Соляная кислота вступает в реакцию замещения с
- | | |
|--------------------------|------------------------|
| 1) гидроксидом меди (II) | 3) оксидом железа (II) |
| 2) медью | 4) железом |

Элементарные сведения о реакции замещения как реакции простого и сложного веществ позволяют исключить из числа возможных ответы 1 и 3, так как в них предложены сложные вещества. Ответ 2 неверен по своей химической сути — медь в ряду напряжений металлов находится после водорода. *Ответ: 4.*

2. К окислительно-восстановительным реакциям относятся реакции

- | | |
|--------------|------------------|
| 1) обмена | 3) замещения |
| 2) гидролиза | 4) нейтрализации |

Реакции обмена не относятся к окислительно-восстановительным, следовательно, условию задания не отвечают задания 1, 2 и 4. Ответ: 3.

3. К экзотермическим реакциям не относится взаимодействие

- | | |
|--------------------------|---------------------------|
| 1) оксида натрия с водой | 3) оксида фосфора с водой |
| 2) фосфора с кислородом | 4) азота с кислородом |

Все указанные в условии задания относятся к реакциям соединения, которые, как правило, являются экзотермическими реакциями, т. е. протекают с выделением теплоты. Одно из немногих исключений — взаимодействие азота с кислородом. Ответ: 4.

4. К эндотермическим процессам относится

- | |
|---|
| 1) гашение извести |
| 2) обжиг известняка |
| 3) нейтрализация фосфорной кислоты известковым молоком |
| 4) помутнение известковой воды при пропускании через неё углекислого газа |

Очень сложное задание, требующее знаний тривиальных названий веществ и процессов, связанных с химией кальция. Гашением извести называется взаимодействие оксида кальция (негашёной извести) с водой. Известковым молоком называется взвесь гидроксида кальция в воде. Известковой водой называется раствор гидроксида кальция в воде. Реакции с участием этих соединений — экзотермические. Ответ: 2.

К этому ответу можно прийти гораздо проще. Достаточно знать, что все реакции разложения относятся к эндотермическим, т. е. протекают с поглощением теплоты. Обжиг известняка — разложение карбоната кальция.

5. Верны ли следующие суждения применительно к реакции синтеза аммиака?

А. Это реакция соединения, гомогенная, каталитическая.

Б. Это реакция окислительно-восстановительная, обратимая, экзотермическая.

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

К верному ответу позволяет прийти запись уравнения реакции:



Ответ: 3.

6. К реакциям замещения и соединения относятся соответственно взаимодействия

- 1) оксид алюминия + соляная кислота и оксид железа (III) + алюминий
- 2) алюминий + хлорид меди (II) и алюминий + хлор
- 3) гидроксид алюминия + серная кислота и алюминий + кислород
- 4) сульфат алюминия + хлорид бария и алюминий + иод

Так как по условию задания первой в верном ответе должна быть реакция замещения (взаимодействие простого и сложного веществ), то определить верный ответ не составит труда. Ответ: 2

Остальные варианты ответов можно не анализировать.

7. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция между

- 1) кислородом и водородом
- 2) железом и раствором серной кислоты
- 3) водой и натрием
- 4) растворами сульфата меди (II) и гидроксида калия

В растворах электролитов реакции ионного обмена протекают почти мгновенно. Ответ: 4.

8. С наибольшей скоростью с водородом реагирует

- 1) фтор
- 2) хлор
- 3) бром
- 4) иод

Активность галогенов и их окислительные свойства уменьшаются в подгруппе сверху вниз. Ответ: 1.

9. Верны ли следующие суждения о катализаторах?

А. Это вещества, которые изменяют скорость химической реакции и расходуются при этом.

Б. Это вещества, которые изменяют скорость химической реакции и её направление.

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

Так как катализаторы по завершении каталитической реакции не меняются качественно и количественно, то суждение А неверно. Ответ: 2.

10. Верны ли следующие суждения о скорости химической реакции?

А. Это величина, характеризующаяся изменением концентрации реагирующих веществ.

Б. Это величина, характеризующаяся изменением количества вещества реагента в единицу времени.

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

Наиболее близко к истинному суждение А, но оно не содержит такой важнейшей характеристики скорости химической реакции, как отношение изменения концентрации реагирующих веществ ко времени, за которое оно произошло. *Ответ: 4.*

?

1 Взаимодействие алюминия с оксидом хрома (III) — это реакция

- | | |
|------------------|---------------|
| 1) замещения | 3) разложения |
| 2) присоединения | 4) обмена |

2 При сливании растворов иодида калия и нитрата свинца (II) протекает реакция

- | | |
|------------------|---------------|
| 1) замещения | 3) разложения |
| 2) присоединения | 4) обмена |

3 Хлор вступает в реакцию замещения с

- | | |
|-------------------------|--------------------------|
| 1) хлоридом железа (II) | 3) оксидом углерода (II) |
| 2) бромидом калия | 4) гидроксидом натрия |

4 Не является окислительно-восстановительной реакция, схема которой

- 1) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
2) $\text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 \uparrow + \text{MnO}_2$
3) $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$
4) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \longrightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

5 Окислительно-восстановительная реакция лежит в основе получения

- 1) сульфата аммония из аммиака и серной кислоты
2) кислорода разложением пероксида водорода
3) оксида бария разложением карбоната бария
4) гидроксида кальция из оксида кальция

6 Эндотермическим процессом является

- 1) нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия
2) горение серы
3) разложение гидроксида кальция
4) взаимодействие алюминия с бромом

7

К реакциям обмена относится взаимодействие между

- 1) оксидом меди (II) и соляной кислотой
- 2) оксидом натрия и водой
- 3) оксидом углерода (IV) и магнием
- 4) оксидом серы (VI) и оксидом цинка

8

Окислительно-восстановительной является реакция, схема которой

- 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{FeO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

9

Скорость реакции разложения пероксида водорода увеличится при

- 1) разбавлении раствора
- 2) увеличении давления
- 3) внесении катализатора
- 4) охлаждении раствора

10

Ингибитор — это вещество, которое

- 1) ускоряет химическую реакцию
- 2) замедляет химическую реакцию
- 3) усиливает действие катализатора
- 4) нейтрализует каталитические яды

§ 39

Диссоциация электролитов в водных растворах. Ионные уравнения реакций

Обязательный минимум знаний

Электролитическая диссоциация — распад электролита в растворе (расплаве) на ионы:

- положительные, или катионы (H^+ , M^{n+} , где n — заряд иона металла, NH_4^+);

- отрицательные, или анионы (OH^- , Acid^{n-} , где Acid — кислотный остаток, n — заряд иона кислотного остатка).

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато, но преимущественно протекает диссоциация по 1-й ступени.

Диссоциация электролита характеризуется степенью электролитической диссоциации:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_p},$$

где n_d и n_p — соответственно количество вещества электролита, распавшегося на ионы и растворённого.

По степени электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные ($\alpha \rightarrow 1$) электролиты:

- кислоты (HCl , HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4);
- щёлочи;
- соли.

Слабые ($\alpha \rightarrow 0$) электролиты:

- кислоты (HClO , HNO_2 , H_2S , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , органические кислоты);
- нерастворимые основания, включая органические (амины), а также $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. При испытании веществ на электрическую проводимость лампочка загорится, если погрузить электрода в

- 1) водный раствор глюкозы
- 2) водный раствор гидроксида калия
- 3) спирт
- 4) ацетон

Анализ списка предложенных веществ позволяет выделить среди них единственное неорганическое соединение — щёлочь, что и обусловит выбор верного ответа. *Ответ: 2.*

2. Наиболее сильным электролитом является

- 1) раствор фтороводорода
- 2) раствор хлороводорода
- 3) сернистая кислота
- 4) фосфорная кислота

Знание относительно силы бескислородных и кислородсодержащих кислот позволит найти правильный ответ. *Ответ: 2.*

3. К слабым электролитам относится каждое из двух веществ

- 1) хлороводород и гидроксид лития
- 2) сероводородная кислота и гидрат аммиака
- 3) азотистая кислота и гидроксид калия
- 4) хлорная кислота и гидроксид бария

Знание представителей группы слабых электролитов (или сильных электролитов) позволяет выбрать среди предложенных вариантов ответы 2 и 3 (пары предложенных в них веществ начинаются слабыми кислотами). Однако ответ 3 не подходит под условие задания, так как второе вещество предложенной пары является щёлочью. *Ответ: 2.*

4. В водном растворе ортофосфорной кислоты максимальной является концентрация

- 1) фосфат-ионов
- 2) дигидрофосфат-ионов
- 3) гидрофосфат-ионов
- 4) катионов водорода

