



М. К. Оспанова
К. С. Аухадиева
Т. Г. Белоусова

ХИМИЯ

Учебник для 8 классов
общеобразовательных школ

*Утверждено Министерством образования и
науки Республики Казахстан*

8



Алматы "Мектеп" 2018

УДК 373.167.1
ББК 24.1я72
О-78

Оспанова М. К. и др.

О-78 **Химия.** Учебник для 8 кл. общеобразоват. шк. / М. К. Оспанова, К. С. Аухадиева, Т. Г. Белоусова. — Алматы: Мектеп. 2018. — 216 с., илл.

ISBN 978—601—07—0958—4

О $\frac{4306021500-054}{404(05)-18}$ 28(1)—18

УДК 373.167.1

ББК 24.1я72

© Оспанова М. К., Аухадиева К. С.,
Белоусова Т. Г., 2018

© Издательство "Мектеп"
художественное оформление, 2018

Все права защищены

Имущественные права на издание
принадлежат издательству "Мектеп"

ISBN 978—601—07—0958—4

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие ребята!

Вот уже второй год вы познаете интереснейший предмет — химию.

В нынешнем году вам предстоит продолжить увлекательное путешествие в мир химии, начатое год назад.

В материале раздела “Движение электронов в атоме” вы узнаете о состоянии электронов в атомах, об энергетических уровнях и подуровнях, о валентных возможностях атомов и др. А также углубите свои знания о Периодической системе химических элементов (ПСХЭ) и научитесь характеризовать химический элемент и прогнозировать его свойства в зависимости от положения в Периодической системе.

В разделе “Химическая связь” поймете причину образования того или иного вида связи и сами будете прогнозировать свойства веществ. В разделе “Формулы веществ и уравнения химических реакций” помещены указания, следуя которым вы научитесь применять химическую символику, составлять формулы и уравнения реакций, сможете решать задачи. Раздел “Сравнение активности металлов” научит вас предсказывать свойства металлов, условия протекания реакции и продукты реакции. Вы поймете причину возникновения коррозии металлов и узнаете пути ее предупреждения. В разделах “Вода”, “Растворы и растворимость” вы узнаете, почему природная вода нередко бывает мутной, какова роль воды и растворов в природе. Изучая темы “Знакомство с энергией химических реакций”, “Углерод и его соединения”, вы поймете значение озонового слоя, причины парникового эффекта и узнаете формулы алмаза и графита. В разделе “Основные классы неорганических соединений” изучение оксидов, кислот, оснований и солей проводится по единому плану: название, общая характеристика вещества, способы получения, физические свойства, химические свойства, применение. Это поможет вам более эффективно усваивать и запоминать учебный материал.

В учебнике особое внимание уделено рубрикам “Знаете ли вы?”, “Подумайте!”, “Домашний эксперимент” и др., изучив их, вы сможете не только узнать много нового и интересного из мира химии, но и применять эти знания в жизни. Мы надеемся, что ваша дружба с химией окрепнет и у вас появится желание в будущем изобретать новые виды топлива и новые материалы во благо человечества.

Желаем вам успехов!

Авторы

Условные обозначения :



— вопросы и упражнения



— задачи



— задания повышенного уровня сложности



— дополнительный материал



— домашний эксперимент



— топ-10 самых известных фактов



— запомните



— это интересно



— самое важное



ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ

§ 1. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ

Сегодня на уроке:

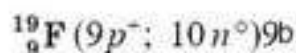
- узнаем о том, как распределены электроны в атоме;
- получим ответ на вопрос, почему атом не разрушается.

Ключевые понятия

- энергетический уровень
- физический смысл номера периода

В любом атоме находятся следующие частицы: *протоны, нейтроны и электроны*.

В атоме фтора будут находиться такие частицы:



Эта форма записи показывает состав атома, где 9 (нижний индекс) — порядковый номер элемента, а 19 (верхний индекс) — атомная масса элемента.

В атоме действуют прочные силы притяжения между ядром и электронами. Поэтому атом самопроизвольно не разрушается.

В химии наиболее важную роль играют электроны, потому что физические и химические свойства веществ определяются в основном этими частицами. Исследования датского

ученого Нильса Бора, а также ряда других ученых позволили сделать вывод: *электроны в атомах располагаются различными слоями и в определенном порядке*.

Электроны в атоме различаются определенной энергией, и, как показывают опыты, одни притягиваются к ядру сильнее, другие сла-

бее. Объясняется это удаленностью электронов от ядра. Чем ближе электроны к ядру, тем больше их связь с ядром, но меньше запас энергии. По мере удаления от ядра атома сила притяжения электрона к ядру уменьшается, а запас энергии увеличивается. Так образуются **электронные слои** в электронной оболочке атома. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый электронный слой, или **энергетический уровень** (рис. 1). Энергети-



Рис. 1. Строение атома

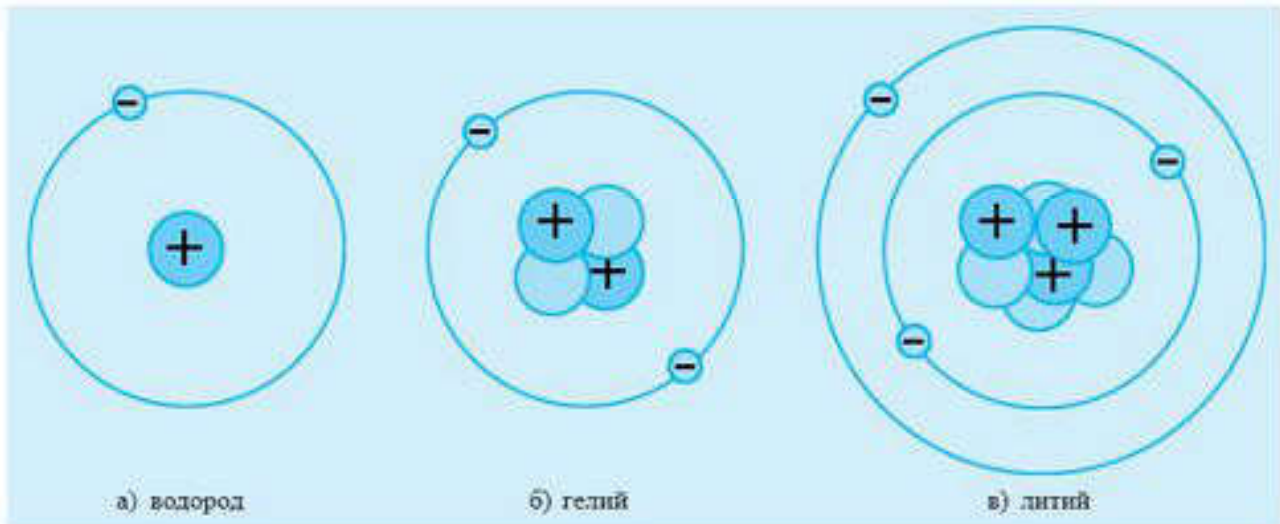


Рис. 2. Диаграмма Бора для атомов

ческие уровни принято обозначать либо цифрами: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 и т. д., либо буквами: К, L, M, N, O, P, Q и т. д. (рис. 2, табл. 1).

Нильс Бор предложил показывать распределение электронов по уровням с помощью следующих диаграмм (рис. 2).

Таблица 1

Номер уровня (n)	Максимальное количество электронов
1 (К)	2
2 (L)	8
3 (M)	18
4 (N) и т. д.	32

Глядя на рисунок 2, вы можете задаться вопросом: почему у атомов водорода и гелия по одному энергетическому уровню, а у атома лития их два? Дело в том, что распределение электронов по уровням происходит по определенным правилам: на каждом уровне помещается строго определенное число электронов, и чем дальше они от ядра, тем больше увеличивается их число.

Например, для атома натрия, имеющего 11 электронов, распределение по уровням будет таким, как показано на рис. 3.

Несложно заметить, что у атома натрия 3 энергетических уровня и элемент находится в 3-м периоде.

Номер периода показывает число энергетических уровней. В этом и заключается физический смысл номера периода.

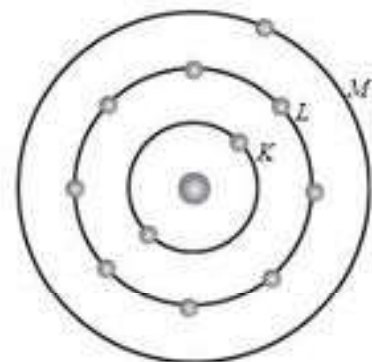


Рис. 3. Диаграмма Бора для атома натрия



**Нильс Бор
(1885 — 1962)**

Датский физик-теоретик, один из основоположников физики, общественный деятель. Создал теорию атома, в основу которой легли планетарная модель атома, квантовые представления и предложенные им постулаты. Н. Бор был участником борьбы против атомной угрозы. Лауреат Нобелевской премии.



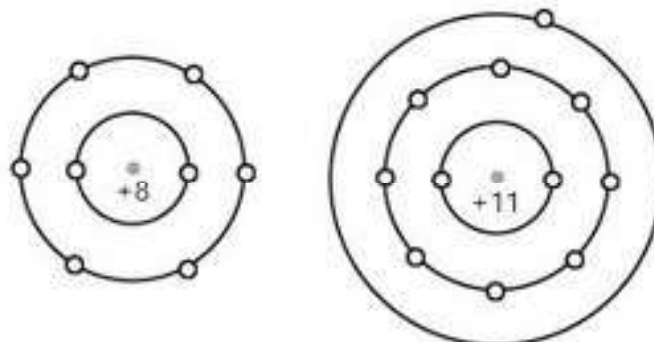
Атом в целом электронейтрален (не имеет заряда), так как имеет равное число протонов и электронов. Электроны в атоме размещаются по энергетическим уровням. Номер периода показывает число энергетических уровней. Каждый энергетический уровень вмещает определенное число электронов.



1. Что такое *атом*? Из каких частиц он состоит?
2. Охарактеризуйте частицы атома.
3. В чем заключается физический смысл порядкового номера, номера периода?
4. Сравните состав атомов изотопов кислорода ^{16}O и ^{18}O .
5. Установите соответствие:

Элементы	Число протонов
1) кислород	а) 12
2) азот	б) 26
3) железо	в) 8
4) магний	г) 20
5) кальций	д) 7

6. Установите число энергетических уровней для следующих элементов: а) № 19 калий; б) № 16 сера; в) № 35 бром; г) № 18 аргон; д) № 4 бериллий.
7. Элемент X имеет сумму протонов, нейтронов и электронов, равную 28. Причем нейтронов больше, чем протонов, на 1. О каком элементе идет речь?
8. Определите по диаграммам Бора, какие элементы представлены. Укажите для них состав атомов:





§ 2. ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ УРОВНИ

Рассмотрим, как распределяются электроны в соответствии с энергетическими уровнями в атомах первых 20 химических элементов, начиная с первого из них — водорода. Для этого воспользуемся периодической системой.

Один электрон водорода и два электрона гелия движутся на первом энергетическом уровне. В первом, ближайшем к ядру, электронном слое может находиться не более двух электронов.

Максимальное (наибольшее) число электронов, находящихся на энергетическом уровне, можно определить по формуле:

$$N = 2n^2, \text{ где } n \text{ — номер уровня.}$$

Следовательно, первый энергетический уровень заполнен максимально при наличии на нем двух электронов ($2 \cdot 1^2 = 2$); второй — при наличии восьми электронов ($2 \cdot 2^2 = 8$); третий — восемнадцати ($2 \cdot 3^2 = 18$) и т. д. (здесь мы будем рассматривать элементы только первых трех периодов).

У элементов 1-го периода в атомах имеется только один энергетический уровень, на котором могут находиться не более двух электронов. Так, в атоме водорода H находится один электрон, а в атоме гелия — He — два электрона (рис. 4):

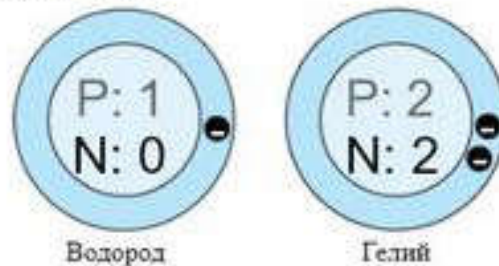


Рис. 4. Электроны атомов водорода и гелия

У атомов лития третий электрон помещается на втором энергетическом уровне, так как первый уже заполнен (рис. 5). Всего на втором энергетическом уровне могут поместиться восемь электронов (у неона), поэтому во 2-м периоде имеется восемь элементов:

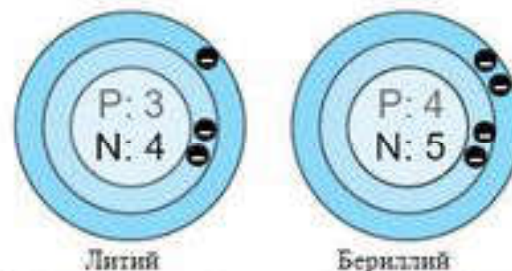


Рис. 5. Электроны атомов лития и бериллия

Сегодня на уроке:

- узнаем, как распределены электроны по энергетическим уровням.

Ключевые понятия

- энергетический уровень
- вместимость энергетического уровня
- физический смысл номера группы

Распределение электронов для элементов 2-го периода представлено в таблице 2.

Таблица 2

Распределение электронов для элементов 2-го периода

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1-й электронный слой	2b	2b	2b	2b	2b	2b	2b	2b
2-й электронный слой	1b	2b	3b	4b	5b	6b	7b	8b



Рис. 6. Расположение электронов натрия, серы и аргона

За неоном следует натрий, у которого прибавляется еще один электрон. Поскольку два первых слоя заполнены, то последующий электрон натрия располагается на третьем электронном слое. За натрием следуют элементы, у которых заполняется третий электронный слой в том же порядке, что и у элементов предыдущего периода. Третий энергетический уровень заполняется от натрия до аргона (рис. 6). Как и у неона, у атомов аргона на третьем электронном слое движется восемь электронов (табл. 3). Дальнейшее заполнение электронами третьего энергетического уровня на этом прекращается.

Таблица 3

Распределение электронов для элементов 3-го периода

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1-й электронный слой	2b	2b	2b	2b	2b	2b	2b	2b
2-й электронный слой	8b	8b	8b	8b	8b	8b	8b	8b
3-й электронный слой	1b	2b	3b	4b	5b	6b	7b	8b

Из приведенных схем видно, что H и He заполняют 1-й период периодической системы, элементы от Li до Ne — 2-й период, элементы от Na до Ar — 3-й период.

Отсюда правило: *число энергетических уровней (слоев) совпадает с номером периода, в котором находится элемент.*

В одном периоде объединяются элементы с одинаковым числом энергетических уровней в атоме.

Атом химического элемента, стоящего в начале периода и относящегося к первой группе, имеет один внешний электрон при заполненных внутренних слоях. Атомы элементов второй группы имеют два электрона на внешнем слое и т. д.



Элементы с аналогичным строением внешней электронной оболочки объединяются в единую группу. Номер группы (в главной подгруппе) показывает число электронов на последнем уровне.

Знаете ли вы?

Если бы электрон весил как монета в 10 тенге, то протон весил бы как 4 л молока.

Также важно отметить, что внешний энергетический уровень может содержать не больше восьми электронов, в этом случае он называется *завершенным* (у инертных газов). Электронные слои, не содержащие максимального числа электронов, называют *незавершенными*.

Таким образом, *одинаковое строение внешних энергетических уровней элементов периодически повторяется, повторяются и свойства химических элементов. Эта закономерность отражена в названии “Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева”*.



Электроны в атомах элементов распределяются по энергетическим уровням (слоям). Энергетические уровни могут быть *завершенными* (состояние инертного газа) и *незавершенными*. В одной группе находятся элементы со сходным строением внешнего уровня. Номер группы (для элементов главных подгрупп) показывает число электронов на последнем уровне.



1. Как расположены электроны в атомах лития, неона и магния? Почему литий и неон находятся во 2-м периоде, а магний — в 3-м?
2. Изобразите диаграммы Бора для следующих элементов:
а) углерод; б) фтор; в) кремний; г) хлор.
3. Сравните строение атомов: а) кислорода и серы; б) серы и хлора.
4. Ответьте на вопросы, опираясь на следующую таблицу:

Атом	Атомный номер	Атомная масса
калий	19	39
алюминий	13	27
водород	1	1
кальций	20	40
сера	16	32

- а) у какого атома 13 электронов?
- б) у какого атома следующая электронная структура: 2, 8, 6?
- в) назовите атом, у которого нет нейтронов;
- г) у каких двух атомов равное число нейтронов?
- д) назовите атомы с равным числом протонов и нейтронов;
- е) у каких атомов равное число электронов и протонов?

5. Даны следующие химические элементы: азот, фтор, водород, магний, кислород. Определите, о каком из этих элементов идет речь в следующих выражениях:
- только один протон;
 - три энергетических уровня;
 - 8 протонов, 8 нейтронов и 8 электронов;
 - 7 электронов на втором уровне;
 - сумма протонов и электронов равна 14.

§ 3. ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМЕ

Сегодня на уроке:

- узнаем о движении электронов;
- узнаем, что такое *электронные облака*.

Ключевые понятия

- электронное облако, или орбиталь
- s*- и *p*-орбитали

Поскольку электроны движутся с очень большой скоростью, найти их местонахождение в какой-то определенной точке невозможно. Пространство, в котором движется электрон, представляет собой своего рода облако. Плотность электронного облака, образуемого каждым электроном, неравномерна: она изменяется с удалением от ядра, увеличиваясь там, где больше вероятность нахождения электрона (рис. 7).

Пространство, в котором движется электрон в атоме, называется *атомной орбиталью*.

Элементы 1-го периода имеют облака только сферической формы — *s*-электроны.

Орбитали разных форм отличаются друг от друга по энергии, поэтому совокупность орбиталей одной формы называют *энергетическим подуровнем*.

Одна *s*-орбиталь составляет *s*-подуровень, три *p*-орбитали — *p*-подуровень и т. д. (рис. 8). Орбитали одного энергетического уровня притягиваются к ядру по-разному: *s* — сильнее, *p* — слабее и т. д.

Орбитали объединяются в электронные слои (энергетические уровни).

1-й энергетический уровень — *s*-подуровень — 1 орбиталь,

2-й энергетический уровень — *s*-подуровень — 1 орбиталь,

p-подуровень — 3 орбитали.



Рис. 7. Электронное облако

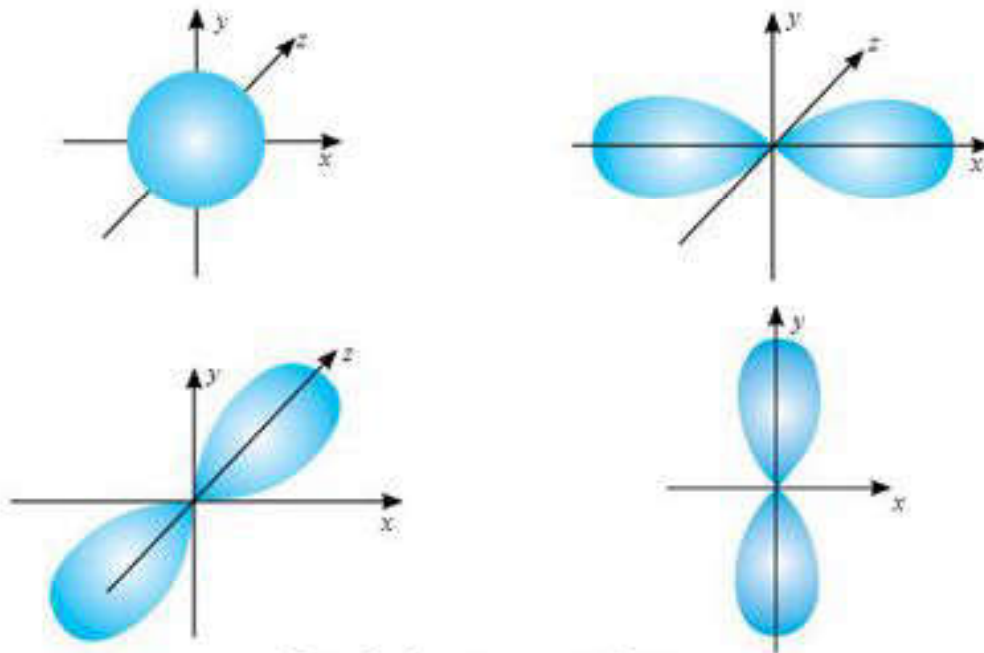


Рис. 8. Формы s -, p -облаков

3-й энергетический уровень — s -подуровень — 1 орбиталь, p -подуровень — 3 орбитали, d -подуровень — 5 орбиталей.

В 4-м энергетическом уровне кроме s -, p -, d -орбиталей появляются f -орбитали и т. д.

В каждом атоме находится не более двух электронов, облака которых одинаковы по форме, величине и по расположению в пространстве. Электроны, облака которых в атоме совместились, называют *спаренными*, а несовмещенные — *неспаренными*.

В каждом энергетическом уровне располагается определенное число электронов (табл. 4):

Таблица 4

Количество электронов в энергетических уровнях

Уровни	Максимальное число электронов в энергетических уровнях
1 (K)	2
2 (L)	8
3 (M)	18
4 (N)	32

Таким же образом в подуровнях располагаются электроны (табл. 5):

Таблица 5

Количество электронов в энергетических подуровнях

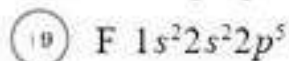
Подуровень	Максимальное число электронов в энергетических подуровнях
s	2
p	6
d	10
f	14

Правила заполнения орбиталей электронами

Правило 1. На каждой орбитали помещается по два электрона.

Правило 2. Электроны занимают орбитали в порядке ослабления притяжения электронов к ядру.

Эти правила позволяют составить электронную формулу (конфигурацию) атома. Например, для атома фтора она будет такой:



Коэффициенты перед буквенными обозначениями орбиталей указывают на номер электронного слоя. Число электронов в орбиталях показано справа сверху от буквы, обозначающей орбиталь.

На каждой орбитали могут максимально размещаться два электрона, обладающие равной энергией, но отличающиеся особым свойством — *спином* (рис. 9).

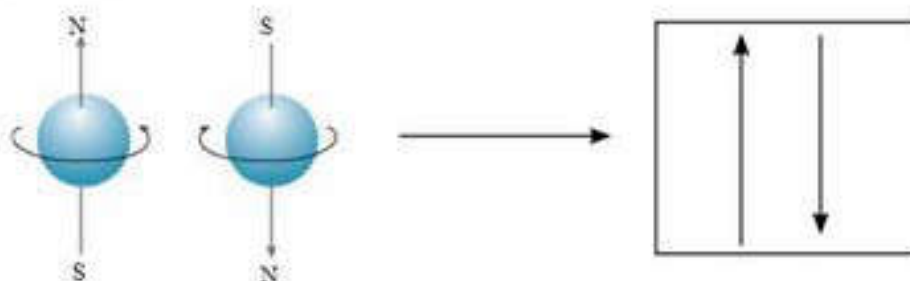
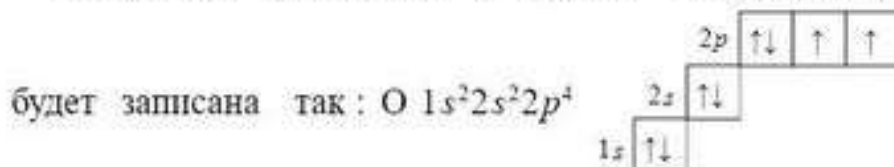


Рис. 9. Графическое изображение спина

Если условно сравнить электрон с детской игрушкой волчком, то электроны с разными спинами будут соответствовать волчкам, вращающимся в разные стороны. *Графически орбиталь принято изображать в виде квадрата, а электроны — в виде стрелок, направленных вверх или вниз.* Стрелки, направленные в противоположные стороны, означают электроны с двумя противоположными спинами.

Правило 3. Электроны одного подуровня сначала занимают орбитали по одному электрону. По мере увеличения числа электронов орбитали заполняются по второму электрону.

Например, для атома кислорода электронно-графическая формула



Представим заполнение электронами для атомов первых 20 элементов (рис. 10).



Подумайте

Почему электроны вращаются в разные стороны?

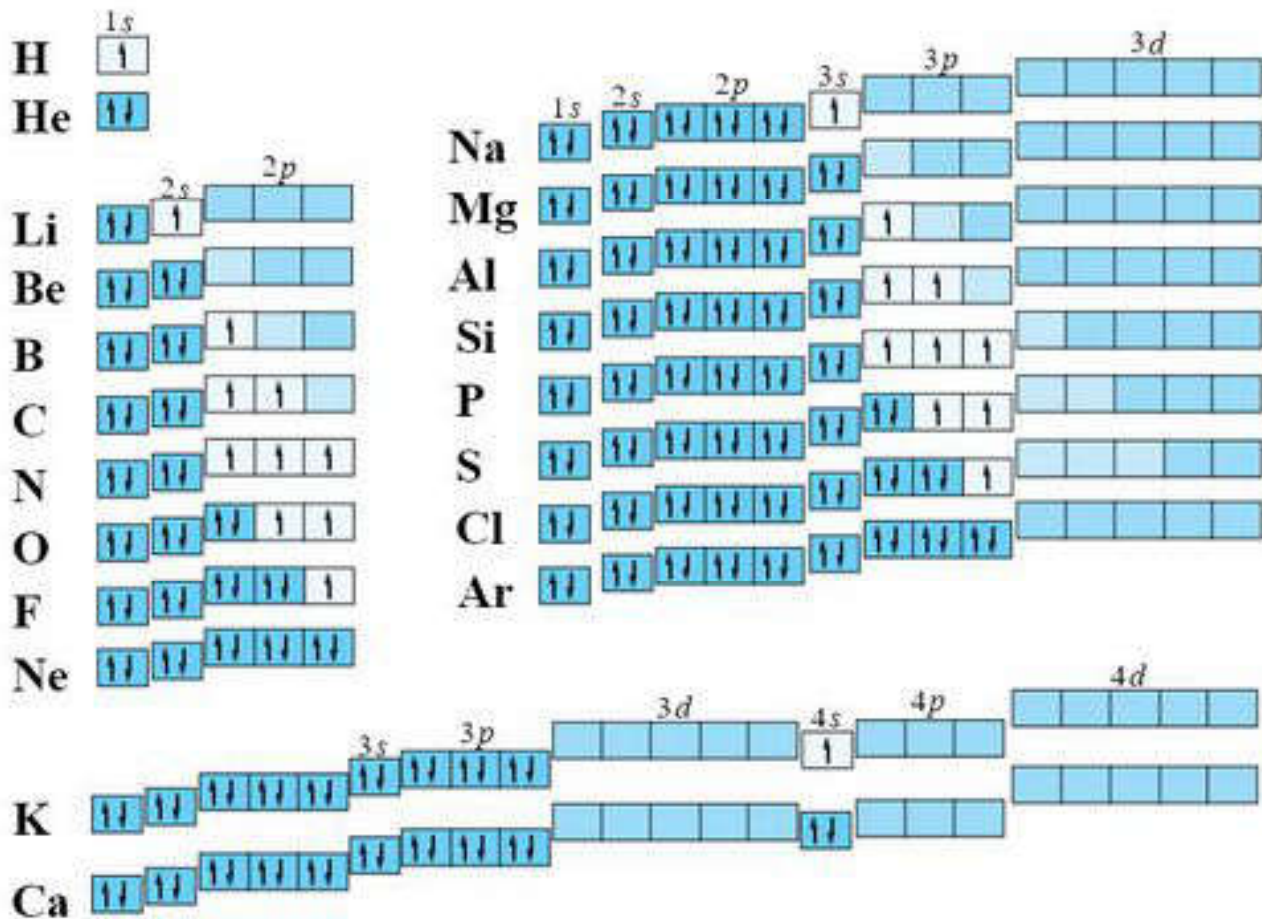


Рис. 10. Распределение электронов в атомах первых 20 элементов



Пространство, в котором движется электрон в атоме, называется *атомной орбиталью*. Электронные облака (орбитали) могут быть разными по форме и размеру. Существуют электронная и электронно-графическая формулы записи электронов в атоме.



1. В каком порядке электроны заполняют орбитали?
2. Что такое *s-орбиталь* и *p-орбиталь*?
3. Какие электроны называются *спаренными*, а какие — *неспаренными*?
4. Изобразите электронную и электронно-графическую формулу, диаграмму Бора для атомов следующих элементов: а) азот; б) магний; в) сера.
5. Установите соответствие:

Электронная формула атома	Элемент
а) $1s^2 2s^2 2p^4$	1) неон
б) $1s^2 2s^2$	2) кислород
в) $1s^2 2s^2 2p^6$	3) бериллий

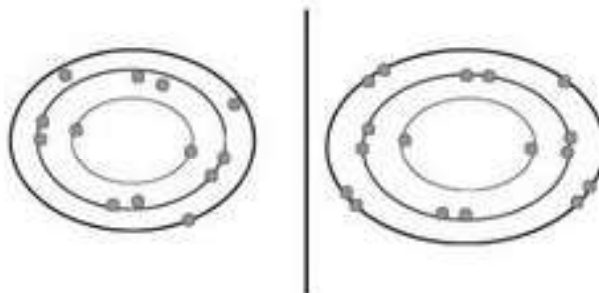
Творческое задание: изготовьте из пластилина электронные облака разного вида (ориентируйтесь на рисунки учебника).



6. Перепишите таблицу в тетрадь. Заполните пробелы в таблице:

Символ химического элемента	Название химического элемента	Электронная формула атома
Li		$1s^2 2s^1$
	Азот	
C		$1s^2 2s^2 2p^2$
	Кальций	

7. а) По диаграммам электронных оболочек определите атомы химических элементов:



б) Напишите электронные формулы для атомов данных элементов.

§ 4. ОБРАЗОВАНИЕ ИОНОВ

Сегодня на уроке:

- узнаем, что при отдаче и принятии электронов атомами образуются ионы.

Ключевые понятия

- нейтральный атом
- положительно заряженный ион (катион)
- отрицательно заряженный ион (анион)

Частицы ядра прочно связаны друг с другом особыми ядерными силами. Притяжение электронов к ядру намного слабее взаимного притяжения протонов и нейтронов, поэтому электроны (в отличие от частиц ядра — протонов и нейтронов) могут отделяться от своих атомов и переходить к другим.

В результате переходов электронов образуются *ионы* — атомы или группы атомов, в которых число электронов не равно числу протонов.

Ионы — это заряженные частицы, в которые переходят атомы при отдаче или принятии электронов.

Ионы бывают отрицательными и положительными.

В верхней части рисунка 11 показана потеря атомом электрона, т. е. образование положительного иона. В нижней его части — присоединение электрона атомом, т. е. образование отрицательного иона.

Ионы очень часто встречаются в веществах, например, они есть во всех без исключения металлах. Это относится к металлам в любом состоянии — твердом, жидком или газообразном (к примеру, для паров ртути).

Рассмотрим атомы химических элементов.



Если элемент имеет на внешнем уровне максимальное количество электронов (октет электронов — состояние инертного газа), то такое состояние называется *завершенным*. Любой химический элемент периодической системы стремится к такому состоянию. Проверим, как будет изменяться состояние элементов в зависимости от того, отдают или принимают они электроны.

Например, натрий — это щелочной металл:

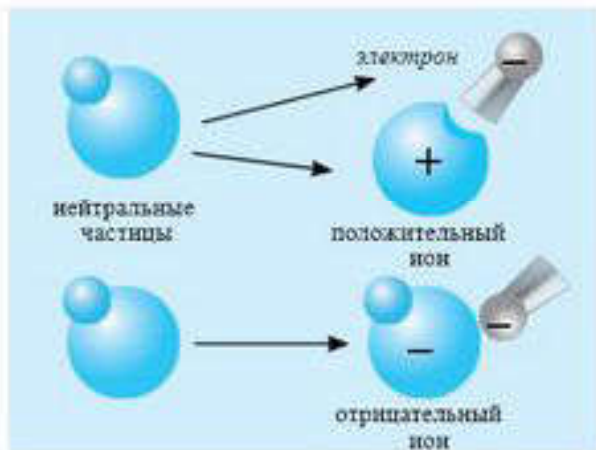


Рис. 11. Образование ионов

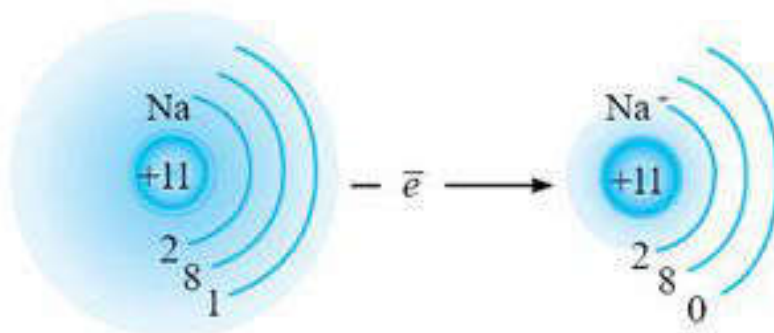


Рис. 12. Образование ионов натрия

У атома натрия на внешнем уровне 1 электрон, который он легко отдает (рис. 12). При этом атом натрия превращается в положительно заряженный ион, называемый *катионом*.

Металлы всегда отдают свои электроны и превращаются в катионы.

Теперь рассмотрим строение атомов неметаллов, например атома фтора:

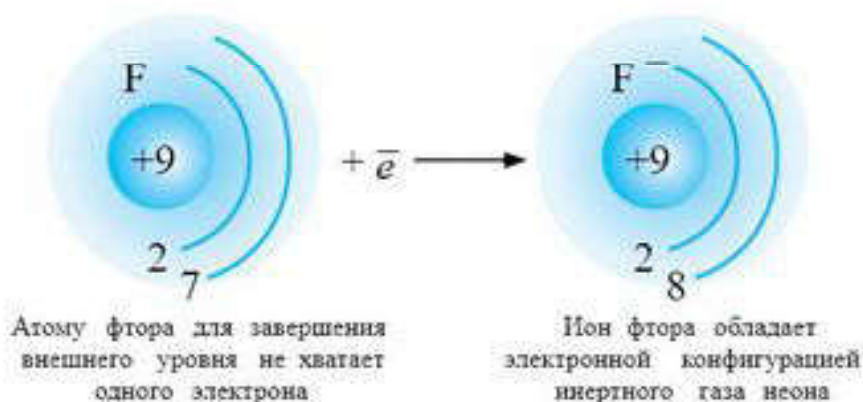


Рис. 13. Образование ионов фтора

Таким образом, фтор принимает электрон и переходит в отрицательно заряженный ион, называемый *анионом* (рис. 13). Свойства фтора при этом также изменяются (табл. 6).

Неметаллы стремятся принимать электроны и превращаются в анионы.

Таблица 6

Зависимость свойств веществ от строения атома

Элемент	Заряд ядра	Распределение электронов по слоям			Химические свойства
		I	II	III	
Фтор F	+9	2	7	—	Галоген, соединяется почти со всеми элементами, самый активный неметалл
Неон Ne	+10	2	8	—	Инертный газ, химических соединений практически не образует
Натрий Na	+11	2	8	1	Щелочной металл, энергично взаимодействует с неметаллами

Анализируя таблицу, мы можем прийти к следующим выводам: при завершении слоя у атома электронов утрачивается химическая активность, при появлении нового слоя она возвращается.

Атомы неметаллов присоединяют электроны, которые им легко отдают атомы металлов. При этом каждый из соответствующих атомов завершает свой внешний уровень (слой) (табл. 7).

Таблица 7

Характеристика частиц

Частица	Заряд ядра	Распределение электронов по слоям		
		I	II	III
Атом хлора Cl	+17	2	8	7
Ион хлора Cl ⁻	+17	2	8	8
Атом аргона Ar	+18	2	8	8
Атом натрия Na	+11	2	8	1
Ион натрия Na ⁺	+11	2	8	0

В таблице показано, что атом хлора, присоединив один электрон, переходит в состояние иона со знаком “-” и имеет завершённый внешний слой. Атом натрия, отдав один электрон, переходит в состояние

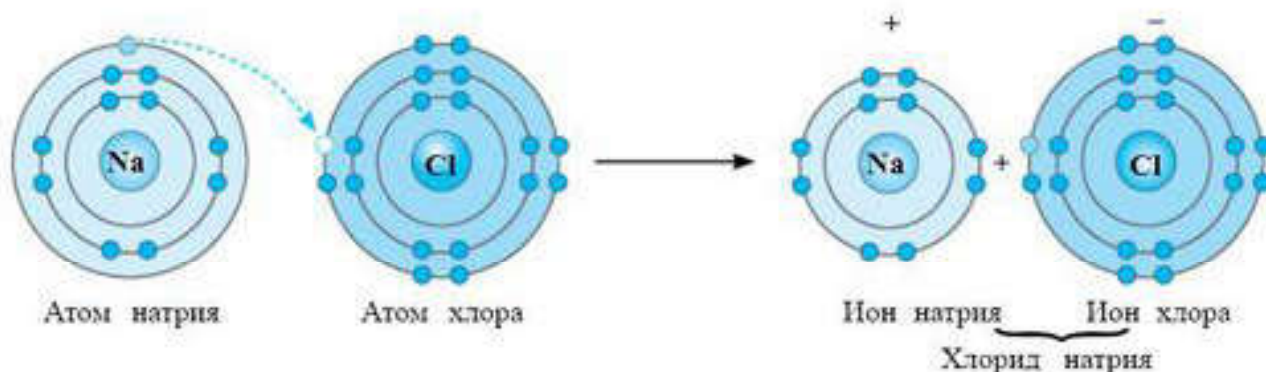
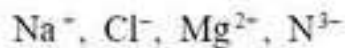


Рис. 14. Схема образования хлорида натрия NaCl



пона со знаком “+” и завершает свой внешний уровень. При этом ион натрия приобретает состояние атома — инертного неона, а ион хлора — аргона. Полученные ионы натрия и хлора притягиваются и образуют ионную связь и ионное соединение — поваренную соль NaCl (хорошо известное вам вещество) (рис. 14).

Важно заметить, что сколько электронов присоединит или утратит атом, таким и будет заряд получившегося отрицательного или положительного иона. Заряд иона обозначается над химическим знаком, например:



В результате переходов электронов образуются ионы. *Ионы* — это заряженные частицы, в которые переходят атомы при отдаче или принятии электронов.

Отрицательно заряженные ионы называют *анионами*, положительно заряженные — *катионами*.

Металлы всегда отдают электроны, неметаллы, наоборот, стремятся принять их.



1. Дайте определение ионам. Поясните, что такое *катионы* и *анионы*.
2. Почему металлы стремятся отдать электроны? Обоснуйте свой ответ на примере атома магния.
3. Почему неметаллы стремятся принять электроны? Обоснуйте свой ответ на примере атома серы.
4. Определите частицы X, Y и Z.

Частица	Заряд ядра	Распределение электронов по слоям			
		I	II	III	IV
Атом X	+8	2	6	0	—
Ион Y	+13	2	8	0	—
Ион Z	+19	2	8	8	0

§ 5. СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ СОЕДИНЕНИЙ

В 7 классе вы учились составлять химические формулы соединений с помощью валентности. Этот прием очень удобен. Но иногда в химии формулы соединений составляют, используя другой способ — метод “нулевой суммы”. Познакомимся с ним.

Когда мы говорим о переходе электронов от одного атома к другому, важно понимать, что полным такой переход не бывает. Например, если мы сравним такие вещества, как HCl, Cl₂,

Сегодня на уроке:

- научимся составлять формулы соединений методом “нулевой суммы”.

Ключевые понятия

- метод “нулевой суммы”
- степень окисления



NaCl, то наиболее полный переход электронов будет только в NaCl. В HCl он будет меньше, а в Cl₂ его вообще не будет, так как атомы хлора абсолютно одинаковы. Следовательно, между ними переход электронов не происходит.

Поэтому будем условно говорить об атомах, от которых смещены электроны, что они “отдали” их, а об атомах, к которым электроны притянуты, — что они “приняли” их.

Заряд иона в ионных соединениях и условный заряд на атомах в других соединениях (неметаллов) принято называть *степенью окисления*.

Степень окисления — условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что он состоит из ионов.

Если атом отдает электроны, то он получает положительную степень окисления; если атом принимает электроны, то он получает отрицательную степень окисления. У простых веществ степень окисления равна 0 (нулю). Численно высшая степень окисления совпадает с номером группы элемента основной подгруппы в ПСХЭ. Атомы металлов проявляют только положительную степень окисления. Атомы неметаллов (кроме фтора) могут проявлять как положительную, так и отрицательную степень окисления. Степень окисления кислорода в соединениях -2 (кроме $\overset{-2}{\text{O}}\text{F}_2$, $\text{H}_2\text{O}^{\overset{+1}{\text{O}}}_2$), водорода $+1$ (кроме NaH^{-1} , CaH^{-1}_2 и др.). Алгоритм определения формул бинарных соединений представлен в таблице 8.



Степень окисления “0” имеют:

1. Простые вещества: H_2 , Ca , O_2 ...
2. Сложные вещества (в сумме): $\text{Ca}^{\overset{+2}{\text{O}}}\text{O}^{\overset{-2}{\text{O}}}$ ($+2 \cdot 1 - 2 \cdot 1 = 0$).

Если соединение сложное, то символ элемента, отдающего электроны, пишут на первом месте, а принимающего электроны — на втором.

Таблица 8

Алгоритм составления формул бинарных соединений

Категория соединения	Правила	Пример
1	2	3
Бинарные соединения	1. Записываем символы элементов друг за другом	Na и Cl
Тип 1. Соединения металлов с неметаллами	2. На первом месте обычно записывают символ металла	NaCl
	3. Проставляем заряды ионов каждому из элементов	$\text{Na}^0 \left(\overset{+11}{\text{O}} \right) \xrightarrow{-1b} \text{Na}^{+1} \quad \text{Cl}^0 \left(\overset{+17}{\text{O}} \right) \xrightarrow{+1b} \text{Cl}^{-1}$ <p style="text-align: center;">атом ион атом ион</p> <p style="text-align: center;">$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$</p>



Продолжение

1	2	3
	4. Проставляем индексы за знаками элементов так, чтобы получалась "нулевая сумма"	Na^+Cl^-
Тип 2. Со-единения неметал-лов с не-металлами	1. Записываем символы элементов друг за другом	H и O
	2. На первом месте обычно записывают символ неметалла, имеющего меньшую электроотрицательность	HO
	3. Проставляем заряды ионов каждому из эле-ментов	H^+O^{2-}
	4. Проставляем индексы за знаками элементов так, чтобы получалась "нулевая сумма"	$\text{H}_2^+\text{O}^{2-}$



Если степени окисления (с. о.) элементов в бинарных соединениях равны по модулю, то индексы в формуле не ставятся: $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$.

СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ ВЕЩЕСТВ

- Составим формулу оксида натрия:
 - по периодической системе определим заряд иона натрия $+$, соответственно, степень окисления натрия имеет значение $+1$ (Na^{+1}), степень окисления кислорода в оксидах всегда -2 ;
 - натрий имеет положительный заряд, значит, его ставим первым, а вторым ставим кислород и получим: $\text{Na}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ или Na_2O .
- Составить формулу оксида серы (VI).
Правило наименьшего общего кратного — это наиболее универсальный способ для составления формул. Как им пользоваться, рассмотрим на примере:
 - у кислорода с. о. -2 , следовательно, в формуле он ставится вторым, а первым элементом будет сера, ее с. о. указана в названии оксида VI, т. е. $+6$, $\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}$.
 - найдем наименьшее общее кратное. Для чисел 2 и 6 это будет 6.
 - находим индексы и расставляем их для каждого элемента. Проведем расчеты:
 $6 : 6 = 1$ — это индекс для серы. Индексы со значением 1 в формулах не ставятся.
 $6 : 2 = 3$ — это индекс для кислорода.
 Искомая формула будет: $\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$.



Степень окисления — условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что оно состоит из ионов.

Формулы соединений составляют исходя из метода “нулевой суммы”.



- У каких веществ степень окисления равна нулю? Приведите три примера.
- Составьте формулы следующих соединений по степеням окисления:
 - оксида фосфора (V);
 - бромид алюминия;
 - хлорида магния.
- Составьте формулы:
 - нитрида бора (соединения бора и азота), заменяющего алмаз при резке стекла;
 - фосфида цинка (соединения цинка и фосфора).
- Определите степени окисления элементов в веществах, формулы которых: CH_4 , FeCl_2 , CaF_2 , PH_3 , Na_2S , SO_2 , NH_3 , K_2S , ZnO , H_2O , AlCl_3 , MgO , N_2 .
- В каком соединении хлор проявляет высшую степень окисления:
 - ClO ;
 - Cl_2O ;
 - Cl_2O_5 ;
 - Cl_2O_7 ?
- Применяя периодическую таблицу химических элементов, определите заряды ионов каждого элемента и составьте формулы соединений: NaS , AlF , KCl , CaO , BeCl , KO , HS , AlO , PO .
- По данным ионам составьте формулы химических соединений, используя метод “нулевой суммы”: Na^+ , Mg^{2+} , Fe^{3+} , H^+ , S^{2-} , O^{2-} , N^{3-} , Br^- .
- По приведенной записи составьте формулы веществ:
 - одна молекула двухатомного азота;
 - две молекулы оксида меди, состоящего из одного атома меди и одного атома кислорода;
 - четыре молекулы озона, состоящего из трехатомного кислорода;
 - молекула нитрида магния, состоящего из трех атомов магния и двух атомов азота;
 - молекула диоксида углерода.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Изготовление моделей атомов

Оборудование:

1 лист белой бумаги;
3 листа цветной бумаги (синей, красной, зеленой);
клей;
фломастеры.

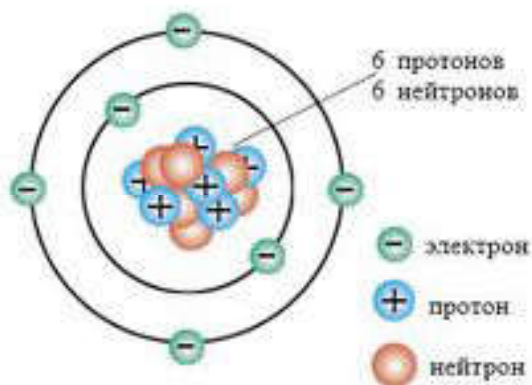
Инструкция:

1. На белом листе бумаги начертите с помощью циркуля окружность диаметром 14 см. Затем на этом же листе бумаги вычертите малый круг диаметром 5 см и далее еще три круга с диаметрами 7, 9, 11 см соответственно. По краю этих кругов прочертите фломастером линии.

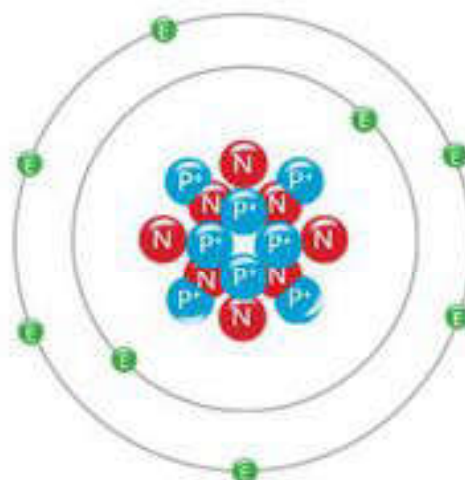
2. Из цветной бумаги изготовьте маленькие кружки диаметром по 1 см. Из синей бумаги (протоны) изготовьте 10 кружков; из красной (нейтроны) — 10—15 кружков; из зеленой бумаги (электроны) изготовьте 10 кружков.

3. Далее одни учащиеся делают диаграмму Бора для углерода, другие — для кислорода и т. п.

4. Определите, какое число частиц содержит атом, и приклейте на лист в первый круг (ядро) протоны и нейтроны. Затем, определив число энергетических уровней, приклейте на соответствующих уровнях электроны. В итоге получите модель атома, представленную в диаграмме Бора.



Атом углерода



Атом кислорода



Глава II

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ И УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

§ 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССОВЫХ ДОЛЕЙ ЭЛЕМЕНТОВ В СОЕДИНЕНИЯХ

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое *массовая доля элемента*;
- научимся определять массовые доли элементов в соединении;
- научимся выводить формулы по массовым долям химических элементов.

Ключевые понятия

- химическое соединение
- массовые доли элементов



Рис. 15. Долька апельсина меньше целого апельсина

Атомы химических элементов находятся в молекуле в определенных массовых отношениях, т. е. составляют часть от общей молекулы. Каждое сложное вещество (химическое соединение) образовано несколькими элементами. Знать содержание элементов или массовую долю в соединении необходимо для эффективного использования этого вещества. Например, лучшим азотным удобрением считают то, в котором содержится наибольшее количество азота, необходимого растениям. Аналогично оценивают качество металлической руды, определяя, насколько она богата металлическим элементом.

Массовая доля элемента — это отношение относительной атомной массы элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества.

Эта величина может выражаться в долях от единицы или в процентах:

$$\omega = \frac{N \cdot A_r}{M_r} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{N \cdot A_r}{M_r} \cdot 100\%,$$

где: ω — массовая доля элемента в соединении ;
 N — количество атомов элемента в соединении ;

A_r — относительная атомная масса этого элемента;

M_r — относительная молекулярная масса данного соединения .

Массовая доля элемента в сложном веществе всегда меньше единицы (или меньше 100%). Вам уже известно, что часть от целого всегда меньше целого, как, например, долька апельсина меньше всего апельсина (рис. 15).



Ниже приведены примеры определения массовых долей элементов в соединениях .

Пример 1. Вычислите массовую долю водорода и кислорода в молекуле воды.

Решение : 1) Сначала вычисляем относительную молекулярную массу M_r воды :

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18.$$

2) Вычисляем массовую долю водорода :

$$\omega(\text{H}) = \frac{2 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2 \cdot 1}{18} = 0,111 \text{ или } 11,1\%$$

$$\text{и кислорода : } \omega(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{16}{18} = 0,889 \text{ или } 88,9\%.$$

Другой вариант расчета массовой доли кислорода :

$$\omega(\text{O}) = 1 - 0,111 = 0,889 \text{ или } \omega(\text{O}) = 100\% - \omega(\text{H}) = 100\% - 11,1\% = 88,9\%.$$

$$\text{Ответ : } \omega(\text{H}) = 0,111 \text{ или } 11,1\%; \\ \omega(\text{O}) = 0,889 \text{ или } 88,9\% .$$

Пример 2. Рассчитайте массовую долю элементов в фосфорной кислоте H_3PO_4 .

Решение : 1) Вычисляем относительную молекулярную массу M_r вещества :

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = A_r(\text{H}) \cdot 3 + A_r(\text{P}) \cdot 1 + A_r(\text{O}) \cdot 4 = 1 \cdot 3 + 31 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98.$$

2) Вычисляем массовую долю водорода в веществе:

$$\omega(\text{H}) = \frac{3 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{3 \cdot 1}{98} = 0,03 \text{ или } 3\%.$$

3) Вычисляем массовую долю фосфора в веществе:

$$\omega(\text{P}) = \frac{1 \cdot A_r(\text{P})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{1 \cdot 31}{98} = 0,32 \text{ или } 32\%.$$

4) Вычисляем массовую долю кислорода в веществе:

$$\omega(\text{O}) = 1 - (0,03 + 0,32) = 0,65 \text{ или}$$

$$\omega(\text{O}) = 100\% - (3\% + 32\%) = 65\%.$$

$$\text{Ответ : } \omega(\text{H}) = 0,03 \text{ или } 3\%; \omega(\text{P}) = 0,32 \text{ или } 32\%; \\ \omega(\text{O}) = 0,65 \text{ или } 65\%.$$

Вывод формул по массовым долям химических элементов

Пример 1. Установите формулу соединения, содержащего 36,84% азота и кислород .

$$\begin{array}{l} \text{Дано :} \\ \omega(\text{N}) = 36,84\% \\ \hline \text{N}_x\text{O}_y \text{ — ?} \end{array}$$

Решение :

1. Напишем формулу N_xO_y .

2. Найдем массовую долю кислорода:

$$\omega(\text{O}) = 100\% - 36,84\% = 63,16\%.$$



3. Чтобы перейти от массовых долей к соотношению атомов (соотношение индексов), разделим каждую из массовых долей на относительную атомную массу соответствующего элемента:

$$x : y = \frac{36,84}{14} : \frac{63,16}{16} = 2,631 : 3,948.$$

Чтобы перейти к соотношению целых чисел, выбираем меньшее число из всех и эти два числа делим на него:

$$\frac{2,631}{2,631} : \frac{3,948}{2,631} = 1 : 1,5, \text{ так как число атомов — это целые числа,}$$

нужно умножить эти числа на 2, чтобы получить целые числа:

$$(1 \cdot 2) : (1,5 \cdot 2) = 2 : 3.$$

Ответ : N_2O_3 .

Пример 2. Выведите формулу соединения, если массовая доля калия в нем 56,5%, углерода — 8,7%, кислорода — 34,8%.

Дано :

$$\omega(K) = 56,5\%$$

$$\omega(C) = 8,7\%$$

$$\omega(O) = 34,8\%$$

$$K_xC_yO_z = ?$$

Решение :

1. Напишем формулу $K_xC_yO_z$.

2. Найдем соотношение атомов.

3. Чтобы перейти к соотношению целых чисел, выбираем меньшее число из всех и все три числа делим на него:

$$x : y : z = \frac{56,5}{39} : \frac{8,7}{12} : \frac{34,8}{16} = 1,45 : 0,725 : 2,175;$$

$$\frac{1,45}{0,725} : \frac{0,725}{0,725} : \frac{2,175}{0,725} = 2 : 1 : 3.$$

Ответ : K_2CO_3 .



Атомы химических элементов находятся в молекуле в определенных массовых отношениях.

Массовая доля элемента — это отношение относительной атомной массы элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества. Массовая доля элемента в сложном веществе всегда меньше единицы (или меньше 100%).



1. Вычислите относительные молекулярные массы фосфорной кислоты H_3PO_4 , нитрата кальция $Ca(NO_3)_2$.
2. Как определяется массовая доля элемента в химическом соединении?
3. Вычислите массовые доли элементов в следующих веществах:
 - а) оксид азота (если известно, что в молекуле оксида азота на один атом азота приходится два атома кислорода);
 - б) сероводород (в его молекуле на два атома водорода приходится один атом серы);
 - в) оксид фосфора (в каждой молекуле этого оксида на два атома фосфора приходится пять атомов кислорода).



1. Формула глюкозы — $C_6H_{12}O_6$, формула сахарозы — $C_{12}H_{22}O_{11}$. В каком веществе массовая доля кислорода больше?
2. Определите простейшую химическую формулу вещества по данным анализа: массовая доля серы равна 40%, кислорода — 60%.
3. С помощью химического анализа установлено, что в некотором соединении массовые доли элементов равны: калия — 39,6%, марганца — 27,9%, кислорода — 32,5%. Определите формулу этого соединения.
4. Найдите формулу оксида железа, содержащего 72,41% железа, который входит в состав железной руды — магнетита.

§ 7. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ

Вещества вступают в химические реакции, в результате которых образуются новые вещества. Происходят ли какие-либо изменения с общей массой веществ? По данному вопросу ученые высказывали различные предположения.

Знаменитый английский химик Р. Бойль, прокаливая в открытой реторте различные металлы, взвешивая их до и после нагревания, обнаружил, что металлы становятся тяжелее после реакции. На основании этого опыта ученый сделал неверные выводы. Он не учитывал роль воздуха и утверждал, что существует какая-то “огненная материя”, которая в случае нагревания соединяется с металлом, увеличивая его массу.

М. В. Ломоносов поместил металлический порошок в реторту (рис. 16), запаял ее, взвесил и прокалил. Ученый обратил внимание на изменение цвета порошка. Взвешивая реторту до и после прокалывания, он убедился, что масса ее осталась неизменной, но количество воздуха в реторте уменьшилось. Это обнаружилось при вскрытии сосуда — воздух с шипением всасывался внутрь. В результате прокалывания к металлу присоединился кислород воздуха, находившийся в запаянной реторте.

Результаты этих опытов ученый сформулировал в 1748 г. в виде закона: “Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому”. К сожалению, это открытие Ломоносова, как и многие другие, долго оставалось неизвестным. Данный закон был вновь открыт в 1789 г. французским ученым

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с законом сохранения массы веществ;
- с атомно-молекулярным учением;
- со значением закона сохранения массы веществ.

Ключевые понятия

- реагент
- продукт реакции



Рис. 16. Опыт Ломоносова



**Михаил (Михайло) Васильевич Ломоносов
(1711—1765)**

Великий русский ученый, физик, химик, астроном, географ, историк, энциклопедист, поэт, филолог, приборостроитель. Ломоносов является основателем Московского университета. Первым открыл закон сохранения массы веществ.

А. Лавуазье. В настоящее время закон сохранения массы веществ формулируется так: **Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.**

Сделать правильный вывод на основании проведенных опытов М. В. Ломоносову помогла атомно-молекулярная теория. С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения массы объясняется так: *в результате химических реакций атомы не исчезают бесследно и не возникают из ничего, а происходит их перегруппировка*. Так как число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также не меняется.

Закон сохранения массы веществ можно проверить экспериментально. Для этого используют прибор, показанный на рисунке 17. Главная его часть — двухколенная пробирка. В одно колено нальем известковую воду $\text{Ca}(\text{OH})_2$, во второе — раствор медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Уравновесим прибор на весах, а затем смешаем оба раствора в одном колене. При этом мы увидим, что выпадает голубой осадок нового вещества. Образование осадка подтверждает, что произошла химическая реакция. Масса прибора при этом остается прежней. Это означает, что в результате химической реакции масса веществ не изменяется.



Рис. 17. Демонстрация закона сохранения массы веществ при химических реакциях



Закон важен для правильного понимания всего совершающегося в природе: **ничто не может исчезнуть бесследно и возникнуть из ничего.**

Значение закона сохранения массы веществ. После открытия закона сохранения массы веществ М. В. Ломоносовым химия вошла в ряд естественных наук, что способствовало ее дальнейшему развитию.

На основании этого закона составляют уравнения химических реакций и производят практически важные расчеты.

Задача. Нужно вычислить, сколько потребуется исходных веществ, чтобы получить 36 г воды, если известно, что водород и кислород вступают в реакцию в массовом соотношении 1:8.

Решение : Согласно закону сохранения масс:

9 г воды — 1 г водорода,

36 г воды — x г

$$x = \frac{1 \text{ г} \cdot 36 \text{ г}}{9 \text{ г}} = 4 \text{ г};$$

чтобы получить 9 г воды, нужно 8 г кислорода.

36 г воды — y г кислорода,

$$y = \frac{8 \text{ г} \cdot 36 \text{ г}}{9 \text{ г}} = 32 \text{ г}.$$

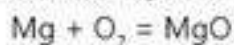


Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

В результате химических реакций атомы не исчезают бесследно и не возникают из ничего, а происходит их перегруппировка. Так как число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также не меняется.



1. Какое теоретическое и практическое значение имеет закон сохранения массы веществ? Приведите примеры.
2. Как можно объяснить закон сохранения массы веществ с точки зрения атомно-молекулярного учения?
3. Объясните, не противоречат ли закону сохранения массы веществ следующие факты: а) при сжигании дров в печи или на костре остается небольшая куча золы, масса которой значительно меньше использованных дров; б) масса проржавевшего ведра может оказаться несколько больше, чем масса такого же нового ведра.
4. Изменяется ли число атомов при химической реакции?
5. Превращается ли один элемент в другой при химической реакции?
6. Реакция горения магния представлена следующей схемой:



$$24 + 32 > 40$$

реагенты продукт

По уравнению закон сохранения массы веществ не выполняется. Объясните, почему.



- 1. 60 г железных опилок нагревали с 32 г порошка серы. Можно ли извлечь железо из получившихся темно-коричневых кристаллов? Какова масса полученного вещества?
 Ответ: 88 г сульфида железа (II).



Изучаем закон сохранения масс

Чтобы провести эксперимент, необходимо иметь соответствующее оборудование: пластиковую бутылку объемом 0,5 л; 1 ст. л. пищевой соды; 100 мл 7%-ного уксуса; чайную ложку; воздушный шарик; воронку.

Этот опыт требует аккуратности и внимательности. Попросите взрослых вам помочь. В подготовленную чистую пластиковую бутылку наливаем 100 мл уксуса. Аккуратно вставляем воронку в отверстие шарика и осторожно высыпая 1 ст. л. пищевой соды. Потихоньку надеваем шарик на горлышко бутылки с уксусом и ставим ее на весы.

Потом расправляем шар и пересыпаем соду в бутылку. Наблюдаем реакцию, которая происходит в результате постепенного высыпания из шарика соды в уксус. По мере выделения углекислого газа шарик начинает надуваться. После окончания реакции наблюдаем, изменяется ли масса бутылки с шариком. Почему масса не изменяется? Сделайте вывод.



§ 8. СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое химическое уравнение;
- научимся составлять химическое уравнение.

Ключевые понятия

- химическая формула
- индекс и коэффициент

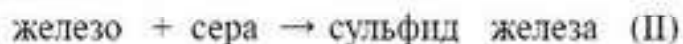
Химическая реакция — это превращение одних веществ в другие.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

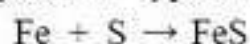
Вещества, принимающие участие в реакции, называются **реагентами**.

Вещества, образующиеся в результате реакции, — **продуктами реакции**.

Например, как вам известно, при нагревании порошка железа с серой образуется сульфид железа:



Эту реакцию можно записать химическими символами следующим уравнением:





Обратите внимание: вместо знака равенства в уравнении химической реакции можно использовать стрелку. Стрелка показывает направление течения реакции.

Атом железа взаимодействует с атомом серы, в результате получается одна молекула сульфида железа (рис. 18). В данной реакции мы видим, что количество атомов в исходных веществах равно количеству атомов в молекуле продукта реакции.

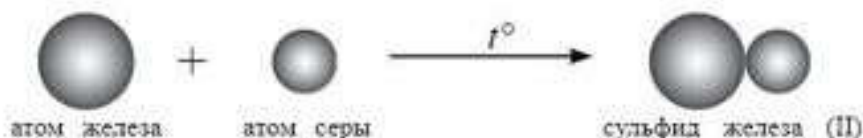
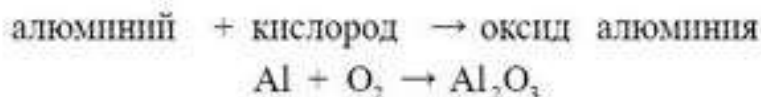


Рис. 18. Образование сульфида железа (II)

Помните, что при составлении уравнений реакций ни один атом не должен потеряться или появиться. Поэтому химические уравнения составляют на основе закона сохранения массы веществ. Иногда, записав все формулы в уравнении реакции, приходится уравнивать число атомов в каждой части уравнения — расставлять коэффициенты перед формулами веществ. При этом единица не записывается, но подразумевается и учитывается при подсчете общей суммы коэффициентов.

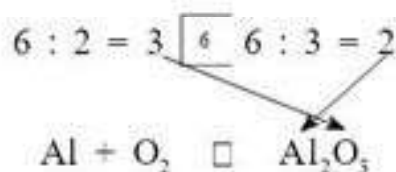
Запишем химическое уравнение взаимодействия алюминия с кислородом:



Как видим, в реакцию вступает 1 атом алюминия и образуется 2 атома алюминия; вступает 2 атома кислорода, образуется 3 атома кислорода (вспомните, что молекулы простых газообразных веществ состоят из двух атомов: O_2 , H_2 , Cl_2 и т. д.).

Это не соответствует закону сохранения массы веществ — она разная до и после реакции. Поэтому нам необходимо уравнивать данное уравнение химической реакции.

Сначала уравнивают число атомов, которых в реагирующих веществах содержится больше. В нашем случае это атомы кислорода. Находим наименьшее общее кратное (НОК) число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения. Для кислорода $\text{НОК} = 6$. При делении наименьшего общего кратного на число соответствующих атомов кислорода в левой и правой частях схемы находят соответствующие коэффициенты:





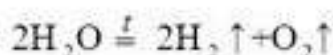
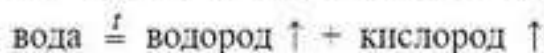
Потом уравнивают число атомов остальных химических элементов, в нашем случае следует уравнивать число атомов алюминия :



Алгоритм составления уравнений химических реакций:

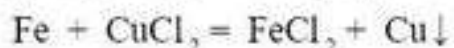
1. Подсчитать число атомов каждого элемента в правой и левой частях уравнения химической реакции.
2. Определить, у какого элемента количество атомов меняется, найти НОК.
3. Разделить НОК на индексы (числа внутри формулы) — получить коэффициенты (числа перед формулами). Поставить их перед формулами.
4. Пересчитать число атомов, при необходимости действие повторить.

Для протекания многих химических реакций необходимо нагревание. Тогда в уравнениях реакций над знаком равенства ставят знак t :



Если в реакциях выделяется газ, то рядом с формулой ставится стрелка вверх \uparrow , а если вещество выпадает в осадок (нерастворимое вещество), то рядом с формулой этого вещества ставят стрелку вниз \downarrow .
Например :

железо + хлорид меди (II) = хлорид железа (II) + медь

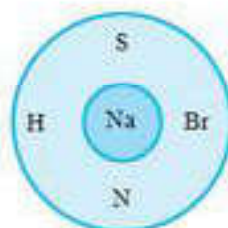
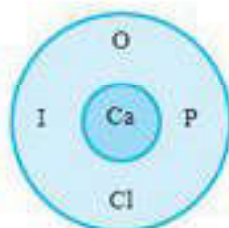


Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков. Вещества, принимающие участие в реакции, называются **реагентами**. Вещества, образующиеся в результате реакции, — **продуктами реакции**. При составлении уравнений реакций ни один атом не должен потеряться или появиться.

Химические уравнения составляют на основе закона сохранения массы веществ.



1. Составьте формулы сложных веществ по нижеприведенным рисункам, прочитайте их вслух.





2. Составьте уравнения реакций по следующим схемам:
- а) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$ г) $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow$
 б) $\text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ д) $\text{Ba} + \text{S} \rightarrow$
 в) $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ е) $\text{Na} + \text{S} \rightarrow$
3. Даны металлы: литий Li, цинк Zn и алюминий Al. Составьте уравнения химических реакций этих металлов с кислородом, хлором (I) и серой (II).
4. В приведенных схемах реакций расставьте коэффициенты и прочитайте вслух полученные химические уравнения:
- $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$
 $\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$
 $\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
 $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$
5. Перепишите таблицу в тетрадь. Расставьте коэффициенты. Установите соответствие между схемами реакций и суммой коэффициентов в уравнениях этих реакций:

Схемы реакций	Сумма коэффициентов
1) $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$	А) 6
2) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	Б) 9
3) $\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N}$	В) 2
4) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	Г) 3
	Д) 5

Составление моделей молекул



Слепите из пластилина 3—4 молекулы водорода H_2 и азота N_2 . На моделях произведите перегруппировку атомов, отражая ход реакции между водородом и азотом с образованием аммиака NH_3 . Учтите, что все атомы должны быть использованы и лишних остаться не должно. Заметьте, сколько моделей молекул аммиака образовалось, сколько молекул азота и водорода понадобилось. Составьте уравнение реакции.

§ 9. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

В природе постоянно происходят различные химические реакции. Сущность любой химической реакции состоит в превращении веществ: исходные вещества разрушаются и образуются продукты реакции, при этом число и состав веществ меняются. Можно ли классифицировать химические реакции по характеру этих изменений?

Внимательно посмотрите на рисунок 19 и представьте, что буквами А, В, С и D обозначены простые или сложные вещества.

Сегодня на уроке:

- изучим реакции соединения;
- реакции разложения;
- реакции замещения;
- реакции обмена.



Ключевые понятия

- простые вещества
- сложные вещества
- составные части веществ

Как видите, одними из признаков, по которым можно классифицировать химические реакции, являются число и состав вступающих и образующихся в результате реакции веществ. А теперь ответьте на следующие вопросы:

— что объединяет все эти реакции и в чем их различие?

— как одним словом можно назвать каждый процесс?



Подумайте

Могут ли быть и другие признаки классификации химических реакций?

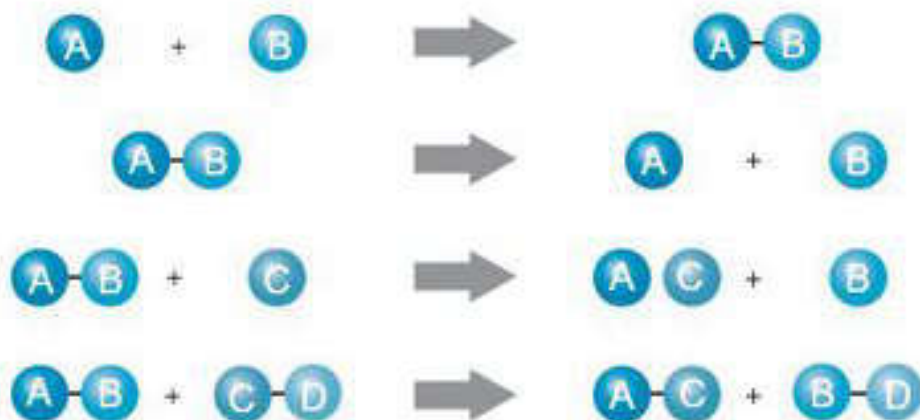


Рис. 19. Схемы типов химических реакций

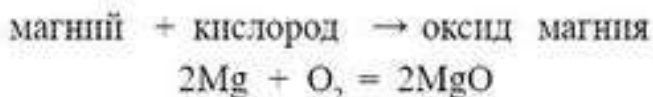
Можно утверждать, что в первой реакции идет процесс соединения веществ, во втором случае сложное вещество разлагается, в третьем атомы простого вещества замещают атомы первого элемента сложного вещества, а в четвертом сложные вещества обмениваются своими составляющими частями и образуются новые сложные вещества.

Таким образом, по числу и составу исходных веществ и продуктов выделяют 4 типа химических реакций.



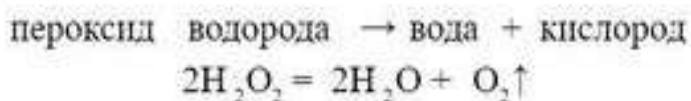


Реакция соединения. При сгорании магния в воздухе образуется оксид магния. Реакция сопровождается ослепительной вспышкой, раньше она применялась при фотографировании объектов в темных помещениях или при слабом освещении (рис. 20):



Реакция, в результате которой из двух или нескольких веществ образуется одно, более сложное вещество, называется *реакцией соединения*.

Реакция разложения. При разложении пероксида (перекиси) водорода образуются вода и кислород:



Реакция, в результате которой из одного сложного вещества получаются два или несколько простых и сложных веществ, называется *реакцией разложения*.

Реакция замещения. Если в раствор сульфата меди (II) опустить железную пластину, то она покроется медью (рис. 21). Железо замещает медь в сульфате меди (II):

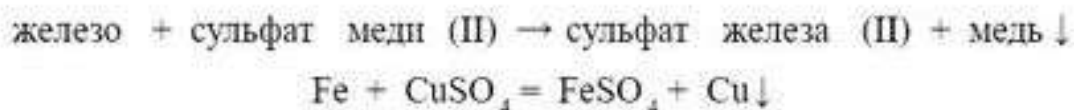


Рис. 20. Горение магния применяли для вспышки в фотографии



Рис. 21. Реакция замещения железом меди из ее соли:
а) до реакции; б) во время реакции; в) после реакции

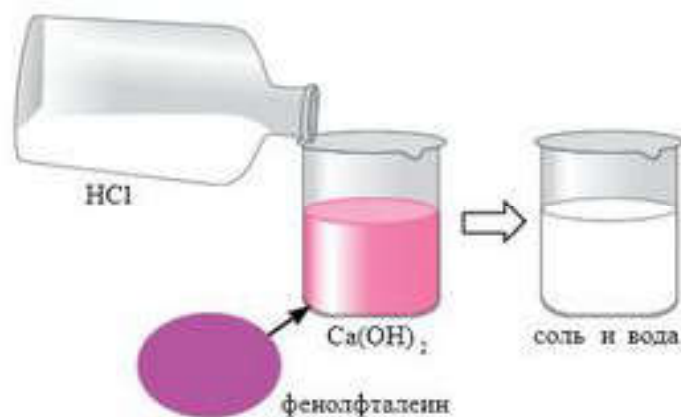
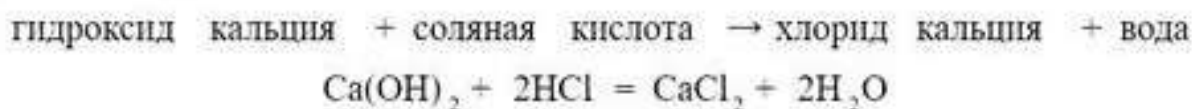


Рис. 22. Взаимодействие гидроксида кальция с соляной кислотой

Реакция между простым и сложным веществами, при которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном, называется **реакцией замещения**.

Реакция обмена. В реакциях обмена и реагенты, и продукты являются сложными веществами.

Гидроксид кальция является щелочью, поэтому индикатор фенолфталеин (вещество, изменяющее свой цвет в растворах кислот и щелочей) в его растворе приобретает малиновую окраску (рис. 22). При взаимодействии гидроксида кальция с соляной кислотой малиновая окраска раствора исчезает, так как образуются соль и вода, т. е. нейтральная среда:



Реакция между двумя сложными веществами, в результате которой вещества обмениваются своими составными частями, называется **реакцией обмена**.



Реакция, в результате которой из двух или нескольких веществ образуется одно, более сложное вещество, называется **реакцией соединения**.

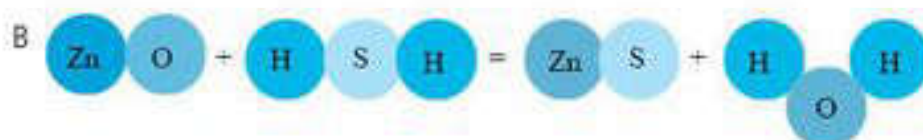
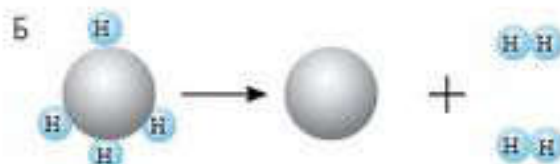
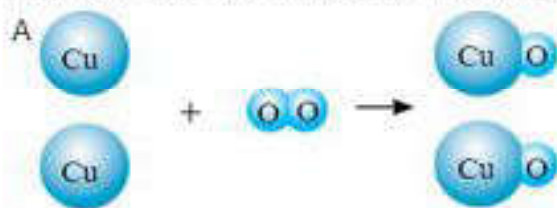
Реакция, в результате которой из одного сложного вещества получаются два или несколько простых и сложных веществ, называется **реакцией разложения**.

Реакция между простым и сложным веществом, при которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном, называется **реакцией замещения**.

Реакция между двумя сложными веществами, в результате которой вещества обмениваются своими составными частями, называется **реакцией обмена**.



- Какие типы химических реакций существуют?
- Напишите уравнения реакций по данным рисункам, определите, к какому типу реакции они относятся, и прочитайте уравнения реакций вслух.



- Расставьте коэффициенты и укажите типы реакций:
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + \text{H}_2$
 - $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- В схемах уравнений реакций вместо вопросительных знаков напишите формулы соответствующих веществ, расставьте коэффициенты и поясните, к какому типу относится каждая из реакций:
 - $\text{Ca} + ? \rightarrow \text{CaO}$
 - $\text{CH}_4 + ? \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{P} + ? \rightarrow \text{PCl}_3$
 - $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + ?$
 - $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + ?$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$
- При взаимодействии паров серы с углеродом получается сероуглерод CS_2 , применяемый для борьбы с филлоксерой на виноградниках. Составьте уравнение реакции и определите ее тип.
- Установите соответствие между типом и уравнением химической реакции:

Тип химической реакции

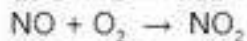
соединения
разложения
замещения
обмена

Уравнение реакции

- $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
- $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{RbOH} = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$



7. Выпишите лишнее, на ваш взгляд, уравнение реакции и расставьте в нем коэффициенты:



Изучаем типы реакций

Положите в блюдце увлажненный железный гвоздь и наблюдайте несколько дней. В стеклянной банке растворите немного медного купороса. В раствор поместите другой гвоздь. Последите за происходящими явлениями. С какими веществами реагирует железо?

§ 10. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В ПРИРОДЕ И ЖИЗНЕДЕЯТЕЛЬНОСТИ ЖИВЫХ ОРГАНИЗМОВ

Сегодня на уроке:

- узнаем значение химических реакций в природе и в жизнедеятельности живых организмов.

Ключевые понятия

- фотосинтез
- дыхание
- гниение
- окисление
- горение
- медленное окисление
- коррозия

Каждое мгновение в мире происходит бесчисленное множество процессов, которые называются *химическими реакциями*.

Разнообразные химические явления вы можете наблюдать в природе. Их значение очень велико, поскольку именно благодаря им обеспечивается жизнь на Земле.

Фотосинтез. Как вам известно, любое растение поглощает из воздуха углекислый газ и выделяет кислород (рис. 23):

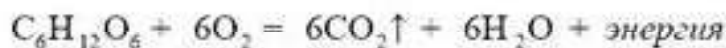
углекислый газ + вода → глюкоза + кислород



При этом в зеленом листе создается множество ценных веществ. Люди еще не научились воспроизводить фотосинтез в своих лабораториях.

Дыхание — это тоже химическое явление. Вы знаете, что мы вдыхаем выработанный растениями кислород, а выдыхаем углекислый газ:

глюкоза + кислород → углекислый газ + вода



При этом выделяется энергия, которая используется живым организмом для синтеза необходимых им веществ и выполнения жизненных функций.

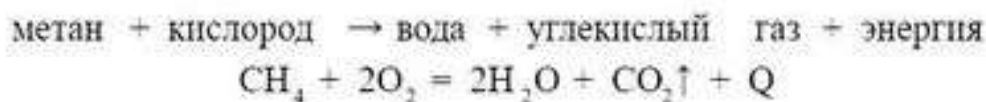


К природным химическим явлениям относится и **гниение**. Оно представляет собой взаимодействие сложных органических веществ с кислородом при участии микроорганизмов. Гниение имеет очень большое значение: позволяет перерабатывать белки погибших организмов в соединения, пригодные к усвоению растениями.

Кислород энергично реагирует со многими веществами. Как вам известно, химические реакции взаимодействия веществ с кислородом называются **реакциями окисления**. Химическая реакция, при которой происходит окисление веществ с выделением тепла и света, называется **реакцией горения**.

Продуктами реакций взаимодействия веществ с кислородом в большинстве случаев являются оксиды.

В результате горения топлива выделяется большое количество теплоты и света. Например, при сгорании природного газа образуются вода и углекислый газ и большое количество теплоты, применяемые в быту для приготовления пищи, нагревания воды и отопления:



Взаимодействие веществ с кислородом может происходить медленно, без заметного выделения теплоты и без образования пламени. Такой процесс называют **медленным окислением**. При горении и медленном окислении образуются оксиды.

Если вы окажетесь внутри свежего стога сена, то сможете почувствовать запах веществ и теплоту, которые выделяются во время прения влажной травы. Скисание молока или сока также относится к таким реакциям. При определенных условиях медленное окисление может переходить в горение, и наоборот.

Теплота, выделяющаяся при медленном окислении, имеет благотворное влияние. Например, навоз окисляется на воздухе, теплота его медленного окисления используется для утепления почвы в парниках и теплицах.

Также реакции медленного окисления протекают и в нашем организме, к примеру дыхание, окисление питательных веществ, поступающих в организм с пищей. В ходе этих процессов выделяется энергия, необходимая для нормальной жизнедеятельности организма.

Разрушение металлов (коррозия) тоже относится к медленному окислению (рис. 24). Известно, что в присутствии влаги и кислорода

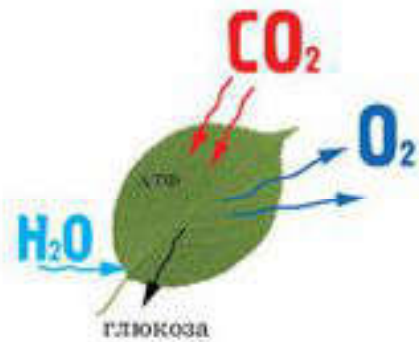
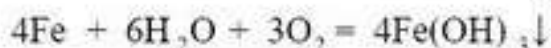


Рис. 23. Процесс фотосинтеза



Рис. 24. Коррозия металлов

воздуха образуется гидроксид железа (III) — $\text{Fe}(\text{OH})_3$, соединение бурого цвета, которое является основным компонентом ржавчины:



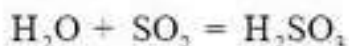
Коррозия причиняет огромный вред человечеству, ежегодно уничтожая миллионы тонн металла.

В настоящее время в результате деятельности человека в окружающую среду попадает большое количество вредных веществ. Одна из глобальных проблем нашего времени — *кислотные дожди*. Основной причиной кислотных дождей является загрязнение атмосферы оксидами серы и азота, также уголь и нефть содержат небольшое количество серы. При сжигании этих видов топлива в атмосферу попадает сера в соединении с кислородом. Растворяясь в дождевых каплях, оксид серы (VI) образует серную кислоту:

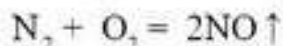
вода + оксид серы (VI) → серная кислота



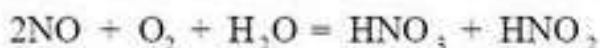
Кроме этого оксид серы (IV) также образует сернистую кислоту H_2SO_3 , и происходит следующая реакция:



В природе во время разряда молнии в воздухе азот соединяется с кислородом с образованием оксида азота (II):



Но основная часть оксидов азота образуется при сжигании бензина в двигателях внутреннего сгорания (например, в автомобилях) или при сжигании угля. При взаимодействии этих веществ с капельками воды образуются кислоты, содержащие азот, — азотная и азотистая:



Это явление имеет последствия, губительные для природы, в частности происходит закисление почвы и ухудшаются условия существо-



Рис. 25. Влияние кислотных дождей



Рис. 26. Последствия кислотных дождей

вания лесов (рис. 25, 26). Кислотные дожди повышают кислотность рек и озер, тем самым создавая угрозу флоре и фауне.

Методы борьбы с образованием кислотных дождей направлены на улучшение технологии удаления соединений серы из воздушных выбросов промышленных предприятий и электростанций, для чего обычно используют устройство под названием “скруббер” (рис. 27). Правительства некоторых государств приняли законы, ограничивающие содержание загрязняющих веществ в выхлопах транспортных средств.



В результате фотосинтеза любое растение поглощает из воздуха углекислый газ и выделяет кислород. Дыхание — процесс, противоположный фотосинтезу: при дыхании мы вдыхаем выработанный растениями кислород, а выдыхаем углекислый газ. Химические реакции взаимодействия веществ с кислородом называются *реакциями окисления*.



Рис. 27. Скруббер для очистки воздуха



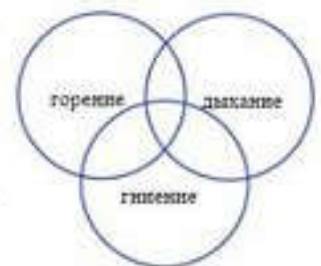


Химическая реакция, при которой происходит окисление веществ с выделением теплоты и света, называется **реакцией горения**.

Если взаимодействие веществ с кислородом происходит медленно, без заметного выделения теплоты и пламени, то такой процесс называют **медленным окислением**.



1. Какие важные химические реакции происходят в природе, в повседневной жизни и в быту? Приведите примеры.
2. Прочитайте текст. Укажите, признаки каких химических реакций в нем описаны. "В повседневной жизни каждый человек осуществляет химические реакции. Например, опуская кусочек лимона в стакан горячего чая, зажигая спичку, гася соду уксусом, открывая крышку лимонада, замешивая цемент с водой или обжигая кирпич. Приготовление пищи, образование накипи при кипячении воды — это тоже химические процессы".
3. Что общего между процессами горения, дыхания и гниения? Постройте диаграмму Венна.
4. Какую роль играет кислород при горении веществ?
5. Приведите примеры горения и медленного окисления из повседневной жизни.
6. Как вы думаете, почему на воздухе горение происходит медленнее, чем в чистом кислороде?
7. Какое утверждение верно:
 - а) измельчение мела относится к химической реакции (почему?);
 - б) разложение пероксида водорода на воду и кислород — явление физическое?
8. Как восстанавливается кислород в природе? Приведите примеры.
9. Какие экологические проблемы приводят к коррозии металлов? Приведите примеры.





ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Соотношение масс реагирующих веществ

На 2 ученика:

Реактивы: 0,5 М растворы сульфата меди (II), гидроксида калия — 40 мл.

Оборудование: пробирки — 8 шт., штатив для пробирок — 1 шт., линейка — 1 шт., бюретки.

Каждая группа готовит восемь пробирок с 5 см³ раствора гидроксида калия. Добавьте 0,5 см³, 1,0 см³ и т. д. (по возрастающей) раствора сульфата меди (II) в пробирки. Когда вещества полностью прореагируют, измерьте высоту осадка. Высота от 2,5 см³ и выше показывает соотношение 1:2. Напишите уравнение реакции и определите тип реакции.



При выполнении лабораторного опыта необходимо надевать защитные очки для глаз!



Глава III

СРАВНЕНИЕ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

§ II. РЕАКЦИИ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОРОДОМ И ВОДОЙ

Сегодня на уроке:

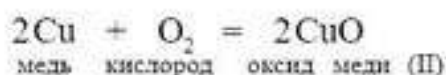
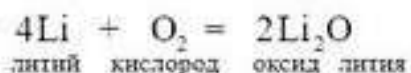
- изучим взаимодействие металлов с кислородом;
- взаимодействие металлов с водой.