На первый взгляд наиболее верным является ответ 2, так как трёхосновная фосфорная кислота диссоциирует преимущественно по первой из трёх возможных ступеней (число катионов водорода в этом случае также будет равно числу дигидрофосфат-ионов, и в этом случае ответ 4 также следует рассматривать как верный). Однако это не так. В результате диссоциации фосфорной кислоты по каждой из трёх ступеней образуются катионы водорода. Их суммарное число и будет максимальным среди всех ионов. *Ответ: 4.*

5. В качестве катионов только катионы водорода образуются при диссоциации вещества, формула которого

- 1) CH_3COONa
- 2) HClO_4
- 3) NH_4Cl
- 4) NaHSO_4

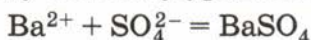
Следует учесть, что кислые соли сильных кислот (ответ 4) диссоциируют с образованием катионов металла, катионов водорода и анионов кислотного остатка. *Ответ: 2.*

6. Наибольшее (суммарное) число ионов образуется при диссоциации 1 моль

- 1) нитрата железа (III)
- 2) гидрокарбоната натрия
- 3) сульфата железа (III)
- 4) гидроксонитрата бария

Для решения этого задания следует записать формулы предложенных солей. Наибольшее число ионов входит в состав сульфата железа (III). *Ответ: 3.*

7. Сокращённому ионному уравнению реакции



соответствует взаимодействие

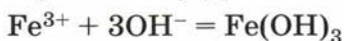
- 1) оксида бария и серной кислоты
- 2) бария и серной кислоты

3) карбоната бария и серной кислоты

4) нитрата бария и серной кислоты

Все четыре варианта в качестве источника сульфат-иона предлагают серную кислоту, что отвечает сокращённому ионному уравнению реакции. Следовательно, необходимо анализировать первые вещества каждого из ответов. Катионы бария содержат его соли (ответы 3 и 4), однако ионы в растворе образуются при диссоциации растворимых солей. *Ответ: 4.*

8. Сокращённому ионному уравнению



соответствует взаимодействию между

1) гидроксидом железа (III) и соляной кислотой

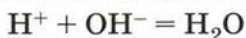
2) оксидом железа (III) и гидроксидом натрия

3) сульфатом железа (III) и гидроксидом бария

4) хлоридом железа (III) и гидроксидом калия

Ионы Fe^{3+} образуют растворимые соли железа (III). Поле для выбора сужено до ответов 3 и 4. Оба взаимодействия возможны для указанных в условии задания ионов. Однако при взаимодействии сульфата железа (III) и гидроксида бария образуется не только осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$, но и осадок BaSO_4 , т. е. ионное уравнение не будет отвечать заданному. *Ответ: 4.*

9. Сокращённому ионному уравнению



соответствует взаимодействию между

1) гидроксидом цинка и соляной кислотой

2) кремниевой кислотой и гидроксидом калия

3) гидроксидом меди (II) и азотной кислотой

4) гидроксидом натрия и серной кислотой

Приведённое в условии задания сокращённое ионное уравнение соответствует взаимодействию между сильной кислотой и щёлочью с образованием растворимой соли. *Ответ: 4.*

10. Сокращённому ионному уравнению



соответствует взаимодействию между

1) медью и раствором сульфата железа (II)

2) гидроксидом меди (II) и железом

3) раствором сульфата меди (II) и железом

4) раствором нитрата меди (II) и оксидом железа (II)

Для нахождения верного ответа следует в качестве отправной точки использовать одну из исходных частиц в левой части ионно-

го уравнения — Cu^{2+} или Fe. Если выбирается ион Cu^{2+} , то поле для выбора верного ответа сужается до 3 и 4. Анализ второй части предложенных пар позволяет выбрать верный ответ 3. Если же выбирается Fe, то поле выбора для верного ответа сужается до 2 и 3. Анализ второй части предложенных пар позволяет выбрать тот же верный ответ, так как предложенный в ответе 2 гидроксид меди (II) нерастворим. Ответ: 3.

?

- 1 К сильным электролитам относится кислота
1) угольная 2) серная 3) сернистая 4) фосфорная
- 2 Только сильные электролиты перечислены в ряду
1) гидроксид натрия, азотная кислота, хлорид магния
2) оксид серы (IV), серная кислота, сульфат аммония
3) гидроксид калия, азотистая кислота, нитрат алюминия
4) гидрат аммиака, соляная кислота, иодид калия
- 3 Наибольшее количество хлорид-ионов образуется при диссоциации 1 моль
1) соляной кислоты 3) хлорида цинка
2) хлорида калия 4) хлорида алюминия
- 4 Сокращённому ионному уравнению
$$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$$
соответствует взаимодействие
1) нитрата меди (II) с гидроксидом магния
2) оксида меди (II) с гидроксидом калия
3) хлорида меди (II) с гидроксидом натрия
4) гидрокарбоната меди (II) с гидроксидом натрия
- 5 В качестве катионов только катионы водорода образуются при диссоциации вещества, формула которого
1) NH_4NO_3 2) CH_3COOH 3) KHSO_4 4) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
- 6 Наибольшее число ионов в растворе образуется при диссоциации 1 моль
1) хлорида железа (III) 3) нитрата цинка
2) сульфата алюминия 4) хлорида аммония
- 7 Взаимодействию гидроксида железа (III) с соляной кислотой соответствует ионная реакция
1) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
3) $2\text{Fe} + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2$
4) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
- 8 Ионному уравнению
$$\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

соответствует взаимодействию

- 1) раствора гидроксида кальция с угарным газом
- 2) оксида кальция с углекислым газом
- 3) кальция с углекислым газом
- 4) раствора гидроксида кальция с углекислым газом

9 Осадок образуется при сливании водных растворов

- 1) гидроксида натрия и хлорида лития
- 2) сульфата меди (II) и азотной кислоты
- 3) хлорида железа (III) и нитрат цинка
- 4) сульфата никеля и нитрата калия

10 Выделение газа происходит при взаимодействии веществ, формулы которых

- | | |
|---|---|
| 1) BaCO_3 и HCl | 3) CuO и H_2SO_4 |
| 2) Ca(OH)_2 и Na_2CO_3 | 4) Al(OH)_3 и KOH |

§ 40 Окислительно-восстановительные реакции

Обязательный минимум знаний

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления элементов, образующих реагирующие вещества.

Окислитель — вещество (элемент в составе этого вещества), принимающее электроны. Само оно при этом восстанавливается.

Восстановитель — вещество (элемент в составе этого вещества), отдающее электроны. Само оно при этом окисляется.

Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. Веществом, которое за счёт аниона проявляет только восстановительные свойства, является

- 1) H_2SO_4 2) SO_2 3) Na_2SO_3 4) H_2S

Восстановителем является та частица, в которой элемент имеет наименьшее значение степени окисления. Так как все анионы

веществ, данных в вариантах ответов, образованы серой, то наименьшее значение степени окисления равно -2 (сера — элемент VI группы, и её атому недостаёт до завершения внешнего слоя именно двух электронов). Это значение степени окисления имеет сера в сероводороде. *Ответ: 4.*

2. Хлор проявляет только восстановительные свойства в соединении, формула которого

- 1) KClO 2) KClO_4 3) Cl_2O_7 4) HCl

Данное задание выполняется по аналогии с предыдущим. *Ответ: 4.*

3. Процессу восстановления соответствует схема

- 1) $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{SO}_3^{2-}$ 3) $\text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$
2) $\text{NH}_3 \longrightarrow \text{NH}_4^+$ 4) $\text{S} \longrightarrow \text{H}_2\text{S}$

Достаточно сложное задание, однако эту сложность легко преодолеть, используя логику. Так как процесс восстановления — это понижение степени окисления, то сразу следует исключить ответ 3 и обратить внимание на ответ 4, поскольку сера изменила степень окисления. Определив значение этого изменения с 0 до -2 , можно сделать вывод, что именно ответ 4 является верным. В этом случае не нужно будет испытывать затруднений и тратить время для определения степеней окисления в катионе аммония и в сульфит-анионе. *Ответ: 4.*

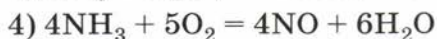
4. Элемент бром является восстановителем в реакции, уравнение которой

- 1) $4\text{HBr} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$
2) $3\text{Br}_2 + 2\text{Fe} = 2\text{FeBr}_3$
3) $2\text{HBr} + \text{Mg} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2$
4) $\text{Br}_2 + 2\text{HI} = 2\text{HBr} + \text{I}_2$

Ответы 2 и 3 из претендентов на верный ответ следует сразу исключить, так как металлы (простые вещества) проявляют только восстановительные свойства. Анализ изменения степени окисления брома для первого уравнения (от -1 до 0) позволяет сделать вывод, что этот ответ является верным. *Ответ: 1.*

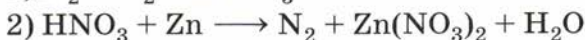
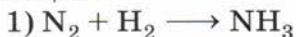
5. Азот в аммиаке проявляет восстановительные свойства в реакции, уравнение которой

- 1) $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$
2) $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$



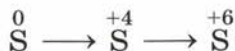
Следует знать, что в аммиаке и ионе аммония азот имеет одинаковую степень окисления -3 , поэтому из числа возможных верных ответов исключаются ответы 1, 2 и 3. В ответе 4 азот повышает свою степень окисления с -3 в аммиаке до $+2$ в оксиде азота (II). *Ответ: 4.*

6. Схеме превращения $\overset{-3}{\text{N}} \longrightarrow \overset{0}{\text{N}}$ соответствует схема реакции

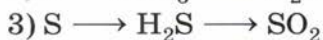
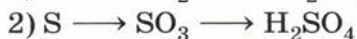
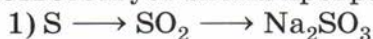


Отправной точкой для нахождения верного ответа служит $\overset{0}{\text{N}}$ в исходной схеме. Знание того, что атомы в простых веществах имеют степень окисления, равную 0, позволяет исключить ответы 1 и 4. Из двух оставшихся сразу же выбирается ответ 3, так как именно в аммиаке азот имеет степень окисления -3 . *Ответ: 3.*

7. Изменению степени окисления



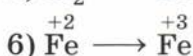
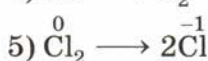
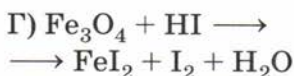
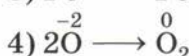
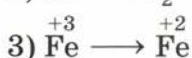
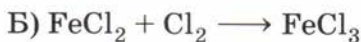
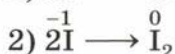
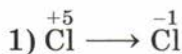
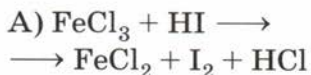
соответствует схема превращений



Так как во всех четырёх вариантах первое звено представлено простым веществом — серой, все они соответствуют первому звену искомой схемы. Следовательно, анализируются вторые звенья на предмет нахождения соединений серы в степени окисления $+4$. Это варианты 1 и 4. Третье звено (сера в степени окисления $+6$) содержится в варианте 4. Это и есть верный ответ. *Ответ: 4.*

Возможный равноценный вариант поиска верного ответа мог быть основан на определении последних звеньев, в которых записаны соединения серы в степени окисления $+6$. Это варианты ответов 2 и 4. Анализ вторых звеньев данных вариантов на предмет нахождения соединений серы в степени окисления $+4$ также позволяет определить верный ответ. *Ответ: 4.*

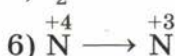
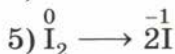
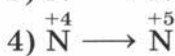
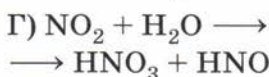
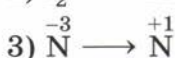
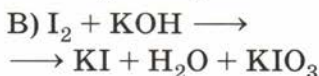
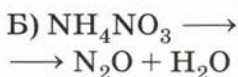
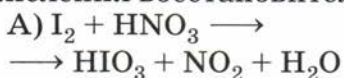
8. Установите соответствие между схемой химической реакции (левый столбец) и изменением степени окисления окислителя (правый столбец).



Ключевыми словами для выполнения этого задания являются «изменение степени окисления окислителя», т. е. элемента, понижающего значение степени окисления. Это позволит исключить из правого столбика процессы с участием восстановителей (отдачи электронов) — 2, 4 и 6. Остаётся установить соответствие между четырьмя схемами и тремя процессами изменения степени окисления окислителей. Схеме А, в которой степень окисления железа +3, соответствует процесс 3; схеме Б, в которой хлор имеет степень окисления 0, соответствует процесс 5; схеме В, в которой хлор имеет степень окисления +5, соответствует процесс 1.

Некоторые сложности вызовет схема Г, так как железо в железной окалине (Fe_3O_4) имеет два значения степени окисления: +2 и +3 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) и именно железо в степени окисления +3 является окислителем (соответствие Г — 3). Ответ: 3513.

9. Установите соответствие между схемой химической реакции (левый столбец) и изменением степени окисления восстановителя (правый столбец).



Ключевыми словами для выполнения этого задания являются «изменение степени окисления восстановителя», т. е. элемента, отдающего электроны и соответственно повышающего свою степень окисления. Это позволит исключить из правого столбика процессы с участием окислителей (принятия электронов) — 1, 5 и 6. Остаётся установить соответствие между четырьмя схемами и тремя процессами изменения степеней окисления восстановителей. Схеме А, в которой степень окисления иода 0, соответствует процесс 2; схеме Б, в которой азот катиона аммония имеет степень окисления -3 , соответствует процесс 3.

Некоторые сложности вызовут схемы В и Г, так как это реакции диспропорционирования, в которых один и тот же элемент выступает как в роли окислителя, так и в роли восстановителя. Однако выполнение этого задания ограничено рамками его условия. Для схемы В из двух вариантов происходящих изменений степени окисления иода выбирается процесс окисления, в котором он выступает в качестве восстановителя (соответствие В — 2). Аналогично для схемы Г из двух вариантов происходящих изменений степени окисления азота выбирается процесс окисления, в котором он выступает в качестве восстановителя (соответствие Г — 4). Ответ: 2324.

10. Установите соответствие между схемой превращения элемента (левый столбец) и уравнением ОВР (правый столбец).

- | | |
|--|---|
| А) $\overset{0}{\text{S}} \longrightarrow \overset{+6}{\text{S}}$ | 1) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Б) $\overset{0}{\text{Cl}_2} \longrightarrow 2\overset{-1}{\text{Cl}}$ | 2) $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| В) $\overset{-2}{\text{S}} \longrightarrow \overset{0}{\text{S}}$ | 3) $\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$ |
| Г) $2\overset{-1}{\text{Cl}} \longrightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2}$ | 4) $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$ |
| | 5) $2\text{HClO}_3 + \text{Br}_2 = 2\text{HBrO}_3 + \text{Cl}_2$ |
| | 6) $2\text{HI} + \text{S} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}$ |

Превращению А в качестве продуктов реакции соответствуют соединения серы в форме сульфат-иона SO_4^{2-} . Следовательно, этому превращению соответствует уравнение 3.

Превращению Б в качестве продуктов реакции соответствуют соединения хлора в форме хлорид-иона — Cl^- . Следовательно, этому превращению соответствует уравнение 4.

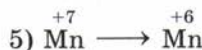
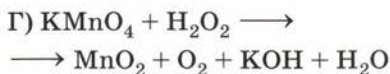
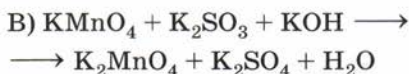
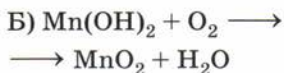
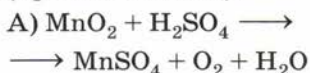
Легко установить соответствие В — 1, так как свободная сера указана только в одном из приведённых уравнений.

Аналогично устанавливается соответствие Г — 2, так как хлор в степени окисления -1 указан в левой части только одного из приведённых уравнений. Ответ: 3412.

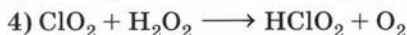
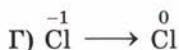
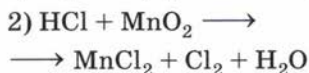
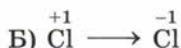


- 1 Не является окислительно-восстановительной реакция, схема которой
- 1) $\text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2 Только восстановительные свойства проявляет вещество, формула которого
- 1) SO_2
 - 2) HCl
 - 3) H_2
 - 4) Na_2S
- 3 Только окислительные свойства проявляет вещество, формула которого
- 1) I_2
 - 2) F_2
 - 3) H_2
 - 4) N_2
- 4 Соляная кислота выполняет роль восстановителя в реакции, уравнение которой
- 1) $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - 2) $2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 6\text{HCl} = 6\text{NaCl} + 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
 - 4) $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 5 Процессу последовательного восстановления соответствует цепочка
- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$
 - 2) $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO} \longrightarrow \text{NO}_2$
 - 3) $\text{CO}_2 \longrightarrow \text{CO} \longrightarrow \text{CH}_4$
 - 4) $\text{HBr} \longrightarrow \text{Br}_2 \longrightarrow \text{KBrO}_3$
- 6 Пероксид водорода проявляет окислительные свойства в реакции, схема которой
- 1) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 - 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ag} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{HCl} + \text{O}_2$
 - 4) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{FeO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$
- 7 Установите соответствие между формулой вещества (левый столбец) и степенью окисления фосфора в нём (правый столбец).
- | | |
|--------------------------------------|-------|
| А) AlP | 1) -3 |
| Б) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ | 2) 0 |
| В) $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ | 3) +1 |
| Г) H_3PO_3 | 4) +3 |
| | 5) +5 |
| | 6) +7 |

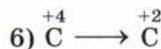
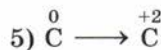
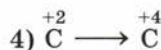
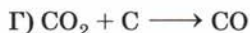
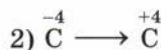
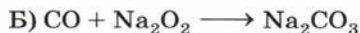
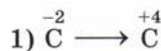
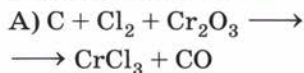
8 Установите соответствие между схемой реакции (левый столбец) и изменением степени окисления окислителя (правый столбец).