Ключевые понятия

- металлы
- кислород
- оксид
- вода
- гидроксид
- водород

Взаимодействие металлов с кислородом

Большинство металлов непосредственно взаимодействуют с кислородом. Эти реакции протекают при различных температурах с различными скоростями. Так, щелочные металлы легко окисляются кислородом воздуха. Медь и железо вступают в эти реакции при нагревании, а золото и платиновые металлы не окисляются вообще. Химические уравнения осуществляемых реакций:



Взаимодействие металлов с водой

Очень активные металлы (щелочные, щелочноземельные) взаимодействуют с водой при обычных условиях с образованием гидроксидов и выделением водорода (рис. 28):

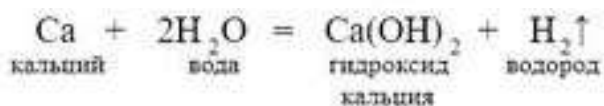
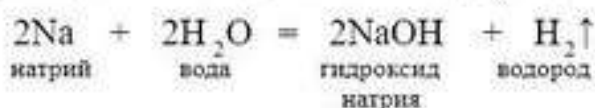
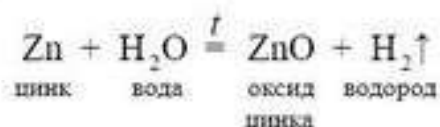


Рис. 28. Реакция натрия с водой

Многие металлы средней активности (Mg–Pb) при повышенной температуре взаимодействуют с водой с образованием оксидов металлов и водорода:



Активность металлов в химических реакциях зависит от их положения в ряду актив-



ности металлов. Металлы, стоящие в ряду активности металлов после водорода, не вытесняют его из воды.



Очень активные металлы взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов и выделением водорода. Многие металлы средней активности при повышенной температуре взаимодействуют с водой с образованием оксидов металлов и водорода. Металлы, стоящие в ряду активности после водорода, не вытесняют его из воды.



1. Напишите уравнения реакций взаимодействия калия, кальция, магния, алюминия, цинка с кислородом.
2. Какие из следующих металлов взаимодействуют с водой: калий, ртуть, магний, барий, алюминий, медь, серебро, железо, свинец? Составьте уравнения реакций.
3. Укажите среди приведенных оксидов оксиды металлов: Li_2O , CO_2 , NO , N_2O , SO_3 , CuO .
4. Металлы при взаимодействии с водой по их активности образуют оксиды или гидроксиды. Какие продукты образуются при взаимодействии лития, цинка, железа, натрия с водой?
5. Перепишите таблицу в тетрадь. Установите соответствие:

Металл	Условия реакции
А) медь	1) Взаимодействует с парами воды
Б) цинк	2) Взаимодействует с холодной водой
В) магний	3) С водой не реагирует
Г) калий	4) Взаимодействует с горячей водой

6. Ответьте, какой из сохранившихся артефактов сделан из железа, а какой — из золота? Ответ обоснуйте.



7. Напишите уравнение реакции взаимодействия лития с водой.
8. Определите число металлов, реагирующих с водой с образованием оксида: Mg, Al, Zn, Fe, Pb, Ag, Hg, Au, Pt, Cu.

§ 12. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ

Сегодня на уроке:

- изучим взаимодействие различных металлов с растворами кислот;
- научимся пользоваться рядом активности металлов.

Ключевые понятия

- металлы
- растворы кислот
- ряд активности металлов

Чтобы изучить взаимодействие растворов кислот с различными металлами, проведем следующие опыты. Возьмем три пробирки: в первую положим магний, во вторую — стружку железа, в третью — кусочек медной проволоки. В каждую пробирку нальем по 2 мл раствора соляной или серной кислоты и осторожно нагреем пробирки. В некоторых из них наблюдаем выделение газа, при поджигании которого раздается характерный хлопок “пах”, следовательно, это водород. В результате опытов заметим, что магний интенсивно реагирует с кислотой, железо — медленно, а медь вообще не реагирует с раствором кислоты. На основании опытов заключаем, что металлы проявляют различную активность в отношении кислот. Уравнения реакций:

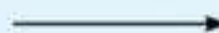


Ряд активности металлов

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au



Ослабление активности



Для меди такие уравнения написать невозможно, так как она не реагирует с растворами этих кислот.

На основании проделанных опытов вышеприведенные металлы можно расположить следующим образом: магний, железо, медь. Закономерности взаимодействия металлов с растворами кислот отражены в ряду активности металлов, предложенном Н. Н. Бекетовым:

Знаете ли вы?

Самый дорогой металл — калифорний Cf. 1 г этого металла стоит несколько миллионов долларов.

Знаете ли вы?

Цезий и галлий плавятся при t 29 °С и 29,8 °С соответственно. Поэтому они могут расплавиться от тепла наших рук!

Таким образом, металлы, стоящие в ряду активности металлов левее водорода, вытесняют его из разбавленных растворов кислот (за исключением азотной кислоты) и воды, а металлы, стоящие правее водорода, не вытесняют его из состава кислоты и воды.

Знаете ли вы?

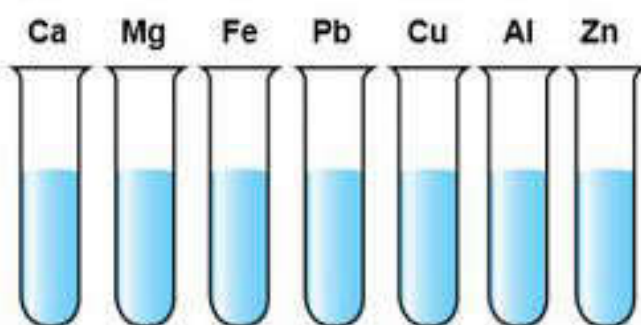
В IV в. до н. э. войска Александра Македонского вторглись в Индию. На берегах реки Инд в войсках разразилась эпидемия желудочно-кишечных заболеваний, которая, как ни странно, не затронула ни одного военачальника. Оказалось, что простые воины пользовались оловянной посудой, а их командиры — серебряной. Серебро обладает бактерицидными свойствами, обеззараживая воду, что способствовало быстрому заживлению ран.



Металлы, стоящие в ряду активности металлов левее водорода, вытесняют его из разбавленных растворов кислот и воды, а металлы, стоящие правее водорода, не вытесняют его из состава кислоты и воды. Исключением является азотная кислота. При ее взаимодействии с большинством металлов вместо водорода выделяются другие газы.



1. Посмотрите на рисунок. Какие из данных металлов взаимодействуют с раствором серной кислоты? Составьте уравнения практически осуществляемых реакций.



2. Какие из металлов взаимодействуют с раствором соляной кислоты: кальций, медь, магний, ртуть, серебро, натрий? Составьте уравнения практически осуществляемых реакций.
3. Напишите уравнения реакций и определите типы химических реакций:
 - а) цинка с серной кислотой;
 - б) алюминия с кислородом;
 - в) магния с кислородом;
 - г) алюминия с сульфатом меди (II);
 - д) кальция с водой;
 - е) железа с водой.



4. Напишите уравнения реакций:
- $$\begin{array}{ll} \text{H}_2 + \text{Cl}_2 = & \text{Mg} + \text{CuCl}_2 = \\ \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MgO} = & \text{Zn} + \text{FeCl}_3 = \\ \text{CaCl}_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 = & \text{HNO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = \\ \text{Zn} + \text{O}_2 = & \text{Al} + \text{S} = \\ \text{Ca} + \text{N}_2 = & \text{F}_2 + \text{KBr} = \\ \text{Ca} + \text{HCl} = & \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} = \end{array}$$

5. Сопоставьте реагенты и продукты реакции:

Реагенты	Продукты
а) железо + серная кислота	1) сульфат железа (II) + водород
б) ртуть + соляная кислота	2) не реагирует
в) барий + серная кислота	3) хлорид бария + водород
	4) сульфат бария + водород
	5) хлорид ртути (II) + водород

6. Какую информацию содержит ряд активности металлов? По какому принципу в нем расположены металлы?
7. Какие металлы, находящиеся в ряду активности, способны вытеснить водород из растворов кислот? Приведите примеры.
8. Каким способом можно определить образовавшийся водород при взаимодействии металлов с кислотами?
9. Назовите кислоты и кислотные остатки:
 HCl , H_2S , HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 .
10. В одну пробирку налита вода, в другую — соляная кислота. Как определить с помощью гранул цинка, в какой из пробирок находится каждое вещество?
11. В каждом горизонтальном ряду найдите лишнюю формулу. Ответ обоснуйте.

Li	Mg	Al	Ca	Cu
Au	Ag	Cu	Fe	Pt
H_3PO_4	PbCl_2	H_2SO_4	H_2CO_3	HCl



Мешочек с деньгами не горит

Этот опыт следует провести вместе со взрослыми. 5—10 штук монет номиналом 5 тенге (можно взять кусочек меди) помещают в батистовый мешочек и нагревают его над пламенем спиртовки. Тепло от пламени спиртовки сразу передается меди (медь — хороший проводник тепла), и ткань не успевает загореться. Объясните это явление.

§ 13. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С РАСТВОРАМИ СОЛЕЙ

Сегодня на уроке:

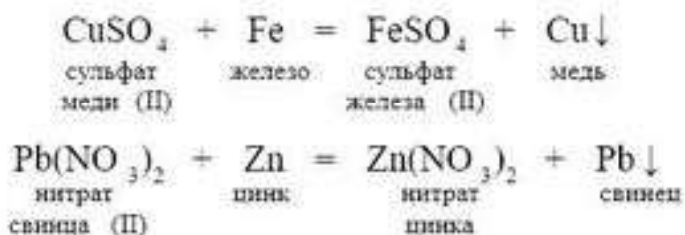
- изучим взаимодействие металлов с растворами солей.

Одним из важных свойств металлов является их взаимодействие с растворами солей. Для изучения этого свойства в один стакан нальем раствор сульфата меди (II), во второй — раствор нитрата свинца (II), в третий — раствор

Ключевые понятия

- растворы солей
- ряд активности металлов

нитрата алюминия. В первый стакан положим стружки железа, во второй — стружки цинка, а в третий — медные стружки. Наблюдаем за изменениями в стаканах. В первом стакане образуется налет красного цвета, во втором цинк покрывается рыхлым свинцом, а в третьем никаких изменений не происходит. На основании результатов проделанных опытов можно заключить, что не все металлы взаимодействуют с растворами солей. **Металлы, расположенные в ряду активности металлов левее, вытесняют из растворов солей металлы, расположенные в этом ряду правее.** Уравнения реакций:



Для вытеснения некоторых металлов из водных растворов их солей нельзя использовать такие металлы, как литий Li, натрий Na, калий K, кальций Ca, так как они при обычных условиях реагируют с водой.

Закономерности (условные) взаимодействия металлов с кислородом, водой, растворами кислот и солей представлены в таблице 9. По этой

Таблица 9

Химические свойства металлов

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Взаимодействие с кислотами	Быстро окисляются при обычной температуре				Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании											Не окисляются			
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H ₂ и образуется гидроксид				При нагревании выделяется H ₂ и образуется оксид. В случае Mg, Al образуются гидроксид и водород											H ₂ из воды не вытесняют			
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот (кроме HNO ₃)														Не вытесняют водород из разбавленных кислот				
															Реагируют с конц. и разб. HNO ₃ , конц. H ₂ SO ₄ при нагревании		С кислотами не реагируют		

таблице можно определить не только условия протекания реакций, но и их характер. Например, цинк реагирует с водой только при повышенной температуре и в результате образуется оксид цинка:



Металлы, расположенные в ряду активности левее, вытесняют из растворов солей металлы, расположенные в этом ряду правее. Для вытеснения некоторых металлов из водных растворов их солей нельзя использовать такие металлы, как литий, натрий, калий, кальций. Так как они при обычных условиях реагируют с водой.



1. Пользуясь рядом активности металлов и знаками "больше" (>) и "меньше" (<), укажите химически более активные металлы:
 - а) Mg и Zn;
 - б) Pb и Fe;
 - в) Cu и Cr;
 - г) Na и Al.

2. Посмотрите на рисунок. В каком стакане произойдет реакция? Объясните причины происходящих и не происходящих реакций.
3. Никелевые пластинки опущены в растворы:
 - а) MgSO_4 ;
 - б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;
 - в) CuSO_4 ;
 - г) AgNO_3 .



- С какими солями будет реагировать никель? Напишите уравнения реакций.
4. Почему раствор медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ готовят не в железной, а в стеклянной посуде? Поясните ответ.
 5. Ученик в химической лаборатории проводил опыты, используя металлы и растворы солей: — реакция не идет, — реакция идет. Результат опытов следующий:

Реактивы	Хлорид алюминия	Сульфат меди	Фосфат натрия	Нитрат серебра
Алюминий		✓	<input type="checkbox"/>	✓
Медь	<input type="checkbox"/>		<input type="checkbox"/>	✓
Магний	✓	✓		✓
Серебро	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	

Составьте ряд активности этих металлов. Запишите уравнения практически осуществимых химических реакций.

6. В трех пробирках находятся Cu, Zn и Ca. Используя раствор хлорида магния и разбавленной соляной кислоты, определите, в какой из пробирок находится каждый из металлов. Напишите уравнения соответствующих реакций.

7. Начертите в тетради приведенную таблицу. В соответствующих графах запишите уравнения практически осуществимых химических реакций и укажите условия их протекания.

Реагенты	Na	Ca	Zn	Mg	Cu (II)	Ag (I)
O ₂						
H ₂ O						
Раствор Pb(NO ₃) ₂						
HCl						
H ₂ SO ₄						

8. Мирас решил впечатлить родителей своими навыками и показать им фокус. Он попросил отца положить медную проволоку, изогнутую в виде елочки, в нитрат серебра. Через некоторое время медная проволока начала покрываться серебристым инеем и превратилась в пушистую серебряную елочку.
- Объясните, как медная проволока превратилась в серебряную елочку?
 - Напишите уравнение химической реакции.
 - Можно ли медную проволоку заменить проволокой из другого металла? Если да, то напишите примеры металлов.

§ 14. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕРЫ ПО ЕЕ ПРЕДУПРЕЖДЕНИЮ

С течением времени металлы и их сплавы подвергаются коррозии. **Коррозия** — это разрушение металлов и их сплавов под воздействием окружающей среды. По отношению к железу и сплавам на его основе коррозию называют *ржавлением* (рис. 29).

Различают химическую и электрохимическую коррозию.

При химической коррозии разрушение поверхности металла происходит под действием кислорода или других газов в отсутствие влаги. Поэтому химическую коррозию иногда называют *газовой*. Химической коррозии подвергаются металлы при термической обработке, арматура печей, детали двигателей внутреннего сгорания и другая аппаратура, работающая в условиях высоких температур. При этом на поверхности металлов образуются пленки оксидов или другие соединения.

Во влажном воздухе поверхность металла покрыта тонкой пленкой воды, в которой растворяются кислород и другие газы, имеющиеся в атмосфере. Под действием кислорода воздуха на поверхности металлов образуются пленки оксидов. Так, например, оксидные пленки алюминия, хрома, никеля, цинка и других металлов защищают металлы от коррозии.

Сегодня на уроке:

- узнаем, что металлы и их сплавы разрушаются под воздействием окружающей среды;
- изучим способы защиты металлов от коррозии.

Ключевые понятия

- коррозия
- химическая коррозия
- электрохимическая коррозия
- ингибиторы



Рис. 29. Коррозия металла

Электрохимическая коррозия происходит в растворах кислот, щелочей и солей. На ее скорость влияют природа примесей, степень однородности поверхности металла. Коррозия металла усиливается при его контакте с менее активным металлом (т. е. в ряду активности расположенным правее) и ослабляется при контакте с более активным металлом (в ряду активности расположенным левее). Например, железо сильнее ржавеет в контакте с медью и слабее — в контакте с цинком. Наличие неоднородностей, шероховатостей на поверхности металла также усиливает коррозию.

Защита от коррозии. Коррозия наносит большой ущерб экономике. Ежегодная потеря металла от коррозии достигает 20%. На ремонт оборудования и замену деталей, которые подвергаются коррозии, расходуются огромные средства.

Борьба с коррозией предусматривает защиту поверхности металла от контакта с атмосферой или получение на поверхности металла прочной пленки антикоррозионного покрытия.

В первом случае поверхность металла покрывают лаком, краской, эмалью или смазкой, которая препятствует соприкосновению металла с агрессивной средой. Во втором случае для защиты металла от коррозии применяют хромирование, никелирование, лужение — покрытие оловом. Также в агрессивную среду вводят *ингибиторы* — вещества, *ослабляющие коррозию* (рис. 30).

Основными методами защиты от коррозии являются:

1. Поверхностное покрытие металлов.
2. Создание сплавов, стойких к коррозии.
3. Изменение окружающей среды.



Подумайте

Чем лучше скрепить две цинковые пластинки, чтобы их коррозия не ускорилась: а) медной проволокой; б) железной проволокой?

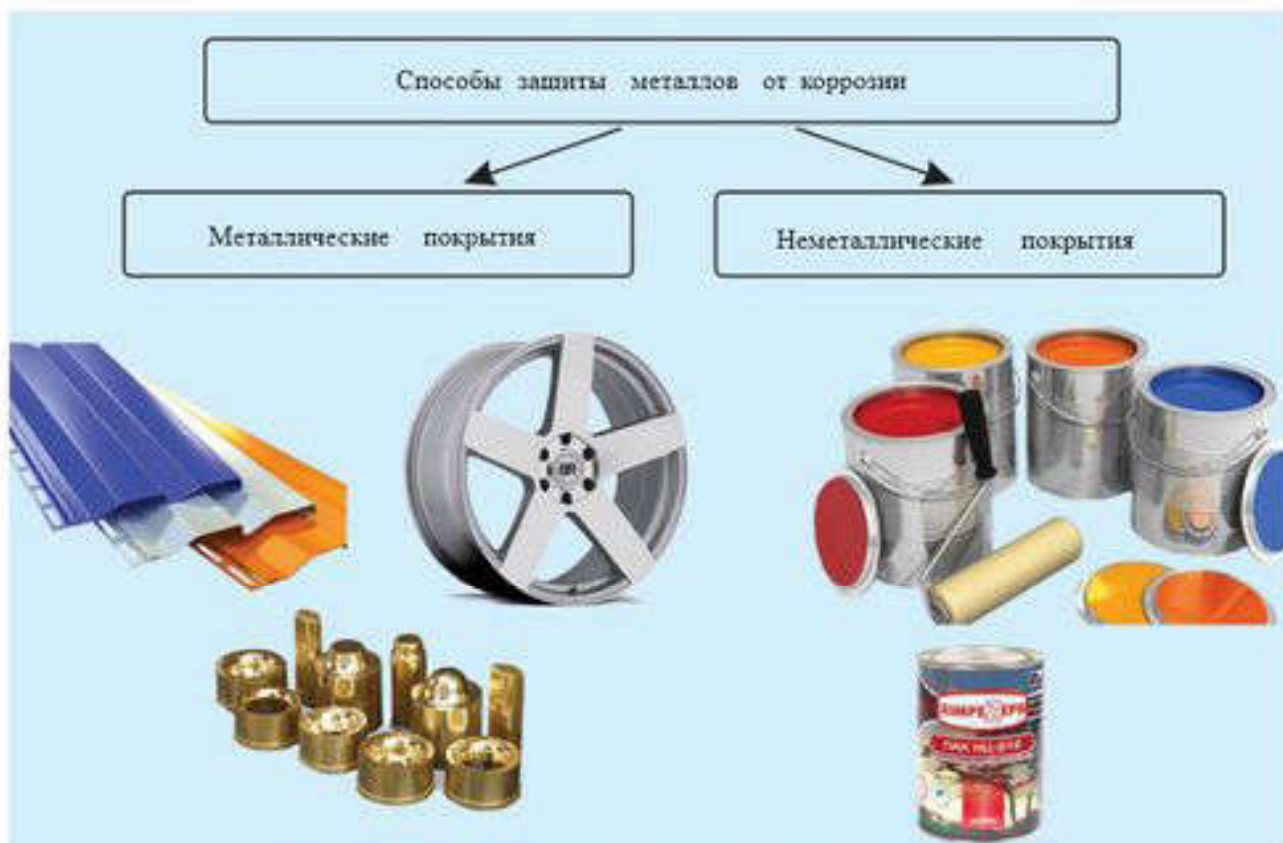


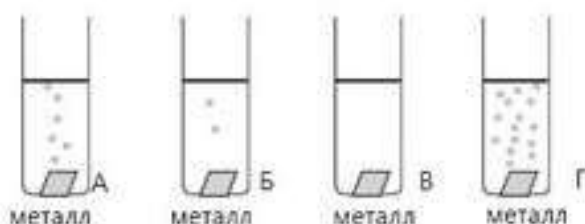
Рис. 30. Способы защиты металлов от коррозии



Коррозия — это разрушение металлов и их сплавов под воздействием окружающей среды. Различают химическую и электрохимическую коррозию. При химической коррозии разрушение поверхности металла происходит под действием кислорода или других газов в отсутствие влаги. Поэтому химическую коррозию иногда называют *газовой*. Электрохимическая коррозия происходит в растворах кислот, щелочей и солей. На ее скорость влияют природа примесей, степень однородности поверхности металла.

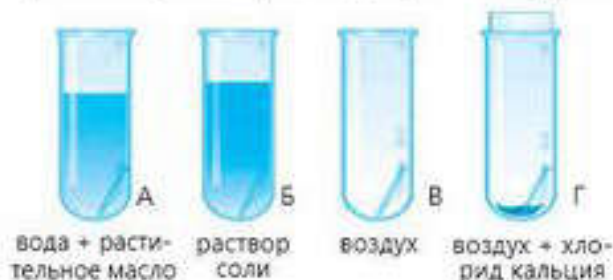


1. Что такое *коррозия*?
2. Что такое *химическая коррозия*?
3. Что такое *электрохимическая коррозия*?
4. Кусочки металлов меди, цинка, магния и железа опустили в раствор соляной кислоты. В какой пробирке находится каждый из металлов? Расположите их по убыванию активности.





5. В какой пробирке гвоздь быстрее подвергается коррозии? Почему?



6. Какое из двух изделий будет быстрее подвергаться коррозии: изготовленное из чистого железа или из железа, имеющего примеси меди? Ответ поясните.
7. Ускорится или замедлится процесс коррозии железа в растворе кислоты, если к железу прикрепить: а) пластинку из цинка; б) пластинку из серебра?
8. Перечислите способы защиты металлов от коррозии.
9. Допишите схемы уравнений практически осуществимых реакций между веществами и расставьте коэффициенты:
- а) $\text{Pb} + \dots \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{H}_2$
 - б) $\text{Fe} + \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \dots$
 - в) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots + \text{H}_2$
 - г) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 - д) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = \dots + \text{H}_2$
 - е) $\text{Ba} + \dots = \text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2$
 - ж) $\text{Zn} + \text{HBr} = \dots + \text{H}_2$
10. В 1969—1970 гг. в результате раскопок кургана на берегу реки Иссык в 53,5 км от Алматы были найдены останки сакского воина (VI—V в. до н. э.) в золотой одежде.
- а) Объясните, почему одежда из золота сохранилась до наших дней.
 - б) Период VI—V в. до н. э. относится к железному веку. Могла бы сохраниться одежда из железа? Объясните, почему.
 - в) Назовите примеры металлов, которые способны подвергаться коррозии, и сформулируйте определение коррозии.
 - г) При воздействии каких условий происходит коррозия?
11. Строительство статуи Свободы в США велось в 1876—1886 гг. Внутренняя часть изготовлена из железа, внешняя покрыта медью. По прошествии времени статуя поменяла цвет на светло-зеленый. Но это последствия не кислотных дождей, а окислительной реакции. Запишите уравнение возможной реакции, которой можно объяснить изменение цвета.



Изучаем коррозию



Возьмите три стальных гвоздика и поместите их в водопроводную воду, соленую воду, в воду, содержащую соду соответственно. Определите, в каком случае коррозия оказалась сильнее. Запишите свои наблюдения.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Взаимодействие металлов с растворами кислот

Реактивы: медь, цинк, железо, раствор соляной или серной кислоты.

Химическая посуда и оборудование: пробирки, пробиркодержатель.

Ход работы:

В три пробирки поместите по кусочку металлических цинка, железа и меди, добавьте по 2 мл разбавленной соляной кислоты (или серной кислоты). Исходя из положения этих металлов в ряду активности, сделайте предположительный вывод о возможности протекания реакции между этими металлами и соляной кислотой. После доказательства взаимодействия металлов с соляной кислотой опытным путем отметьте различие в скорости протекания реакций.

Задания:

1. Объясните наблюдаемые явления и сделайте соответствующие выводы.
2. Составьте уравнения химических реакций.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Сравнение активности металлов

Реактивы: железные стружки, медная проволока, 0,5 М растворы нитрата серебра, сульфата меди (II), нитрата алюминия.

Химическая посуда и оборудование: пробирки и пробиркодержатель.

Ход работы:

В одну пробирку налейте 2 мл раствора нитрата серебра, во вторую — 2 мл сульфата меди (II), в третью — 2 мл нитрата алюминия. В первую пробирку положите медную проволоку, во вторую — железные стружки, в третью — медную проволоку.

Задания:

1. Какие вещества образуются в каждой пробирке?
2. Какая закономерность в активности металлов проявляется в этих процессах?
3. Напишите уравнения соответствующих реакций.



КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА

§ 15. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЬ. ЧИСЛО АВОГАДРО

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое *количество вещества, моль*;
- число Авогадро;
- постоянная Авогадро.

Ключевые понятия

- моль
- число структурных частиц

Для определения различных величин применяются разные единицы измерения. Например, рост человека измеряют в сантиметрах, расстояние между городами — в километрах. Иногда для упрощения небольшие единицы группируют и объединяют. Например, 1000 г — 1 кг, 30 дней — 1 месяц, 100 тьен — 1 тенге.

Точно так же и химикам необходима удобная единица измерения, которая должна учитывать очень малый размер атомов и молекул. Такой величиной является *количество вещества*. Количество вещества содержит определенное число структурных частиц (атомов, молекул и т. д.).

Для удобства в химии порцию, содержащую 602 000 000 000 000 000 000 (или $6,02 \cdot 10^{23}$) структурных частиц (атомов, молекул и др.), называют *1 моль*.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют *числом Авогадро* в честь итальянского ученого Амедео Авогадро. Почему именно такое число было выбрано для определения моль вещества? Дело в том, что столько атомов содержится в образце углерода массой 12 г; в современной науке такое количество используют в качестве стандарта для определения атомной единицы массы. Учитывая это, можно дать еще одно определение моль:

Моль — это такое количество вещества (порция вещества), в котором число частиц (атомов или молекул) равно числу атомов углерода в 12 г (0,012 кг) углерода.

Зная массу одного атома углерода ($19,94 \cdot 10^{-27}$ кг), можно легко определить число (N) атомов в порции углерода массой 0,012 кг:

$$N = \frac{0,012 \text{ кг}}{19,94 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 6,02 \cdot 10^{23}$$

Следовательно, в углероде массой 0,012 кг содержатся $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода и эта порция составляет 1 моль. Столько же структурных единиц (атомов, молекул и др.) содержится в 1 моль любого вещества.



Величина, равная :

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1},$$

получила название *постоянной Авогадро*. Она является одной из важнейших универсальных постоянных и обозначается символом N_A :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Зная постоянную Авогадро, любое количество вещества можно выразить в моль. Если вещество содержит N молекул (или структурных единиц), то количество вещества равно :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Наоборот, зная количество вещества в моль, можно вычислить число частиц :

$$N = n \cdot N_A$$

Ниже приведены образцы задач на применение числа Авогадро.

Задача 1. В комнате содержится $2,77 \cdot 10^{26}$ молекул кислорода. Вычислите количество вещества кислорода.

<p>Дано :</p> $N(\text{O}_2) = 2,77 \cdot 10^{26}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black;"/> $n(\text{O}_2) \text{ — ?}$	<p>Решение :</p> $n = \frac{N}{N_A}$ $n(\text{O}_2) = \frac{2,77 \cdot 10^{26}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} \approx 460 \text{ моль}$
--	---

Ответ : $n(\text{O}_2) \approx 460 \text{ моль}$.

Задача 2. В стакане содержится около 11 моль молекул воды. Определите число молекул воды в стакане.

<p>Дано :</p> $n(\text{H}_2\text{O}) = 11 \text{ моль}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black;"/> $N(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$	<p>Решение :</p> $n = \frac{N}{N_A}, \text{ отсюда } N = n \cdot N_A$ $N(\text{H}_2\text{O}) = 11 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,622 \cdot 10^{24}$
---	--

Ответ : $N(\text{H}_2\text{O}) = 6,622 \cdot 10^{24}$.

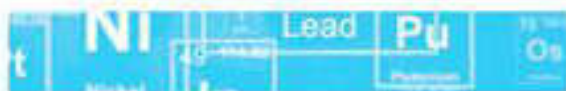
Задача 3. Вычислите число атомов кислорода и водорода, которые содержатся в 5 моль воды.

<p>Дано :</p> $n(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ моль}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black;"/> $N(\text{O}) \text{ — ?}$ $N(\text{H}) \text{ — ?}$	<p>Решение :</p> $n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = n \cdot N_A$ <p>Одна молекула воды состоит из одного атома кислорода и двух атомов водорода. Отсюда 5 моль воды содержит 5 моль атомов кислорода и 10 моль атомов водорода. Следовательно,</p>
--	--

$$N(\text{O}) = 5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 3,01 \cdot 10^{24}$$

$$N(\text{H}) = 10 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{24}$$

Ответ : $N(\text{O}) = 3,01 \cdot 10^{24}$, $N(\text{H}) = 6,02 \cdot 10^{24}$.



Амедео Авогадро (1776—1856)

Итальянский физик и химик. Ввел в науку понятия "молекула" и "молекулярный вес". На основании открытого им закона разработал метод определения молекулярных и атомных масс. Первым установил, что формула воды — H_2O , а не HO , как считали раньше. Установил состав многих веществ. Впервые правильно определил атомную массу многих элементов. Заложил основы атомно-молекулярной теории.

Знаете ли вы?

- В Америке ученые празднуют День числа Авогадро. Празднование проходит с 6 ч 02 мин утра 23 октября до 6 ч 02 мин следующего дня.
- Сделать вывод о том, насколько огромно численное значение постоянной Авогадро, можно с помощью следующего сравнения: площадь поверхности нашей планеты равна 510 млн. км². Если равномерно рассыпать по всей поверхности $6,02 \cdot 10^{23}$ песчинок диаметром всего лишь 1 мм, то они образуют слой песка толщиной более 1 м.
- Количество рисовых зерен, равного 1 моль, будет достаточно, чтобы покрыть всю сушу нашей планеты слоем толщиной 75 м.
- Пустыня Сахара содержит менее 3 моль мельчайших песчинок.
- Известно, что запас воды в Мировом океане составляет $1,37 \cdot 10^{21}$ л. Если бы мы попытались измерить всю воду Мирового океана стаканами, то получили бы примерно $6,8 \cdot 10^{21}$ стаканов. Это число очень велико, но оно составляет всего одну сотую долю числа Авогадро, т. е. $6 \cdot 10^{23}$ стаканов воды набралось бы на ста планетах, подобных Земле.

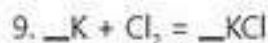
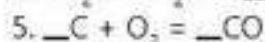


Для удобства в химии в качестве меры вещества используется физическая величина "количество вещества". Количество вещества выражается в моль. **Моль** — это такое количество вещества (порция вещества), в котором число частиц (атомов, молекул и др.) равно числу атомов углерода массой 12 г (0,012 кг). В 1 моль любого вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют *числом Авогадро* (N_A) в честь итальянского ученого Амедео Авогадро.



1. Дайте определение понятий "количество вещества" и "моль".
2. Предложите способы, которыми можно наглядно продемонстрировать, насколько велико число Авогадро.
3. Уравняйте следующие реакции, расставив коэффициенты над линиями, и укажите их тип:

1. $\underline{\quad} Li + \underline{\quad} H_2O = \underline{\quad} LiOH + H_2$	6. $\underline{\quad} Ca + O_2 = \underline{\quad} CaO$
2. $H_2SO_4 + \underline{\quad} K = K_2SO_4 + H_2$	7. $\underline{\quad} Al + \underline{\quad} O_2 = \underline{\quad} Al_2O_3$
3. $CH_4 + \underline{\quad} O_2 = CO_2 + \underline{\quad} H_2O$	8. $\underline{\quad} Li_2O + P_2O_5 = \underline{\quad} Li_3PO_4$



4. Какие атомы могут быть на второй из каждой чаши весов, представленных на рисунке?



- 1. В стакан помещается около 1,5 моль сахара. Вычислите число молекул сахара в стакане.
Ответ: $9,03 \cdot 10^{23}$.
- 2. В воздушном шаре содержится около $0,9 \cdot 10^{23}$ молекул азота. Вычислите количество вещества азота (в молях).
Ответ: 0,149 моль.
- 3. Вычислите число атомов кислорода, которое содержится в углекислом газе CO_2 количеством вещества: а) 0,5 моль; б) 2 моль.
Ответ: а) $3,01 \cdot 10^{23}$; б) $12,04 \cdot 10^{23}$.
- 4. Вычислите количество вещества атомов каждого химического элемента, которое содержится в 1 моль следующих соединений: а) Cl_2 ; б) H_2SO_4 ; в) Fe_2O_3 .
- 5. В организме человека массой 55 кг содержится примерно $5 \cdot 10^{26}$ атомов углерода. Какое количество вещества элемента углерода содержится в организме?
- 6. При спокойном дыхании за один вдох в легкие человека поступает примерно 300 мл воздуха, в котором содержится 0,0026 моль кислорода. Из этого количества кислорода 22% поглощается легкими, остальное выдыхается. Сколько молекул кислорода поглощают легкие человека за один вдох? Сколько молекул кислорода он выдыхает?
Ответ: $3,44 \cdot 10^{21}$



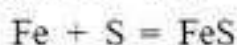
Измерение числа частиц

Измерьте, сколько столовых ложек воды находится в граненом стакане. Какое количество воды помещается в стакане? Сколько примерно молекул содержится в стакане воды? Проведите эти расчеты.

§ 16. МОЛЯРНАЯ МАССА

В химические реакции вещества вступают в определенных массовых соотношениях.

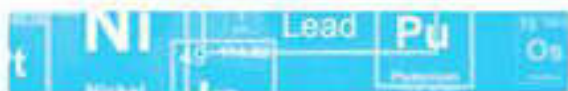
Для того чтобы исходные вещества полностью прореагировали, их необходимо брать в определенных количествах. Рассмотрим получение сульфида железа (II):



Как видно из уравнения, для образования одной молекулы сульфида железа (II) требуется 1 атом железа и 1 атом серы (рис. 31). Зная относительные атомные массы железа и серы, можно вычислить, в каких атомных соотношении-

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое *молярная масса вещества*;
- поймем, что химические реакции идут пропорционально количеству структурных частиц (молекул, атомов и др.).



Ключевые понятия

- относительная атомная и молекулярная масса
- массовое соотношение и атомное соотношение
- молярная масса

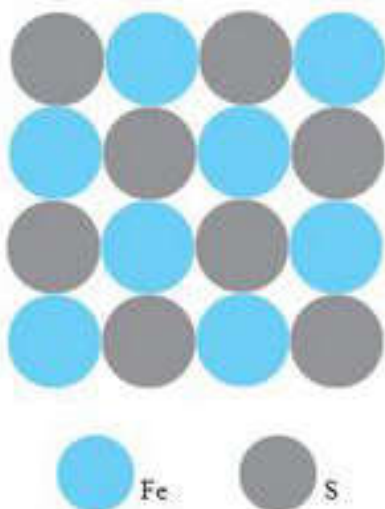


Рис. 31. Строение сульфида железа (II)

ях атомы этих элементов находятся в сульфиде железа (II):

$$Ar(\text{Fe}) : Ar(\text{S}) = 56 : 32 = 7 : 4$$

Из приведенных вычислений видно, что железо и сера реагируют без остатка только в массовых соотношениях 7:4.

Если взять их в другой пропорции, например 10:4, то химическая реакция произойдет, но 3 г железа в реакцию не вступит и его можно будет отделить при помощи магнита. Это свидетельствует о том, что железо и сера реагируют только в определенных массовых соотношениях. Таким образом, атомы соединяются между собой только в определенных соотношениях. Следовательно, число атомов в 7 г железа соответствует числу атомов в 4 г серы. Такие же постоянные массовые соотношения соблюдаются между элементами и в других реакциях.

В реакции водорода с кислородом каждые две молекулы водорода реагируют с одной молекулой кислорода и образуют две молекулы воды (рис. 32).

По этим примерам важно понять, что структурные частицы соединяются именно со

структурными частицами (молекулы с молекулами, атом с атомами). То есть химические реакции идут пропорционально не массе, а количеству структурных частиц (молекул, атомов и др.).

Как вам известно, структурные частицы различных веществ неодинаковы, поэтому 1 моль вещества, или $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных частиц веществ имеет разные массу и объем. Например, $6,02 \cdot 10^{23}$ (1 порция) структурных частиц (1 моль) углерода (графита), серы, железа и меди весят соответственно 12, 32, 56 и 64 г (рис. 33).

Поэтому возникает вопрос: в каких соотношениях следует брать вещества, чтобы в них содержалось необходимое количество частиц? Для этого используют понятие "молярная масса вещества". Она нужна

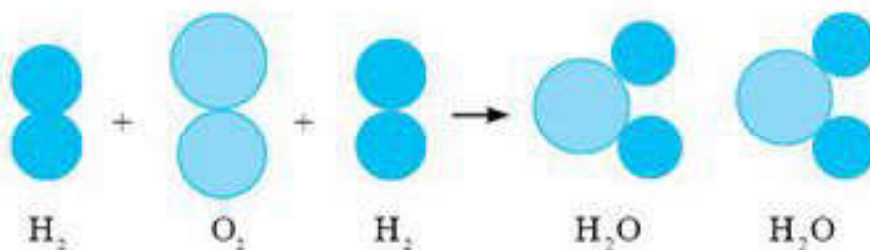


Рис. 32. Образование молекулы воды



Графит 12 г



Сера 32 г



Железо 56 г



Медь 64 г

1 моль
 $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов

Рис. 33. 1 моль разных веществ

для того, чтобы переходить от массы вещества (с которой мы работаем в реальном мире) к количеству молекул, или количеству вещества, нужному для реакций.

Молярная масса вещества (M) — масса 1 моль вещества. По величине она равна относительной молекулярной массе M_r (для веществ атомного строения — относительной атомной массе A_r). Однако следует учесть, что понятия “относительная молекулярная масса” и “молярная масса” — это совершенно разные понятия. Например, относительная молекулярная масса воды показывает, что одна молекула воды в 18 раз тяжелее атомной единицы массы, а молярная масса воды — это масса 1 моль воды. *Молярная масса обозначается буквой “M” и измеряется в г/моль.*

Численные значения молярной и относительной молекулярной (или атомной) массы совпадают.

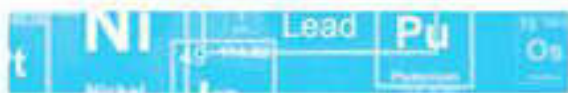
Молярная масса метана CH_4 определяется следующим образом:

$$M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4 \cdot A_r(\text{H}) = 12 + 4 = 16,$$

следовательно, $M(\text{CH}_4) = 16$ г/моль, т. е. 16 г метана содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Если известны масса m и количество (число моль) вещества n , молярную массу можно вычислить по формуле:

$$M = \frac{m}{n}$$



Зная массу и молярную массу вещества, можно рассчитать число ее моль: $n = \frac{m}{M}$ или найти массу вещества по числу моль и молярной массе:

$$m = n \cdot M$$

Следует отметить, что значение молярной массы вещества определяется его качественным и количественным составом, т. е. зависит от M_r и A_r . Поэтому разные вещества при одинаковом количестве моль имеют различные массы m .

Становится понятным, почему в химии важнее достичь равного количества атомов, чем равных масс веществ.

Применяя рассмотренные ранее формулы, можно решить различные задачи.

Задача 1. Определите, какое количество вещества содержится в одном железном гвозде массой 28 г.

<i>Дано :</i>	<i>Решение :</i>
$m(\text{Fe}) = 28 \text{ г}$	Для решения используем формулу :
$n(\text{Fe}) = ?$	$n = \frac{m}{M}$
	$n(\text{Fe}) = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$

Ответ : $n(\text{Fe}) = 0,5 \text{ моль.}$

Задача 2. В аптечном спиртовом растворе йода содержится 5 г йода (I_2). Сколько молекул йода содержится в одном флаконе?

<i>Дано :</i>	<i>Решение :</i>
$m(\text{I}_2) = 5 \text{ г}$	Для решения используем формулу :
$N(\text{I}_2) = ?$	$N = n \cdot N_A$
	$n = \frac{m}{M} = N = \frac{m}{M} \cdot N_A$

$$N = \frac{5 \text{ г}}{254 \text{ г/моль}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 0,118 \cdot 10^{23} \text{ или } 11,8 \cdot 10^{21}.$$

Ответ : $N(\text{I}_2) = 11,8 \cdot 10^{21} \text{ молекул.}$

Задача 3. Смешали 2 г порошкообразной меди с 2 г порошкообразной серы. Смесь нагрели до начала химической реакции. Найдите массу сульфида меди (II), если известно, что медь с серой соединяются в массовых соотношениях 2 : 1.

Решение. Если медь с серой реагируют в массовых соотношениях 2 : 1, то это означает, что 2 г меди вступят в реакцию с 1 г серы и получится 3 г сульфида меди, а 1 г серы в реакции не участвует.



Задача 4. Чему равна масса в граммах 1 атома изотопа йода ^{131}I ?

Дано :

$$N(^{131}\text{I}) = 1 \text{ атом}$$

$$m(^{131}\text{I}) = ?$$

Решение :

Найдем молярную массу атомов йода :

$$M(\text{I}) = 131 \text{ г/моль}$$

$$m(^{131}\text{I}) = \frac{131 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,18 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Ответ : $2,18 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$

Знаете ли вы?

2 151 071 428 570 000 000 000 000 атомов кремния весят ровно 1 кг.

Среди известных веществ самая большая молекулярная масса у белка титина, молекулярная формула которого $\text{C}_{132983} \text{H}_{211861} \text{N}_{36149} \text{O}_{40883} \text{S}_{693}$. Его молярная масса равна 2 993 442 г/моль, т. е. 1 моль вещества весит почти 3 т.



Структурные частицы соединяются со структурными частицами (молекулы с молекулами, атомы с атомами). Атомы или молекулы соединяются между собой только в определенных соотношениях. То есть химические реакции идут пропорционально не массе, а количеству структурных частиц (молекул, атомов и др.). Молярная масса вещества (M) — масса 1 моль вещества. По величине она равна относительной молекулярной массе M_r (для веществ атомного строения — относительной атомной массе A_r).

относительной молекулярной массе M_r (для веществ атомного строения — относительной атомной массе A_r).

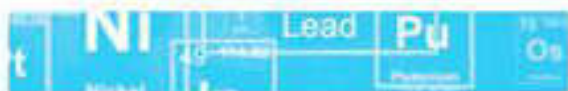


1. Чем отличается физическая величина "молярная масса" от физической величины "молекулярная масса"?
2. Почему порции различных веществ, содержащие одинаковое число структурных частиц, имеют разную массу?
3. Ниже приведены молекулы хлороводорода, азотной, серной и фосфорной кислот. Напишите формулы и определите молярные массы этих веществ.