9 Установите соответствие между изменением степени окисления хлора (левый столбец) и схемой реакции (правый столбец).



10 Установите соответствие между схемой реакции (левый столбец) и изменением степени окисления восстановителя (правый столбец).



§ 41

Неорганические вещества, их номенклатура и классификация

Обязательный минимум знаний

Схема 3. Классификация неорганических веществ

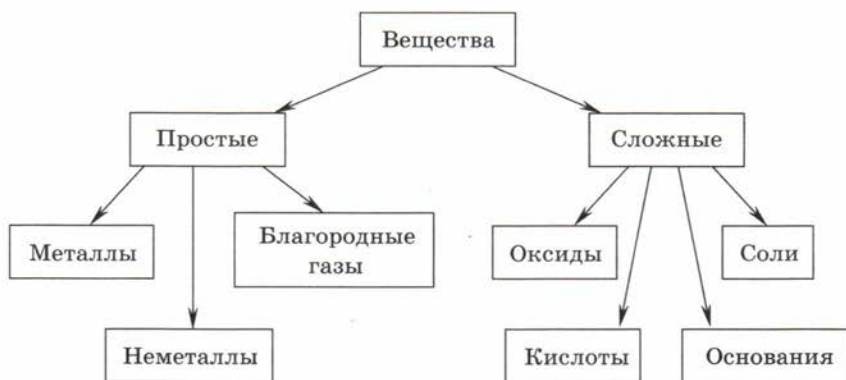
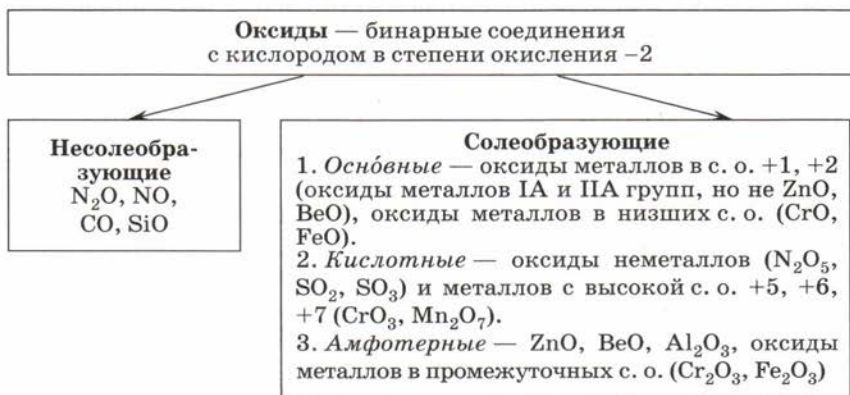


Схема 4. Оксиды и их классификация



Основания

Основания (в свете атомно-молекулярного учения) — сложные вещества, состоящие из металла и гидроксогрупп.

Основания (в свете теории электролитической диссоциации) — электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксогрупп.

Классификация оснований

Т а б л и ц а 11

Признак классификации	Группы оснований	Пример
Наличие кислорода	Кислородсодержащие	KOH, Sr(OH) ₂
	Бескислородные	Аммиак NH ₃
Кислотность (число групп OH ⁻ в составе или число присоединяемых H ⁺)	Однокислотные	NaOH, гидроксид таллия (I) TlOH, NH ₃
	Двухкислотные	Ca(OH) ₂ , Mg(OH) ₂
	Трёхкислотные	La(OH) ₃ , Tl(OH) ₃
Растворимость в воде	Растворимые	NaOH, KOH, Ba(OH) ₂
	Нерастворимые	Cr(OH) ₂ , Mn(OH) ₂
Степень электролитической диссоциации	Сильные (α → 1)	Щёлочи LiOH—CsOH, Ca(OH) ₂ —Ra(OH) ₂ и TlOH
	Слабые (α → 0)	Нерастворимые основания
Летучесть	Летучие	NH ₃ · H ₂ O
	Нелетучие	Щёлочи, нерастворимые основания

Признак классификации	Группы оснований	Пример
Стабильность	Стабильные	$\text{NaOH}, \text{Ba}(\text{OH})_2$
	Нестабильные	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \begin{cases} \nearrow \text{NH}_3 \uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{cases}$

Кислоты

Кислоты (в свете атомно-молекулярного учения) — сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

Кислоты (в свете теории электролитической диссоциации) — электролиты, диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Классификация кислот

Таблица 12

Признаки классификации	Группы кислот	Пример
Наличие кислорода	Кислород-содержащие	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$
	Бескислородные	$\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}, \text{HBr}$
Основность (число атомов Н в молекуле, способных замещаться на металл)	Одноосновные	HCl, HNO_3
	Двухосновные	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_4$
	Трёхосновные	H_3PO_4
Растворимость	Растворимые	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$
	Нерастворимые	H_2SiO_3

Признак классификации	Группы оснований	Пример
Летучесть	Летучие	HCl, H ₂ S
	Нелетучие	H ₂ SO ₄ , H ₂ SiO ₃
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	H ₂ SO ₄ , HCl, HNO ₃ , HClO ₄
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	H ₂ S, H ₂ CO ₃
Стабильность	Стабильные	H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ , HCl
	Нестабильные	H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₃ , H ₂ SiO ₃

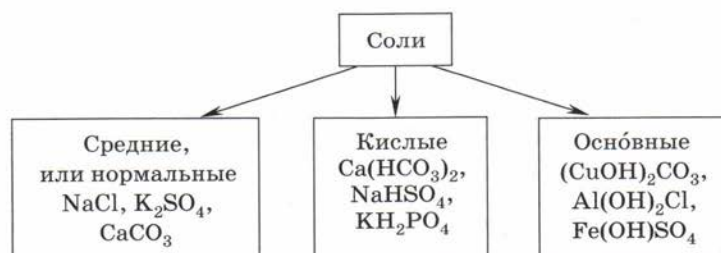
Соли

Соли (в свете атомно-молекулярного учения) — сложные вещества, состоящие из ионов металла или аммония и кислотного остатка.

Соли (в свете теории электролитической диссоциации) — электролиты, диссоциирующие на катионы металла или аммония и анионы кислотного остатка.

Примечание. Эти определения справедливы только для нормальных, или средних, солей.

Схема 5. Классификация солей



Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. Только солеобразующие оксиды перечислены в ряду

- | | |
|------------------------------|----------------------------------|
| 1) P_2O_5 , ZnO , NO | 3) Al_2O_3 , N_2O , N_2O_3 |
| 2) CO , N_2O_5 , Na_2O | 4) SiO_2 , BeO , CaO |

Это задание следует выполнить методом исключения тех рядов веществ, в которых содержатся формулы несолеобразующих оксидов. Таких оксидов немного, и их нужно знать. Варианты ответов 1—3 исключаются. *Ответ: 4.*

2. Амфотерным гидроксидом является каждое из двух веществ, формулы которых

- | | |
|------------------------|----------------------------|
| 1) $CsOH$ и $Cr(OH)_2$ | 3) $Be(OH)_2$ и $Cr(OH)_3$ |
| 2) KOH и $Ca(OH)_2$ | 4) $NaOH$ и $Mg(OH)_2$ |

Это задание также следует выполнить методом исключения пар веществ, в которых не содержатся формулы амфотерных гидроксидов. Таких веществ в курсе химии 8—9 классов изучается немного, и их следует знать. *Ответ: 3.*

3. Кислотным оксидом является каждое из веществ, формулы которых

- | | |
|----------------------------------|------------------------------|
| 1) N_2O_3 , N_2O_5 , CrO_3 | 3) NO , Na_2O , P_2O_5 |
| 2) Cr_2O_3 , CrO , N_2O | 4) SiO_2 , BeO , CaO |

Для быстрого определения верного ответа из предложенных вариантов необходимо исключить те, в которых встречаются оксиды металлов в степени окисления +1, +2, +3, т. е. варианты 2, 3, 4. В первом варианте также встречается оксид металла CrO_3 , но в степени окисления +6, т. е. кислотный оксид. *Ответ: 1.*

4. Все три типа гидроксидов содержит ряд веществ, формулы которых

- 1) H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, $NaOH$
- 2) $Cr(OH)_3$, $Cr(OH)_2$, H_2CrO_4
- 3) $NaOH$, HNO_3 , $Mg(OH)_2$
- 4) KOH , $HClO_4$, $Ba(OH)_2$

Достаточно сложное задание, которое требует знания ряда химических понятий: гидроксиды (это понятие объединяет основания, амфотерные гидроксиды и кислородсодержащие кислоты), зависимость свойств оксидов и гидроксидов металлов от величины степени окисления (как правило, оксид и гидроксид с низшей степенью окисления проявляют основные свойства, с высшей —

кислотные, с промежуточной — амфотерные), а следовательно, и знания понятия «степень окисления». Экзаменующий должен найти ряд формул, в котором будут записаны основание, кислота и амфотерный гидроксид. Следовательно, можно исключить те ряды, в которых содержится два гидроксида одного типа: 1, 3, 4, так как они содержат по два основания каждый. *Ответ: 2.*

5. Двухосновная, растворимая, кислородсодержащая, сильная и стабильная кислота имеет формулу

- 1) H_2SO_3 2) H_2S 3) H_2SO_4 4) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Условию задания отвечает вариант 3, так как любому школьнику известно, что сернистая кислота нестабильна, а сероводородная — слабая. Как известно, сильной является и серная кислота. *Ответ: 3.*

6. Установите соответствие между названием кислоты (левый столбец) и группой (правый столбец), к которой она принадлежит.

- | | |
|--------------|---|
| А) азотная | 1) одноосновная, сильная, бескислородная |
| | 2) двухосновная, средней силы, непрочная |
| Б) азотистая | 3) одноосновная, слабая, кислородсодержащая |
| | 4) трёхосновная, средней силы, кислородсодержащая |
| В) фосфорная | 5) одноосновная, сильная, кислородсодержащая |
| | 6) одноосновная, слабая, бескислородная |
| Г) сернистая | |

Более сложное задание, так как требует установление соответствия между названием кислот (следовательно, желательно записать их формулы) и их классификационными характеристиками.

Формула азотной кислоты HNO_3 позволит отнести её к одноосновным кислотам (элементы правого столбика 1, 3, 5, 6) и исключить из этого перечня элементы 1 и 6, как для кислородсодержащей кислоты. Это сильная кислота, следовательно, верное соответствие А — 5.

Аналогично, формула азотистой кислоты HNO_2 позволит найти верное соответствие Б — 3.

Формула фосфорной кислоты H_3PO_4 , как трёхосновной, однозначно даёт соответствие В — 4.

Непрочной сернистой кислоте ($\text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$) соответствует Г — 2.

Ответ: 5342.

7. Установите соответствие между названием оксида (левый столбец) и группой (правый столбец), к которой он принадлежит.

- | | |
|----------------------|---------------------|
| А) оксид азота (V) | 1) несолеобразующий |
| Б) оксид азота (I) | 2) основной |
| В) оксид кальция | 3) амфотерный |
| Г) оксид хрома (III) | 4) кислотный |
| | 5) смешанный |

Из списка вероятных соответствий следует исключить 6 (не существующий для классификации оксидов термин).

Оксиду азота (V) соответствует азотная кислота, следовательно, это кислотный оксид (А — 4). Оксиду кальция соответствует щёлочь, следовательно, это основной оксид (В — 2). Эти соответствия установить несложно. Для оксида азота (I) следует знать, что он несолеобразующий, как и оксид азота (II) (соответствие Б — 1).

Наиболее сложно установить соответствие между Г — 3. Следует помнить, что оксиду металла с низшей степенью окисления соответствует основание (т. е. это основной оксид), с высшей — кислота (это кислотный оксид), а с промежуточной (как в нашем случае) — амфотерный гидроксид (т. е. это амфотерный оксид).

Ответ: 4123.

8. Установите соответствие между названиями веществ (левый столбец) и классами (группами) неорганических соединений (правый столбец), к которым они принадлежат.

- | | |
|---|-------------------------------------|
| А) оксид хрома (VI),
гидроксид натрия | 1) амфотерный оксид,
основание |
| Б) гидроксид цинка,
сульфат бария | 2) средняя соль, кислая
соль |
| В) карбонат калия,
гидрокарбонат кальция | 3) кислотный оксид,
основание |
| Г) марганцовая кислота,
гидроксид алюминия | 4) кислота, амфотерный
гидроксид |
| | 5) амфотерный гидроксид,
соль |
| | 6) кислота, основание |

Это многоплановое задание рационально выполнить следующим образом. Следует разбить один из столбцов (например, левый) на два подстолбика и решить, к какой группе соединений относится каждое первое вещество пары.

Оксид хрома (VI) — это кислотный оксид (см. задание 7), следовательно, установлено соответствие А — 3 (пара групп веществ, которую начинает кислотный оксид, единственная в правом столбике).

Аналогично устанавливаются соответствия между амфотерным гидроксидом цинка и Б — 5, между карбонатом калия и В — 2.

Наибольшую сложность вызовет соответствие между марганцевой кислотой и вариантами 4 и 6. К верному ответу поможет прийти соотнесение второго вещества этой пары левого столбика (амфотерный гидроксид алюминия) и 4. *Ответ: 3524.*

9. Массовая доля азота в нитрате азота равна

- 1) 30,2% 2) 19,7% 3) 6,2% 4) 22,3%

Это задание на элементарный расчёт. Для нахождения массовой доли химического элемента в веществе удобно использовать формулу

$$w(\text{х. э.}) = A_r(\text{х. э.}) \cdot \text{число атомов} / M_r(\text{в-ва}) \cdot (100\%).$$

$M_r(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 213$, а относительная масса трёх атомов азота в нём равна 42. Отсюда: $w(\text{N}) = 42/213 \cdot 100\% = 19,7\%$. *Ответ: 2.*

10. Массовая доля кислорода в гидросульфате алюминия равна

- 1) 60,8% 2) 19,7% 3) 12,2% 4) 71,3%

Данная задача решается, как и предыдущая. Отсюда: $w(\text{O}) = 192/318 \cdot 100\% = 19,7\%$. *Ответ: 1.*

.....

1 В перечне веществ

- | | |
|---------------------------|------------------|
| А) N_2O | Г) CO_2 |
| Б) N_2O_5 | Д) NO |
| В) N_2O_3 | Е) CO |

к несолеобразующим оксидам относятся

- 1) АГЕ 2) ВДЕ 3) АДЕ 4) ГДЕ

2 Амфотерным оксидом является каждое из двух веществ

- 1) оксид серы (IV) и оксид железа (III)
2) оксид цинка и оксид кальция
3) оксид хрома (III) и оксид бериллия
4) оксид алюминия (III) и оксид магния

- 3 Основным оксидом является каждое из двух веществ
 1) оксид кальция и оксид хрома (II)
 2) оксид калия и оксид олова (IV)
 3) оксид меди (I) и оксид алюминия
 4) оксид бериллия и оксид железа (II)
- 4 Содержит все три типа гидроксидов ряд веществ
 1) H_3AlO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2SO_4
 2) H_2ZnO_2 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 3) H_2BeO_2 , HCl , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 4) H_2CO_3 , H_2CrO_4 , NaOH
- 5 Формулы только основных солей записаны в ряду
 1) $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaOHCl
 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $[\text{Fe}(\text{OH})_2]\text{SO}_4$
 3) MnOHNO_3 , CuOHCl_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 4) FeOHCl_2 , FeOHCl , $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$
- 6 Двухкислотное, растворимое, нелетучее и стабильное ос-
 нование имеет формулу
 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 2) NH_3 3) NaOH 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 7 Кислая соль, амфотерный гидроксид и основная соль со-
 ответственно расположены в ряду
 1) Na_2SO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$
 2) K_2CO_3 , H_3AlO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$
 3) NaHSO_3 , H_3CrO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$
 4) ZnSO_4 , H_3PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})\text{Cl}_2$
- 8 Установите соответствие между названиями веществ
 (левый столбец) и классами (группами) неорганических
 соединений (правый столбец), к которым они принадле-
 жат
- | | |
|--|---|
| А) сульфид натрия,
оксид калия | 1) амфотерный оксид,
средняя соль |
| Б) гидроксид алюминия,
гидросульфит калия | 2) кислотный оксид,
средняя соль |
| В) оксид цинка,
перманганат калия | 3) основной оксид,
кислая соль |
| Г) оксид серы (VI),
сульфат железа (III) | 4) средняя соль,
основный оксид |
| | 5) амфотерный гидроксид,
кислая соль |
| | 6) кислотный оксид,
кислая соль |

- 9 Установите соответствие между тривиальными названиями (левый столбец) и формулами неорганических веществ (правый столбец).