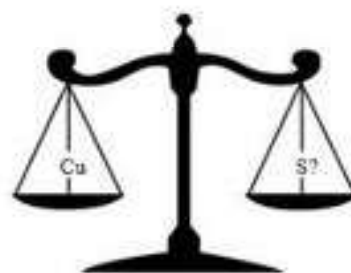
4. Отличаются ли понятия "моль молекул" и "моль атомов"? Объясните на примере молекулы аммиака NH_3 .

- 1. По весу воды в стакане вычислите количество вещества воды и число молекул (массу стакана не учитывать).



- 2. На левой чаше весов имеется $18,06 \cdot 10^{23}$ атомов меди. Сколько граммов серы надо положить во вторую чашу весов, чтобы уравновесить весы?

Ответ: 192 г.



- 3. Заполните таблицу в тетради:

№	Формула соединения	Количество вещества	Масса вещества	Число частиц
1	H_2	2 моль		
2	NH_3		51 г	
3	$Al_2(SO_4)_3$			$1,806 \cdot 10^{23}$
4	CO_2	1,5 моль		
5	O_2		128 г	

- 4*. Определите массу серы, реагирующей без остатка с железными опилками массой 2,8 кг, если в данном случае химические элементы железо и сера соединяются в массовых соотношениях 7 : 4.

Ответ: 1,6 кг.

СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

Глава V



§ 17. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Вещества вступают в химические реакции в определенных массовых и количественных соотношениях. Следовательно, при проведении реакций в лабораториях и на химических заводах расходуются определенные массы исходных веществ для получения заданной массы продуктов реакции.

Эти расчеты проводят по уравнениям реакций. Единицы величин, которыми пользуются в химии, представлены в таблице 10.

Таблица 10

Величина	Обозначение	Единицы
Количество вещества	n	моль
Относительная молекулярная (формульная) масса	M_r	
Молярная масса	M	г/моль
Масса	m	г
Число структурных единиц	N	молекула или атом

Сегодня на уроке:

- научимся решать задачи по уравнениям химических реакций.

Ключевые понятия

- количество вещества
- относительная молекулярная масса
- молярная масса
- химическое уравнение
- коэффициент
- мольные отношения

При проведении любого вычисления по уравнению реакции нужно внимательно прочитать условие задачи. Особое внимание обратите на *расстановку коэффициентов*, так как соотношение числа структурных единиц реагентов и продуктов реакции выражается в уравнениях коэффициентами так же, как и *мольные отношения*.

Химическое уравнение	2H_2	+	O_2	=	$2\text{H}_2\text{O}$
Число молекул	2 молекулы		1 молекула		2 молекулы
Количество вещества	2 моль		1 моль		2 моль
Массы веществ	4 г		32 г		36 г
Соотношение общего числа молекул (или формульных единиц)	$12,04 \cdot 10^{23}$		$6,02 \cdot 10^{23}$		$12,04 \cdot 10^{23}$
	2	:	1	:	2



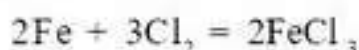
Все задачи решаются на основе закона сохранения массы веществ: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, полученных в результате реакции.

Для решения расчетной задачи необходим определенный порядок действий. Рассмотрим его на нескольких примерах.

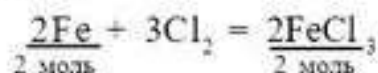
Пример 1. Вычислите массу хлорида железа (III) — FeCl_3 , образующегося при взаимодействии железа массой 224 г с избытком хлора.

Дано : $m(\text{Fe}) = 224 \text{ г}$ $m(\text{FeCl}_3) = ?$	Решение : $n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$ $M(\text{Fe}) = A_r(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$ $n(\text{Fe}) = \frac{224 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$
--	---

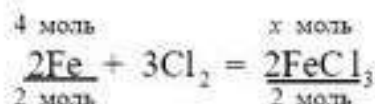
1. Записываем уравнение химической реакции. Подчеркиваем формулы веществ, о которых идет речь в задаче:



2. Под их формулами записываем количество вступивших в реакцию и образовавшихся веществ:



3. Над формулами веществ записываем известные и неизвестные величины по условию задачи:



4. Составляем и решаем пропорцию на основе рассуждения:

2 моль Fe образуют 2 моль FeCl_3

4 моль Fe образуют x моль FeCl_3

$$\frac{2}{4} = \frac{2}{x}; x = \frac{2 \cdot 4}{2} = 4 \text{ моль}$$

5. Находим массу FeCl_3 :

$$m(\text{FeCl}_3) = n(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3)$$

$$M_r(\text{FeCl}_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5$$

$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = 4 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 650 \text{ г}$$

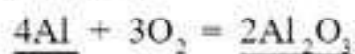
Ответ : $m(\text{FeCl}_3) = 650 \text{ г}$.

Пример 2. Определите массу алюминия, прореагировавшего с кислородом, если в результате реакции образовался оксид алюминия Al_2O_3 количеством вещества 3,5 моль.

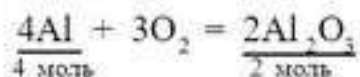


$$\begin{array}{l} \text{Дано:} \\ n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 3,5 \text{ моль} \\ \hline m(\text{Al}) = ? \end{array}$$

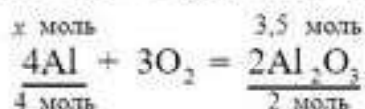
Решение:
Составляем уравнение реакции, подчеркиваем формулы веществ, о которых идет речь в задаче:



2. Под их формулами записываем количество вступившего и образовавшегося веществ по уравнению:



3. Над формулами веществ, о которых идет речь в задаче, проставляем количество вещества, вступившего в реакцию, и образовавшиеся вещества:



$$x = \frac{4 \cdot 3,5}{2} = 7 \text{ моль};$$

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Al}) = 7 \cdot 27 \text{ г/моль};$$

$$x = 189 \text{ г.}$$

Ответ: 189 г.

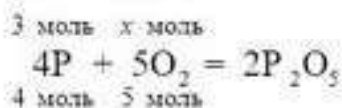
Пример 3. Рассчитайте количество вещества кислорода, необходимого для полного сгорания фосфора массой 93 г.

$$\begin{array}{l} \text{Дано:} \\ m(\text{P}) = 93 \text{ г} \\ \hline n(\text{O}_2) = ? \end{array}$$

Решение:
1. Определяем количество вещества фосфора:

$$n = \frac{m}{M}; n(\text{P}) = \frac{93 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$$

2. По уравнению химической реакции определяем количество вещества кислорода, вступившего в реакцию:



На 4 моль P требуется 5 моль O₂

На 3 моль P требуется x моль O₂

$$\frac{4}{3} = \frac{5}{x}, \text{ отсюда } x = 3,75 \text{ моль O}_2.$$

Ответ: 3,75 моль.



Вещества вступают в химические реакции в определенных массовых и количественных соотношениях.

Все задачи решаются на основе закона сохранения массы веществ: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции.



1. Перечислите основные количественные характеристики веществ.

- 1 Кислород количеством вещества 1,6 моль полностью прореагировал с водородом. Рассчитайте количество образовавшейся при этом воды.
- 2. В результате неполного сгорания сероводорода в кислороде образуется сера: $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте массу кислорода, необходимую для получения 4 моль серы. *Ответ: 64 г.*
- 3. Придумайте условие задачи, для решения которой необходимо использовать уравнение $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$.
- 4. Цинк массой 13 г прореагировал с разбавленной соляной кислотой. Рассчитайте количество вещества и массу образовавшегося хлорида цинка. *Ответ: 0,2 моль, 27,2 г.*
- 5. Смесь цинка и железа общей массой 32,5 г, содержащая 20% цинка, прореагировала с соляной кислотой. Найдите массу и количество образовавшегося водорода. *Ответ: 0,6 моль, 1,2 г.*
- 6*. Железо и сера реагируют в массовых соотношениях 7 : 4. Вычислите массу серы, которая реагирует с 2,8 кг железа. *Ответ: 1,6 кг.*

§ 18. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с законом Авогадро;
- научимся решать задачи на закон Авогадро и относительную плотность газообразных веществ.

Ключевые понятия

- молярный объем
- число молекул
- нормальные условия
- моль
- плотность газов

Из курса физики вам уже известно, что газы подчиняются определенным законам. Одним из них является закон Авогадро.

Исходя из данных, полученных в результате экспериментов и на основе законов Бойля — Мариотта и Гей-Люссака (все газы одинаково сжимаются и обладают одинаковым термическим коэффициентом), итальянский ученый А. Авогадро в 1811 г. высказал гипотезу, которая впоследствии была подтверждена опытными данными и названа *законом Авогадро*. Сам закон формулируется следующим образом: **в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул**. Иначе говоря:

1. Определенное число молекул любого газа всегда будет занимать строго определенный объем при одинаковых давлении и температуре.

2. При нормальных условиях (н. у. — это $T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$, $p = 101,3 \text{ кПа}$ или при $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$, $p = 1 \text{ атм}$) 1 моль любого газа занимает один и тот же объем, который составляет **22,4 л** и называется *молярным объемом* (рис. 34). *Молярный объем измеряется в л/моль и обозначается V_m* .

Используя молярный объем V_m , находят объем газа:

$$V = n \cdot V_m$$

или количество вещества:

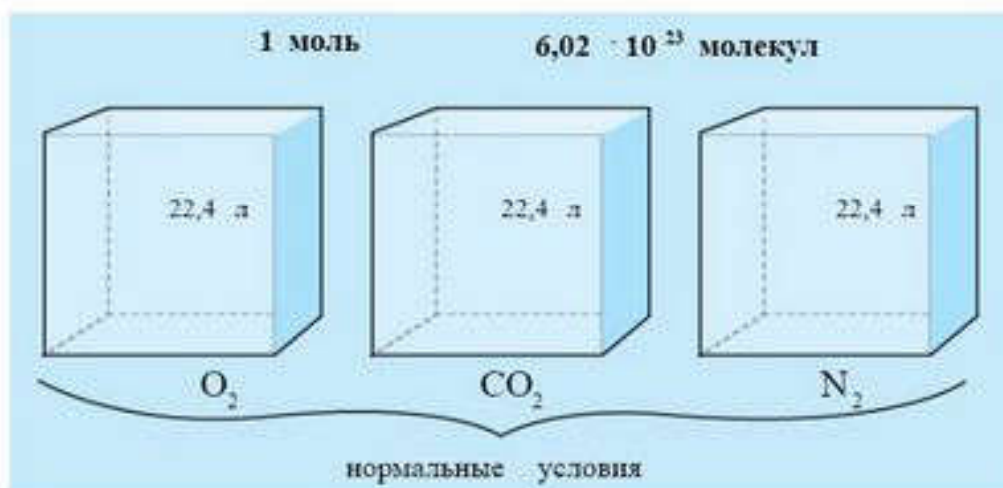


Рис. 34. При н. у. 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л

$$n = \frac{V}{V_m}$$

где: V — объем (л), n — количество вещества (моль).

Применяя закон Авогадро, можно решать различные задачи.

Задача 1. Какой объем при н. у. займет 2 моль азота?

Решение. $V(N_2) = V_m \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$.

Ответ: $V(N_2) = 44,8 \text{ л}$.

Задача 2. Вычислите, какой объем (н. у.) занимает 84 г азота.

Решение.

1) Находим молярную массу азота N_2 :

$$M(N_2) = 28 \text{ г/моль}$$

2) По формуле $m = n \cdot M$ находим:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{84 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$$

3) По формуле $V = n \cdot V_m$ находим:

$$V = 3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 67,2 \text{ л}$$

Ответ: $V(N_2) = 67,2 \text{ л}$.

Относительная плотность газов. Для решения многих химических задач необходимо знать относительную плотность газов, т. е. установить, во сколько раз 1 моль одного газа тяжелее или легче 1 моль другого газа.

Относительная плотность газов обозначается буквой D . Плотность первого газа по отношению к плотности второго газа определяется отношением их молярных масс (относительные молекулярные) и выражается следующими формулами:



$$D_{1(G)} = \frac{\rho(\text{газ}_2)}{\rho(\text{газ}_1)} = \frac{M(\text{газ}_2)}{M(\text{газ}_1)} = \frac{M_r(\text{газ}_2)}{M_r(\text{газ}_1)}$$

Обычно относительную молекулярную массу различных газов определяют по отношению к плотности водорода $D_{(\text{H}_2)}$ как самого легкого из всех газов, а также по плотности кислорода $D_{(\text{O}_2)}$, воздуха $D_{(\text{возд.})}$ и т. д. Молярную массу любого газа можно вычислить по формуле:

$$M(x) = D_B(x) \cdot M(B), \text{ где } B \text{ — известный газ (воздух, O}_2, \text{H}_2 \text{ и т. д.)}$$

Задача 3. Найдите молярную массу газа, если его относительная плотность по воздуху равна 1,517.

Решение. Молярная масса газа составляет:

$$\begin{aligned} M_{\text{возд.}} &= 29 \text{ г/моль, } M(x) = M_{\text{возд.}} \cdot D_{\text{возд.}}(x); \\ M(x) &= 29 \cdot 1,517 = 44 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

Ответ : $M(x) = 44 \text{ г/моль.}$

Задача 4. Найдите относительную плотность диоксида углерода по водороду.

Решение. Сначала находим относительную молекулярную массу диоксида углерода: $M_r(\text{CO}_2) = 44$.

Теперь находим его относительную плотность:

$$D_{(\text{H}_2)}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{44}{2} = 22.$$

Ответ : $D_{(\text{H}_2)}(\text{CO}_2) = 22.$

По химическим формулам можно определить плотность газов. Зная молярную массу газа, можно легко рассчитать его плотность (ρ) при н. у.:

$$\rho = \frac{M}{V_m}$$

Например, для азота:

$$\rho(\text{N}_2) = \frac{M(\text{N}_2)}{V_m} = \frac{28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ г/л.}$$

По плотности газа находят его молярную массу:

$$M = \rho \cdot V_m$$



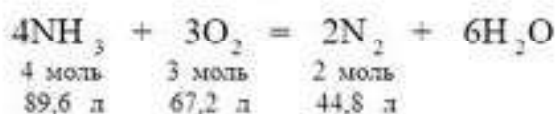
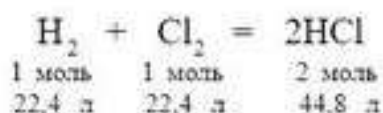
В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает один и тот же объем, и этот объем составляет 22,4 л и называется *молярным объемом*. Молярный объем измеряется в л/моль.



- Какие физические явления и факты подтверждают правильность закона Авогадро? Сформулируйте этот закон.
- Определите относительную плотность аммиака (NH_3) по водороду.
- Относительная плотность газа по водороду — 14,5. Определите молярную массу газа.
- При взаимодействии азота с водородом образовалось 0,5 моль аммиака (NH_3). Определите массу азота, вступившего в реакцию.
- Какая масса кислорода потребуется для сжигания 10 кг метана CH_4 ?
- Плотность газа по воздуху равна 2. Какова молярная масса газа?
- Вычислите объем водорода (н. у.) количеством вещества 1,5 моль.
Ответ: 33,6 л.
- Вычислите объем азота (н. у.) количеством вещества 0,1 моль.
Ответ: 2,24 л.
- Вычислите количество вещества углекислого газа объемом 112 л (н. у.).
Ответ: 5 моль
- Объем кислородной подушки, используемой в медицинской практике, 10 л ($\rho = 1,43$ г/л). Какова масса заключенного в ней кислорода? *Ответ: 14,3 г*
- Измерьте ширину, длину и высоту одной из комнат в вашем доме. Рассчитайте массу содержащегося в ней воздуха.

§ 19. ОБЪЕМНЫЕ ОТНОШЕНИЯ ГАЗОВ ПРИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

Вам уже известно, что коэффициенты, стоящие перед химическими знаками и формулами, показывают не только число атомов и молекул, но и число моль веществ, участвующих в реакции. Поэтому уравнения реакций между газами можно записать так:



Если сократить указанные численные значения объемов реагирующих и образующихся газов на число 22,4 л, то получатся простые целые числа, показывающие объемные отношения газов: в первой реакции — 1 : 1 : 2, во второй — 4 : 3 : 2. Следовательно, для газов также справедлив закон объемных отношений Гей-Люссака. **В химических реакциях объемы реагирующих и полученных газов соотносятся как небольшие целые числа.**

Коэффициенты в уравнениях реакций показывают число объемов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Сегодня на уроке:

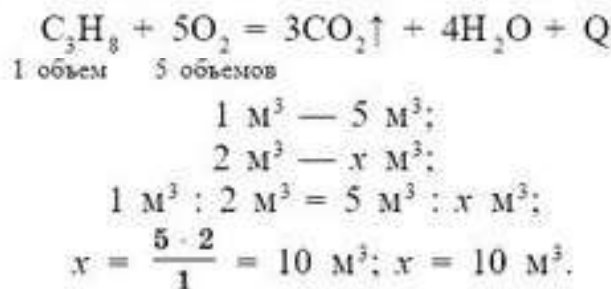
- ознакомимся с законом объемных отношений;
- научимся делать расчеты по объемным отношениям газов.

Ключевые понятия

- коэффициент
- формула
- уравнения реакций
- молярный объем газообразных веществ



Отношение объемов реагирующих газов позволяет также производить ряд расчетов. Например, нужно вычислить объем кислорода, необходимого для сжигания 2 м³ пропана C₃H₈:



Ответ : для сжигания 2 м³ пропана требуется 10 м³ кислорода.

Пример. Нужно вычислить объем кислорода, необходимого для сжигания ацетилена (C₂H₂) объемом 50 л.

Последовательность выполнения действий:

1. С помощью соответствующих обозначений запишем условие задачи	<i>Дано :</i> V(C ₂ H ₂) = 50 л V(O ₂) = ?
2. Запишем уравнение реакции, расставим коэффициенты	<i>Решение :</i> 2C ₂ H ₂ + 5O ₂ = 4CO ₂ + 2H ₂ O
3. Над формулами веществ запишем данные об объемах газообразных веществ, известные из условия задачи, а под формулами — объемы веществ, равные стехиометрическим коэффициентам	$\begin{array}{c} 50 \text{ л} \quad x \text{ л} \\ 2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\ \underline{2 \text{ л}} \quad \underline{5 \text{ л}} \end{array}$
4. Вычислим объем вещества, который требуется найти. Для этого составим пропорцию	$\frac{50 \text{ л}}{2 \text{ л}} = \frac{x \text{ л}}{5 \text{ л}}$, отсюда $x = 125 \text{ л}$
5. Запишем ответ	<i>Ответ :</i> V(O ₂) = 125 л



Коэффициенты, стоящие перед химическими знаками и формулами, показывают не только число атомов и молекул, но и число моль веществ, участвующих в реакции. В химических реакциях объемы реагирующих и полученных газов соотносятся как небольшие целые числа. Коэффициенты в уравнениях реакций показывают число объемов реагирующих и образовавшихся веществ.



1. Каким закономерностям подчиняется поведение газообразных веществ в химических реакциях? Поясните на конкретных примерах.
2. Установите соответствие между химическими реакциями и отношениями объемов газов:






Химическая реакция	Отношение объемов газов
А) $H_2 + F_2 = 2HF$	1) 2:1:2
Б) $2CH_4 = C_2H_2 + 3H_2$	2) 1:3:2
В) $2CO + O_2 = 2CO_2$	3) 1:1:2
Г) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$	4) 2:1:3

3. В трех закрытых пробками одинаковых колбах находятся по 1 моль: а) водород; б) кислород; в) углекислый газ. Как можно их распознать, не открывая колбы?



4. В трех колбах изображены модели молекул гелия, водорода и углекислого газа. Заполните таблицу в тетради по данным, представленным в ней:

	 He	 H ₂	 CO ₂
Название			
Формула			
N (число частиц)			$12,04 \cdot 10^{25}$
Число моль	1 моль		
Объем (н.у.)		44,8 л	
Масса			

- 1. Вычислите, какой объем кислорода потребуется для сжигания: а) 10 м^3 метана CH_4 при н. у.; б) 10 м^3 оксида углерода (II) CO при н. у.
- 2. В каком объемном соотношении должны быть смешаны оксид углерода (II) и кислород, чтобы при поджигании газы полностью прореагировали? Каково соотношение объемов получившегося углекислого газа и исходной смеси газов?
- 3. Каковы объемы газов, полученных при сгорании 2 моль сероуглерода CS_2 при н. у.?
- 4. Вычислите, в каких объемных соотношениях вступают в реакцию азот и кислород при н. у. Валентность азота в полученном соединении равна 2.
- 5. Вычислите объемы исходных газов, необходимых для получения 500 м^3 хлороводорода при н. у.
- 6. Какой объем воздуха при н. у. требуется по расчету для полного сгорания 1 кг антрацита следующего состава: 96% углерода, 2% водорода, 1% кислорода и 1% азота? Ответ: 9 м^3 .
- 7. При сжигании в карбюраторе автомобиля 1 кг горючего в воздух выбрасывается до 800 г оксида углерода (II) (угарный газ). Рассчитайте массу оксида углерода (II), образующегося при сжигании 100 т жидкого топлива. Ответ: 80 т .



Глава VI

ЗНАКОМСТВО С ЭНЕРГИЕЙ В ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

§ 20. ГОРЕНИЕ ТОПЛИВА И ВЫДЕЛЕНИЕ ЭНЕРГИИ

Сегодня на уроке:

- изучим реакции горения.

Ключевые понятия

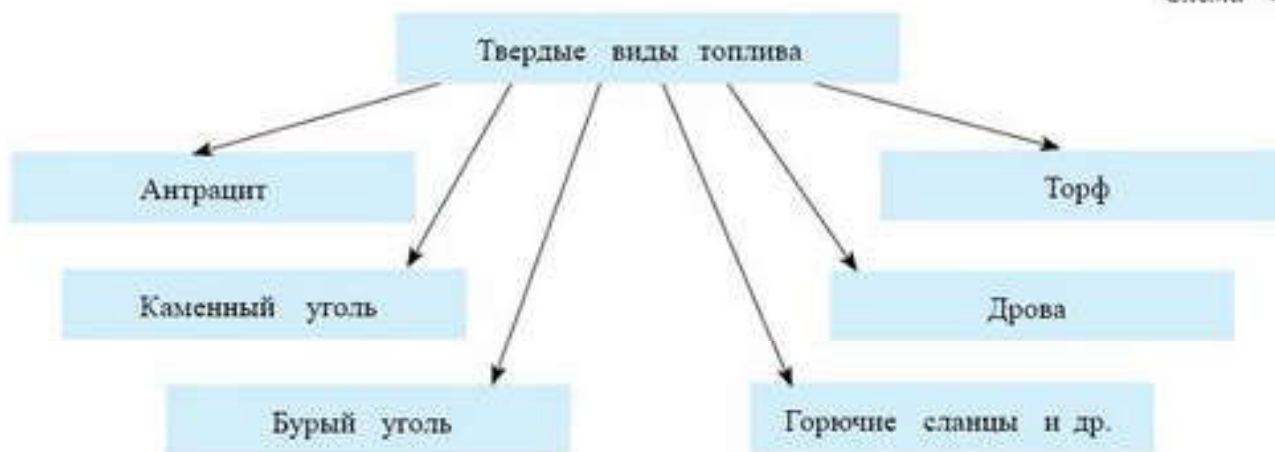
- горючее
- продукты горения
- углеродсодержащие вещества
- углекислый, угарный газы

В процессе изучения химии вы уже познакомились с одной из самых важных химических реакций — *реакцией горения*. Именно эта реакция является одним из самых древних процессов, которые научился осуществлять человек.

Вещества, при горении которых выделяется большое количество теплоты, называют *топливом*. На практике применяется топливо трех видов: твердое, жидкое и газообразное.

К твердому топливу относятся антрацит, каменный уголь, бурый уголь, торф и дрова (схема 1);

Схема 1



к жидкому топливу — продукты переработки нефти: бензин, керосин, мазут и др. (схема 2).

Схема 2

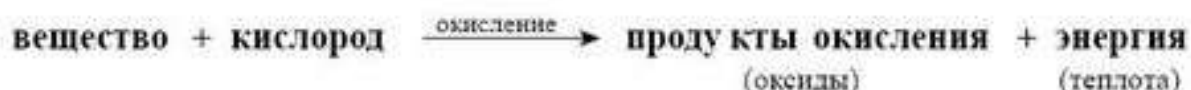




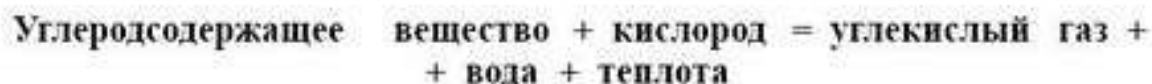
К газообразному — природный и попутный нефтяной газ, а также другие промышленные газы. Основным компонентом этих газов является метан CH_4 .

Реакцию горения вы можете наблюдать повсюду: дома вы поджигаете газ с помощью горячей спички, автомобили сжигают бензин, в самолетах применяется керосин и т. д.

Как вам уже известно, *горение — это реакция с кислородом (окисление), протекающая с достаточно большой скоростью, сопровождающаяся выделением тепла и света*. Схематически этот процесс окисления можно выразить следующим образом:



Так как топливо обычно состоит из углеродсодержащих веществ, то при горении топлива могут образовываться следующие продукты реакции :



Например, горение метана (рис. 35):

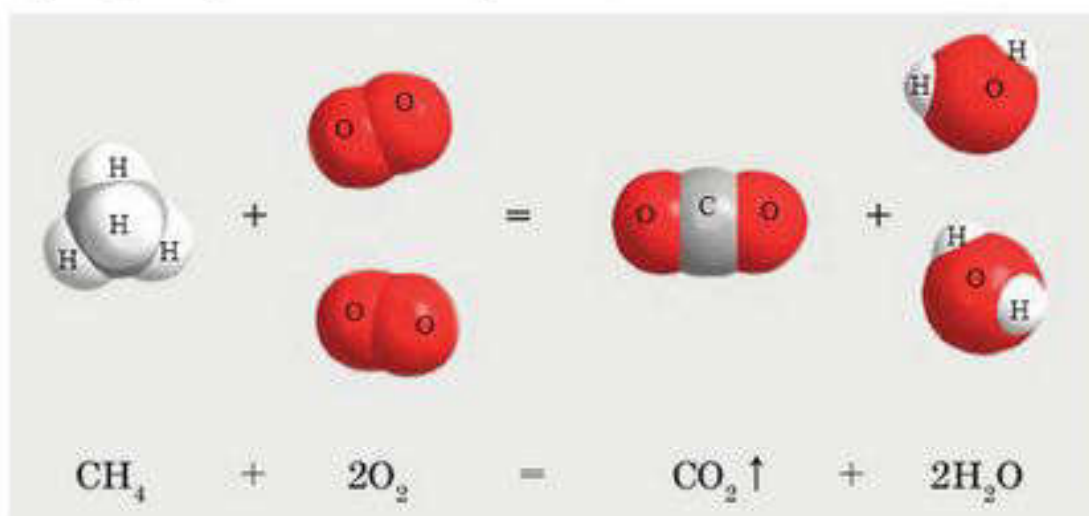


Рис. 35. Горение метана

При горении метана образуются CO_2 (углекислый газ, или диоксид углерода) и вода H_2O . Оба вещества являются оксидами.

Оксиды — бинарные соединения, состоящие из элемента и кислорода.

Приведем другой пример: дома вы пользуетесь газовой плитой, в которой обычно горит газ пропан C_3H_8 :

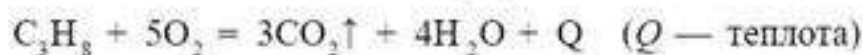




Рис. 36. Горение пропана

В состав топлива кроме углерода входят водород, кислород, сера, азот. Но все же основным элементом горючей части топлива является углерод, он обуславливает выделение наибольшего количества теплоты. При полном сгорании топлива образуется оксид углерода (IV). Однако заметим, что иногда при неполном сгорании углеродсодержащих веществ может выделяться опасный угарный газ CO (монооксид углерода) и сажа (C). Выделение сажи легко заметить по черным клубам дыма (например, горение нефти). Такие продукты реакции горения очень токсичны.

Для возникновения горения необходимы:

- горючее вещество;
- окислитель (кислород);
- нагревание горючего вещества до температуры воспламенения

(рис. 36).

Температура воспламенения у каждого вещества своя. К примеру, медицинский эфир может воспламениться от горячей проволоки, а для того чтобы поджечь дрова, нужно нагреть их до нескольких сотен градусов. Сера и дерево воспламеняются при температуре около 270°C , уголь — около 350°C , а белый фосфор — около 40°C .

Характеристикой топлива является теплота, выделяемая при его сгорании. При сжигании одинакового количества разных видов топлива выделяется различное количество теплоты. **Количество теплоты, которое выделяется при полном сгорании 1 м^3 или 1 кг топлива, называется его удельной теплотой сгорания.** Например, удельная теплота сгорания бурого угля — $13\,000\text{ кДж/моль}$, природного газа — $33\,500\text{ кДж/моль}$. Как видим, при сгорании природного газа выделяется большое количество теплоты, поэтому он служит эффективным и дешевым топливом.

Газообразное топливо имеет ряд преимуществ перед твердым: экономически более выгодна его добыча и транспортировка, достигается более полное и рациональное сжигание топлива. Отсутствие золы и шлака при нагревании значительно уменьшает загрязнение окружающей среды.

Интенсивное развитие энергетики, промышленности и транспорта неизбежно вызывает рост потребления углеводородного топлива, что, в свою очередь, увеличивает количество продуктов сгорания, выбрасываемых в атмосферу. В промышленных районах в воздух попадают оксиды серы и азота, оксид углерода (II). Они оказывают вредное воздействие на природу и человека. Углекислый газ, метан,



оксиды азота и водяной пар позволяют солнцу нагревать нашу планету и одновременно препятствуют выходу в космос отражающегося от поверхности Земли инфракрасного излучения. От этих газов зависит поддержание температуры, приемлемой для жизни на Земле. Однако повышенные концентрации этих газов в атмосфере — это очередная мировая экологическая проблема, именуемая *глобальным потеплением* (или парниковым эффектом).

Знаете ли вы?

Множество феноменов из разряда “дом с привидениями” объясняется плохо работающей системой отопления, вызывающей у жителей отравление угарным газом в малой концентрации. В число симптомов такого отравления помимо головных болей и чувства усталости входят также зрительные и слуховые галлюцинации.



Вещества, способные гореть, называются **топливом**, или **горючим**.

Топливо бывает трех видов: твердое, жидкое и газообразное. При горении углеродсодержащих веществ образуются углекислый газ (CO_2) и вода, но могут быть образованы угарный газ (CO) и сажа (C). В ходе реакции горения выделяется теплота.



1. Что называется *реакцией горения*? Какие вещества, используемые в быту, могут гореть?
2. Приведите по два примера твердого, жидкого и газообразного топлива.
3. Напишите уравнение реакции горения следующих веществ, помня о том, что при горении образуются оксиды:
а) сера; б) фосфор; в) водород; г) этилен (C_2H_4); д) ацетилен (C_2H_2).
4. Найдите соответствие между предметами и видом топлива:

Предмет	Вид топлива
а) самолет	1) мазут
б) автомобиль	2) керосин
в) газовая плита	3) пропан
г) морской корабль	4) метан

5. Все ли вещества горят в воздухе? Почему не горят CO_2 , H_2O , SiO_2 ?
6. Какие условия необходимы, чтобы началось горение?
7. Что такое *температура воспламенения*?
8. Что является источниками пожара? Назовите известные вам способы тушения пожара.
9. Перечислите источники загрязнения атмосферы. Предложите способы решения этих проблем.
10. В практике предупреждения пожаров используются специальные вещества, понижающие горючесть, — антипирены. Подготовьте сообщение об антипиренах.

§ 21. ПАРНИКОВЫЙ ЭФФЕКТ

Сегодня на уроке:

- изучим, что такое *глобальное потепление*, и ознакомимся с явлением парникового эффекта;
- выясним причины появления парникового эффекта и найдем решение проблемы.

Ключевые понятия

- парниковый эффект
- вещества, отвечающие за парниковый эффект
- углекислый, угарный газы

Вы уже слышали о таких проблемах, как глобальное потепление и парниковый эффект. Парниковый эффект существует с тех пор, как вокруг нашей планеты появилась атмосфера. Сам по себе он не является негативным явлением (рис. 37). Эффект, обусловленный общим действием парниковых компонентов, крайне важен: при отсутствии парникового эффекта средняя температура на Земле (т. е. в приземном слое воздуха) была бы на 33 °С ниже, чем сейчас, и составляла бы лишь 18 °С. Однако за последние несколько веков содержание некоторых “парниковых” газов в атмосфере очень сильно выросло (табл. 11).

Таблица 11

Содержание CO₂ в атмосфере Земли

Год	Содержание CO ₂ в %
1960	0,0317
1965	0,0320
1970	0,0326
1975	0,0331
1980	0,0339
1985	0,0346
1990	0,0354
1995	0,0361
2000	0,0369
2005	0,0380
2008	0,0386
2016	0,0403
2017	0,0406



Подумайте

Какие альтернативные источники энергии можно считать наиболее перспективными?

В последнее время метеорологи бьют тревогу: сейчас атмосфера Земли разогревается намного быстрее, чем раньше. Повышение ее

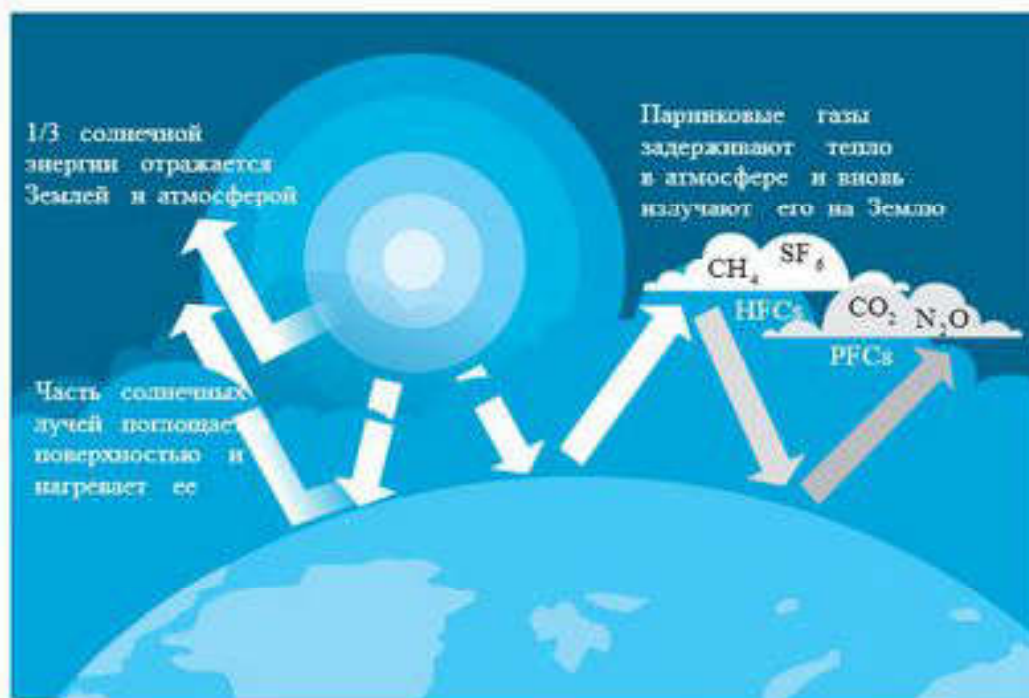


Рис. 37. Парниковый эффект

температуры составляет $0,74 \pm 0,18$ °С с начала XX в. Глобальное потепление обусловлено следующими причинами:

— во-первых, человек "подогревает" атмосферу, сжигая большое количество угля, нефти, газа, а также строя новые атомные электростанции;

— во-вторых, и это главное, в результате сжигания органического топлива, а также при сгорании лесов в атмосфере накапливается углекислый газ (рис. 37).

Знаете ли вы?

Планета Венера расположена дальше Меркурия, и температура на этой планете гораздо выше! Это связано с тем, что на Венере существует парниковый эффект. Атмосфера Венеры на 96% состоит из углекислого газа.

Сущность парникового эффекта

Земля получает энергию Солнца и пропускает ее на поверхность Земли, а обратно проходит не вся радиация — часть ее удерживается в нижних слоях атмосферы (рис. 38). Удерживают ее многие газы атмосферы — водяной пар, углекислый газ, метан, оксиды азота и др., хоть они и являются прозрачными для видимых лучей, но активно поглощают инфракрасные лучи, удерживая тем самым в атмосфере и часть тепла, которая должна была попасть в космос. Таким образом, на поверхности Земли поддерживается температура на уровне, подходящем для жизни. Задерживая тепло в атмосфере Земли, эти газы создают эффект, который называется *парниковым*, а газы — *парниковыми*.



Рис. 38. Причины парникового эффекта

Знаете ли вы?

При содержании в воздухе 3% оксида углерода (IV) у человека наблюдается учащенное дыхание, при 10% — потеря сознания, при 20% — мгновенный паралич и смерть.

Всем известно, что обычное оконное стекло имеет почти то же свойство: пропускает видимый свет, но задерживает тепловое излучение. Именно поэтому происходит нагрев среды в теплицах и парниках в солнечные дни. В земной атмосфере углекислый газ действует как стекло в парнике — свободно пропускает солнечные лучи к поверхности Земли, но удерживает ее тепло.

Последствия парникового эффекта

Если температура в течение XXI в. увеличится еще на 1—3,5 °С, как прогнозируют ученые, последствия будут негативными: поднимется уровень Мирового океана (вследствие таяния полярных льдов), возрастет количество засух и усилится процесс опустынивания земель, исчезнут многие виды растений и животных, приспособленных к существованию в узком диапазоне температур и влажности, учащаются ураганы.

Решение экологической проблемы

Замедлить процесс глобального потепления помогут следующие меры:

- повышение цен на ископаемые виды топлива;



- замена ископаемого топлива экологически чистым (солнечная энергия, энергия ветра и морских течений);
- развитие энергосберегающих и безотходных технологий;
- налогообложение на выбросы в окружающую среду;
- минимизация потерь метана во время его добычи, транспортировки по трубопроводам, распределения в городах и селах и применения на станциях теплоснабжения и электростанциях;
- внедрение технологий поглощения и связывания углекислого газа;
- посадка деревьев;
- экологическое просвещение.

Учитывая все перечисленные экологические проблемы, в нашей республике проводится целенаправленная и продуманная политика по защите окружающей среды от загрязнения. На уровне государственного контроля разработаны правовые акты, направленные на защиту атмосферы, водных источников и почвы от вредных воздействий.

Знаете ли вы?



В 2017 г. в нашей стране в Астане прошла международная выставка ЭКСПО-2017. Она проходила под девизом "Энергия будущего". В выставке участвовало 115 стран, 18 международных организаций.



За счет накопления в атмосфере Земли избыточного количества парниковых газов (углекислого, метана, оксидов азота и др.) возникла проблема парникового эффекта. Ответственность за решение данной проблемы лежит на каждом из нас.



1. Что такое *парниковый эффект*? Какие газы его вызывают? Напишите формулы некоторых из этих газов.
2. а) Используя данные таблицы, приведенной в параграфе, постройте график зависимости содержания CO_2 начиная с 1960 г. Продолжите этот график до текущего года.
б) Предскажите, каким, возможно, будет содержание CO_2 через 3—5—10 лет.
в) Объясните, о чем свидетельствует этот график.
г) Объясните, почему это происходит.
3. Представьте свой проект решения данной проблемы.

§ 22. ЭКЗО- И ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Сегодня на уроке:

- поймем, что при протекании любой химической реакции происходит выделение или поглощение энергии.

Ключевые понятия

- тепловой эффект
- экзотермическая реакция
- эндотермическая реакция
- термохимическое уравнение

В каждом веществе содержится запас определенного количества энергии. Например, продукты питания позволяют нашему организму использовать энергию разнообразных химических соединений, содержащихся в пище. В организме эта энергия преобразуется в движение, работу, идет на поддержание постоянной (и довольно высокой!) температуры тела. Все химические реакции протекают с выделением или поглощением энергии, которая может выделяться или поглощаться, например в виде тепла и света. Реакция горения — один из самых наглядных примеров химической реакции, сопровождающейся выделением энергии в виде и тепла, и света. Во время сжигания нефти, газа и угля мы получаем энергию, необходимую для приготовления пищи, работы двигателей и т. д.

В зависимости от того, выделяется или поглощается теплота в ходе химической реакции, различают *экзотермические* и *эндотермические* реакции.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют *экзотермическими* (греч. “экзо” — “наружу”). При горении бензина, угля, природного газа и других горючих веществ выделяется теплота (рис. 39, а).

Реакции, протекающие с поглощением энергии, называют *эндотермическими* (греч. “эндо” — “внутри”) (рис. 39, б). Например, известняк превращается в жженую известь при непрерывном нагревании в течение

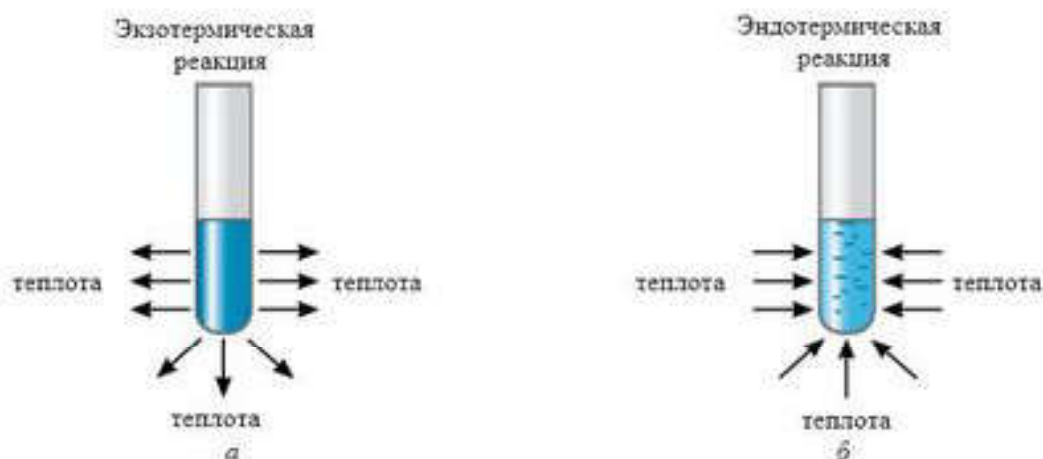


Рис. 39. а) экзотермическая реакция; б) эндотермическая реакция

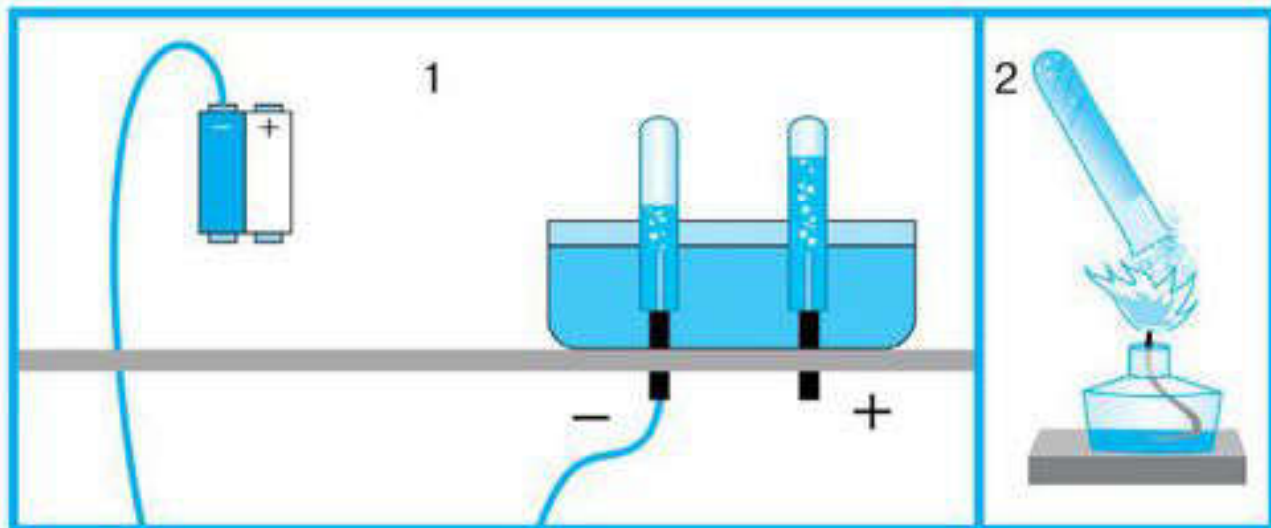


Рис. 40. Разложение (1) и получение воды (2)

всего процесса разложения. Вода разлагается в результате притока электрической энергии, которая необходима не только для возникновения реакции, но и для ее протекания (рис. 40). Процесс фотосинтеза также эндотермический процесс, происходящий под действием солнечных лучей. Если химическая реакция происходит с выделением теплоты (экзотермическая реакция), то частицы веществ двигаются с большими скоростями, а значит, с высокими значениями кинетической энергии. При эндотермической реакции температура понижается, следовательно, понижается внутренняя энергия тела, но потенциальная энергия не изменяется, следовательно, изменяется кинетическая энергия частиц. Она становится меньше, так как молекулы начинают двигаться медленнее. Но в любом случае *при любых явлениях энергия никогда не исчезает и не возникает из ничего: она лишь переходит из одного вида в другой или от одного тела к другому.* Это утверждение называется **законом сохранения и превращения энергии.**

В таких процессах суммарная энергия реакционной системы и окружающей среды остается величиной постоянной — сколько энергии теряется системой при экзотермической реакции, столько же энергии приобретает окружающей средой. Или: сколько энергии приобрела система, столько же ее потеряла окружающая среда (рис. 39).