А) поваренная соль	1) MnSO_4
Б) пищевая сода	2) NaHCO_3
В) марганцовка	3) NaCl
Г) мел	4) KMnO_4
	5) Na_2CO_3
	6) CaCO_3

- 10 Массовая доля кислорода в перманганате калия равна
 1) 50,8% 2) 39,7% 3) 22,2% 4) 40,5%

§ 42 Характерные химические свойства неорганических веществ

Обязательный минимум знаний

Характерные химические свойства солеобразующих оксидов

Т а б л и ц а 13

Свойства	Оксиды		
	основные	кислотные	амфотерные
Образуют соль и воду в реакции обмена	С кислотами	С основаниями	И с кислотами, и с основаниями
Образуют соль в реакции соединения	С кислотными и амфотерными оксидами	С основными и амфотерными оксидами	С основными и кислотными оксидами
Взаимодействие с водой	Реакция возможна, если образуется щёлочь	Реакция возможна, если образуется растворимая кислота	Не взаимодействуют с водой

Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов

1. а) Основание (или амфотерный гидроксид) + кислота = соль + вода.
- б) Бескислородное основание (аммиак) + кислота = соль.
2. Основание + кислотный оксид = соль + вода.
3. Щёлочь + растворимая соль = новая соль + новое основание (если образуется осадок или газ).
4. Щёлочь + амфотерный гидроксид = соль + вода.
5. Нерастворимое основание (или амфотерный гидроксид) $\stackrel{t}{=}$ оксид металла + вода.

Характерные химические свойства кислот

1. Кислота + металл = соль + водород (если:
 - металл находится в ряду напряжений до водорода;
 - образуется растворимая соль;
 - кислота растворима).

П р и м е ч а н и я. 1) Щелочные металлы для реакций с растворами кислот не берут, так как они взаимодействуют в первую очередь с водой.

2) Азотная кислота любой концентрации и концентрированная серная кислота взаимодействуют с простыми веществами по-особому.

2. Кислота + оксид металла (основный или амфотерный) = соль + вода.

3. Кислота + основание (гидроксид или бескислородное основание) = соль + вода (для бескислородных оснований — только соль).

4. Кислота + соль = новая кислота + новая соль (если образуется осадок или газ).

Характерные химические свойства солей

1. Соль + кислота = новая кислота + новая соль (если образуется осадок или газ).

2. Растворимая соль + щёлочь = новая соль + новое основание (если образуется осадок или газ).

3. Соль₁ (раствор) + соль₂ (раствор) = соль₃ + соль₄ (если образуется осадок).

4. Соль (раствор) + металл = новая соль + новый металл (если:

- металл находится в ряду напряжений слева от металла, образующего соль;
- образуется растворимая соль).

Примечание. Щелочные металлы для реакций с растворами солей не берут, так как они взаимодействуют в первую очередь с водой.

Примеры тестовых заданий и рекомендации к их выполнению

1. Соль и водород образуются при взаимодействии разбавленной серной кислоты с каждым из металлов ряда

1) Al, Zn, Cu

3) Mg, Zn, Fe

2) Zn, Fe, Pb

4) Pb, Cu, Ag

Разбавленная серная кислота проявляет характерные свойства кислот, а потому не будет реагировать с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, что автоматически исключает ответы 1 и 4. Варианты 2 и 3 предлагают металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. Какой выбрать? Очевидно, следует исключить из числа вероятных ответ 2, так как он содержит свинец, а сульфат свинца (II) — практически нерастворимая соль, о чём свидетельствует соответствующая клеточка в таблице растворимости. *Ответ: 3.*

2. При термическом разложении нерастворимых оснований образуются

1) оксид неметалла и вода

2) водород и оксид металла

3) вода и оксид металла

4) металл и вода

Как неверные, должны быть исключены ответы 1, 2 и 4. *Ответ: 3.*

3. С раствором хлорида меди (II) не реагирует

1) Mg

2) Zn

3) Fe

4) Ag

Лёгкое задание на знание ряда напряжений металлов. *Ответ: 4.*

4. Основание образуется при взаимодействии с водой оксида, формула которого

1) Fe_2O_3

2) CuO

3) CaO

4) FeO

В основе поиска верного ответа лежит знание о том, что оксиды металлов взаимодействуют с водой лишь в случае образования растворимого гидроксида — щёлочи. Следовательно, это

должен быть оксид щелочного или щёлочноземельного металла.
Ответ: 3.

5. С гидроксидом бария реагирует каждое из веществ, формулы которых

- 1) NaCl , Na_2SO_4 , Na_2CO_3 3) ZnO , K_2O , CO_2
2) HNO_3 , NaOH , K_2SO_4 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$, CuSO_4 , HCl

Так как $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — щёлочь, то знание свойств растворимых оснований и особенностей протекания реакций с их участием позволит определить верный ответ — 4. К такому же результату можно прийти, исключив варианты 2 (он включает щёлочь) и 3 (он, кроме амфотерного и кислотного, включает основной оксид). Остаются варианты 1 и 4. Все соединения первого варианта — соли, но если две последние соли образуют осадок с гидроксидом бария, то первая — нет. Ответ: 4.

6. В цепочке превращений



веществами X_1 , X_2 и X_3 являются соответственно

- 1) H_2S , H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 3) SO_2 , H_2SO_4 , CuCl_2
2) FeS , H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 4) SO_2 , H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Ответы 1 и 2 следует отбросить, так как при окислении сероводорода и сульфида железа (II) образуется не SO_3 , а SO_2 . В варианте 3 первые два искоемых вещества указаны верно, а CuCl_2 — нет, поскольку эту соль превратить в оксид в одну стадию невозможно. Ответ: 4.

7. Установите соответствие между веществом, реагирующим с железом (левый столбец), и названием железосодержащего продукта, который при этом образуется (правый столбец).

- | | |
|----------------------------|-------------------------|
| А) хлор | 1) сульфат железа (II) |
| Б) соляная кислота | 2) хлорид железа (II) |
| В) сера | 3) сульфат железа (III) |
| Г) сульфат меди (II) (p-p) | 4) хлорид железа (III) |
| | 5) сульфид железа (II) |
| | 6) сульфид железа (III) |

Задание выполнить несложно, так как из числа приведённых в условии реагентов только сильный окислитель — хлор окисляет железо до степени окисления +3 (соответствие А — 4). Остальные реагенты окисляют его до степени окисления +2. Ответ: 4251.

8. Установите соответствие между названием вещества (левый столбец) и названием продукта его горения (правый столбец).

- | | |
|-----------|---------------------------|
| А) железо | 1) оксид железа (III) |
| Б) сера | 2) оксид серы (VI) |
| В) натрий | 3) оксид серы (IV) |
| | 4) оксид натрия |
| | 5) пероксид натрия |
| | 6) оксид железа (II, III) |

Знание химических свойств простых веществ, указанных в левом столбце, позволит легко установить верные соответствия.
 Ответ: 635.

9. Установите соответствие между исходными веществами (левый столбец) и продуктами их взаимодействия (правый столбец).

- | | |
|---|---|
| А) $\text{CaC}_2 + \text{HCl} \longrightarrow$ | 1) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| Б) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ | 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| В) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ | 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ |
| Г) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow$ | 4) $\text{CaCl}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ |
| | 5) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ |
| | 6) $\text{CaO} + \text{H}_2$ |

Вначале исключается заведомо неверный вариант 6 (в водной среде образование оксида кальция невозможно). Очевидно, необходимо исключить и вариант 1, так как для него нет соответствующей левой части уравнения. Некоторые сложности может вызвать соответствие Г — 5, основанное на знании перехода карбоната в гидрокарбонат и обратно. Ответ: 4325.

10. Установите соответствие между названием оксида (левый столбец) и формулами веществ, с которыми он взаимодействует (правый столбец).

- | | |
|------------------------|--|
| А) оксид калия | 1) H_2O , MgO , LiOH |
| Б) оксид углерода (II) | 2) Fe_3O_4 , H_2O , Si |
| В) оксид хрома (III) | 3) H_2 , Fe_3O_4 , O_2 |
| Г) оксид азота (V) | 4) H_2O , N_2O_5 , H_3PO_4 |
| | 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , Al |
| | 6) Al , N_2O_5 , H_2O |

В соответствии с рекомендациями для задания 1 для оксида хрома (В) исключаются варианты 1, 2, 4, 6 и устанавливается со-

ответствие с 5 (как амфотерный оксид, Cr_2O_3 взаимодействует с щелочами, а также восстанавливается алюминием). Оксид калия, как основной, взаимодействует с веществами группы 4. Несолеобразующий оксид углерода (II) является восстановителем и вступает в реакции с веществами группы 3: взаимодействием CO с H_2 получают метанол, восстанавливают железо из оксидов (чёрная металлургия) и используют как газообразное топливо (генераторный газ).