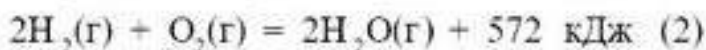
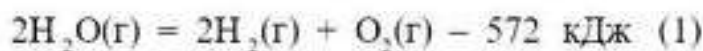
Знаете ли вы?

Врачи-диетологи используют тепловой эффект окисления пищевых продуктов в организме для составления правильного рациона питания не только для больных, но и для здоровых людей — спортсменов, работников различных профессий. Для расчетов здесь используют не джоули, а другие энергетические единицы — калории (1 кал = 4,1868 Дж). Энергетическое содержание пищи относят к какой-либо массе пищевых продуктов: к 1 г, к 100 г или даже к стандартной упаковке продукта. Например, на этикетке баночки со сгущенным молоком можно прочесть такую надпись: «Калорийность 320 ккал/100 г».



Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется *тепловым эффектом реакции*.

Теплоту обозначают буквой Q , измеряют в Дж, кДж. Так, например, для реакции разложения (1) и получения воды (2):

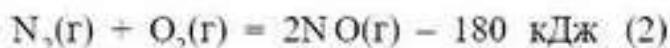


Несложно заметить, что количество поглощаемой и выделяемой теплоты равно по абсолютной величине. Это доказывает, что действует закон сохранения массы и энергии.

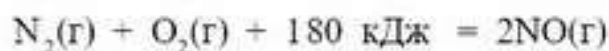
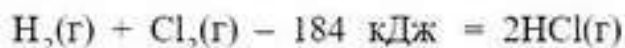
Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект реакции, называются *термохимическими*.

В термохимических уравнениях часто указывают и агрегатное состояние веществ. Обычно величина теплового эффекта приводится для так называемых стандартных условий: $T = 298 \text{ К}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$ или $25 \text{ }^\circ\text{C}$, 1 атм .

Примеры термохимических уравнений экзотермической (1) и эндотермической (2) реакций :



Тепловой эффект можно переносить из одной части уравнения в другую, при этом его знак изменяется на противоположный :



Количество теплоты измеряется с помощью калориметра (рис. 41). Величина теплового эффекта зависит от следующих факторов:

- от природы исходных веществ и продуктов реакции;
- от температуры;
- от агрегатного состояния реагентов и продуктов.



Рис. 41. Калориметр



При протекании любой химической реакции происходит выделение или поглощение теплоты. В зависимости от этого различают экзотермические и эндотермические реакции. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют **экзотермическими**. Реакции, протекающие с поглощением энергии, называют **эндотермическими**. Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется **тепловым эффектом реакции**. Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называются **термохимическими**.



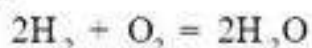
1. Что называют *тепловым эффектом реакции*? В каких единицах он выражается?
2. Приведите примеры превращения одной энергии в другую.
3. Какие реакции называются *экзотермическими*? Приведите пример.
4. Какие реакции называются *эндотермическими*? Приведите пример.
5. Чем отличаются химические уравнения от термохимических уравнений? Поясните на примерах.
6. Определите, какие из предложенных реакций экзотермические, а какие — эндотермические:
 - а) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 153,2 \text{ кДж}$;
 - б) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 402 \text{ кДж}$;
 - в) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж}$;
 - г) $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - 176,4 \text{ кДж}$?
7. Какую роль играет выделение и поглощение энергии в химических процессах, обеспечивающих существование и жизнедеятельность всех живых организмов, в том числе и человека?

§ 23. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

Тепловые эффекты химических реакций нужны для многих технических расчетов, при которых можно пользоваться термохимическими уравнениями.

Задача. При сгорании 2 моль водорода в кислороде выделяется 286 кДж теплоты. На основании этих данных составьте термохимическое уравнение реакции.

Решение. Напишем уравнение реакции сгорания водорода:



Находим массу водорода, вступающего в реакцию, по его количеству $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$, $m(\text{H}_2) = 2 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}$.

Сегодня на уроке:

- научимся решать задачи с использованием теплового эффекта реакций.

Ключевые понятия

- тепловой эффект
- термохимическое уравнение



Теперь находим, сколько выделится теплоты при сгорании 4 г водорода.

При сгорании 2 г H_2 выделяется 286 кДж.

При сгорании 4 г H_2 выделяется x кДж.

$$2 \text{ г} : 4 \text{ г} = 286 \text{ кДж} : x \text{ кДж},$$

$$x = 286 \cdot 4 : 2 = 572 \text{ кДж}.$$

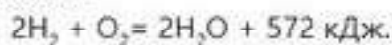
Термохимическое уравнение горения водорода в кислороде :



Из этого уравнения следует, что при сгорании 2 моль водорода выделится 572 кДж. Исходя из этого ученые могут рассчитать количество теплоты, необходимое для поднятия ракеты. Например, сколько теплоты выделится при сгорании 400 000 моль водорода? Такой расчет будет необходим в этой ситуации.

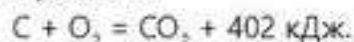
Для веществ, к которым понятие *моль* неприменимо (нефть, древесина, природный газ), тепловой эффект относят к 1 кг вещества. Эта величина называется *теплотой сгорания топлива*. В химической промышленности тепловые эффекты нужны для расчета количества теплоты для нагревания реакторов, в которых идут эндотермические реакции. В энергетике с помощью теплоты сгорания топлива рассчитывают выработку тепловой энергии.

- 1. При соединении 28 г железа с серой выделилось 48,7 кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект реакции образования сульфида железа (II). *Ответ: 97,4 кДж.*
- 2. При сжигании 13 г цинка выделяется 69,6 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции. *Ответ: 696 кДж.*
- 3. Съедая плитку шоколада массой 100 г, человек получает 259 ккал (1 ккал = 4,184 кДж). Вычислите, какую массу чистого угля нужно сжечь на воздухе, чтобы выделилось такое же количество теплоты. Известно, что тепловой эффект реакции 410 кДж. *Ответ: 31,71 г.*
- 4. Какое количество теплоты выделится при сжигании 100 л (н. у.) водорода? Термохимическое уравнение реакции:



Ответ: 1277 кДж.

- 5. Вычислите, сколько сгорело угля, если при этом выделилось 33 500 кДж теплоты. Термохимическое уравнение реакции:



Ответ: 1000 г.

- 6. Составьте термохимическое уравнение горения оксида углерода (II), если при горении 0,6 моль оксида выделилось 173,1 кДж теплоты.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Химические реакции, сопровождающиеся изменением энергии

На 2 ученика:

Реактивы: карбонат натрия — 1 г, разбавленная уксусная кислота — 3 мл, хлорид калия — 2 г, лимонная кислота — 3 мл, гидрокарбонат натрия — 1 г, магний — 1 г, разбавленная серная кислота — 3 мл.

Оборудование: пробирки — 4 шт., штатив для пробирок — 1 шт.



Будьте осторожны при работе с растворами кислот и щелочей!

Ход работы:

- 1) растворите карбонат натрия в разбавленной уксусной кислоте;
- 2) растворите хлорид калия в воде;
- 3) проведите реакцию между лимонной кислотой и гидрокарбонатом натрия;
- 4) проведите реакцию между магнием и разбавленной серной кислотой.

Определите, выделяется или поглощается теплота в ходе реакций (ощупывая доньшко пробирок).

Запишите свои наблюдения, сравните количество теплоты, выделяемой или поглощаемой в ходе реакций, и уравнения реакций. Сделайте выводы.



ВОДОРОД. КИСЛОРОД И ОЗОН

§ 24. ВОДОРОД

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками водорода;
- узнаем о получении водорода в лаборатории и в промышленности.

Ключевые понятия

- химический элемент
- простое вещество
- получение водорода
- аппарат Киппа
- реакция замещения
- реакция разложения

Общая характеристика

Химический знак — H.

Относительная атомная масса $A_r(\text{H}) = 1,008$.

Химический элемент водород занимает первое место в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Его электронная формула $1s^1$, в соединениях водород одновалентен.

Hydrogenium в переводе с латинского означает “рождающий воду, водород”.

Нахождение в природе

Водород является самым распространенным элементом во Вселенной. Он главная составная часть Солнца, а также многих звезд. В земной коре массовая доля водорода составляет 1%. Он входит в состав воды, природного газа, нефти, животных и растительных организмов.

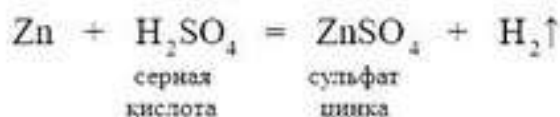
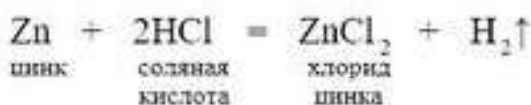
Атомы водорода — самые легкие и самые маленькие по размерам среди атомов всех элементов. Атом водорода имеет три изотопа ${}^1_1\text{H}$ (протий), ${}^2_1\text{H}$ (дейтерий) и ${}^3_1\text{H}$ (тритий). Простое вещество водород состоит из двухатомных молекул, его химическая формула: $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль.

Получение водорода

Получение в лаборатории. В лабораторных условиях водород проще получать при взаимодействии металлов с растворами соляной HCl или серной кислоты H_2SO_4 .

Для реакции металла с кислотой обычно используют металлы средней активности: алюминий Al, цинк Zn, железо Fe.

Реакции можно выразить следующими уравнениями:



Генри Кавендиш (1731—1810)

Знаменитый британский физик и химик, член Лондонского королевского общества.

В 1766 г. Кавендиш опубликовал первую важную работу по химии — "Искусственный воздух", где сообщалось об открытии "горючего воздуха" (водорода). Выделил в чистом виде углекислый газ и водород, приняв последний за флогистон; установил основной состав воздуха как смесь азота и кислорода. Получил оксиды азота. Сжиганием водорода получил воду, определив соотношение объемов взаимодействующих в этой реакции газов.



Для собирания водорода над водой, который выделяется в этих реакциях, используют прибор, изображенный на рисунке 42.

Так как водород легче воздуха, его собирают вытеснением воздуха, как показано на рисунке 43.



Это интересно!

Водород практически нерастворим, но его поглощают твердые вещества. Например, палладий поглощает и сохраняет большое количество водорода. Это самый простой способ сохранения водорода.

Чтобы выделить водород обратно, надо нагреть палладий.

Для получения водорода пользуются также аппаратом Киппа (рис. 44). Один из способов получения водорода вам уже знаком — это разложение воды при действии постоянного электрического тока, т. е. электролиз:



Водород выделяется также при взаимодействии активных металлов (например, натрия Na, кальция Ca) с водой (рис. 45). Эти реакции про-

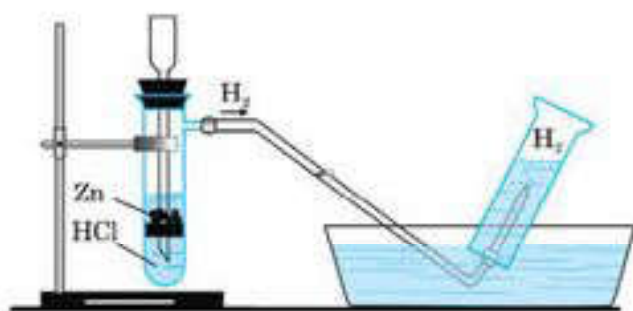


Рис. 42. Собиранье водорода методом вытеснения воды

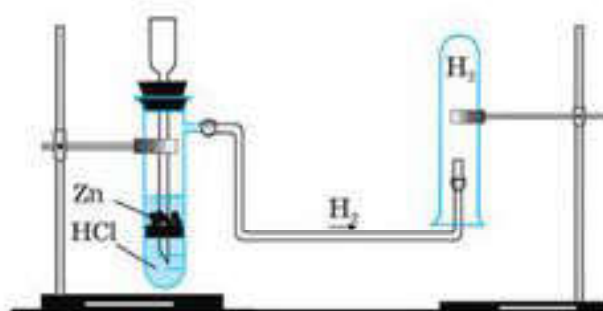


Рис. 43. Собиранье водорода методом вытеснения воздуха

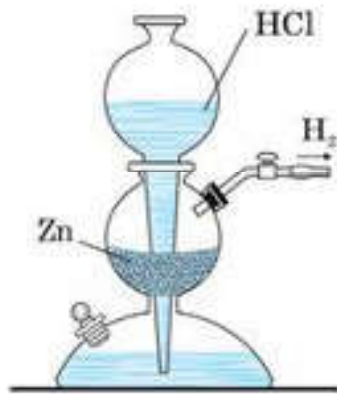


Рис. 44.
Аппарат Киппа

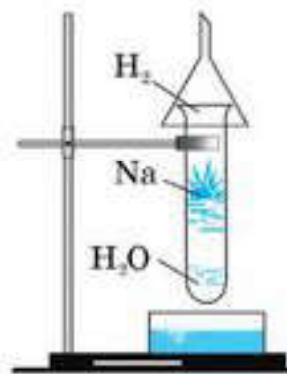


Рис. 45. Взаимодействие натрия с водой

текают бурно, иногда со взрывом. Поэтому для опыта следует взять небольшой кусочек металла, а пробирку накрыть воронкой.



Подумайте

Водород — наиболее распространенный элемент во Вселенной. Большая часть веществ на Земле имеет в составе водород. Солнце, как и другие звезды, состоит в основном из этого вещества, а в нижней части атмосферы нашей планеты его практически нет, т. е. присутствует слишком малое количество. Почему в нижней части атмосферы водород как простое вещество практически отсутствует?

Химические реакции, протекающие между активными металлами и водой, можно выразить следующими уравнениями:



Гидроксиды металлов относятся к классу соединений, называемых *основаниями*. Число групп OH (гидроксогрупп) в формуле основания определяется валентностью металла.



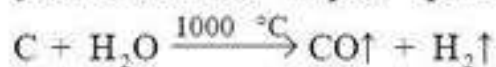
Это интересно!

Водород легче воздуха в 14,5 раза, им наполняют воздушные шары и дирижабли. Первыми поднялись в воздух на воздушном шаре французские физики Ф.Робер и Ж.Шарль (1783). В 1887 г. с целью научных исследований Д. П. Менделеев также поднялся на воздушном шаре, который был наполнен водородом.

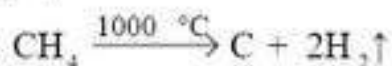


Получение в промышленности. В промышленности водород получают из дешевого природного сырья следующими способами:

1. *Взаимодействие угля с водяным паром при высокой температуре :*



2. *Разложение метана :*



3. *Взаимодействие метана с водяным паром.* Реакция осуществляется при 1300 °С в присутствии никелевого катализатора (о катализаторе вы узнаете из § 26). Этот метод позволяет использовать природный газ, который почти на 90—95% состоит из метана. Это самый дешевый способ получения водорода:



Это интересно!

Молекулярная масса и размер молекул водорода настолько малы, что они могут пройти через стенку любого сосуда. Например, если наполнить шар водородом и оставить его на некоторое время, можно увидеть, что объем шара уменьшился. При высокой температуре и давлении водород проходит через стенку металлического сосуда.



Водород — самый распространенный элемент во Вселенной. Он входит в состав воды, природного газа, нефти и живых организмов.

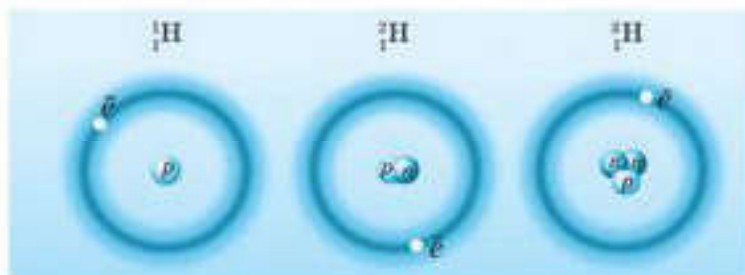
Водород получают в лаборатории при взаимодействии металлов с растворами соляной или серной кислоты, а также при взаимодействии активных металлов (например, натрия Na, кальция Ca) с водой. В промышленности водород получают взаимодействием угля, метана с водяным паром или разложением метана.



1. Дайте общую характеристику элемента водорода.
2. В каком виде встречается водород в природе и какова его распространенность?
3. Составьте уравнения реакций взаимодействия с водой:
 - а) лития;
 - б) калия;
 - в) бария.



4. Определите, что изображено на рисунке. Дайте полное обоснование.



5. Какие из рисунков отражают способы собирания водорода? Почему именно такими способами можно собрать водород?



- 1. Вычислите массовую долю водорода в воде H_2O и в метане CH_4 .
- 2. Какой объем займет при н. у.: а) 0,1 моль; б) 0,5 моль; в) 5 моль водорода?
- 3. Вычислите количество вещества и массу цинка, который прореагирует с 9,8 г серной кислоты H_2SO_4 .
Ответ: 0,1 моль; 6,5 г Zn

§ 25. СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ ВОДОРОДА

Сегодня на уроке:

- узнаем о физических и химических свойствах водорода;
- узнаем об областях применения водорода.

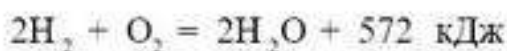
Ключевые понятия

- простое вещество
- "гремучий газ"
- экологически чистое топливо

Физические свойства. Простое вещество водород H_2 представляет собой газ без цвета, вкуса и запаха. Он в 14,5 раза легче воздуха ($M(H_2) = 2$ г/моль, $M(\text{воздух}) = 29$ г/моль) и является самым легким газом. Водород плохо растворим в воде, температура сжижения -252 °С.

Химические свойства. При обычных условиях водород является малоактивным веществом. Однако при повышении температуры его активность сильно увеличивается и он реагирует со многими простыми и сложными веществами.

1. Водород горит в кислороде с образованием воды и выделением большого количества теплоты:



Водород без примеси сгорает спокойно. А смесь водорода с кислородом или воздухом взрывается. Наиболее взрывчатой является смесь,



состоящая из двух объемов водорода и одного объема кислорода — “тремучий газ”.

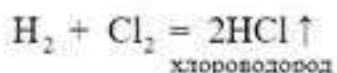
Если взрыв произойдет в стеклянном сосуде, то его осколки могут поранить окружающих. Поэтому, прежде чем поджигать водород, необходимо проверить его на чистоту. Для этого водород собирают в пробирку, которую в положении вверх дном подносят к пламени. Если водород чистый, то он сгорает спокойно, с характерным звуком “пах”. Если же водород содержит примесь воздуха, то он сгорает со взрывом. При работе с водородом следует соблюдать правила техники безопасности!

Знаете ли вы?

Около 74% веса Солнца приходится на водород, 24% — на гелий, а остальное — Cr, Ca, Ne, C, Mg, S, Si, Ni и Fe.

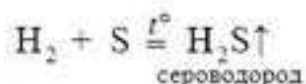
2. Водород взаимодействует со многими неметаллами.

С хлором, бромом, фтором, йодом водород образует летучие водородные соединения. Например:

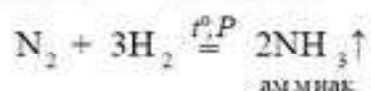


Хлороводород хорошо растворяется в воде с образованием соляной кислоты HCl.

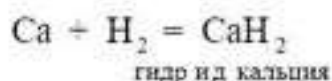
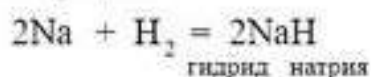
Если пропускать струю водорода в пробирку с расплавленной серой, то ощущается запах тухлых яиц. Это запах газообразного сероводорода H₂S:



Водород взаимодействует с азотом, образуя при этом аммиак NH₃, имеющий большое практическое значение:



3. Водород также реагирует с активными металлами с образованием нелетучих соединений — гидридов:



4. Водород взаимодействует и со сложными веществами, например с оксидами металлов. Этим способом получают такие металлы, как медь, вольфрам, ванадий. Действительно, если при нагревании пропускать над оксидом меди (II) струю водорода (рис. 46), то в результате реакции образуются медь и вода:

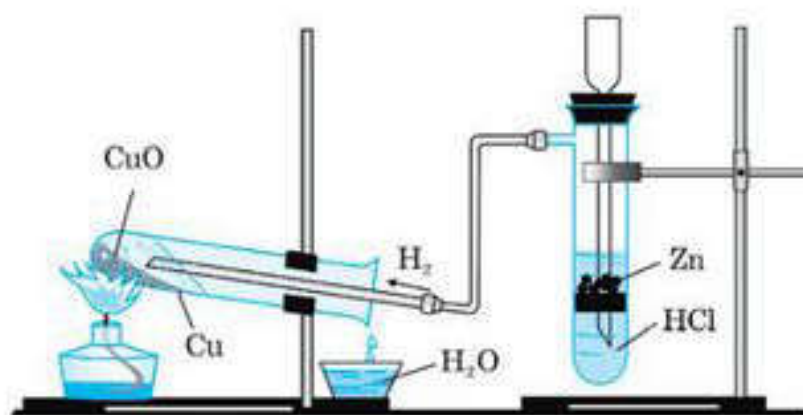
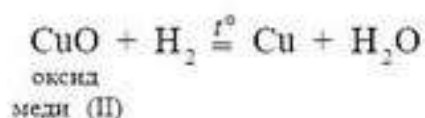


Рис. 46. Взаимодействие водорода с оксидом меди (II)

**Знаете ли вы?**

Некоторые металлы при повышенной температуре поглощают водород, впитывая его, как губка воду. Например, в образце металла палладия объемом 1 дм³ растворяется водород объемом свыше 800 дм³. При нагревании насыщенного водородом палладия этот газ легко выделяется обратно. Палладий и некоторые другие металлы могут служить своеобразными аккумуляторами водорода.

Применение. Применение водорода основано на его физических и химических свойствах. Как легкий газ он используется для наполнения аэростатов и дирижаблей в смеси с гелием. Сам по себе он слишком взрывоопасен. Водород применяется как восстановитель металлов из оксидов и для получения многих веществ (аммиака NH₃, хлороводорода HCl, метанола CH₃OH и др.). Большое значение в перспективе водород будет иметь как экологически чистое топливо, так как при его сжигании образуются водяные пары, не загрязняющие атмосферу. Водород также активно используется при переработке различных нефтепродуктов. В настоящее время источниками энергии являются природный газ, нефть, каменный уголь. В земной коре их запасы ограничены. Более того, использование этих видов топлива приводит к загрязнению окружающей среды. Запасы водорода неограниченны. Его применение в качестве источника топлива не наносит вреда окружающей среде, т. е. водород — экологически чистое топливо. Применение водорода показано на рисунке 47.

Знаете ли вы?

Жидкий водород используется в космонавтике в качестве ракетного топлива. Раньше водородом наполняли воздушные шары и дирижабли, но после нескольких катастроф водород в них был заменен гелием (несмотря на то, что гелий по стоимости обходится дороже водорода).

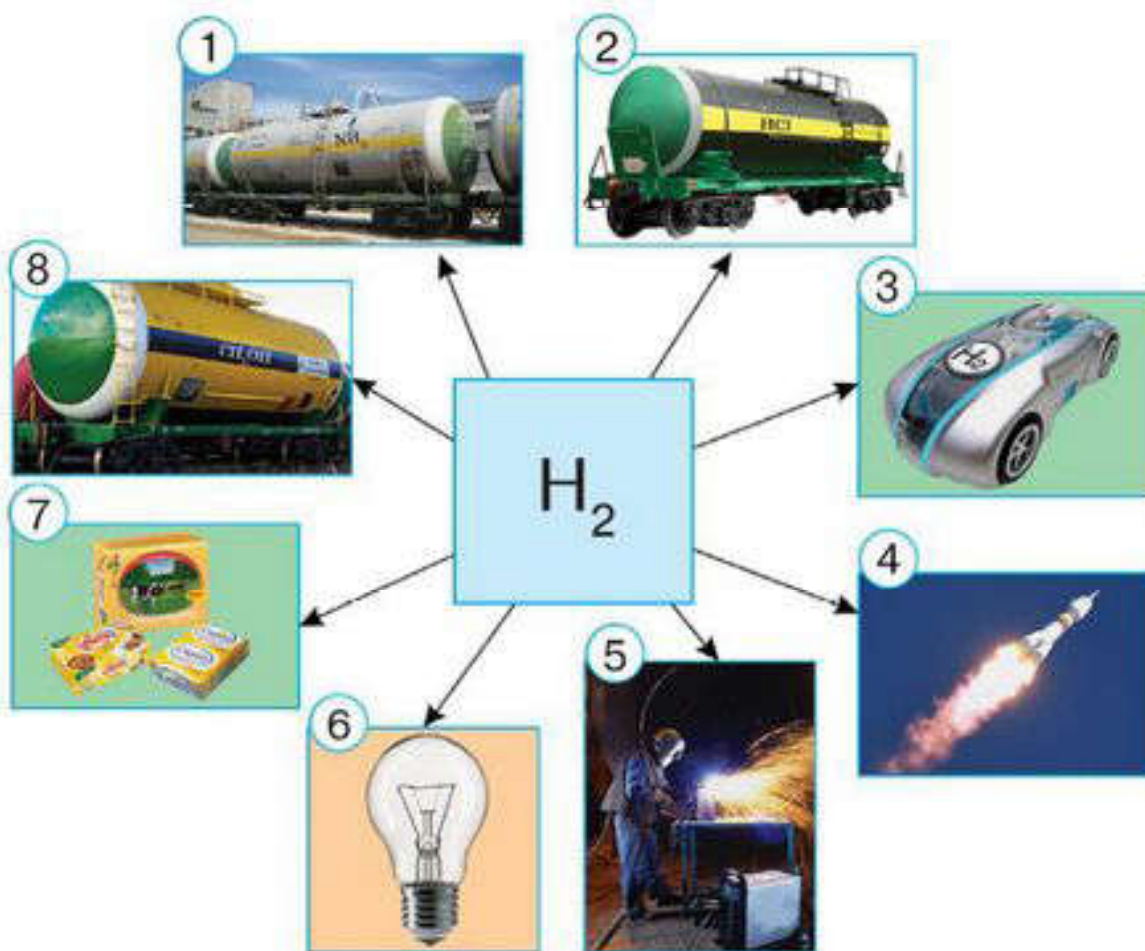


Рис. 47. Применение водорода

1 — производство минеральных удобрений, 2 — получение соляной кислоты, 3 — водород — автомобильное топливо XXI в., 4 — топливо для ракетных двигателей, 5 — сварка и резка металлов, 6 — получение тугоплавких металлов, 7 — получение твердых жиров (маргарина), 8 — синтез метилового спирта и других органических продуктов.

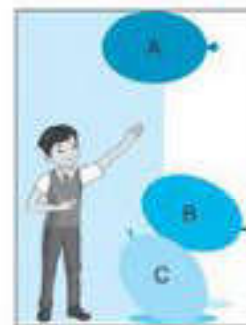


Водород — газ без цвета, вкуса и запаха. Он в 14,5 раза легче воздуха и является самым легким газом. Водород взаимодействует с кислородом, образуя воду. Также он взаимодействует со многими неметаллами и активными металлами и сложными веществами. Применяется как восстановитель металлов из оксидов. В перспективе водород будет применяться как экологически чистое топливо.



1. Почему водород не используется в быту?
2. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства водорода.
3. Составьте уравнения химических реакций водорода со следующими оксидами: а) оксидом вольфрама (VI); б) оксидом ртути (II); в) оксидом ванадия (V). Объясните, какова роль водорода в этих реакциях, что происходит с металлом в результате реакции.
4. Где применяется водород и каковы перспективы его применения в будущем?

5. Шары А, В и С наполнены углекислым газом, водородом и азотом соответственно. Какой шар заполнен каким газом?
6. Напишите уравнения химических реакций по следующей схеме:
- а) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl}$
 $\quad \quad \quad \downarrow$
 $\quad \quad \quad \text{NH}_3$
- б) $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$
 $\quad \quad \quad \downarrow$
 $\quad \quad \quad \text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$
7. Почему вблизи аппарата Киппа не должно быть открытого огня?



§ 26. КИСЛОРОД

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с общими характеристиками кислорода;
- обсудим распространение кислорода в природе;
- изучим получение кислорода.

Ключевые понятия

- химический элемент
- простое вещество
- катализатор

Общая характеристика

Химический знак — O.

Относительная атомная масса $A_r(\text{O}) = 16$.

Кислород расположен в шестой группе 2-го периода, его порядковый номер — 8, электронная формула — $1s^2 2s^2 2p^4$. В соединениях кислород обычно двухвалентен. Это самый распространенный элемент на нашей планете. Он составляет 47,2% от массы земной коры (рис. 48). Кислород входит в состав воды, горных пород, многих минералов и солей, содержится в белке, жирах и углеводах, из которых состоят организмы. До 65% кислорода содержится в организме человека. Кислород участвует в биохимических процессах, т. е. необходим для дыхания живых организмов.

В воздухе объемная доля простого вещества кислорода 21%, а массовая доля равна 23%. Простое вещество кислород состоит из двухатомных молекул $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль.

Oxygenium в переводе с латинского языка означает “рождающий кислоту, кислород”.

Получение кислорода

Кислород получают промышленным и лабораторным способами.

Получение в лаборатории. Впервые кислород был получен разложением селитры шведским ученым К. Шееле в 1770 г. и позже английским ученым Дж. Пристли в 1774 г. при накаливании оксида ртути (II).

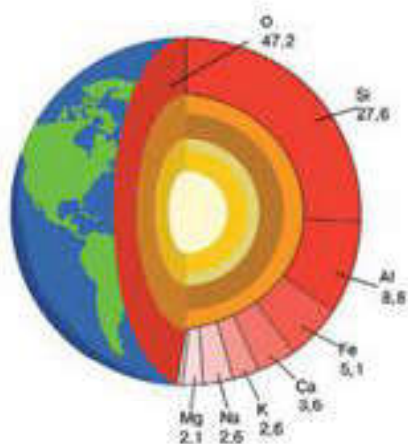
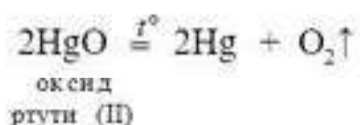


Рис. 48. Диаграмма содержания элементов в природе

Джозеф Пристли (1733—1804)

Британский естествоиспытатель, философ, общественный деятель. Вошел в историю прежде всего как выдающийся химик, открывший кислород и углекислый газ. Знал девять иностранных языков.

Дж. Пристли открыл фотосинтез, доказал, что при фотосинтезе растения поглощают углекислый газ и вырабатывают кислород. Он же впервые получил хлороводород — «солянокислый воздух» и аммиак — «щелочной воздух».



Однако теперь данный метод применяется очень редко (скорее вообще не применяется, так как работа с ртутью очень опасна).

Один из способов получения кислорода — это разложение воды под действием электрического тока:



В школьной лаборатории чаще всего кислород получают из перманганата калия KMnO_4 , пероксида водорода H_2O_2 и хлората калия KClO_3 .



Подумайте!

Что произойдет, если содержание кислорода в воздухе увеличится?

Кислород, выделяющийся в этих реакциях, можно собрать методом вытеснения воздуха (рис. 49) или вытеснения воды (рис. 50). Как вам известно, о заполнении сосуда кислородом можно судить по вспыхиванию тлеющей лучинки.

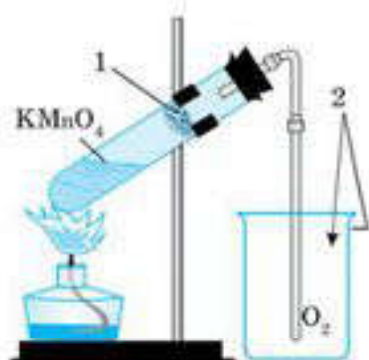


Рис. 49. Собирање кислорода методом вытеснения воздуха: 1 — стекляная, 2 — воздух

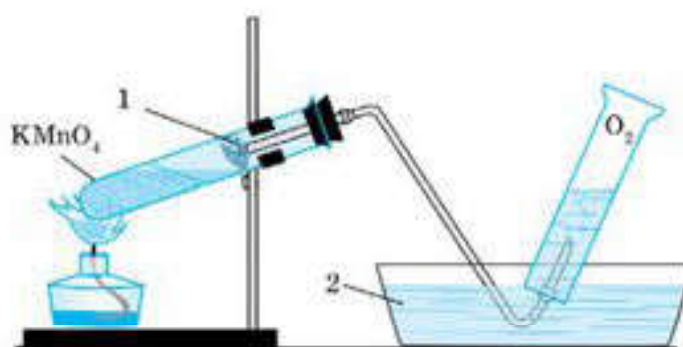


Рис. 50. Собирање кислорода методом вытеснения воды: 1 — стекляная, 2 — вода

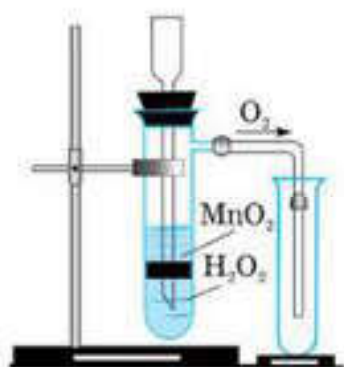
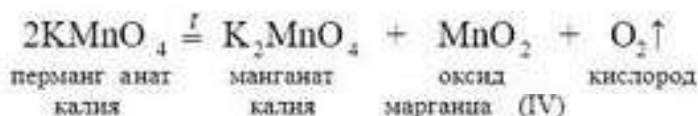


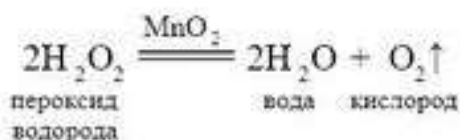
Рис. 51. Получение кислорода из пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV)

При нагревании перманганата калия протекает реакция:

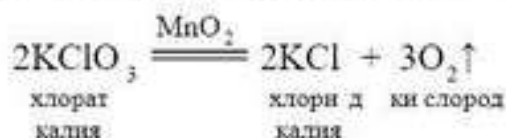


Если в пробирку (рис. 51) поместить немного оксида марганца (IV) и прилить водный раствор пероксида водорода, то даже без нагревания начинается бурная реакция с выделением кислорода. После фильтрования смеси можно убедиться, что на фильтре остается столько же оксида марганца, сколько его было взято. Оставшийся после реакции оксид марганца (IV)

можно использовать вновь. Следовательно, оксид марганца (IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода, но сам при этом не расходуется:



В лаборатории кислород можно получить и из хлората калия KClO_3 . При нагревании данная соль легко разлагается, протекает реакция:



Эта реакция также ускоряется в присутствии оксида марганца (IV).

Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называют катализаторами.

Катализаторы широко применяют в химической промышленности. С их помощью удается повысить производительность химических предприятий, снизить себестоимость выпускаемой продукции и более полно использовать сырье.

В лаборатории кислород собирают и хранят в газометрах (рис. 52).

Получение в промышленности. В промышленности кислород получают из воздуха. Воздух представляет собой смесь различных газов; основные компоненты в нем азот и кислород. Для получения кислорода воздух под давлением сжижают и фракционно перегоняют. Так как температура кипения жидкого азота (-196°C) ниже температуры кипения жидкого кислорода (-183°C), то азот испаряется, а жидкий кислород остается. Газообразный кислород хранят и транспортируют в стальных баллонах синего цвета под давлением 15 МПа.

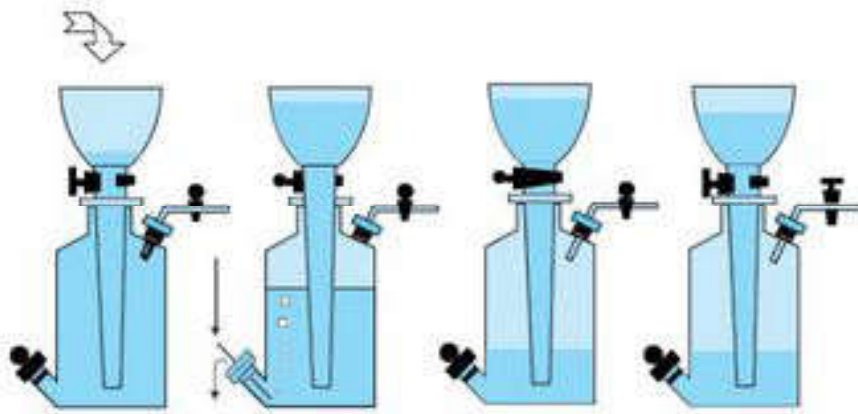


Рис. 52. Действие газометра

Знаете ли вы?

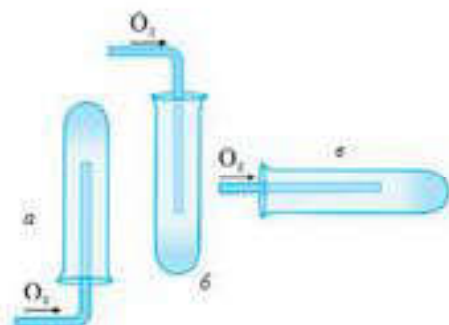
- Современный пассажирский самолет при полете в течение 9 часов расходует 50—75 т кислорода. За то же время примерно столько же кислорода в процессе фотосинтеза выделяют 25 000—50 000 га леса.
- Организму взрослого человека требуется 39 кг кислорода ежедневно.
- Только одна часть тела не имеет кровоснабжения — роговицы глаза. Они принимают кислород непосредственно из воздуха.



Кислород — самый распространенный элемент на нашей планете. Он составляет 47,2% от массы земной коры. В воздухе объемная доля кислорода 21%, а массовая доля равна 23%. В школьной лаборатории чаще всего кислород получают из перманганата калия $KMnO_4$, пероксида водорода H_2O_2 и хлората калия $KClO_3$. В промышленности кислород получают из воздуха. Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называются **катализаторами**.



1. Дайте общую характеристику элемента кислорода.
2. В каком виде встречается кислород в природе и какова его распространенность?
3. Как получают кислород в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций. Чем отличаются эти способы друг от друга?
4. По рисунку определите, как нужно держать пробирку, чтобы собрать в нее кислород.
5. В схемах химических реакций вместо вопросительных знаков напишите пропущенную формулу реагента:
 - а) $? + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
 - б) $Na + ? \rightarrow Na_2O$
 - в) $Mg + ? \rightarrow MgS$
6. Что такое *катализатор*? Каково его значение в химических процессах?
7. В каком утверждении речь идет о простом веществе кислороде:



- а) кислород входит в состав оксидов;
- б) в молекуле оксида фосфора (V) содержится пять атомов кислорода;
- в) кислород поддерживает горение;
- г) валентность кислорода равна двум.

- 1. Составьте уравнение реакции получения кислорода из воды и вычислите массу кислорода, который можно получить из 90 г воды. *Ответ: 80 г.*
- 2. Составьте уравнение реакции получения кислорода из пероксида водорода и вычислите массу пероксида, необходимого для получения 16 г кислорода. *Ответ: 34 г.*
- 3. Вычислите количество вещества кислорода, образовавшегося при разложении 43,4 г оксида ртути (II). *Ответ: 0,1 моль.*
- 4. Рассчитайте массу кислорода, образовавшегося при разложении 24,5 г хлората калия KClO_3 . *Ответ: 9,6 г.*

§ 27. СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

Сегодня на уроке:

- изучим физические и химические свойства кислорода.

Ключевые понятия

- горение
- оксиды
- уравнение реакции
- коэффициент
- индекс

Физические свойства. Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, относительно малорастворим в воде (в 100 объемах воды при температуре 20°C растворяется 3,1 объема кислорода). Кислород немного тяжелее воздуха: $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль, M (воздух) = 29 г/моль. При температуре -183°C и давлении 101,325 кПа кислород сжижается, а при температуре $-218,8^\circ\text{C}$ — затвердевает.

Химические свойства. Кислород — активный неметалл. Известны его соединения со всеми элементами, кроме гелия, неона и аргона. Кислород не взаимодействует непосредственно с хлором, бромом, йодом, золотом и платиной,

серебром. Их соединения с кислородом получают косвенным путем. Кислород при нагревании энергично реагирует со многими веществами.

Если при этом выделяются теплота и свет, то такие реакции называются *реакциями горения*.

Горение — это химическая реакция, при которой происходит окисление веществ с выделением теплоты и света.

Реакции взаимодействия веществ с кислородом называются *окислением*, а их продукты — *оксидами*.

Оксиды — это сложные вещества, которые состоят из двух элементов, один из которых кислород.



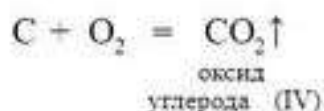
Подумайте

Можно ли дышать чистым кислородом?

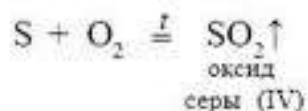


Рис. 53. Горение в кислороде:
 а — угля; б — серы; в — фосфора; г — железа

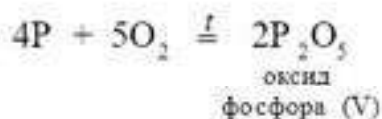
Если опустить в сосуд с кислородом O_2 тлеющий уголек (рис. 53, а), то он раскаляется добела и сгорает, образуя оксид углерода (IV) CO_2 (углекислый газ):



Чтобы определить, какое образовалось вещество, в сосуд наливают известковую воду — она мутнеет. Это доказывает наличие углекислого газа. Сера S горит в кислороде O_2 ярким синим пламенем (рис. 53, б) с образованием газа с резким запахом — оксида серы (IV) (опыт проводится под тягой):



Фосфор P сгорает в кислороде O_2 ярким пламенем с образованием белого дыма, состоящего из твердых частиц оксида фосфора (V) (рис. 53, в):



Знаете ли вы?