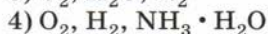
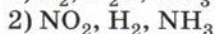
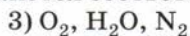
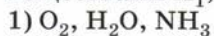
Кислотный оксид азота (V) взаимодействует с веществами группы 1. Ответ: 4351.

Задания для самостоятельной работы

- 1 Водород можно получить при взаимодействии
 - 1) меди с разбавленной азотной кислотой
 - 2) свинца с концентрированной азотной кислотой
 - 3) цинка с концентрированной серной кислотой
 - 4) алюминия с концентрированным раствором гидроксида калия
- 2 При термическом разложении нитрата серебра образуются
 - 1) оксид серебра и оксид азота (V)
 - 2) серебро, оксид азота (IV) и кислород
 - 3) серебро, азот и кислород
 - 4) оксид серебра, оксид азота (II) и кислород
- 3 С раствором щёлочи не реагирует
 - 1) Mg 2) Zn 3) Al 4) Be
- 4 С раствором сульфата меди (II) взаимодействует
 - 1) Pb 2) Hg 3) Fe 4) Ag
- 5 Взаимодействием соответствующего оксида с водой нельзя получить
 - 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 3) H_2SO_4 4) NaOH
- 6 Медь из раствора сульфата меди (II) вытесняет каждый из металлов ряда
 - 1) Na, Cr, Zn 3) Fe, Zn, Al
 - 2) K, Fe, Cu 4) Zn, Fe, Au
- 7 И с соляной кислотой, и с водой реагирует
 - 1) аммиак 3) никель
 - 2) хлор 4) карбонат кальция
- 8 В схеме превращений



веществами X_1 , X_2 и X_3 являются соответственно



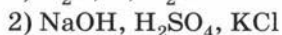
9

Установите соответствие между названием оксида (левый столбец) и формулами веществ, с которыми он может взаимодействовать (правый столбец).

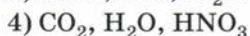
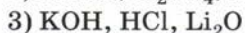
А) оксид цинка



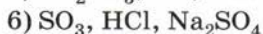
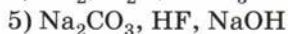
Б) оксид кремния (IV)



В) оксид натрия



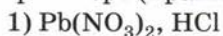
Г) оксид фосфора (V)



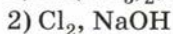
10

Установите соответствие между названием соли (левый столбец) и формулами веществ, с которыми она может взаимодействовать в водном растворе (правый столбец).

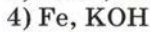
А) сульфат натрия



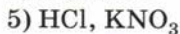
Б) хлорид железа (II)



В) нитрат меди (II)



Г) сульфид калия



ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ

Таблица 14

Номер задания									
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
§ 36. Периодическая система Д. И. Менделеева и строение атома									
1	1	4	4	2	3	3	2	2	1
§ 37. Электроотрицательность. Степень окисления. Строение вещества									
1	3	2	3	4	1	4	4	2	1
§ 38. Классификация химических реакций. Скорость химической реакции									
1	4	2	1	2	3	1	2	3	2
§ 39. Диссоциация электролитов в водных растворах. Ионные уравнения									
2	1	4	3	2	2	1	4	3	1
§ 40. Окислительно-восстановительные реакции									
1	4	2	4	3	4	1554	6351	4632	5425
§ 41. Неорганические вещества, их номенклатура, классификация									
3	3	1	2	4	4	3	4512	2413	4
§ 42. Характерные химические свойства неорганических веществ									
4	2	1	3	1	3	1	1	3541	6241

Заключение

Вы завершили изучение курса химии основной школы и смогли убедиться в том, какую важную роль играет химия в жизни современного общества. Нет ни одной области человеческой деятельности, в которой бы не участвовали вещества, не использовались материалы или химические процессы. Например, около 90% энергии, которую производит и потребляет человечество, — это результат химических реакций. Практически всё, что производят современная промышленность и сельское хозяйство, связано с химическими веществами и технологиями.

Вы, наверное, смогли убедиться и в том, что различные «химические страшилки», о которых ежедневно сообщают средства массовой информации: кислотные дожди и техногенные химические катастрофы, дымовые завесы над промышленными предприятиями, смог над мегаполисами, озоновые дыры, парниковый эффект и многое другое, — это не столько результат внедрения химических технологий в жизнь человека, сколько незнание и игнорирование особенностей и свойств химических веществ и тех реакций, в которые они вступают, помноженные на безудержную погоню за прибылью.

Бережное отношение к окружающему миру, любовь к ближнему и элементарные химические знания, без которых не обойтись ни экономисту, ни юристу, ни инженеру, ни специалисту любой другой профессии, — залог грамотного и эффективного использования достижений химической науки и промышленности.

Велика роль химии не только в области точных и естественных, но и гуманитарных наук. Дело здесь не только в создании новых материалов, которые широко используют современные художники и скульпторы, но и в формировании совершенно иного, более глубокого и

образного восприятия окружающего мира. Утверждают, например, что великому русскому композитору и химику А. П. Бородину один из самых ярких и выразительных эпизодов его знаменитой оперы «Князь Игорь» — половецкие пляски — навеяло наблюдение за взаимодействием соляной кислоты с цинком: пузырьки выделяющегося водорода «плясали» в жидкости.

Гуманитарий без знания естественных наук ущербен и беден. Точные и естественные науки — математика, физика, химия, биология, в свою очередь, не могут плодотворно и динамично развиваться без гуманитарных знаний. Вот яркий пример: великий физик А. Эйнштейн утверждал, что ему для создания теории относительности русский писатель Ф. Достоевский дал больше, чем выдающиеся математики мира.

Стоя на пороге первого важнейшего в вашей жизни выбора — будущего профиля в старшей школе или профессии в среднем специальном учебном заведении, вы должны понимать, что современный человек, будь то гуманитарий, естествоиспытатель, программист или конструктор, несостоятелен без знания химии.

В старшей школе вам предстоит, независимо от выбранного профиля, изучение химии как дисциплины, помогающей всесторонне, полноценно и ярко понимать естественный мир, видеть его через призму веществ и химических процессов, понимать созидющую и негативную роль современной химии, научиться максимально снижать её отрицательные последствия.

Тем, кто решит связать будущую взрослую жизнь с химией, биологией, медициной, сельским хозяйством, технологическими специальностями, предстоит полнее и глубже познакомиться со строением вещества, закономерностями протекания химических реакций, основами электрохимии, детально рассмотреть богатейший мир органических веществ и другие важные разделы нашей науки.

Желаю вам сделать единственно верный выбор, от которого зависят в немалой степени ваши успехи и достижения в дальнейшей учёбе и жизни.