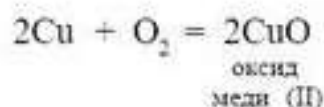
- Мозг использует 20% от общего объема кислорода в организме.
- Мозг может жить в течение 4—6 минут без кислорода. Нехватка кислорода от 5 до 10 минут может привести к необратимым повреждениям мозга.

В кислороде горят и такие вещества, которые обычно считаются негорючими, например железо (рис. 53, г). Если к тонкой стальной проволоке прикрепить спичку, зажечь ее и опустить в сосуд с кислородом, то от спички загорится и железо. Горение железа происходит с треском и разбрасыванием ярких раскаленных искр — расплавленных

капель железной окалины Fe_3O_4 . Реакцию горения железа в кислороде можно выразить следующим уравнением:



Другие металлы также могут взаимодействовать с кислородом, хотя эти реакции не всегда сопровождаются горением. Если нагревать медь в кислороде, она, не сгорая, превратится в черный порошок — оксид меди (II):

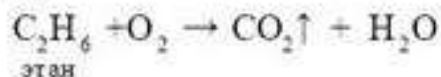


Вам уже известно, что при горении простых веществ образуются оксиды; теперь выясним, как происходит горение сложных веществ.

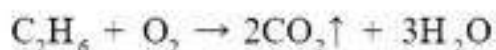
При горении парафиновой свечи в химическом стакане на его стенках появляются капельки воды. Если в стакан налить известковую воду, то она мутнеет, что доказывает наличие оксида углерода (IV). Таким образом, при горении сложного вещества образовались оксиды тех химических элементов, которые входят в состав сложного вещества. Парафин состоит из двух элементов — углерода и водорода.

При составлении уравнений реакций горения сложных веществ рекомендуется придерживаться определенного порядка:

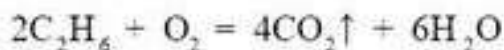
1. Записываются формулы исходных веществ и продуктов реакции:



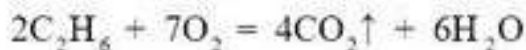
2. Уравнивается число атомов элементов, входящих в состав сгоревшего вещества:



3. Если в правой части уравнения получается нечетное число атомов кислорода, в данном случае 7, то все коэффициенты удваиваются, кроме коэффициента перед O_2 :



4. В заключение подсчитывается число атомов кислорода в правой части уравнения и ставится коэффициент перед формулой O_2 :



Этим приемом расстановки коэффициентов пользуются в тех случаях, если в реакции участвуют газы, молекулы которых состоят из двух атомов, например O_2 , Cl_2 , N_2 , H_2 и т. д.

Знаете ли вы?

Кислород — третий по распространенности элемент во Вселенной после водорода и гелия, и его содержание намного меньше, чем водорода и гелия.



Кислород — активный неметалл. Известны его соединения со всеми элементами, кроме гелия, неона и аргона. Реакции взаимодействия веществ с кислородом называются **окислением**, а их продукты — **оксидами**. Горение — это химическая реакция, при которой происходит окисление веществ с выделением теплоты и света. Оксиды — это сложные вещества, которые состоят из двух элементов, один из которых кислород.



1. Воздух — природная смесь газообразных веществ. Начертите диаграмму в тетради. Подпишите секторы диаграммы, указав качественный и количественный состав атмосферного воздуха (вещества и их процентное содержание).
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства кислорода. Составьте уравнения соответствующих реакций. Под формулами веществ напишите их названия.
3. Какие процессы относятся к процессам окисления?
4. Какие вещества называют *оксидами*? Напишите уравнения химических реакций, которые протекают при горении в кислороде:
 - а) магния; б) серы; в) алюминия; г) бария; д) водорода.
5. Какая реакция относится к реакции горения:

а) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;	в) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
б) $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$;	г) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$?
6. Закончите уравнения реакций горения, расставьте коэффициенты:

а) $\text{Al} + \text{O}_2 =$	в) $\text{Li} + \text{O}_2 =$
б) $\text{Ca} + \text{O}_2 =$	г) $\text{Cu} + \text{O}_2 =$

- 1. Составьте уравнение реакции горения магния в кислороде и вычислите массу оксида магния, который образуется при сгорании 12 г магния. *Ответ:* 20 г.
- 2. Какая масса кислорода потребуется для сгорания 4 моль метана CH_4 ? Какая масса углекислого газа получится в этой реакции?
Ответ: $m(\text{O}_2) = 256$ г; $m(\text{CO}_2) = 176$ г.
- 3. Вычислите массу кислорода, затраченного на реакцию с 0,1 моль алюминия, и массу получившегося оксида. *Ответ:* $m(\text{O}_2) = 2,4$ г; $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1$ г.
- 4. Вычислите содержание элементов (в процентах):
а) в оксиде фосфора (V); б) в перманганате калия KMnO_4 .
- 5. Составьте уравнение реакции горения фосфора в кислороде. Вычислите, хватит ли 20 г кислорода на сжигание 12,4 г фосфора.
- 6. В каком оксиде массовая доля кислорода составляет 50%:
а) CO ; в) SO_2 д) P_2O_5 ?
б) N_2O ; г) CO_2 ;

Горение свечи



Поместите в сосуд свечу и зажгите ее. Какими способами можно погасить свечу? Погасите ее разными способами и объясните свои действия.

§ 28. ПРИМЕНЕНИЕ КИСЛОРОДА

Сегодня на уроке:

- изучим применение кислорода в различных сферах: в металлургии, медицине, в жизнедеятельности человека;
- круговорот кислорода в природе.

Ключевые понятия

- фотосинтез
- дыхание
- жидкий кислород
- гниение
- окисление

Кислород находит самое разнообразное применение: при выплавке чугуна и стали, при обжиге сульфидных руд, в производстве цветных металлов. При сжигании смеси водорода с кислородом в специальных горелках температура пламени достигает $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$. Такое пламя используется для сварки и резки металлов. Жидкий кислород применяют в ракетных двигателях.

В медицине кислород применяется для облегчения дыхания больных (кислородные подушки). Он используется в кислородных приборах при выполнении работ в трудной для дыхания атмосфере (подземные и подводные работы, высотные и космические полеты и др.) (рис. 54).

Из вышесказанного видно, что очень много кислорода расходуется на разнообразную деятельность человека, тратится на процесс



Рис. 54. Применение кислорода:

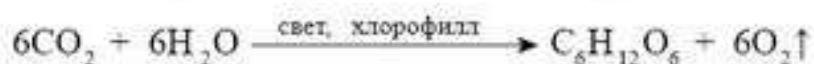
- 1 — в металлургии; 2 — для дыхания в космонавтике; 3, 4 — в авиации для двигателей;
5 — для дыхания в дайвинге; 6 — для резки металлов;
7 — для сварки металлов;



дыхания человека, животных, растений. Человек при дыхании в течение 1 мин в среднем употребляет $0,5 \text{ дм}^3$ кислорода, в течение суток — 720 дм^3 , а в год — $262,8 \text{ м}^3$. Кислород участвует в окислении металлов, гниении растительных и животных остатков.

Но все же общая масса кислорода в воздухе изменяется незаметно. Это объясняется процессом фотосинтеза, который происходит в зеленых растениях на свету. В результате этого процесса выделяется кислород.

С фотосинтезом вы уже знакомы в курсе биологии и естествознания. Упрощенно процесс фотосинтеза изображают так:



Подумайте

Почему атмосферу Земли считают защитником от многих опасностей космоса?



Кислород расходуется на разнообразную деятельность человека, на процессы дыхания живых организмов, применяется в металлургии, медицине. Также кислород участвует в окислении металлов, гниении растительных и животных остатков. Но масса кислорода в воздухе почти не изменяется, потому что в результате фотосинтеза, который происходит в зеленых растениях, выделяется кислород.



1. Перечислите области применения кислорода.
2. Поясните примерах, как происходит круговорот кислорода в природе.
3. Что делается в нашей стране для поддержания определенного содержания кислорода в воздухе? В чем может заключаться ваше участие в этой деятельности?
4. Осуществите следующие превращения:
 - а) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}$;
 - б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$;
 - в) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$.
5. Известно, что в организме человека содержится по массе 65% кислорода. Вычислите, сколько кислорода содержится в вашем организме.



Таким образом, озон и кислород хотя и состоят из атомов одного и того же химического элемента, но представляют собой совершенно разные вещества (рис. 56).

Явление, когда один и тот же химический элемент образует несколько простых веществ, называется *аллотропией*.

Простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называются *аллотропными модификациями, или видоизменениями, этого элемента*.

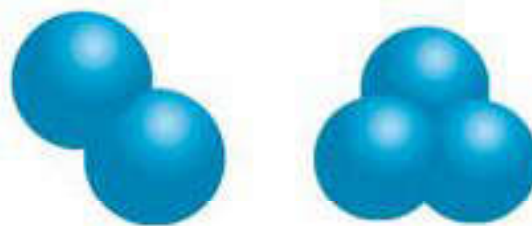


Рис. 56. Модели молекул кислорода O_2 и озона O_3



Подумайте

На каком свойстве озона основано обеззараживание воды?
Во время полярных ночей озон не образуется. Подумайте, почему?

Кислород и озон — это аллотропные видоизменения одного и того же химического элемента — кислорода.

В старших классах вы узнаете, что кроме кислорода такие химические элементы, как сера, фосфор и углерод, в свободном состоянии тоже могут образовывать несколько простых веществ.

Применение. Озон используется для озонирования воздуха и питьевой воды, обезвреживания промышленных сточных вод, как окислитель ракетного топлива, отбеливающее средство.

Озон полностью окружает воздушную атмосферу Земли на высоте 25 км слоем 2—3 мм. Озоновый слой защищает Землю от губительного воздействия ультрафиолетового излучения Солнца.

Озоновый слой образуется из молекул кислорода под воздействием солнечной радиации. Этот “экран” защищает нашу планету от вредного воздействия солнечных ультрафиолетовых лучей, которые могут пагубно влиять на существование животных и растений, а также провоцировать рак кожи и снижать сопротивляемость организма различным видам онкологии. Также большое значение озоновый слой имеет и для поддержания температурного баланса на Земле.

Причины разрушения озонового слоя. В различных холодильных установках активно используются **фреоны** — соединения хлора, которые входят в состав теплоизоляционных материалов (например, пенопласта). Они химически очень стойки и, поднимаясь в атмосферу, не вступают в реакцию с какими-либо компонентами воздуха, пока не достигают стратосферы. Там под воздействием солнечной радиации фреоны распадаются на атомы хлора, которые мгновенно вступают в реакцию с химически активными молекулами озона. Один атом хлора способен разрушить до ста тысяч молекул озона.

Знаете ли вы?

Самая большая озоновая дыра диаметром свыше 1000 км впервые была обнаружена в 1985 г. в Южном полушарии над Антарктидой.

Авиация и космические полеты также отрицательно влияют на озоновый слой. При космических запусках ракет, а также систем многоразового использования “Шаттл” в стратосфере образуются дыры, которые сохраняются длительное время после полета. Подобное воздействие происходит и со стороны авиации. Кроме того, сверхзвуковые самолеты выделяют в стратосферу оксиды азота, которые разрушают молекулы озона.



Это интересно!

- Считается, что самый чистый воздух — на острове Тасмания, недалеко от Австралии.
- Более 90% всех вирусных заболеваний приобретаются в помещениях, а не на открытом воздухе.



Явление, при котором один химический элемент может образовывать несколько разных простых веществ, называется **аллотропией**.

Простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называются **аллотропными модификациями** или **видоизменениями**.

Кислород и озон — аллотропные видоизменения химического элемента кислорода.

Озоновый слой Земли защищает от ультрафиолетового излучения, пагубно влияющего на все живое на Земле.



1. Какова роль озона в природе? Как он образуется?
2. Что такое *аллотропия* и *аллотропные видоизменения*?
3. Что такое *озоновый слой*? Какую функцию он выполняет на Земле?
4. Почему образуются озоновые дыры?
5. К чему приводит разрушение озонового слоя?
6. Постройте диаграмму Венна для водорода, кислорода и озона.

- 1. Сколько моль кислорода O_2 получится в реакции 10 моль озона O_3 с серебром? (Другой продукт реакции — оксид серебра Ag_2O .)
- 2. Сколько граммов кислорода надо пропустить через озонатор, чтобы получить 160 г озона?
- 3. Рассчитайте, во сколько раз озон тяжелее следующих газов: а) азота, б) гелия; в) оксида углерода (II).



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2**Получение водорода и изучение его свойств**

На 1 ученика :

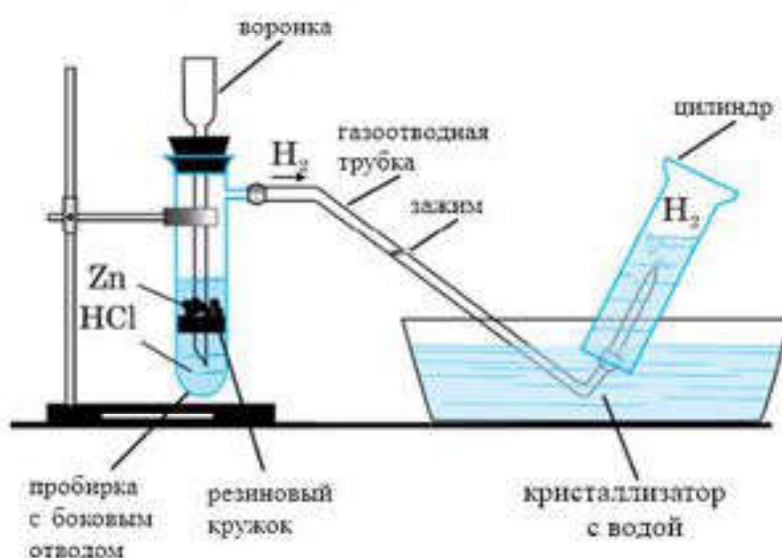
Реактивы: гранулированный цинк — 2 шт., раствор соляной кислоты — 5 мл, мыльный раствор.

Оборудование: лабораторное оборудование для получения газов — 1 шт., кристаллизатор, спиртовка, цилиндр.

Ход работы:

Опыт 1. Получение водорода из цинка и соляной кислоты.

1) Соберите прибор для получения газа, показанный на рисунке.



Получение водорода

2) Пробирку с газотводной трубкой соедините с цилиндром, заполненным водой и опущенным в кристаллизатор с водой.

3) В пробирку с кружком поместите цинк, закройте пробкой с воронкой. Проверьте прибор на герметичность. В воронку налейте соляную кислоту.

4) Наблюдайте выделение водорода в пробирке-приемнике.

Вопросы:

1. К какому типу относится реакция между цинком и соляной кислотой?

2. Какими физическими свойствами обладает водород?

3. Какой способ использован для собирания водорода?

Напишите уравнение реакции и сформулируйте выводы.

Опыт 2. Доказательство наличия водорода.

Пробирку с собранным водородом подносим к горячей спиртовке. Если водород собран чистым, раздается слабый хлопок со звуком “пах” (см. рис. на с. 108).



Запишите свои наблюдения, составьте уравнение реакции горения водорода в кислороде. На основании опыта сделайте вывод.

Опыт 3. Выделяющийся водород из газоотводной трубки пропустите через кристаллизатор с мыльным раствором. Объясните, почему пузырьки с водородом поднимаются вверх. Сделайте вывод.



При проведении опытов следует надевать защитные очки. Рабочая площадь должна находиться вдали от источников открытого пламени.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3

Получение кислорода и изучение его свойств

На 2 ученика :

Реактивы: 20%-ный раствор пероксида водорода — 20 мл, оксид марганца (IV) — 1 г.

Оборудование: прибор для получения газа — 1 шт., чашка Петри.

Ход работы:

Опыт. Налейте в чашку Петри раствор пероксида водорода. При комнатной температуре пероксид водорода разлагается медленно (признаков протекания реакции мы не увидим), но этот процесс можно ускорить, если добавить в раствор несколько крупинок оксида марганца (IV). Вокруг крупинок черного оксида сразу начинают выделяться пузырьки газа. Это кислород. Как бы долго ни протекала реакция, крупинки оксида марганца (IV) не растворяются. То есть оксид марганца (IV) участвует в реакции, ускоряет ее, но сам в ней не расходуется.

Доказательство наличия кислорода. В чашку Петри с выделяющимся кислородом внесите тлеющую лучинку. Опишите свои наблюдения. Какова роль оксида марганца (IV) в этой реакции? Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Глава VIII



§ 30. СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Все химические элементы систематизированы в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева, из которой можно узнать их относительные атомные массы, а по порядковому номеру — заряды атомных ядер и равное им число протонов и электронов. Число нейтронов находится по разнице между значением относительной атомной массы и порядкового номера элемента.

Электронная оболочка атома слоистая. Электронный слой образован электронными облаками одинакового размера. Орбитали одного слоя образуют энергетический уровень, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов. Ранее мы рассмотрели, что электроны размещаются по энергетическим уровням.

Распределение электронов по энергетическим уровням атомов представлено в таблице 12.

Сегодня на уроке:

- ознакомимся с физическим смыслом порядкового номера элемента, номера периода и группы.

Ключевые понятия

- номер периода
- номер группы

Таблица 12

Период	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 1 -1							He 2 2 -2		
2	Li 3 2 -3	Be 4 2 -4	B 5 2 -5	C 6 2 -6	N 7 2 -7	O 8 2 -8	F 9 2 -9	Ne 10 2 -10		
3	Na 11 3 -11	Mg 12 3 -12	Al 13 3 -13	Si 14 3 -14	P 15 3 -15	S 16 3 -16	Cl 17 3 -17	Ar 18 3 -18		
4	K 19 4 -19	Ca 20 4 -20	21 Sc -21	22 Ti -22	23 V -23	24 Cr -24	25 Mn -25	26 Fe -26	27 Co -27	28 Ni -28
	29 Cu -29	30 Zn -30	31 Ga -31	32 Ge -32	33 As -33	34 Se -34	35 Br -35	36 Kr -36		



Глядя на таблицу, легко прийти к следующим выводам:

- у элементов 1-го периода (водород и гелий) — 1 энергетический уровень;
- у элементов 2-го периода (от лития до неона) — 2 энергетических уровня;
- у элементов 3-го периода (от натрия до аргона) — 3 энергетических уровня;
- у элементов 4-го периода (от калия до криптона) — 4 энергетических уровня и т. д.

Номер периода показывает число энергетических уровней.

Далее проследим, как распределяются электроны на последнем уровне для элементов групп (пока только главных подгрупп). Мы приходим к следующим выводам:

- у элементов 1-й группы главной подгруппы (от лития до калия) — 1 электрон на внешнем уровне;
- у элементов 2-й группы главной подгруппы (от бериллия до кальция) — 2 электрона на последнем уровне;
- у элементов 6-й группы главной подгруппы (от кислорода до селена) — 6 электронов на внешнем уровне и т. д.

Номер группы (для главных подгрупп) показывает число электронов на последнем уровне.

Таким образом, каждая цифра в периодической системе имеет определенный физический смысл.

Периодическая система — графическое выражение периодического закона. В зависимости от способа объединения элементов в группы таблица может быть **длиннопериодной** (в группы собраны элементы с одинаковым числом и типом валентных электронов) и **короткопериодной** (в группы собраны элементы с одинаковым числом валентных электронов).

У всех атомов элементов одного периода одинаковое число электронных слоев, равное номеру периода. Число элементов в периодах следующее: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32.

Все периоды, кроме первого, начинаются с щелочного металла (Li, Na, K и т. д.) и заканчиваются благородным газом (He, Ne, Ar, Kr и т. д.).

В короткопериодной таблице восемь групп, каждая из которых делится на 2 подгруппы (главную и побочную), в длиннопериодной таблице 18 групп, которые нумеруются римскими цифрами с буквами А или В, например: IA, IIIB, VIA, VIIB. Группа IA длиннопериодной таблицы соответствует главной подгруппе первой группы короткопериодной таблицы; группа VIIB — побочной подгруппе седьмой группы; остальные — аналогично.



Атомный номер элемента совпадает с величиной заряда ядра и равен числу протонов и электронов.

Число нейтронов находят, отняв от атомной массы число протонов. Номер периода показывает число энергетических уровней. Номер группы для главных подгрупп показывает число электронов на внешнем уровне.



1. Определите порядковый номер, номер периода и группы для элементов: углерод, кислород, алюминий, хлор, кальций.
2. Перепишите таблицу в тетрадь, проставьте недостающие данные для следующих элементов:

Элемент	Порядковый номер	Атомная масса	Число протонов	Число нейтронов	Число электронов
Азот	7	14			
Фтор		19			
Алюминий				14	
Сера		32			
Калий	19			20	
Железо				30	
Медь				35	29

3. Дан следующий ряд элементов. Установите соответствие:

Неизвестный элемент	элемент
а) элемент имеет 7 электронов	1) натрий
б) элемент имеет 4 энергетических уровня	2) азот
в) элемент имеет 5 электронов на последнем уровне	3) кальций
г) элемент имеет 12 нейтронов	4) фосфор

4. Определите элемент, если известно, что он расположен:

- а) в 3-м периоде, группе IVA;
- б) во 2-м периоде, группе VIIIA;
- в) в 1-м периоде, группе IA.

§ 31. ПЕРИОДИЧЕСКОЕ ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Д. И. Менделеев считал, что основной характеристикой элементов является их атомный вес, и в 1869 г. впервые сформулировал периодический закон: *Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомного веса элементов*.

Сегодня на уроке:

- изучим периодичность изменения свойств атомов химических элементов.



Ключевые понятия

- металлические свойства
- неметаллические свойства

Периодический закон химических элементов (современная формулировка): *свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от значения заряда их атомных ядер.*

На основании этого закона и была построена периодическая система химических элементов.

Горизонтальные ряды элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, называются периодами.

Периоды делятся на ряды. Различают четные и нечетные ряды. В зависимости от количества рядов в периоде различают малые (1—3-й) и большие (4—7-й) периоды. 7-й период состоит из одного ряда, но он не завершен; большинство содержащихся в нем элементов получены искусственно. В 6-м периоде вслед за лантаном располагаются 14 элементов с порядковыми номерами 58—71. Их называют **лантаноидами**. Лантаноиды помещены отдельно внизу таблицы, так как их химические свойства очень схожи между собой.

В 7-м периоде 14 элементов с порядковыми номерами 90—103, которые составляют семейство **актиноидов**. Они также вынесены отдельно — под лантаноидами.

1-й период включает в себя два элемента; 2-й, 3-й периоды содержат по 8 элементов. Свойства их закономерно изменяются от типичного металла до благородного газа. 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й и 7-й периоды содержат по 32 элемента.

Во всех периодах с увеличением относительных атомных масс элементов (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств.

Группы — это вертикальные ряды, в которые объединены элементы, сходные по своим свойствам. Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной (А) и побочной (В). Подгруппа, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называется **главной подгруппой**.

Подгруппа, в которую входят элементы только больших периодов, называется **побочной подгруппой**.

Так, в главную подгруппу I группы входят литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций — это подгруппа лития Li. Побочную подгруппу этой группы составляют медь, серебро и золото — это подгруппа меди Cu. Химические свойства элементов главных и побочных подгрупп значительно различаются. Например, в VII группе главную подгруппу составляют неметаллы F, Cl, Br, I, At, побочную — металлы Mn, Tc, Re. Это доказывает, что подгруппы объединяют наиболее сходные между собой элементы. Элементы всех групп (кроме благородных газов) образуют кислородные соединения — оксиды. В периодической системе их часто изображают формулами, расположенными под каждой



группой в порядке возрастания валентности элементов: R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 , RO_4 , где R — элемент данной группы (кроме элементов, валентность которых не совпадает с номером группы).

Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за некоторым исключением) соответствует номеру группы. Элементы побочных подгрупп могут проявлять и другую высшую валентность. Так, например, медь — элемент I группы побочной подгруппы — образует оксиды Cu_2O , CuO . Однако наиболее распространенными являются соединения двухвалентной меди. В главных подгруппах (сверху вниз) с увеличением относительных атомных масс усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические. В побочных подгруппах эта закономерность соблюдается не всегда.

Элементы неметаллы главных подгрупп IV—VII групп образуют летучие соединения с водородом. Их также изображают общими формулами в последовательности RH_4 , RH_3 , H_2R , HR . Формулы водородных соединений расположены под элементами главных подгрупп и относятся только к ним. Валентность элементов в соединениях с водородом определяется разностью между числом 8 и номером группы.

Свойства элементов в подгруппах закономерно изменяются. Металлические свойства наиболее сильно выражены у франция, затем — у цезия; неметаллические — у фтора, затем — у кислорода. Закономерности изменения свойств химических элементов главных подгрупп и периодов представлены в таблице 13 и на рисунке 57.

Таблица 13

Закономерности изменения свойств химических элементов главных подгрупп и периодов

Свойство	В периодах	В главных подгруппах
Относительная атомная масса	→ возрастает	↓ возрастает
Заряд ядра	→ возрастает	↓ возрастает
Радиус атома	→ убывает	↓ возрастает
Металлические	→ убывают	↓ возрастают
Неметаллические	→ возрастают	↓ убывают
Валентность по отношению к кислороду	→ возрастает	Остается постоянной, равной номеру группы.
Валентность по отношению к водороду	→ убывает	Остается постоянной, равной 8 – номер группы

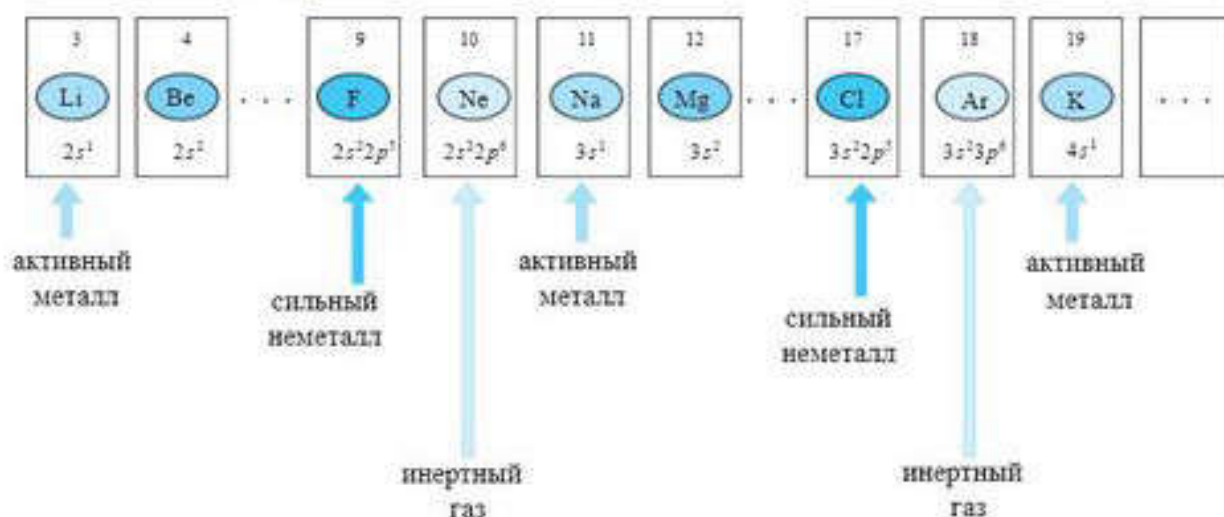


Рис. 57. Изменение свойств элементов

Поскольку свойства элементов в основном зависят от числа электронов на внешнем уровне, то и они периодически повторяются. В этом заключается физический смысл периодического закона.



Горизонтальные ряды элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, называются *периодами*. Каждый период (кроме 1-го) начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом (кроме 7-го). *Группы* — это вертикальные ряды, в которые объединены элементы, сходные по своим свойствам. Подгруппа, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называется

главной подгруппой. Подгруппа, в которую входят элементы только больших периодов, называется *побочной подгруппой*. Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за некоторым исключением) соответствует номеру группы.



1. Что называется *периодом*? Как изменяются свойства элементов в периодах с возрастанием порядкового номера?
2. Что называется *группой*? Как изменяются свойства элементов в группах?
3. Расскажите о структуре элементов периодической системы химических элементов.
4. Укажите для перечисленных ниже элементов, где они расположены: их период, ряд, группу, подгруппу: № 7, 12, 19, 38, 53.
5. Напишите для элементов с порядковыми номерами 15, 16, 17 формулы высших оксидов и летучих водородных соединений.
6. Какие признаки служат основой для объединения элементов: а) в группу; б) в подгруппу?
7. Определите наиболее металлический элемент: а) в 3-м периоде; б) в 5-м периоде; в) в 1 группе; г) в 2 группе.



§ 32. ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТА ПО ПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЮ АТОМА

Периодическая система позволяет узнать много сведений о любом химическом элементе. Зная порядковый номер и атомную массу элемента, можно выяснить строение атома этого элемента. Расположение в периоде и группе позволяет уточнить строение электронных слоев (уровней). Исходя из строения атома можно предсказать свойства простых веществ и соединений данного элемента.

Характеристика химического элемента проводится по следующему плану:

1. Положение в периодической системе: химический знак, порядковый номер, относительная атомная масса, период, ряд, группа, подгруппа.

2. Строение атома:

а) состав атома (заряд ядра, протоны, нейтроны, электроны, распределение электронов по уровням — диаграмма Бора);

б) электронная формула атома;

в) электронно-графическая формула атома;

г) вид элемента (s-, p-).

3. Свойства простого вещества, образованного элементом (металл, амфотерный элемент, неметалл).

4. Формула высшего оксида, соответствующего ему гидроксида, указание его характера (основной, амфотерный, кислотный), соли.

5. Формула летучего водородного соединения элемента.

6. Сравнительная характеристика элемента с расположенными рядом элементами по периоду и группе. Приведем пример (см. табл. 14).

Сегодня на уроке:

- научимся характеризовать химический элемент по положению в периодической системе и строению атома.

Ключевые понятия

- период
- группа
- строение атома
- электронная формула
- оксид, гидроксид



Периодическая система позволяет узнать много сведений о любом химическом элементе. Расположение элементов в периоде и группе позволяет уточнить строение электронных слоев (уровней). Исходя из строения атома можно предсказать свойства простых веществ и соединений данного элемента.



1. Дайте полную характеристику элементов (по плану, приведенному в параграфе) с порядковыми номерами: а) 7; б) 11; в) 14; г) 19.
2. Назовите число энергетических уровней (слоев) и число электронов в наружном уровне для элементов с порядковыми номерами: а) 5; б) 36; в) 53; г) 84.
3. Определите номер группы и ряд (четный или нечетный) элемента, металл он или неметалл по следующим признакам:



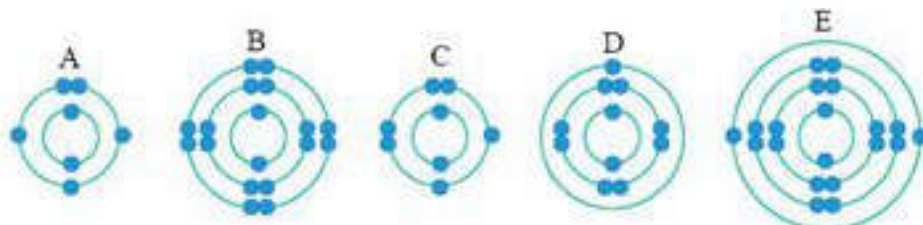
Таблица 14

Характеристика элемента

План характеристики элемента	Пример
1. Положение в периодической системе: химический знак, порядковый номер, относительная атомная масса, период, ряд, группа, подгруппа	Углерод — С, порядковый номер — 6, атомная масса — 12, 2-й малый период, 2-й ряд, IV группа, главная подгруппа
2. Строение атома: а) состав атома (протоны, нейтроны, заряд ядра, электроны, распределение электронов по уровням — диаграмма Бора); б) электронная формула атома; в) электронно-графическая формула атома; г) вид элемента (s-, p-)	а) ${}^6_6\text{C} + 6({}_1^1\text{p}6)({}_0^0\text{n}6) 6\text{b}$ б) ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$ в) г) p-элемент
3. Свойства простого вещества, образованного элементом (металл, амфотерный элемент, неметалл)	С — неметалл
4. Формула высшего оксида, соответствующего ему гидроксида, указание его характера (основной, амфотерный, кислотный), соли.	CO_2 — кислотный оксид. H_2CO_3 — кислота CaCO_3 — соль
5. Формула летучего водородного соединения элемента.	CH_4 — метан
6. Сравнительная характеристика элемента с ближайшими "соседями" по периоду и группе	Углерод слабее по неметаллическим свойствам, чем азот, но сильнее, чем бор и кремний

- а) на наружном уровне атома 6 электронов, на предпоследнем — 8 электронов;
- б) на наружном уровне 4 электрона, на предпоследнем — 18 электронов;
- в) на наружном уровне 1 электрон, на предпоследнем — 8, на первом — 2.

4. Определите по следующим диаграммам Бора элементы А, В, С, D, E.



5. Ответьте на следующие вопросы о структурах элементов А, В, С, D, E:
- а) каждая структура может использоваться один раз или более одного раза.
 - б) какая структура:
 - 1) представляет собой атом элемента V группы периодической таблицы;
 - 2) имеет полную внешнюю оболочку электронов;
 - 3) представляет собой атом кислорода;
 - 4) имеет 20 протонов;
 - 5) является элементом 4-го периода периодической системы;
 - 6) имеет 1 валентный электрон?



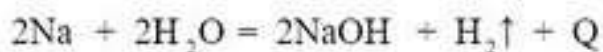
§ 33. ЕСТЕСТВЕННЫЕ СЕМЕЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СВОЙСТВА

В периодической системе элементы, находящиеся в одной группе и подгруппе, составляют *естественное семейство химических элементов*.

Группа элементов, объединенных по сходству химических и физических свойств, называется *семейством сходных элементов*, или *естественным семейством*.

С некоторыми из таких семейств вы познакомились ранее. Сейчас изучим эти же семейства более подробно.

Щелочные металлы. Вы уже знаете, что в подгруппу объединяются элементы, сходные по химическим свойствам. Например, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr представляют главную подгруппу 1-й группы. Они являются самыми активными металлами, при взаимодействии с водой образуют щелочи, поэтому их называют *щелочными металлами*. Все они как простые вещества имеют малую плотность, пластичны, легкоплавки, горючи и энергично реагируют с водой, вытесняя из нее водород. Натрий бурно реагирует с водой:



Внешняя электронная конфигурация щелочных металлов — ns^1 , следовательно, в соединениях они одновалентны. Поэтому их соединения имеют сходный состав, например:

оксиды	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
гидроксиды	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH

Эти соединения сходны и по свойствам. Из всех металлов щелочные металлы самые активные, а их гидроксиды проявляют свойства оснований в наиболее сильной степени. Они объединены в естественное семейство — щелочные металлы. Наряду со сходством щелочные металлы проявляют и различия: у них разная плотность, разные температуры плавления и кипения, неодинаковая химическая активность. Обратите внимание на закономерные изменения свойств щелочных металлов (табл. 15, рис. 58).

Галогены. Теперь познакомимся с элементами, у которых наиболее ярко выражены свойства неметаллов (рис. 59). В качестве примера рассмотрим свойства хлора.

Сегодня на уроке:

- изучим естественные семейства элементов и их свойства.

Ключевые понятия

- щелочные металлы
- галогены
- инертные газы



Дэви Хэмфри (1778 — 1829)

Английский ученый. В 1808 г. путем электролиза солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, амальгаму стронция и магния. Является автором множества научных работ.

Таблица 15

Физические свойства щелочных металлов как простых веществ

Название и символ элемента	Относительная атомная масса	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С	Плотность г/см ³
Литий Li	6,9	179	1370	0,53
Натрий Na	23,0	97,8	883	0,97
Калий K	39,1	63,6	760	0,85
Рубидий Rb	85,5	39,0	696	1,52
Цезий Cs	132,9	28,6	685	1,87

Вам известны его соединения: соляная кислота HCl и хлорид натрия NaCl. Молекула хлора состоит из двух атомов, следовательно, его формула Cl₂. Хлор — тяжелый газ желто-зеленого цвета, с резким запахом.

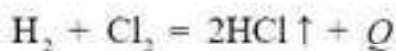
Рассмотрим свойства хлора. Он реагирует с металлами, например, натрий сгорает в хлоре, образуя белый дым NaCl:



Рис. 58. Образцы щелочных металлов



Хлор реагирует и с водородом, при этом образует бесцветный газ — хлороводород HCl:



Раствор хлороводорода в воде обладает кислотными свойствами и, как вам известно, называется *соляной кислотой*.

В соединениях с водородом и металлами хлор всегда одновалентен.

Хлор — представитель естественного семейства галогенов.

К числу галогенов кроме хлора относятся фтор F, бром Br, йод I и астат At. Галогены образуют простые вещества, молекулы которых состоят из двух атомов. Все галогены ядовиты. Семейство галогенов расположено в VIIA группе.

Их внешняя электронная конфигурация ns^2np^5 . Высшая валентность галогенов в соединениях с кислородом равняется VII (кроме F). В соединениях с водородом и металлами они одновалентны, их свойства сходны.

F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
HF	HCl	HBr	HI
NaF	NaCl	NaBr	NaI

Все галогены образуют летучие водородные соединения, водные растворы которых проявляют кислотные свойства. Галогены с металлами образуют соли. Отсюда произошло название *галогены*, означающее в переводе с греческого “рождающие соли” (рис. 59).



Рис. 59. Образцы галогенов



Наряду со сходством галогены как простые вещества проявляют и различия: разное агрегатное состояние при обычных условиях, разную окраску, неодинаковую активность.

Так, химическая активность галогенов по отношению к металлам и водороду с возрастанием относительной атомной массы падает. Самый активный из галогенов — фтор, он же самый активный и среди всех неметаллов (табл. 16).

Таблица 16

Физические свойства галогенов как простых веществ

Название и символ элемента	Относительная атомная масса	Формула простого вещества	Состояние при обычных условиях	Цвет	Температура кипения, °С	Плотность, г/см ³
Фтор F	19,0	F ₂	Газ	светло-зеленый	-188	1,1 (в жидком виде)
Хлор Cl	35,5	Cl ₂	Газ	желто-зеленый	-34	1,57 (в жидком виде)
Бром Br	79,9	Br ₂	Жидкость	красно-бурый	59	3,14
Йод I	127	I ₂	Твердое вещество	темно-фиолетовый	185	4,94

Если сравнивать щелочные металлы и галогены, можно заметить, что первые относятся к *типичным металлам*, вторые — к *типичным неметаллам*. С возрастанием атомных масс у щелочных металлов увеличивается металлическая активность, у галогенов, наоборот, нематаллические свойства уменьшаются.

Инертные газы. Кроме семейств щелочных металлов и галогенов известно семейство инертных газов (благородные газы): гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn.

Они расположены в VIIIА группе периодической таблицы и имеют внешнюю электронную конфигурацию ns^2np^6 . Эти элементы не образуют соединений с водородом и металлами. Молекулы инертных газов состоят из одного атома. Инертные газы являются составной частью воздуха. Они малоактивны, практически ни с чем не реагируют. Интересным свойством этих газов является свечение их разными цветами, что находит применение в световой рекламе.



Группа элементов, объединенных по сходству химических и физических свойств, называется *семейством сходных элементов*, или *естественным семейством*. Щелочные металлы относятся к *типичным металлам*, а галогены — к *типичным неметаллам*. Сходство в строении атомов элементов в одной



подгруппе определяет сходство в свойствах. С возрастанием атомных масс у щелочных металлов увеличивается металлическая активность, а у галогенов, наоборот, неметаллические свойства уменьшаются.



1. Как изменяются с возрастанием относительных атомных масс щелочных металлов: а) их физические свойства; б) их химические свойства; в) растворимость гидроксидов?
2. Как изменяются с возрастанием относительных атомных масс: а) физические свойства галогенов; б) химические свойства?
3. Получите хлорид алюминия известными вам способами.
4. Как вы думаете, почему инертные газы не образуют соединения?
5. Верно ли суждение: сходство в строении атомов элементов одной подгруппы определяет сходство в свойствах? Объясните.
6. Найдите соответствие между элементом и его естественным семейством (буквы могут повторяться):

Элемент	Естественное семейство элементов
1) натрий	а) галоген б) щелочной металл в) инертный газ
2) бром	
3) неон	
4) литий	
5) фтор	
6) калий	
7) гелий	
8) хлор	
9) аргон	
10) цезий	

7. Составьте молекулярные формулы соединений и подсчитайте их молярные массы: а) хлорида алюминия; б) фтороводорода; в) бромида калия; г) оксида натрия; д) хлороводорода; е) йодида кальция.
 8. Напишите уравнения реакций, происходящих между: а) калием и водой; б) фтором и водородом; в) натрием и бромом; г) литием и соляной кислотой; д) алюминием и йодом.
 9. Осуществите следующие превращения и укажите для них тип химической реакции: а) натрий → оксид натрия → гидроксид натрия; б) хлор → хлороводород → хлорид калия.
- 1. Найдите массу хлорида натрия, полученного из 460 г натрия при взаимодействии с хлором. *Ответ: 1170 г.*
 - 2. По термохимическому уравнению:

$$\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г}) + 184 \text{ кДж}$$
 рассчитайте объем хлора (н. у.), необходимый для получения 46 кДж теплоты. *Ответ: 5,6 л.*

Рисование йодом

Этот опыт хорош тем, что все необходимое для него есть дома: свечка, аптечный йод (спиртовой раствор, йодная настойка) и какой-нибудь ненужный железный предмет — старая дверная петля, ключ от неизвестного замка или





замок, ключи от которого потеряны. Металлическую поверхность, на которой будет рисунок, шлифуйте наждачной бумагой до блеска, зажгите свечку и наклоните ее так, чтобы парафин капал на блестящую поверхность. Слегка нагрейте предмет, чтобы парафин растекся тонким слоем. А когда он охладится и остынет, иголкой процарапайте канавки, чтобы они дошли до металла. Наберите пипеткой аптечный йод и капните на царапины. Через несколько минут раствор йода побледнеет, и тогда вновь нанесите его на царапины. Примерно через час снимите слой парафина: вы увидите на металле ясные следы, они точь-в-точь повторяют рисунок на парафине. Такой процесс называют *химическим травлением*.

§ 34. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

Сегодня на уроке:

- изучим положение металлов и неметаллов в периодической системе элементов.

Ключевые понятия

- металлы главных подгрупп
- металлы побочных подгрупп
- неметаллы

Традиционно элементы в периодической системе делят на две группы: **металлы** и **неметаллы**. Воспользуемся такой таблицей для удобства определения элементов (схема 4).

Металлы расположены в периодической таблице слева от ступенчатой диагональной линии, которая начинается с бора (В) и заканчивается астатом (At). Основные свойства металлов: твердые (кроме ртути); блестящие; хорошие электро- и теплопроводники; пластичные; ковкие; легко отдают электроны (рис. 60).

Неметаллы

Элементы, расположенные справа от ступенчатой диагонали В—At (астата), называются *неметаллами* (табл. 17).

Таблица 17

I	H																							
II																		В						
III																			Si	НЕМЕТАЛЛЫ				
IV																				As				
V																						Te		
VI																							At	
VII																								



Рис. 60. Образцы важнейших металлов

Свойства неметаллов прямо противоположны свойствам металлов: плохие проводники тепла и электричества; хрупкие; нековкие; непластичные; обычно принимают электроны (рис. 61).

◆ МЕТАЛЛОИДЫ

Между металлами и неметаллами находятся металлоиды, например кремний. Для них характерны свойства как металлов, так и неметаллов. Основное применение в промышленности металлоиды нашли в производстве полупроводников, без которых не обходится ни одна современная микросхема или микропроцессор.



Рис. 61. Образцы неметаллов:
а — йод, б — сера, в — фосфор, г — хлор



Знаете ли вы?

Среди простых веществ есть такие, которым принадлежит первенство по тем или иным физическим свойствам. Так, алмаз имеет самую высокую твердость, металл вольфрам наиболее тугоплавкий. Самым легким металлом является литий, а самым легким неметаллом — водород. Среди металлов самой высокой теплопроводностью обладают серебро, медь, алюминий. Низкая теплопроводность у висмута и ртути. Существуют мягкие металлы, которые можно резать ножом, например натрий, калий, а наибольшую твердость среди металлов имеет хром — им можно резать стекло. Высокая пластичность у золота. Это позволяет изготавливать из него пленку всего 0,003 мм толщиной!



Химические элементы делят на металлы и неметаллы. В главных подгруппах ниже диагонали, проведенной от бора до астата, находятся элементы металлы, выше диагонали — неметаллы.



1. Какие вещества называют *простыми*? Приведите примеры.
2. На какие группы подразделяют простые вещества? Представителей какой группы больше?
3. Назовите общие физические свойства металлов.
4. Что вам известно о расположении металлических и неметаллических элементов в периодической системе?
5. Назовите по три распространенных на Земле неметаллических и металлических химических элемента.
6. Пользуясь периодической системой химических элементов, назовите химический элемент, размещенный в 3-м периоде и VIII A группе. К какому семейству элементов он принадлежит? Сколько протонов и электронов в составе его атома?
7. Перепишите предложения в тетрадь. Заполните пропуски в предложениях. 2-й период периодической системы начинается _____ элементом _____, а заканчивается _____ элементом _____. Шестая группа главная подгруппа периодической системы начинается элементом _____, а заканчивается элементом _____.
8. Идентифицируйте следующие элементы в периодической системе:
 - а) самый активный неметалл;
 - б) самый легкий элемент;
 - в) самый активный щелочной металл;
 - г) самый активный галоген;
 - д) инертный газ, используемый для заполнения дирижаблей;
 - е) элемент, имеющий самый маленький радиус атома;
 - ж) самый легкий щелочной металл;
 - з) металл, входящий в состав костей;
 - и) неметалл, необходимый для щитовидной железы человека.
9. *Творческое задание.* Выполните проект на тему "Химические элементы в составе различных небесных тел".



TOP 10 Самые активные металлы (в реакции с водой)	Самые активные неметаллы
1. Fr	1. F
2. Cs	2. O
3. Rb	3. N
4. K	4. Cl
5. Ba	5. Br
6. Na	6. S
7. Ca	7. C
8. Li	8. I
9. Mg	9. Se
10. Al	10. P



Глава IX

ВИДЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

§ 35. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое *электроотрицательность*;
- поймем, что числовые значения электроотрицательности атомов элементов позволяют судить о принадлежности соответствующего элемента к металлам или неметаллам.

Ключевые понятия

- электроотрицательность
- шкала электроотрицательности

Свойство атома в данного элемента оттягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в соединениях, называется *электроотрицательностью*. Зная численные значения *электроотрицательности*, можно судить о принадлежности соответствующего элемента к металлам или неметаллам. Числовые значения электроотрицательности элементов рассчитаны американским ученым Л. Полингом, он же предложил шкалу электроотрицательности (табл. 18). Условно за единицу была выбрана электроотрицательность лития, и по отношению к ней вычисляют электроотрицательность других элементов. У металлов электроотрицательность, как правило, меньше двух, а у неметаллов — больше двух. Наибольшее значение электроотрицательности имеет элемент фтор, оно равно четырем. Следовательно, фтор обладает наиболее сильными неметаллическими свойствами. Электроотри-

цательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх. Опираясь на периодическую таблицу, можно предсказать, какой из двух элементов обладает наибольшей электроотрицательностью. В порядке возрастания электроотрицательности некоторые химические элементы можно расположить в следующий ряд:



При образовании химической связи электроны переходят или смещаются от того элемента, который расположен в этом ряду левее, к тому, который расположен правее. Сведения об электроотрицательности элементов особенно важны при характеристике природы химической связи (табл. 18).



Лайнус Карл Полинг (1901—1994)

Американский химик, кристаллограф, лауреат двух Нобелевских премий: по химии и премии мира. Главное научное достижение Полинга — учение о химической связи.



Таблица 18

Значения электроотрицательности некоторых элементов

Период	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,2	S 2,5	Cl 3,0	
4	K 0,8	Ca 1,0				Se 2,4	Br 2,8	
5	Rb 0,8	Sr 0,9					I 2,6	
6	Cs 0,7	Ba 0,8						



В химии широко применяется понятие электроотрицательности (ЭО). Свойство атомов данного элемента оттягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в соединениях, называется **электроотрицательностью**. У металлов электроотрицательность, как правило, меньше двух, а у неметаллов — больше двух.



1. Что такое *электроотрицательность*? Какие значения она принимает у металлов и неметаллов?
2. Какой элемент самый электроотрицательный и почему?
3. Расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания значений электроотрицательности: фосфор, кислород, цезий, магний, кремний, углерод, водород, литий, сера, алюминий.
4. В приведенных ниже формулах определите атомы наиболее электроотрицательного элемента: KCl, HI, CuS, CO, NO, HF, CaO, LiCl.
5. Может ли электроотрицательность быть равна нулю? Приведите примеры.



6. У какого элемента I группы самая наименьшая электроотрицательность?
7. а) С помощью знаков ">" или "<" покажите, у какого элемента электроотрицательность имеет большее значение: H Cl S O Na Cl Cu O O F Mg Al.
б) Объясните причину большей электроотрицательности одного из химических элементов в паре.

§ 36. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Сегодня на уроке:

- поймем сущность химической связи;
- ознакомимся с ковалентной связью и ее типами;
- научимся составлять схему образования ковалентной связи.

Ключевые понятия

- внешний электронный слой
- валентный электрон
- ковалентная связь
- электроотрицательность

Химическая связь — это сила, которая удерживает атомы в молекуле друг возле друга. Связывание между атомами происходит в большинстве случаев только за счет электронов внешнего электронного слоя. Образую химическую связь, атомы стремятся завершить свой внешний электронный слой. Достичь этого атомы могут двумя способами:

1. Атомы могут принимать электроны или отдавать свои. При этом происходит превращение атомов в заряженные частицы-ионы. Ионы будут устойчивее, чем атомы, потому что они имеют заверченный внешний электронный слой.

2. Атомы могут завершить свои внешние электронные уровни путем обобществления электронов.

В зависимости от того, каким путем атомами достигнуто устойчивое состояние, выделяют виды связей: ковалентная, ионная, металлическая, водородная.

Ковалентная связь. Данный вид связи может образовываться только между атомами двух неметаллов. В образовании данной связи принимают участие только неспаренные электроны внешнего слоя атома. При образовании ковалентной связи неспаренный электрон одного атома притягивается к ядру второго, а неспаренный электрон второго — к ядру первого. В результате электронные облака перекрываются, а эти электроны становятся общими для каждого из атомов (рис. 62).

Ковалентная связь — это связь, которая образуется путем обобществления неспаренных электронов внешних электронных слоев атомов. Рассмотрим образование связи на примере молекулы водорода. В ее атоме имеется лишь один электрон, расположенный на первом энергетическом уровне. Первый электронный слой состоит из одной орбитали, на которой можно разместить максимум два электрона. Следовательно, чтобы завершить свой внешний электронный слой, водороду

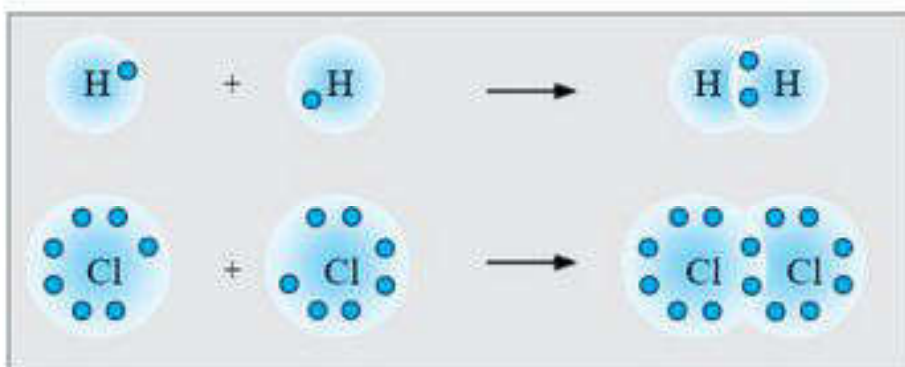


Рис. 62. Образование молекулы водорода и хлора

не хватает одного электрона. Процесс образования ковалентной связи изображается следующим образом:

1. Вокруг символа химического элемента с четырех сторон расставляются точки, соответствующие электронам внешнего энергетического уровня.

2. После образования связи между атомами помещают две точки, обозначающие обобществленную электронную пару, а также указывают точками оставшиеся электроны внешнего слоя, которые не принимают участия в образовании связи. Схема образования связи между двумя атомами водорода представлена на рисунке 62.

Во внешнем слое атома хлора содержится семь электронов (группа VIIA), один из них неспаренный. Он стремится объединиться с другим атомом хлора. В молекуле хлора два электрона (один от одного атома, второй — от другого) становятся общими для обоих атомов, т. е. образуется ковалентная связь. За счет образования ковалентной связи каждый атом получает завершённый устойчивый внешний электронный слой из восьми электронов.

Различают две разновидности ковалентной связи — неполярную и полярную. Связи, которые образуются при взаимодействии атомов одних и тех же химических элементов, обладающих одной и той же электроотрицательностью, называются *неполярными*. В случае неполярной ковалентной связи электронная пара в одинаковой мере принадлежит обоим атомам.

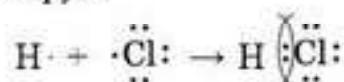
Таким образом, *ковалентная неполярная связь образуется между атомами, электроотрицательность которых одинакова*.

Неполярная ковалентная связь имеет место в таких соединениях, как H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 и др.

Полярная ковалентная связь образуется атомами двух различных неметаллов. Рассмотрим схему образования полярной ковалентной связи на примере хлористого водорода HCl . Как уже говорилось, в атоме водорода имеется всего один электрон на внешнем энергетическом уровне, у хлора же их семь (группа VIIA), причем только один из них будет



неспаренным. За счет обобществления неспаренных электронов хлора и водорода образуется молекула хлористого водорода. Возникающая при этом обобществленная электронная пара будет смещена к более электроотрицательному хлору:



В результате число электронов на внешнем энергетическом уровне у водорода 2, а у хлора — 8. В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент, накапливается избыток отрицательного заряда ($\text{Cl}^{\delta-}$), а где менее электроотрицательный элемент — избыток положительного заряда ($\text{H}^{\delta+}$). Такие молекулы называются **полярными** (δ дельта — частичный заряд).

Химическая связь, образованная атомами, электроотрицательность которых незначительно отличается, называется ковалентной полярной связью.



При образовании химической связи атомы химических элементов стремятся завершить свой внешний электронный слой. Химическая связь, образованная посредством общих электронных пар, называется **ковалентной связью**. Ковалентная связь, образованная общей электронной парой, расположенной на равном расстоянии от ядер связываемых атомов, называется **неполярной**. Ковалентная связь,

которая образована общей электронной парой, смещенной в сторону ядра одного из связываемых атомов, называется **полярной**.



1. Перечислите типы химической связи.
2. Между какими атомами возникают ковалентные связи?
3. Укажите вид химической связи (ковалентная полярная или ковалентная неполярная) в молекулах следующих веществ: F_2 , NH_3 , O_2 , H_2S , I_2 , PH_3 , HBr , CO .
4. Объясните, как образуется ковалентная связь.
5. За счет электронов какого слоя осуществляется связь между атомами в молекулах: а) кислорода; б) азота; в) фтора.
6. Перепишите таблицу в тетрадь. Установите соответствие.

Вещества	Вид химической связи
а) O_2	1) ковалентная неполярная 2) ковалентная полярная
б) H_2S	
в) N_2	
г) PCl_3	
д) F_2	
е) CO_2	
ж) NO_2	



§ 37. ИОННАЯ СВЯЗЬ

Этот вид связи образуется между атомами металлов и неметаллов. При образовании ионной связи атомы элементов также стремятся завершить свой внешний электронный слой. Завершение электронного слоя достигается за счет перехода электронов от одного атома к другому. *Атомы, которые отдают свои валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы, которые приобретают эти электроны, — в отрицательно заряженные ионы.*

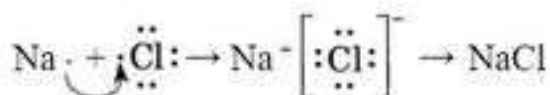
Ионы — это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Заряд иона обозначается над химическим знаком элемента, например: Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} , S^{2-} . Рассмотрим ионную связь на примере образования хлористого натрия NaCl . Электронная конфигурация натрия: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Как видим, на внешнем слое у него расположен один электрон. Для завершения внешнего слоя натрию не хватает семи электронов. Ему энергетически выгоднее отдать один свой электрон, чем присоединить семь электронов. Отдавая один свой электрон, он превращается в положительно заряженный ион натрия Na^+ . **Ионы, которые имеют положительный заряд, называются катионами.**

У хлора порядковый номер 17, электронная конфигурация — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Для завершения третьего слоя ему не хватает только одного электрона. Атому хлора гораздо выгоднее присоединить один электрон, чем отдавать уже имеющиеся семь. Хлор, приобретая один электрон натрия, завершит свой внешний слой и превратится в отрицательно заряженный ион хлора Cl^- . **Ионы, которые имеют отрицательный заряд, называются анионами.**

Из курса физики вам известно, что положительно и отрицательно заряженные частицы взаимно притягиваются. Следовательно, между ионами натрия Na^+ и хлора Cl^- возникает ионная химическая связь и образуется соединение NaCl .

Химическая связь, возникшая между ионами, называется ионной.

Таким образом, ионная химическая связь образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых резко различаются.



Сегодня на уроке:

- ознакомимся с ионной связью и схемой ее образования.

Ключевые понятия

- ионы
- катионы
- анионы
- заряд иона



Ионы — заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Положительно заряженные ионы называются **катионами**, отрицательно заряженные — **анионами**. Химическую связь, возникающую между ионами, называют **ионной связью**. Ионная химическая связь образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых резко различаются.



1. Что такое **ионы**? Из перечисленных частиц назовите сначала катионы, а затем анионы: Mg^{2+} , O^{2-} , K^+ , H^+ , S^{2-} , F^- , Al^{3+} , N^{3-} .
2. Что такое **ионная связь**?
3. Между атомами каких элементов может возникнуть ионная связь? Объясните на примерах сущность ионной связи.
4. Укажите тип связи в следующих соединениях: NaF , K_2O , PH_3 , F_2 , N_2 , K_2S , H_2S , HBr , $CaCl_2$, SO_2 .
5. Покажите переход электронов при образовании из простых веществ следующих соединений: Na_2S , MgO , $AlCl_3$.

§ 38. ВИДЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК

Сегодня на уроке:

- изучим кристаллические решетки и их виды.

Ключевые понятия

- аморфные вещества
- кристаллические вещества
- кристаллическая решетка
- узлы кристаллической решетки
- ионная кристаллическая решетка
- атомная кристаллическая решетка
- молекулярная кристаллическая решетка

По своим физическим свойствам и молекулярной структуре *твердые вещества делятся на аморфные и кристаллические*. В аморфных веществах частицы расположены беспорядочно; при нагревании эти вещества постепенно размягчаются, т. е. не имеют определенной температуры плавления. Примерами аморфных веществ могут служить стекло, янтарь, пластик и др. Большинство твердых веществ имеют кристаллическое строение и строго определенную температуру плавления. В кристаллах ионы, атомы, молекулы, располагаясь строго упорядоченно, на определенных расстояниях, образуют кристаллическую решетку.

Места, где находятся частицы, называются **узлами кристаллической решетки**.

Кристаллической решеткой называют совокупность точек пространства, в которых располагаются частицы, образующие кристалл.

В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах кристаллической решетки,

различают **ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки**. Известны и металлические кристаллические решетки.



Ионные кристаллические решетки. Такие решетки характерны для ионных соединений. В узлах ионных решеток находятся противоположно заряженные ионы (рис. 63). Например, в узлах кристаллической решетки хлорида натрия NaCl находятся ионы натрия Na^+ и хлорид-ионы Cl^- .

Атомные кристаллические решетки. В узлах атомных кристаллических решеток находятся отдельные атомы, связанные между собой ковалентными связями. Атомные кристаллические решетки характерны для таких простых веществ, как бор В, кремний Si, алмаз С, графит С. Сложные вещества, например обычный речной песок SiO_2 , имеют атомную кристаллическую решетку. В кристалле алмаза каждый атом углерода связан ковалентной связью с четырьмя соседними атомами. (рис. 64, а — кристаллическая решетка алмаза). Кристаллическая решетка графита состоит из плоских, параллельных друг другу атомных слоев. В слоях между атомами углерода связь прочная, а слой между собой связаны непрочно (рис. 64, б — кристаллическая решетка графита). Как видим, различие между алмазом и графитом заключается в формах кристаллических решеток. Поэтому они отличаются по своим свойствам. Например, твердость алмаза превышает твердость всех веществ. Графит же легко расщепляется на чешуйки, именно это его свойства используется при изготовлении карандашных грифелей.

Молекулярные кристаллические решетки. В узлах кристаллических решеток находятся неполярные или полярные молекулы. Типичным представителем веществ с молекулярной кристаллической решеткой является лед. В узлах кристаллической решетки находятся полярные молекулы воды (рис. 65). В узлах кристаллической решетки кислорода

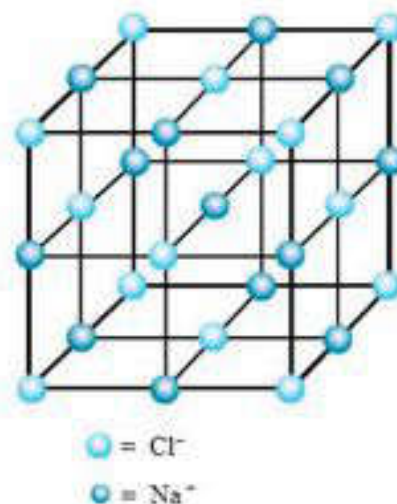


Рис. 63. Ионная кристаллическая решетка

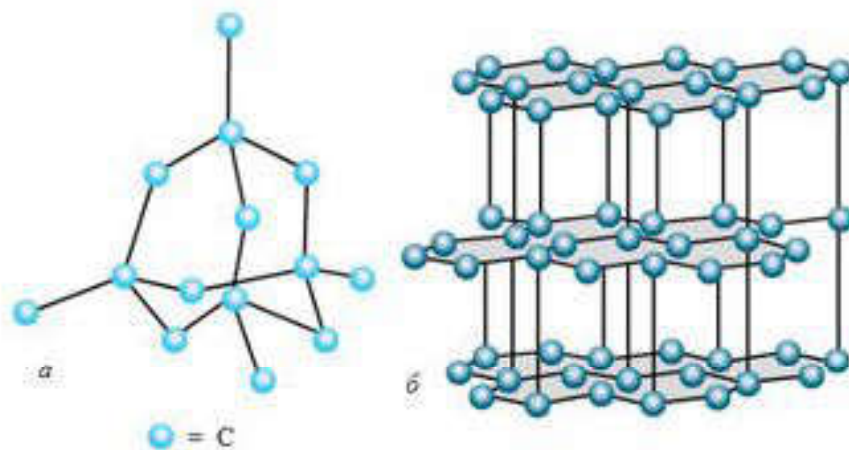


Рис. 64. Кристаллическая решетка (а) алмаза и (б) графита



Рис. 65. Кристаллическая решетка льда



(при температуре ниже $-219\text{ }^{\circ}\text{C}$) находятся неполярные молекулы O_2 . Следовательно, молекулярные кристаллические решетки — это решетки, в узлах которых находятся как полярные, так и неполярные молекулы.



В аморфных веществах частицы расположены беспорядочно, при нагревании эти вещества постепенно размягчаются, т. е. не имеют определенной температуры плавления. В кристаллических веществах ионы, молекулы, атомы располагаются строго упорядоченно, на определенных расстояниях. Правильное расположение таких частиц называют *кристаллической решеткой*. В узлах ионных решеток

находятся противоположно заряженные ионы. В узлах атомных кристаллических решеток находятся отдельные атомы, связанные между собой ковалентными связями. В узлах молекулярных кристаллических решеток находятся неполярные или полярные молекулы. В зависимости от природы этих частиц различают ионные, атомные, молекулярные кристаллические решетки.



1. Как называют модель кристаллического состояния вещества, в которой учитывается относительное расположение частиц (атомов, ионов молекул) в пространстве?
2. Назовите три типа кристаллических решеток, различающихся характером частиц в узлах.
3. В какой кристаллической решетке частицы, находящиеся в ее узлах, связаны между собой общими электронными парами? Приведите примеры.
4. Какие частицы находятся в узлах ионной кристаллической решетки? Приведите примеры.
5. Сгруппируйте по типам кристаллических решеток следующие вещества: O_2 , C (графит), CuO, CaCl_2 , Si, H_2O , F_2 , HCl, CO_2 , NaF.

§ 39. ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ВЕЩЕСТВ ОТ ТИПОВ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК

Сегодня на уроке:

- зная строение вещества, научимся предсказывать его свойства.

Ключевые понятия

- строение вещества
- свойства вещества

Существует следующая закономерность: если известно строение веществ, то можно предсказать их свойства, и наоборот: если известны свойства веществ, то можно определить их строение. Пользуясь этой закономерностью, попытаемся предсказать температуры плавления фторида натрия NaF, фтора F_2 и фторида водорода HF. В узлах кристаллической решетки фторида натрия находятся ионы натрия Na^+ и фторид-ионы F^- . Связи между ними достаточно сильны.



Следовательно, температура плавления фторида натрия должна быть высокой, чтобы разрушить кристаллическую структуру. Кроме того, следует отметить, что некоторые вещества с ионной кристаллической решеткой обладают сравнительно большой твердостью и хорошей растворимостью в воде. Водные растворы и расплавы этих веществ хорошо проводят электрический ток.

В узлах кристаллической решетки фтора находятся неполярные молекулы фтора F_2 . Силы сцепления между ними небольшие. Поэтому фтор должен иметь низкую температуру плавления. В узлах кристаллической решетки фтороводорода находятся полярные молекулы. Силы сцепления между ними гораздо больше, чем между неполярными молекулами фтора. Поэтому температура плавления фтороводорода должна быть гораздо ниже, чем фторида натрия, но выше, чем у фтора. Подтверждающие это предположение данные представлены в таблице 19.

Таблица 19

Температура плавления некоторых веществ

Название вещества	Температура плавления (в °С)
Фторид натрия NaF	905
Фтороводород HF	-83
Фтор F_2	-220

Следует отметить, что вещества с молекулярной решеткой имеют низкие температуры плавления и кипения, высокую летучесть, малую твердость. К веществам с молекулярными кристаллическими решетками относятся инертные газы, углекислый газ CO_2 , вода, галогены, сера, галогеноводороды и др.

Ковалентные связи между атомами очень прочные. Поэтому можно предположить, что для веществ с атомной кристаллической решеткой характерна высокая температура плавления и большая прочность. Например, оксид кремния SiO_2 — нелетучее и тугоплавкое вещество.

Таким образом, можно заключить, что свойства веществ во многом определяются их кристаллической структурой (рис. 66).



Свойства веществ определяются их кристаллической структурой. Некоторые вещества с ионной кристаллической решеткой обладают сравнительно большой твердостью и хорошей растворимостью в воде. Водные растворы и расплавы этих веществ хорошо проводят электрический ток. Ковалентные связи между атомами очень прочные, поэтому для веществ с атомной кристаллической решеткой ха-

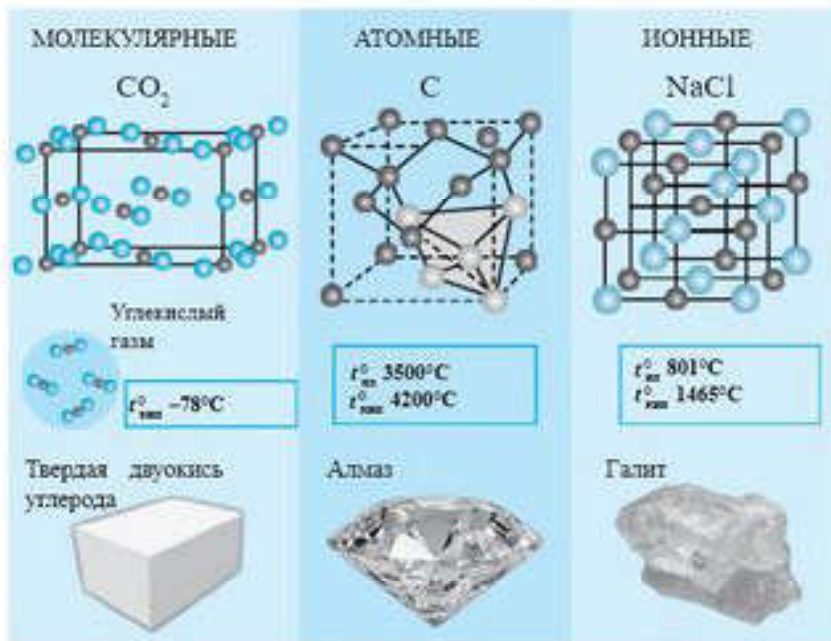


Рис. 66. Типы кристаллических решеток

рактерна высокая температура плавления и большая прочность. Вещества с молекулярной кристаллической решеткой имеют низкие температуры плавления и кипения, высокую летучесть, малую твердость.

Знаете ли вы?

Кристаллы способны самостоятельно образовываться в природе.



1. Как различаются температуры плавления веществ с различными кристаллическими решетками: а) ионной; б) атомной; в) молекулярной?
2. Назовите по два вещества, обладающих разными кристаллическими решетками.
3. Тугоплавкие вещества — неметаллы — имеют атомные кристаллические решетки. Какие из перечисленных неметаллов (в скобках приведены их температуры плавления в °C) имеют атомные кристаллические решетки, а какие — молекулярные: бор В (2075), N_2 (-210), S_8 (112,8), Si (1417), As (817), Br_2 (-7,2)?
4. Определите типы химической связи и кристаллических решеток для следующих веществ: KCl, O_2 , PH_3 , SiO_2 , CO_2 , Na_2O , K_2S , H_2 .
5. Перепишите в тетрадь. Установите соответствие:

А) HCl	1) Ковалентная неполярная связь 2) Ковалентная полярная связь 3) Ионная связь
Б) F_2	
В) H_2	
Г) Al_2O_3	
Д) H_2O	

РАСТВОРЫ. РАСТВОРИМОСТЬ

Глава X



§ 40. РАСТВОРЫ

Если в сосуд с водой поместить кристаллы поваренной соли, сахара или перманганата калия (марганцовки), то можно наблюдать, как количество кристаллов постепенно уменьшается. При этом вода, в которую были добавлены кристаллы, приобретает новые свойства: у нее появляется соленый или сладкий вкус (в случае марганцовки появляется малиновая окраска), изменяется плотность, температура замерзания и т. д. Полученные жидкости уже нельзя назвать водой, даже если они неотличимы от воды по внешнему виду (как в случае с солью и сахаром). Это *растворы*.

Растворами называют однородные системы, состоящие из молекул растворителя и частиц растворенного вещества, между которыми происходит физическое и химическое взаимодействие.

Растворы бывают жидкими, твердыми и газообразными.

Жидкие растворы — это растворы солей, сахара, спирта в воде. Жидкие растворы могут быть водными и неводными. Водные растворы — это растворы, в которых растворителем является вода. Неводные растворы — это растворы, в которых растворителями являются органические жидкости (бензол, спирт, эфир и т. д.). Твердые растворы — сплавы металлов. Газообразные растворы — воздух и другие смеси газов.

Знаете ли вы?

Количество воды, “законсервированной” в ледниках земного шара, в 50 раз меньше, чем вся масса океанской воды, и в 7 раз больше объема воды вод суши. Если бы ледники совсем растаяли, то уровень Мирового океана повысился бы на 800 м.

Растворимость веществ в воде. Из практики известно, что не все вещества одинаково растворяются в воде. Для характеристики способности вещества растворяться введено понятие “растворимость”.

Сегодня на уроке:

- изучим, что такое *растворы* и *растворимость*;
- поймем значение растворов.

Ключевые понятия

- раствор
- растворимость
- растворитель
- растворимое вещество

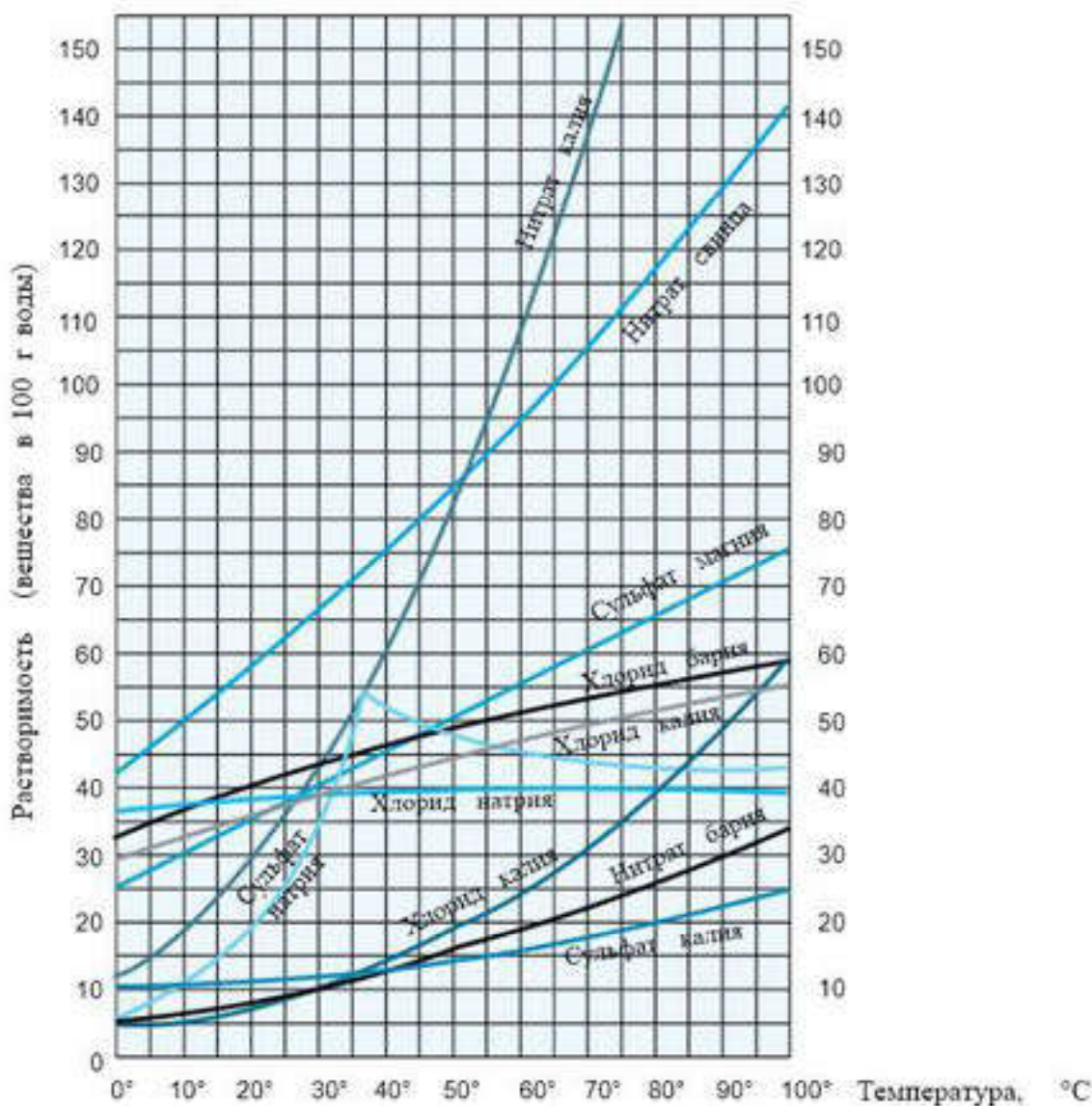


Рис. 67. Растворимость вещества в 100 г воды

Растворимость — максимально возможное число граммов вещества, которое может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

В какой воде сахар растворяется быстрее? Конечно, в горячей, потому что чем выше температура, тем быстрее протекает диффузия. Поэтому можно сказать, что *растворимость веществ в воде зависит от температуры* (рис. 67). Как правило, растворимость твердых веществ в воде увеличивается с повышением температуры, а растворимость газов уменьшается, поэтому воду можно почти полностью освободить от растворенных в ней газов кипячением. Если растворять в воде хлорид калия KCl , применяющийся как удобрение, то при комнатной температуре ($20\text{ }^{\circ}C$) может раствориться только 34,4 г соли (KCl) в 100 г воды; сколько бы ни перемешивали раствор с остатком нерастворившейся соли, больше соли не растворится — раствор будет насыщен этой солью при данной температуре.



Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называется *насыщенным*, а раствор, в котором вещество еще может растворяться, — *ненасыщенным*.



Подумайте

Почему аквариумы нельзя заполнять быстро охлажденной прозрачной водой?

Перенасыщенным раствором называется такой раствор, в котором при данной температуре в растворенном состоянии находится больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях. Такие растворы неустойчивы.

Концентрированным называют раствор с высоким содержанием растворенного вещества, *разбавленным* — с низким содержанием растворенного вещества. При работе с различными веществами важно знать их растворимость в воде.

По растворимости вещества делятся на *хорошо растворимые*, *малорастворимые* и *нерастворимые* (схема 3).

Если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 10 г вещества, то вещество считается хорошо растворимым, если меньше 1 г — малорастворимым. Вещества, растворимость которых меньше 0,01 г, считаются практически нерастворимыми (схема 5). Но абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Схема 3



Знаете ли вы?

В составе мантии Земли воды содержится в 10—12 раз больше, чем в Мировом океане!

В воде растворяются в небольшом количестве даже те вещества, которые, казалось бы, совсем не могут раствориться в ней. Шведский хи-



мик К. В. Шееле, кипятя в течение 12 дней в колбе дистиллированную снеговую воду, отметил небольшое разъедание стенок колбы. А. Лавуазье, прокипятив определенное количество воды в колбе в течение 101 дня, заметил, что масса сосуда уменьшилась на определенное число, а масса осадка, полученного после выпаривания воды, равняется этому числу. Следовательно, даже стекло незначительно растворяется в воде.

В возникновении и развитии жизни на Земле большую роль сыграли растворы. Одной из теорий возникновения организмов является теория зарождения жизни в первичном океане, который представлял собой воду с растворенными в ней веществами. Из этого раствора организмы получали питательные вещества, необходимые для роста и развития.

В организме человека также находятся физиологически важные растворы. Различные процессы, происходящие в организме, протекают в растворах. Например, усвоение пищи связано с переводом питательных веществ в раствор.

В природе водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами.

В производства такие процессы, как получение соды, удобрений, бумаги, также протекают в растворах.



Подумайте

Перед вами две банки. Если в банку с теплой водой опустить сырое яйцо, оно утонет. Во вторую банку с водой добавлять соль до тех пор, пока на дне банки не останутся кристаллы соли, которые не растворяются. Если в этот раствор опустить яйцо, то оно будет плавать на поверхности. Почему?



Растворами называют однородные системы, состоящие из молекул растворителя и частиц растворенного вещества, между которыми происходит физическое и химическое взаимодействие. *Растворы бывают жидкими, твердыми и газообразными*. Растворимость — максимальная масса вещества, которое может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.



1. Что такое *растворы*?
2. Какие компоненты раствора называются *растворителем* и *растворенным веществом*?
3. Какие бывают растворы по агрегатному состоянию? Приведите примеры.
4. Что такое *растворимость*? От каких факторов зависит растворимость твердых и газообразных веществ? Приведите примеры.
5. Приведите примеры хорошо растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ различных классов, пользуясь таблицей растворимости.



6. Какие растворы называют *концентрированными*, а какие — *разбавленными*?
7. Почему раны, промытые водой, в которую были помещены серебряные изделия, заживают быстрее?
8. Может ли разбавленный раствор быть одновременно и насыщенным?
9. Какие вещества кроме воды могут выступать в качестве растворителей?
10. Вы знаете, что стекло в воде не растворяется, и пьете воду из стеклянного стакана. Растолчем в ступке кусок стекла, поместим в пробирку с водой, добавим несколько капель фенолфталеина. Появление окраски укажет, что некоторое количество вещества перешло в раствор. (Если окраска сразу не появится, то проводим нагревание.)
Обычно мы этого просто не замечаем из-за очень малой величины растворимости стекла в воде и медленного процесса растворения.
Ответьте вопросы:
 1. Для чего в опыте по растворимости стекла мы его измельчали?
 2. Для чего нагревали вещество?

Выращивание кристаллов



Для выращивания кристаллов вам понадобятся: вода, банки или стаканы, поваренная соль или медный купорос, шерстяная нитка, небольшая кастрюля, не используемая для приготовления пищи, газовая плита. В кастрюлю насыпьте 5 ст. л. соли или купороса и налейте 2 стакана воды, раствор нагрейте до кипения. Затем перелейте раствор через марлю в стакан (банку), поместите в раствор нитку и оставьте на несколько дней. Если остывание происходит быстро, то кристаллы получатся мелкие, если медленно, то большие. Закройте стакан бумагой. Спустя некоторое время вы увидите на нитке кристаллы. Если вы захотите увеличить размер кристаллов, то процедуру следует повторить несколько раз.

§ 41. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Способы выражения концентрации растворов. Количественный состав раствора чаще всего выражается с помощью понятия “концентрация”, под которым имеется в виду содержание растворенного вещества в единице массы или объема.

Чаще всего для выражения состава раствора используют массовую долю.

Массовая доля растворенного вещества в растворе

Массовая доля растворенного вещества — это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора :

$$\omega(\text{раств. в-во}) = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{m(\text{раствора})}$$

Сегодня на уроке:

- научимся производить расчеты с массовой долей растворенного вещества и молярной концентрацией.

Ключевые понятия

- концентрация
- масса раствора
- масса растворенного вещества
- молярность
- объем раствора

Массовую долю можно выражать и в процентах :

$$\omega(\text{раств. в-во}) = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$$

Раствор состоит из растворенного вещества и растворителя, поэтому массу раствора определяют по формуле:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{растворителя})$$

Определение массовой доли растворенного вещества

Задача 1. Поваренную соль массой 5 г растворили в 45 г воды. Определите массовую долю (%) соли в растворе.

Дано :

$$m(\text{NaCl}) = 5 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ г}$$

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

Решение :

1. Определим общую массу полученного раствора :

$$m(\text{раствора}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 5 + 45 = 50 \text{ г.}$$

2. Вычислим массовую долю соли в растворе:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{5}{50 \text{ г}} \cdot 100\% = 10\%$$

Ответ : $\omega(\text{NaCl}) = 10\%$ или 0,1.

Молярная концентрация (или молярность) — это число моль растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора. Молярную концентрацию можно рассчитать по формуле :

$$c = \frac{n}{V}$$

Вам известно, что количество вещества выражается формулой :

$$n = \frac{m}{M}, \text{ отсюда: } c = \frac{m}{M \cdot V}$$

где: c — молярная концентрация ;

n — количество вещества;

V — объем раствора, л.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и в тексте обозначается буквой "М". Например, 2М NaOH — двухмолярный раствор гидроксида натрия. 1 л такого раствора содержит 2 моль вещества, или 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$).

Например, требуется приготовить раствор сульфата меди (II) CuSO_4 объемом 500 мл со значением концентрации 0,1 моль/л.



Для этого вычисляем молярную массу сульфата меди (II):

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

и массу сульфата меди (II) для приготовления раствора:

$$m = \frac{c \cdot M \cdot V}{1000} = \frac{0,1 \cdot 160 \cdot 500}{1000} = 8 \text{ г}$$

Поместим 8 г CuSO_4 в мерную колбу вместимостью 500 мл, нальем небольшой объем воды и круговыми движениями перемешаем до полного растворения. После дольем воды до метки (нижний край мениска должен касаться метки). Закрываем колбу пробкой, раствор взбалтываем.

Для приготовления растворов заданной молярности пользуются специальной измерительной посудой — мерными колбами с длинным узким горлышком, на котором нанесена метка в виде кольцевой черты (рис. 68).

В лабораториях обычно готовят растворы с молярной концентрацией. Такие растворы всегда содержат строго определенное число молекул. Например, в 1 л молярного раствора любого вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул данного вещества.

Приведем другой пример решения задачи на определение молярной концентрации раствора.

Задача 2. Сколько граммов NaOH содержится в 0,1 М раствора объемом 500 мл?

Решение.

1-й способ:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{C \cdot M \cdot V}{1000} = \frac{0,1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} \cdot 500 \text{ мл}}{1000} = 2 \text{ г}$$

2-й способ:

$$1 \text{ М р-ра NaOH} \text{ — } 40 \text{ г NaOH}$$

$$0,1 \text{ М р-ра NaOH} \text{ — } x \text{ г NaOH}$$

$$x = \frac{40 \text{ г} \cdot 0,1 \text{ М}}{1 \text{ М}} = 4 \text{ г}$$

$$\text{в } 1000 \text{ мл } 0,1 \text{ М р-ра NaOH} \text{ — } 4 \text{ г NaOH}$$

$$\text{в } 500 \text{ мл } 0,1 \text{ М р-ра NaOH} \text{ — } x \text{ NaOH}$$

$$x = \frac{500 \text{ мл} \cdot 4}{1000 \text{ мл}} = 2 \text{ г}$$

Ответ: 2 г.



Рис. 68. Мерные колбы

Знаете ли вы?

При утрате 2% воды от массы тела у человека появляется жажда, при потере 6—8 % — полубоморочное состояние, при потере 10% начинаются галлюцинации и появляются проблемы с глотанием. При нехватке 12% человек погибает.



Массовая доля растворенного вещества — это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Молярная концентрация (молярность) — это число моль растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.



1. Что такое *массовая доля растворенного вещества*?

2. Что показывает молярная концентрация?

3. Как можно приготовить раствор определенной молярной концентрации?