Предметный указатель

Азот 204

- биологическое значение 207
- круговорот в природе 206, 208

— оксид (I) 220

— оксид (II) 205, 207

— оксид (III) 220

— оксид (IV) 207, 220

— оксид (V) 220

— открытие 208

— применение 206

— строение и свойства атомов 204

— физические свойства 205

— химические свойства 205

Алебастр 103

Аллотропия 233

Алмаз 233

Алюминий 107

— гидроксид 113

— оксид 112

— открытие 114

— применение 111

— строение и свойства атомов 107

— физические свойства 108

— химические свойства 108

Алюминотермия 109

Аммиак 205, 210

Амфотерные вещества 11

Английская соль, *см.* Сульфат магния

Боксит 112

Бром 161

Бронза 67

Вода 143

— дистиллированная 157

— круговорот в природе 152

— минеральная 157

— физические свойства 144

— химические свойства 149

Водородная связь 144, 210

Воздух 133

Галогены 159

— биологическое значение 175

— открытие 165

— применение 175, 177, 178

— строение и свойства атомов 159

— физические свойства 161

— химические свойства 161

Гашёная известь, *см.* Гидроксид кальция

Гидрокарбонат

— аммония 247

— натрия 247

Гидрокарбонаты 245

Гидроксид

— калия 90

— кальция 100

— натрия 90

Гидрометаллургия 77

Гидросульфаты 199

Гидросульфиты 196

Гидрофосфаты 228

Гипс 102, 191, 202

Глауберова соль, *см.* Сульфат натрия

Глинозём 112

Графит 234

Демеркуризация 190

Дигидрофосфаты 228

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи 213

Дюралюминий 62, 68

Железный купорос 120

Железо 116

— биологическое значение 122

— гидроксид (II) 119

— гидроксид (III) 120

— оксид (II) 119

— оксид (III) 120

— открытие 117

— применение 117

— строение и свойства атомов 116

— физические свойства 116

— химические свойства 117

Железобетон 257

Жёсткость воды

— временная 246

— постоянная 246

Жжёная магнезия 99

Известковая вода, *см.* Гидроксид кальция

Известковое молоко, *см.* Гидроксид кальция

Известняк, *см.* Карбонат кальция

Иод 161

Карбонат

— аммония 247

— калия 247

— кальция 243, 245

— натрия 247

Катализаторы 40

Каустик, *см.* Гидроксид натрия

Качественная реакция

— — на бромид-ионы 170

— — на иодид-ионы 170

— — на ионы аммония 217

— — на карбонат-ионы 247

— — на силикат-ионы 253

— — на сульфат-ионы 200

— — на фторид-ионы 171

— — на хлорид-ионы 170

— — на ионы железа (II) 121

— — на ионы железа (III) 121

Кипящий слой 36

Кислород 180

— биологическое значение 182

— открытие 186

— применение 186, 187

— физические свойства 181

— химические свойства 182

Кислота

— азотистая 220

— азотная 207, 220

— бромоводородная 167

— иодоводородная 167

— плавиковая 171

— серная 197

— сернистая 196

— сероводородная 195

— соляная 187

— угольная 245

— фосфорная 227

Комплексные соли 109, 121

Коррозия металлов 81

— способы защиты 83

— химическая 82

— электрохимическая 83

Корунд 112

Кремнезём 253

Кремний 249

— биологическое значение 250

— оксид (IV) 249, 253

— открытие 257

— применение 255

— физические свойства 251

— химические свойства 252

Латунь 67

Макроэлементы 25

Медный купорос 202

Металлургия 76

Металлы 46

— драгоценные 60

— лёгкие 59

— положение в Периодической системе 52

— самородные 74

— тяжёлые 59

— физические свойства 56

— химические свойства 69

— цветные 60

— чёрные 60

- щёлочноземельные 54
- щелочные 52
- Микроэлементы 26
- Мрамор, *см.* Карбонат кальция
- Нашатырный спирт 211
- Негашёная известь 99
- Нитраты 223
- Озон 131
- Олеум 198, 202
- Переходные элементы 12
- Периодический закон 18
- Пирометаллургия 76
- Пищевая сода, *см.* Гидрокарбонат натрия
- Поваренная соль, *см.* Хлорид натрия
- Сажа 235
- Сера 188
 - биологическое значение 192
 - моноклинная 189
 - пластическая 190
 - применение 193
 - простое вещество 189
 - ромбическая 189
 - самородная 191, 200
 - строение и свойства атомов 188
 - сульфатная 191, 200
 - сульфидная 191, 200
 - химические свойства 190
 - оксид (IV) 191, 196
 - оксид (VI) 197, 205
- Сернистый газ, *см.* Серы оксид (IV)
- Сероводород 195, 203
- Силикаты 250, 254
- Скорость химической реакции 33
- Сода кристаллическая 91
- Соли аммония 216, 218
- Сплавы 63
- Сталь 64
- Стекло 255
- Сульфат бария 103, 199, 202
 - кальция 202
 - магнезия 103
 - натрия 91, 191, 201
- Сульфиды 195, 196, 203
- Сульфиты 196
- Угарный газ, *см.* Углерода оксид (II)
- Углекислый газ, *см.* Углерода оксид (IV)
- Углерод 232
 - круговорот в природе 238
 - оксид (II) 238, 242
 - оксид (IV) 243
 - применение 236, 237
 - простое вещество 233
 - строение и свойства атомов 232
 - химические свойства 236
- Уголь
 - активированный 235
 - древесный 235
- Фосфаты 227
- Фосфиды 225, 227
- Фосфор 225
 - белый 225
 - биологическое значение 229
 - красный 226
 - открытие 229
 - применение 229, 230
 - простое вещество 225
 - строение и свойства атомов 225
 - химические свойства 226
- Фтор 161
- Хлор 161
- Хлорид
 - аммония 212
 - натрия 91
- Цемент 256
- Чилийская селитра 206
- Чугун 60
- Электрометаллургия 79
- Электрохимический ряд напряжений 70
- Энергия активации 39

ОГЛАВЛЕНИЕ

ГЛАВА ПЕРВАЯ. Общая характеристика химических элементов и химических реакций

§ 1.	Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева	3
§ 2.	Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды	10
§ 3.	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	13
§ 4.	Химическая организация природы	24
§ 5.	Химические реакции. Скорость химической реакции	30
§ 6.	Катализаторы и катализ	39

ГЛАВА ВТОРАЯ. Металлы

§ 7.	Век медный, бронзовый, железный	46
§ 8.	Положение металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение их атомов	52
§ 9.	Физические свойства металлов	56
§ 10.	Сплавы	62
§ 11.	Химические свойства металлов	69
§ 12.	Получение металлов	74
§ 13.	Коррозия металлов	81
§ 14.	Щелочные металлы	86
§ 15.	Бериллий, магний и щелочноземельные металлы	96
§ 16.	Алюминий	107
§ 17.	Железо	116
	ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ № 1. Свойства металлов и их соединений	125

ГЛАВА ТРЕТЬЯ. Неметаллы

§ 18.	Неметаллы: атомы и простые вещества. Кислород, озон, воздух	129
§ 19.	Водород	136
§ 20.	Вода	143
§ 21.	Вода в жизни человека	152

§ 22. Галогены	159
§ 23. Соединения галогенов.	167
§ 24. Получение галогенов. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений	173
§ 25. Кислород	180
§ 26. Сера	188
§ 27. Соединения серы	195
§ 28. Азот	204
§ 29. Аммиак	210
§ 30. Соли аммония	216
§ 31. Кислородные соединения азота	220
§ 32. Фосфор и его соединения	225
§ 33. Углерод	232
§ 34. Кислородные соединения углерода	242
§ 35. Кремний и его соединения	249

**ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ № 2. Свойства
неметаллов и их соединений. 259**

**ГЛАВА ЧЕТВЁРТАЯ. Обобщение знаний по химии
за курс основной школы. Подготовка
к государственной итоговой аттестации (ГИА)**

§ 36. Периодическая система Д. И. Менделеева и строение атома	267
§ 37. Электроотрицательность. Степень окисления. Строение вещества	272
§ 38. Классификация химических реакций. Скорость химической реакции.	279
§ 39. Диссоциация электролитов в водных растворах. Ионные уравнения реакций.	284
§ 40. Окислительно-восстановительные реакции	289
§ 41. Неорганические вещества, их номенклатура и классификация	296
§ 42. Характерные химические свойства неорганических веществ.	305
Ответы к тестовым заданиям.	312
ЗАКЛЮЧЕНИЕ.	313
Предметный указатель	315

Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич

ХИМИЯ

9 класс

Учебник

Зав. редакцией *Т. Д. Гамбурцева*
Ответственный редактор *А. В. Купцова*
Художественный редактор *О. А. Новотоцких*
Художественное оформление *А. В. Копалин*
Технический редактор *И. В. Грибкова*
Компьютерная верстка *М. М. Яровицкая*
Корректор *Г. И. Мосякина*

В соответствии с Федеральным законом от 29.12.2010 г. № 436-ФЗ
знак информационной продукции на данное издание не ставится

Сертификат соответствия
№ РОСС RU. АЕ51. Н 16238.



Подписано к печати 07.06.13. Формат 60 × 90 ¹/₁₆.

Бумага офсетная. Гарнитура «Школьная». Печать офсетная.

Усл. печ. л. 20,0. Тираж 20 000 экз. Заказ № 0567.

ООО «ДРОФА». 127018, Москва, Сущевский вал, 49.

Предложения и замечания по содержанию и оформлению книги
просим направлять в редакцию общего образования издательства «Дрофа»:
127018, Москва, а/я 79. Тел.: (495) 795-05-41. E-mail: chief@drofa.ru

По вопросам приобретения продукции издательства «Дрофа»
обращаться по адресу: 127018, Москва, Сущевский вал, 49.
Тел.: (495) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (495) 795-05-52.

Сайт ООО «ДРОФА»: www.drofa.ru

Электронная почта: sales@drofa.ru

Тел.: 8-800-200-05-50 (звонок по России бесплатный)



Отпечатано в ОАО «Можайский полиграфический комбинат»
143200, г. Можайск, ул. Мира, 93

www.oaompk.ru, www.oaompk.rf тел.: (495) 745-84-28, (49638) 20-685