- 1. Для дезинфекции ран используется 5%-ный раствор перманганата калия. Какую массу перманганата калия и воды надо взять для приготовления 200 г раствора?
Ответ: перманганата калия — 10 г, воды — 190 г.
- 2. 400 г 15%-ного раствора сахара упарили наполовину. Какой стала после этого массовая доля сахара?
Ответ: 30%.
- 3. Объясните, как надо приготовить 0,5-ный молярный раствор соды объемом 0,6 л. Произведите расчеты. *Ответ:* $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 31,8 \text{ г}$; $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,3 \text{ моль}$.
- 4. Массовая доля солей в морской воде достигает 3,5%. Морскую воду массой 300 г выпарили досуха. Вычислите массу остатка.
- 5. В 100 мл раствора содержится 0,98 г серной кислоты. Определите молярную концентрацию серной кислоты в растворе. *Ответ:* 0,1 моль/л.
- 6*. Сколько граммов воды надо испарить из 800 г 5%-ного раствора вещества, чтобы увеличить его массовую долю на 10%?
Ответ: 400 г воды.
- 7*. К 180 г 8%-ного раствора хлорида натрия добавили 20 г NaCl. Определите массовую долю хлорида натрия в образовавшемся растворе. *Ответ:* 17,2 г.
- 8*. К 200 г 15%-ного раствора хлорида натрия добавили 40 г воды. Определите массовую долю соли в полученном растворе. *Ответ:* 12,5%.
- 9*. Определите массовую долю сульфата натрия в растворе, полученном сливанием 120 г 10%-ного раствора Na_2SO_4 и 200 г 4%-ного раствора того же вещества.
Ответ: 6,25%.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Изучение растворимости веществ

На 2 ученика:

Реактивы: хлорид натрия — 5 г, карбонат кальция — 5 г, сульфат кальция — 5 г, вода — 100 мл.

Оборудование и посуда: три стакана, стеклянные палочки, предметные стекла, спиртовка.

В три стакана налейте по 20 мл воды. Поместите в воду следующие вещества: в 1-й стакан — хлорид натрия, во 2-й стакан — сульфат кальция, в 3-й стакан — карбонат кальция. Перемешайте содержимое каждого стакана стеклянными палочками.

Опишите свои наблюдения.

Спустя 3—4 мин возьмите стеклянной палочкой по одной капле раствора из каждого стакана и поместите эти капли на предметные стекла. Проведите выпаривание воды. Что вы наблюдаете?

Какое из выданных веществ является растворимым, какое — малорастворимым, а какое — нерастворимым? Дайте обоснованный ответ.



1. Какова роль воды?
2. Что является растворителем?
3. Что является растворенным веществом?
7. Меняется ли масса раствора?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

Влияние температуры на растворимость твердых веществ

На 2 ученика:

Реактивы: сульфат магния — 30 г, вода — 100 мл.

Оборудование и посуда: стакан — 1 шт., спиртовка — 1 шт., стеклянная палочка — 1 шт., электрическая плита — 1 шт., кристаллизатор со снегом или холодной водой со льдом.

В стакан налейте 50 мл воды и насыпьте 20 г сульфата магния. Перемешайте. (Если вся соль растворится, добавьте еще.) Слегка нагрейте стакан с содержимым, периодически помешивая раствор палочкой. Отметьте, что вы наблюдаете.

Поместите нагретый стакан в кристаллизатор со снегом (или холодной водой).

Опишите происходящие изменения.

В каком случае вы получили насыщенный раствор, в каком — ненасыщенный раствор соли? Как зависит растворимость твердых веществ в воде от температуры?



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5

Приготовление растворов с заданной процентной и молярной концентрацией

На 1 ученика:

Оборудование и реактивы: цилиндры вместимостью 25 и 100 мл — 1 шт., стаканы вместимостью 150—200 мл — 1 шт., колбы вместимостью 200, 500, 1000 мл — по 1 шт., хлорид натрия — 100 г, весы, стеклянные палочки.

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески соли.

Получите у преподавателя задание на выполнение опыта; рассчитайте, сколько соли и воды потребуется для приготовления раствора заданной концентрации общим объемом 100 мл. Взвесьте на весах нужную массу соли, измерьте с помощью цилиндра рассчитанный объем воды, растворите соль в воде, аккуратно перемешивая стеклянной палочкой.

Опыт 2. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией из навески соли.

Рассчитайте массу соли, необходимую для приготовления раствора с заданной молярной концентрацией. Взвесьте на весах рассчитанную навеску. Перенесите в мерную колбу и добавьте немного воды, перемешайте. Затем налейте в колбу воду до метки.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Глава XI



§ 42. ОКСИДЫ

Оксиды — это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Оксиды делятся на *солеобразующие* и *несолеобразующие*. К последним можно отнести оксид азота (II) NO и оксид углерода (II) CO. В свою очередь, *солеобразующие оксиды* делятся на *основные*, *кислотные* и *амфотерные* (схема 4).

Номенклатура оксидов. Названия оксидов, в состав которых входят химические элементы с постоянной валентностью, даются без указания валентности, например: CaO — оксид кальция. Если же в состав оксида входит химический элемент с переменной валентностью, то рядом с названием оксида ставится в скобках валентность этого элемента. Например CO — оксид углерода (II), CO₂ — оксид углерода (IV). Названия оксидов могут образовываться с указанием (вместо валентности) числа атомов кислорода и соответствующего элемента. Например: SO₂ — диоксид серы, P₂O₅ — пентаоксид дифосфора, CO — монооксид углерода, Al₂O₃ — триоксид диалюминия, Mn₂O₇ — гептаоксид димарганца.

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое оксиды, их классификацию, номенклатуру и способы получения.

Ключевые понятия

- оксиды
- солеобразующие оксиды
- несолеобразующие оксиды
- основные оксиды
- кислотные оксиды
- амфотерные оксиды

Схема 4

Классификация оксидов



Знаете ли вы?

CaO является основной составной частью жженой или негашеной извести.

Способы получения оксидов

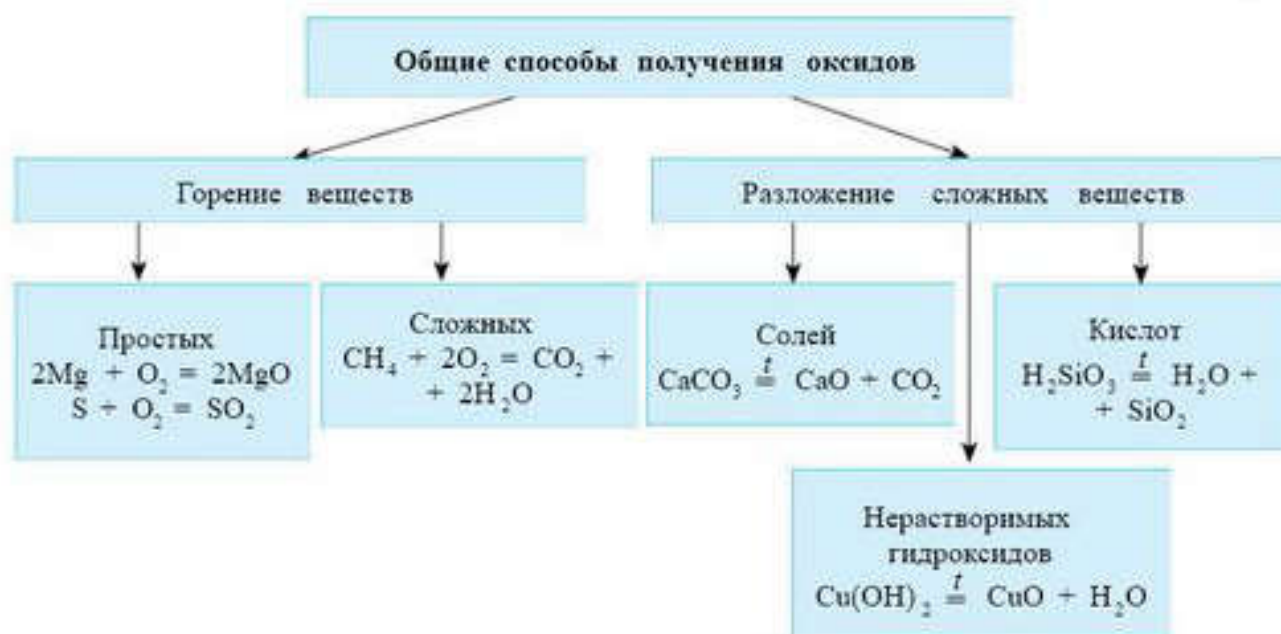
Существует множество способов получения оксидов:

1. Простейшим способом является непосредственное взаимодействие простого вещества с кислородом.

2. Помимо горения (окисления) простых веществ в кислороде возможно горение сложных веществ. При этом, как правило, получаются оксиды элементов, входящих в состав этого сложного вещества.

3. Другим способом получения оксидов является разложение сложных веществ. Способы и примеры получения оксидов представлены в схеме 5.

Схема 5



Подумайте

В парниках повышение содержание CO₂ увеличивает урожай растений. Почему?



Оксиды — это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Оксиды делятся на солеобразующие и несалеобразующие. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные. Названия оксидов, в состав которых входят химические элементы с постоянной валентностью, даются без указания валентности.



Знаете ли вы?

Во вдыхаемом воздухе содержится примерно 0,03—0,04% CO_2 , а в выдыхаемом воздухе в 100 раз больше. Если содержание CO_2 в воздухе приближается к 1%, то он становится опасным для жизни человека и животных.



1. Что такое оксиды и как их классифицируют?
2. Начертите в тетради таблицу и в соответствующих графах запишите перечисленные ниже формулы оксидов: K_2O , Li_2O , BaO , BeO , SiO_2 , CuO , SO_2 , ZnO , N_2O_5 , CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7 , CrO_3 , Al_2O_3 .

Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды

3. При разложении некоторых кислородсодержащих кислот получаются кислотные оксиды и вода. Напишите уравнения реакций разложения сернистой H_2SO_3 и кремниевой H_2SiO_3 кислот.
4. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:
 - а) $\text{Li} + ? = \text{Li}_2\text{O}$;
 - б) $? + \text{O}_2 = \text{ZnO}$;
 - в) $\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} ? + ?$
 - г) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} ? + ?$
5. Допишите схемы реакций:

$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} =$	$\text{Li}_2\text{O} + \text{SiO}_2 =$
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HClO}_4 =$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} =$
$\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} =$	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} =$
$\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$

- 1. Вычислите массу оксида магния, который образуется при взаимодействии 6 г магния с кислородом. *Ответ: 10 г.*
- 2. Вычислите массу кальция и объем кислорода (н. у.), необходимые для получения 14 г оксида кальция? *Ответ: 10 г; 2,8 л.*
- 3*. Рассчитайте массу и количество вещества оксида бария, образующегося при разложении 77,6 г карбоната бария (BaCO_3). *Ответ: 60,3 г; 0,4 моль.*
- 4*. Вычислите массу смеси оксидов, которая образуется при сгорании 200 г смеси порошка магния и алюминия. Массовая доля алюминия в смеси составляет 54%. *Ответ: 357,3 г.*

§ 43. СВОЙСТВА ОКСИДОВ И ИХ ПРИМЕНЕНИЕ

Физические свойства оксидов. При обычных условиях оксиды могут находиться в трех агрегатных состояниях. Твердыми являются все основные и амфотерные оксиды (Na_2O , CaO , Al_2O_3 , ZnO и др.). Кислотные оксиды могут быть жидкими (SO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7), газообразными (CO_2 , SO_2) и твердыми (P_2O_5 , SiO_2).

Сегодня на уроке:

- изучим свойства оксидов;
- узнаем области применения оксидов.

Ключевые понятия

- физические свойства оксидов
- химические свойства оксидов
- применение

Одни оксиды окрашены (NO_2 — бурый, CuO , Ag_2O — черные, Al_2O_3 и CaO — белые), другие окраски не имеют (H_2O , CO_2 , SO_2). Самый распространенный оксид — вода (рис. 69).

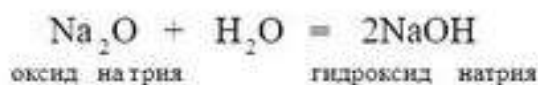
Химические свойства оксидов зависят от того, относятся они к кислотным, основным или амфотерным. Поэтому свойства каждой группы оксидов мы будем рассматривать отдельно.

Химические свойства основных оксидов. Некоторые оксиды, например Na_2O , CaO , BaO , активно взаимодействуют с водой, а другие, например CuO , FeO и т. д., — нет.

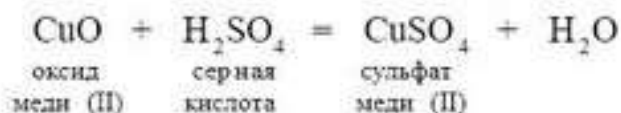
**Подумайте**

В местное хозяйство завезли оксид кальция CaO для строительных и сельскохозяйственных нужд. Расскажите об условиях хранения этого вещества. Что произойдет с ним в результате несоблюдения правил хранения?

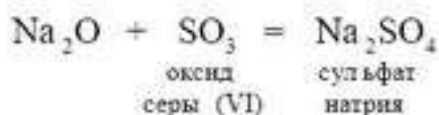
1. Взаимодействие основных оксидов, образованных активными металлами, с водой:



2. Взаимодействие с кислотами. Практически все основные оксиды взаимодействуют с сильными кислотами, при этом образуются соль и вода:



3. Взаимодействие с кислотными оксидами. Основные оксиды при взаимодействии с кислотными оксидами образуют соль:

вода H_2O кварц SiO_2 магнетит Fe_3O_4 углекислый газ CO_2 **Рис. 69.** Образцы оксидов



Некоторые оксиды активно взаимодействуют с водой, другие — нет.

Как и основные оксиды, почти все кислотные оксиды (кроме SiO_2) способны реагировать с водой, при этом образуется соответствующая кислота. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой, образуя соль. Амфотерные оксиды совмещают в себе свойства кислотных и основных оксидов.



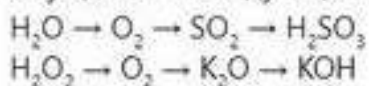
- Какие оксиды называются: а) основными; б) кислотными; в) амфотерными; г) несолеобразующими?
- Напишите формулы и названия: оксидов железа (III), марганца (II, VII), хрома (II, III, VI), серы (IV, VI), хлора (I, VII).
- Напишите реакции взаимодействия оксида цинка с серной, азотной, фосфорной кислотами и гидроксидом калия.
- Закончите уравнения химических реакций. Расставьте коэффициенты, назовите продукты:
 - $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow ?$
 - $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow ?$
 - $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow ?$
 - $\text{S(IV)} + \text{O}_2 \rightarrow ?$
 - $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow ?$
- Назовите оксиды по их формулам: а) FeO , б) SO_2 , в) BaO , г) NO_2 , д) K_2O , е) Cu_2O .
- Заполните таблицу в тетради.

Оксиды	Второй элемент металл или неметалл	Группа оксида	С чем реагирует: с кислотой, основанием или ни с чем
SO_3	неметалл	кислотный	с основанием
SO_2			
SiO_2			
P_2O_5			
CrO_3			
CO	неметалл	несолеобразующий	—
N_2O			
Na_2O	металл	основный	с кислотой
FeO			
Fe_2O_3			
CaO			

- Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:



- Осуществите следующие превращения:





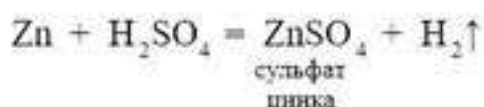
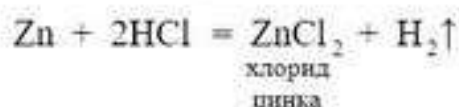
- 1. Вычислите количество вещества и массу кислоты, которую получили взаимодействием 7,1 г оксида фосфора (V) с водой. Ответ: 9,8 г; 0,1 моль.
- 2. Какую массу гидроксида кальция можно получить при взаимодействии 14 г оксида кальция с водой? Ответ: 18,5 г.
- 3*. При взаимодействии с водой 12,4 г оксида одновалентного металла образовалось 16 г его гидроксида. Какой это металл?
- 4*. Какое количество вещества оксида вольфрама (VI) WO_3 вступило в реакцию с водородом, выделившимся при взаимодействии 56 г лития с водой? Ответ: 1,33 моль.

§ 44. КИСЛОТЫ

Состав кислот. *Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков (табл. 21). Кислотный остаток — это атом химического элемента или группа атомов, кроме водорода, которые содержатся в составе кислоты.*

Валентность кислотных остатков определяется числом атомов водорода в составе кислот. В таблице 21 представлены формулы некоторых кислот и кислотных остатков.

При изучении способов получения водорода в лаборатории вы уже ознакомились с реакциями цинка с соляной и серной кислотами:



Из рассмотренных реакций видно, что кислотные остатки в химических реакциях сохраняются и переходят из одних соединений в другие.

Таблица 21

Название и состав кислот

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток и его валентность	Название солей
1	2	3	4
Соляная	HCl	— Cl	Хлориды
Фтороводородная	HF	— F	Фториды
Йодоводородная	HI	— I	Йодиды
Азотистая	HNO ₂	— NO ₂	Нитриты

Сегодня на уроке:

- узнаем, что такое кислоты, их классификацию и номенклатуру.

Ключевые понятия

- кислота, кислотный остаток и его валентность
- структурные формулы
- кислородсодержащие и бескислородные
- одно-, двух- и трехосновные кислоты



Продолжение

1	2	3	4
Азотная	HNO_3	$-\text{NO}_3$	Нитраты
Серная	H_2SO_4	$=\text{SO}_4$	Сульфаты
Угльная	H_2CO_3	$=\text{CO}_3$	Карбонаты
Кремниевая	H_2SiO_3	$=\text{SiO}_3$	Силикаты
Сероводородная	H_2S	$=\text{S}$	Сульфиды
Ортофосфорная	H_3PO_4	$=\text{PO}_4$	Ортофосфаты (фосфаты)

Классификация кислот. Кислоты классифицируются по ряду признаков. По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные, а по числу содержащихся в них атомов водорода, способных замещаться на металл, — на одноосновные, двухосновные и трехосновные (табл. 22).

Таблица 22

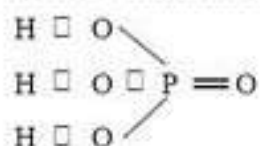
Классификация кислот

Признаки классификации	Тип кислоты	Примеры
По числу атомов водорода	Одноосновные	HCl , HNO_2 , HNO_3 , HF
	Двухосновные	H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4
	Трехосновные	H_3PO_4 , H_3AsO_4 , H_3BO_3
По составу	Кислородсодержащие	HNO_2 , HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , H_3BO_3
	Бескислородные	HF , HCl , H_2S

◆ СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ КИСЛОТ

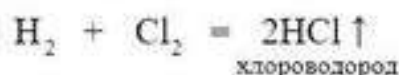
При составлении структурных формул бескислородных кислот следует учитывать, что в молекулах этих кислот атомы водорода связаны с атомом неметалла: $\text{H} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{F}$, $\text{H} - \text{S} - \text{H}$.

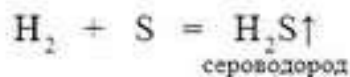
При составлении структурных формул кислородсодержащих кислот следует учитывать, что водород с центральным атомом связывается посредством атомов кислорода:



Способы получения кислот. Существуют различные способы получения кислот:

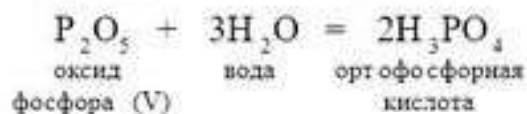
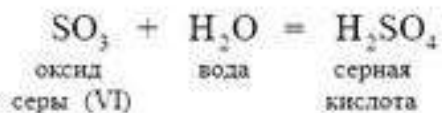
1. Бескислородные кислоты можно получать непосредственно взаимодействием водорода с простым веществом неметаллом:



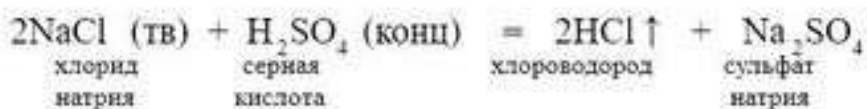


При растворении в воде полученных газообразных соединений неметаллов получают растворы кислот: раствор хлороводорода в воде — соляная (хлороводородная) кислота; раствор сероводорода — сероводородная кислота.

2. Кислородсодержащие кислоты образуются при взаимодействии их кислотного оксида с водой:



3. Летучие и нерастворимые в воде кислоты можно получать взаимодействием солей этих кислот с другими, более сильными или менее летучими кислотами:



Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков. По составу кислоты делятся на *кислородсодержащие* и *бескислородные*, а по числу содержащихся в них атомов водорода, способных замещаться на металл, — на *одноосновные*, *двуосновные* и *трехосновные*. Бескислородные кислоты можно получать

непосредственно взаимодействием водорода с неметаллом, а кислородсодержащие кислоты — взаимодействием соответствующего кислотного оксида с водой.



1. В следующем ряду веществ выделите кислородсодержащие и бескислородные кислоты, подчеркните кислотные остатки и определите их валентность: HCl , H_2S , NaNO_3 , HNO_3 , NaOH , H_3PO_4 , HF , H_2CO_3 .
2. Напишите формулы оксидов, соответствующих кислотам H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 .
3. Изобразите графические формулы угольной, серной и сернистой кислот.
4. Составьте уравнения реакций получения кислот H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 взаимодействием соответствующих кислотных оксидов с водой.
5. Напишите уравнения реакций получения бескислородных кислот HF , HBr , HI , H_2S , H_2Se путем соединения неметаллов с водородом.

- 6*. При взаимодействии трех веществ — диоксида азота, кислорода и воды — образуется одно вещество — азотная кислота. Составьте уравнение реакции.
7. Соотнесите формулы и названия кислот:

Соляная	HNO_2
Сероводородная	H_3PO_4
Азотистая	H_2CO_3
Сернистая	H_2SiO_3
Азотная	H_2SO_4
Серная	HNO_3
Кремниевая	H_2SO_3
Угльная	H_2S
Фосфорная	HCl

- 1. Вычислите объем водорода (н. у.), образующегося при взаимодействии 48 г магния с серной кислотой. *Ответ: 44,8 л.*
- 2. Вычислите массу карбоната натрия, образовавшегося при пропускании 44,8 л (н. у.) углекислого газа через избыток раствора гидроксида натрия. *Ответ: 212 г.*

§ 45. СВОЙСТВА КИСЛОТ И ИХ ПРИМЕНЕНИЕ

Сегодня на уроке:

- изучим физические и химические свойства кислот;
- узнаем области применения кислот.

Ключевые понятия

- физические свойства кислот
- химические свойства кислот
- реакция нейтрализации
- ряд активности металлов

Физические свойства

Многие кислоты, например серная, азотная, соляная, — это бесцветные жидкости. Известны также твердые кислоты — ортофосфорная H_3PO_4 , метафосфорная HPO_3 , борная H_3BO_3 . Почти все кислоты (кроме H_2SiO_3) растворяются в воде. Растворы кислот имеют кислый вкус. Так, например, многим плодам придают кислый вкус содержащиеся в них кислоты. Отсюда название кислот: лимонная, яблочная и т. д. (рис. 70).

Существуют вещества, которые под действием растворов кислот и щелочей изменяют свой цвет. Эти вещества называют **индикаторами** (лат. *indicator* — “показатель”). Наиболее известные из них лакмус, метилоранж, фенолфталеин (табл. 23).

Химические свойства

Рассмотрим наиболее характерные общие свойства водных растворов кислот:

1. **Действие кислот на индикаторы.** Растворы кислот окрашивают лакмус в красный цвет, метилоранж — в розовый, а фенолфталеин остается бесцветным.



Рис. 70. Образцы кислот

Таблица 23

Изменение цвета различных индикаторов при действии растворов кислот и щелочей

Индикатор	Цвет индикатора в среде		
	Кислой	Щелочной	Нейтральной
Лакмус	Красный	Синий	Фиолетовый
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Бесцветный
Метилоранж	Розовый	Желтый	Оранжевый



При работе с кислотами следует соблюдать особую осторожность и правила техники безопасности. Кислоты вызывают ожоги и отравления!

Кислоты способны взаимодействовать с различными активными металлами, основными оксидами, основаниями и многими солями. Рассмотрим эти свойства подробнее.

2. Взаимодействие кислот с металлами. Чтобы выяснить, как реагируют кислоты с различными металлами, сделаем следующий опыт. В четыре пробирки нальем по 2 мл соляной или серной кислоты. В первую пробирку поместим кусочек магния, во вторую — кусочек цинка, в третью — кусочек железа, в четвертую — кусочек меди. Слегка нагреем пробирки и увидим выделение водорода.

Проделав эти опыты, убедимся, что особенно быстро реагирует с кислотой магний, несколько медленнее — цинк, еще медленнее —



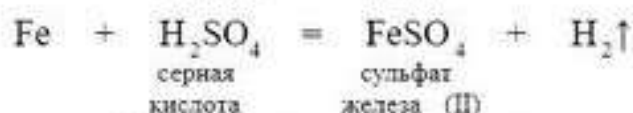
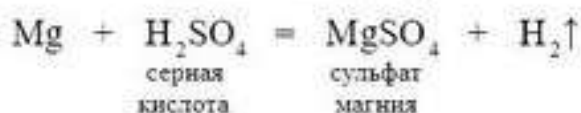
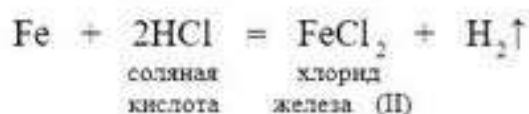
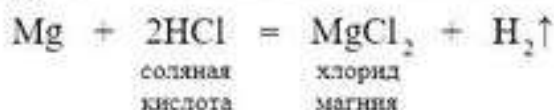
Николай Николаевич Бекетов
(1826—1911)

Русский химик, академик Петербургской академии наук. Основоположник физической химии. В 1863 г. составил вытеснительный ряд металлов. В настоящее время этот ряд называют рядом стандартных электродных потенциалов металлов или электрохимическим рядом напряжений металлов.

железо, а в пробирке с медью никаких изменений не наблюдается (водород не выделяется).

С реакциями цинка с соляной и серной кислотами вы уже познакомились.

Аналогично реагируют с кислотами магний и железо :

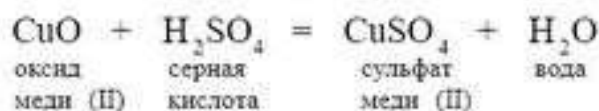


Аналогичные опыты были проделаны русским ученым Н. Н. Бекетовым, на основе которых он составил **ряд активности металлов** :

Li, K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Металлы, расположенные левее водорода, вытесняют из кислот водород. Металлы, расположенные правее водорода, не вытесняют его из кислот. При составлении уравнений химических реакций следует руководствоваться этим рядом. Самый активный металл в этом ряду литий Li, самый пассивный — золото Au. Исключением является азотная кислота. При ее взаимодействии с большинством металлов вместо водорода выделяются другие газы: NO, NO₂, NH₃ и др. (вы будете изучать это позже).

3. Взаимодействие кислот с основными оксидами. Основные оксиды независимо от того, каким металлом они образованы, почти всегда вступают в реакцию с кислотами. Продуктами в таких реакциях являются соль и вода. Например:



Эта реакция относится к реакциям обмена.

4. **Взаимодействие кислот с основаниями.** Практически все основания реагируют с кислотами, образуя соль и воду:

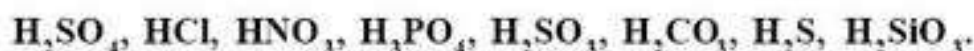


Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называется *реакцией нейтрализации*.

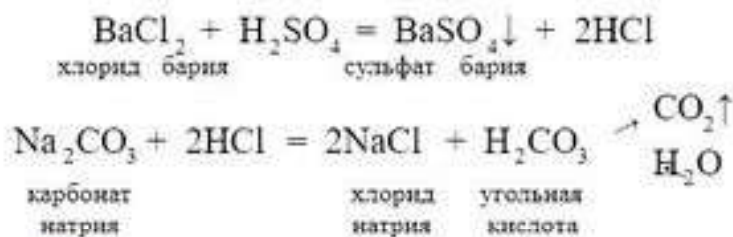
Знаете ли вы?

Самым стойким к кислотам металлом является иридий. До сих пор неизвестно ни одной кислоты или смеси кислот, в которых бы он растворился.

5. **Взаимодействие кислот с солями.** С солями кислоты вступают в реакции обмена в соответствии с вытеснительным рядом кислот:



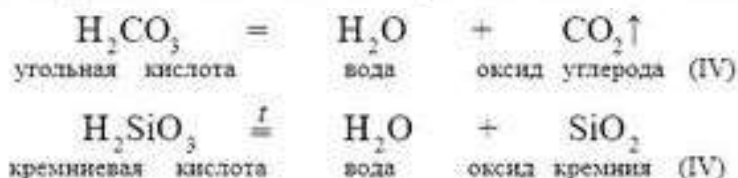
Этот ряд условный. Однако в большинстве случаев реакции между кислотами и солями протекают согласно этому ряду — каждая предыдущая кислота может вытеснить из соли последующую:



Знаете ли вы?

Пчелиный яд — кислота.

6. **Влияние температуры на устойчивость кислот.** При нагревании некоторые кислоты разлагаются с образованием соответствующих кислотных оксидов и воды. Угольная кислота H_2CO_3 является настолько неустойчивой, что разлагается даже при комнатной температуре:



Таким образом, химические свойства кислот можно обобщить в виде схемы (табл. 24).

Таблица 24

Химические свойства кислот

Кислота	+	Индикатор	Изменение окраски индикатора
		Металл	Соль + водород
		Основной оксид	Соль + вода
		Основание	Соль + вода
		Соль	Новая соль + новая кислота

Применение. Соляная кислота применяется для получения различных хлоридов. Ее используют для получения хлора в лаборатории. Раствор соляной кислоты (массовая доля хлороводорода 0,5%) прописывают больным с пониженной кислотностью желудочного сока. Она также применяется при изготовлении лекарств, красителей и пластмасс.

Раствор угольной кислоты входит в состав различных напитков. Азотная, серная и фосфорная кислоты применяются при изготовлении минеральных удобрений, красителей, взрывчатых веществ и т. д.



Подумайте

Если человек случайно выпил кислоту, то ему дают очень много воды. Для нейтрализации кислоты применять раствор пищевой соды не рекомендуется. Почему?



При работе с кислотами следует соблюдать особую осторожность и правила техники безопасности. Кислоты вызывают ожоги и отравление. Растворы кислот окрашивают лакмус в красный цвет, метилоранж — в розовый, а фенолфталеин остается бесцветным.

Кислоты способны взаимодействовать с различными активными металлами, основными оксидами, основаниями и многими солями.



1. Перечислите, какими физическими свойствами обладают кислоты.
2. Какие природные кислоты вы знаете? Какие кислоты применяют в быту?
3. Расскажите о правилах техники безопасности при работе с кислотами.
4. Напишите уравнения реакций нейтрализации, приводящих к получению следующих солей: а) сульфата калия; б) фосфата кальция; в) нитрата бария.
5. Осуществите цепочку превращений:
 - а) литий → оксид лития → гидроксид лития → нитрат лития;
 - б) фосфор → оксид фосфора (V) → фосфорная кислота → фосфат калия.



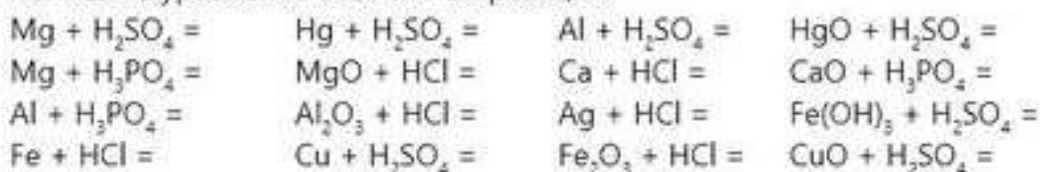
6. Установите соответствие:

Кислота	Лакмус	Бесцветный
Щелочь	Метилоранж	Синий
Вода	Фенолфталеин	Красный

7. Напишите уравнения следующих реакций:

- 1) гидроксид калия + азотная кислота;
- 2) серная кислота + хлорид натрия;
- 3) оксид меди (II) + серная кислота;
- 4) карбонат натрия + оксид кремния (IV);
- 5) соляная кислота + карбонат магния.

8. Напишите уравнения возможных реакций:



- 1. В реакции цинка с соляной кислотой получено 2,72 г хлорида цинка ZnCl_2 . Сколько граммов цинка вступило в реакцию и сколько литров (н. у.) водорода выделилось?
Ответ: 1,3 г; 0,448 л.
- 2*. При взаимодействии 1,4 г двухвалентного металла с соляной кислотой выделилось 0,56 л (н. у.) водорода. Определите этот металл.
- 3*. Вычислите объем водорода, который образуется при взаимодействии 2,8 г железа с раствором соляной кислоты.
Ответ: $V(\text{H}_2) = 1,12$ л.



Изготовление индикаторов

В домашних условиях можно приготовить индикаторы самостоятельно. Для этого нужны салфетка и варенье из смородины или капустный сок. Пропитайте этими растворами бумагу и высушите. Затем подготовленную бумагу разрежьте на кусочки и опустите в приготовленные в блюдцах растворы уксуса, соды и воды. Отметьте, как изменяется цвет этих индикаторов.

 10 самых используемых кислот	
1.	Серная
2.	Соляная
3.	Азотная
4.	Фосфорная
5.	Борная
6.	Лимонная
7.	Ацетилсалициловая (аспирин)
8.	Аскорбиновая
9.	Уксусная (уксус)
10.	Щавелевая

§ 46. ОСНОВАНИЯ

Сегодня на уроке:

- изучим состав, классификацию, номенклатуру и способы получения оснований.

Ключевые понятия

- основание
- гидроксид
- щелочь

Состав оснований. С основаниями вы впервые познакомились при изучении взаимодействия воды с активными металлами (Na, Ca) и оксидами активных металлов (Na_2O , CaO) и выяснили, что в состав оснований входят атомы металлов и одновалентная группа OH (гидроксогруппа). Следовательно, **основаниями называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими группами атомов OH.** Второе название оснований — *гидроксиды*. Названия оснований состоят из слова “гидроксид” и названия металла, который входит в его состав.

Если валентность металла переменная, то ее обязательно указывают в скобке после названия гидроксида: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III). Если валентность постоянная, то ее указывать не нужно. Например, NaOH — гидроксид натрия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция. Наряду с ними можно использовать и другой вариант международной номенклатуры: например, гидроксиды железа (II) и (III) называются *дигидроксидом железа* и *тригидроксидом железа* соответственно.



Подумайте

Апельсиновый сок окрашивает лакмус в красный цвет, фенолфталеин становится малиновым в водном растворе мыла. Объясните эти явления.

Классификация оснований. В зависимости от растворимости в воде основания классифицируют на **растворимые** и **нерастворимые**. Среди нерастворимых оснований есть и амфотерные (схема 6).

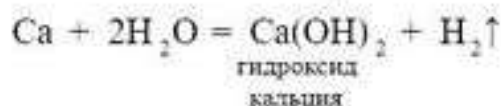
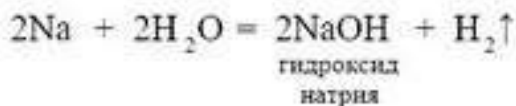
Схема 6



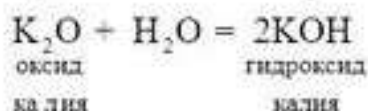
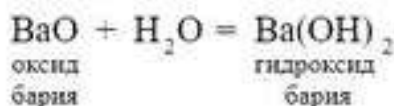


Способы получения оснований. Рассмотрим способы получения щелочей:

1. Щелочи можно получить при непосредственном взаимодействии металла с водой. Эта реакция довольно бурно протекает с выделением водорода:



2. Второй способ получения щелочей — взаимодействие оксидов активных металлов с водой:

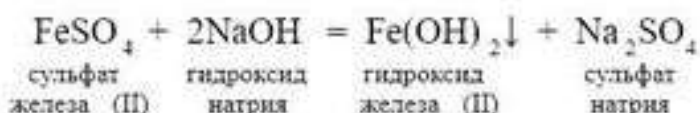


Знаете ли вы?

Если вещество с щелочными свойствами попадает в глаза, то следует немедленно промыть их большим количеством воды, а затем 2%-ным раствором борной кислоты.

В промышленности гидроксиды натрия и калия получают электролизом растворов соответствующих солей.

Нерастворимые в воде основания описанными выше способами получить нельзя. Их получают косвенным путем, так как взаимодействие самих металлов и их оксидов с водой невозможно. Нерастворимые основания получают реакцией обмена между раствором соли металла, образующего слабое основание, и щелочью. При этом полученное основание выпадает в осадок. Так, сульфат железа (II) FeSO_4 при взаимодействии, например, с гидроксидом натрия NaOH образует зеленый осадок Fe(OH)_2 :



Знаете ли вы?

Если человек случайно выпил щелочь, то ему дают 1—2%-ный раствор лимонной или уксусной кислоты, чтобы нейтрализовать ее.



Основаниями называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими группами атомов OH . Второе название оснований — *гидроксиды*. Названия оснований состоят из слова “гидроксид” и названия металла, который входит в его состав. В зависимости от растворимости в воде основания классифицируют на *растворимые* и *нерастворимые*. Растворимые в воде основания называются *щелочами*. К нерастворимым основаниям относятся и амфотерные гидроксиды. Щелочи можно получить при непосредственном взаимодействии металла или оксида с водой. Нерастворимые основания получают реакцией обмена между раствором соли металла и щелочью, при этом полученное основание выпадает в осадок.



1. Какие вещества называют *основаниями* и как их классифицируют?
2. Какие из оснований, формулы которых приведены ниже, растворимы в воде, а какие нерастворимы: NaOH , Ca(OH)_2 , KOH , Ba(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Al(OH)_3 ?
3. Напишите формулы гидроксидов металлов — лития, магния, железа (III), марганца (II). От чего зависит число гидроксогрупп OH в формулах оснований?
4. Составьте формулы оснований, соответствующих следующим оксидам: K_2O , CaO , ZnO , Mn_2O_3 , PbO . Назовите эти оксиды и гидроксиды.
5. Составьте уравнения реакций, в которых образуются следующие основания: LiOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Al(OH)_3 .
6. Установите соответствие между названием и правильно написанными формулами гидроксидов и оксидов:

Название основания	Формула основания	Формула оксида
Гидроксид алюминия	А. Ba(OH)_2	А. AlO_2
Гидроксид железа (III)	Б. Fe(OH)_3	Б. BaO
Гидроксид натрия	В. Al(OH)_2	В. K_2O
Гидроксид бария	Г. NaOH	Г. NaO
Гидроксид кальция	Д. Ca(OH)_2	Д. CaO
Гидроксид калия	Е. Fe(OH)_2	Е. Fe_2O_3

§ 47. СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Сегодня на уроке:

- изучим физические и химические свойства оснований и области их применения.

Физические свойства. Большинство оснований — это твердые вещества с различной окраской (рис. 71).

Химические свойства. Щелочи — это едкие вещества, которые разъедают многие органические вещества. При работе с ними

надо соблюдать особую осторожность. Растворы щелочей мыльные на ощупь. Они изменяют окраску индикаторов: лакмуса — в синий цвет,

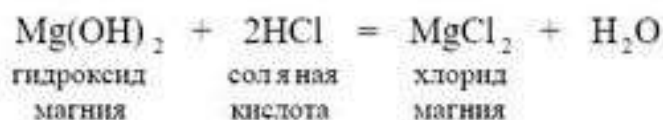
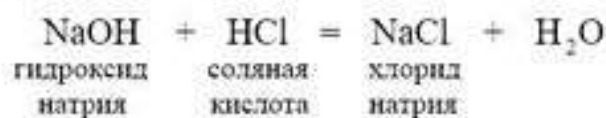


Ключевые понятия

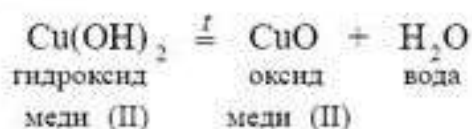
- щелочи
- нерастворимые основания
- амфотерные гидроксиды

бесцветного фенолфталеина — в малиновый, метилоранжа — в желтый.

1. Растворимые и нерастворимые основания имеют общее свойство: они реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации) :



2. Щелочи и нерастворимые в воде основания также обладают отличительными свойствами. Нерастворимые в воде основания термически нестойкие — разлагаются при нагревании. Например, при нагревании голубого осадка гидроксида меди (II) образуется вещество черного цвета, это оксид меди (II), и вода:



3. Щелочи при нагревании не разлагаются, но взаимодействуют с кислотными оксидами. Например, при пропускании оксида углерода (IV) через известковую воду — раствор гидроксида кальция Ca(OH)_2 — происходит ее помутнение :

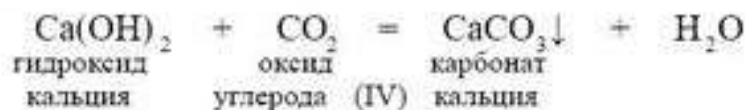


KOH

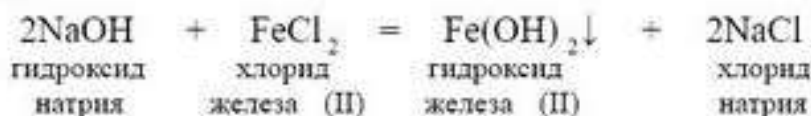
NaOH

Ca(OH)₂Cu(OH)₂Fe(OH)₃

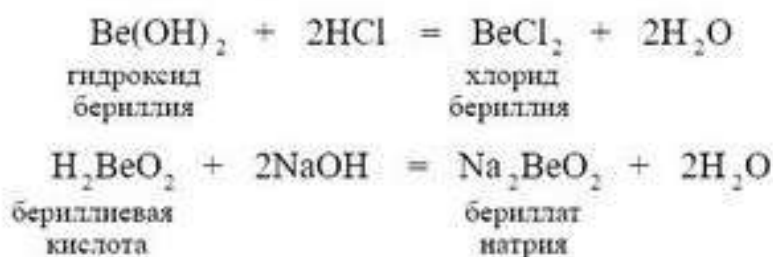
Рис. 71. Образцы гидроксидов: калия, натрия, кальция, меди (II) и железа (III)



4. Щелочи вступают в реакцию с растворами солей металлов, при этом протекает реакция обмена с образованием нерастворимого основания и соли:



5. Амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований, реагируя с кислотами. При взаимодействии со щелочами они выступают в качестве кислоты. Например:



Применение. Гидроксид кальция Ca(OH)_2 , или гашеная известь, имеет большое значение. Это белый рыхлый порошок, он применяется как строительный материал. Гашеную известь используют для приготовления бордосской смеси — средства борьбы с болезнями и вредителями растений. Известковое молоко широко применяется в химической промышленности, в производстве сахара, соды и других веществ.

Гидроксид натрия NaOH применяют для очистки нефти, производства мыла, в текстильной промышленности. Гидроксид калия KOH и гидроксид лития LiOH используют в аккумуляторах.



Щелочи — это едкие вещества, разъедают многие органические вещества; при работе с ними надо соблюдать особую осторожность. Растворы щелочей мыльные на ощупь. Растворимые и нерастворимые основания имеют общее свойство: они реагируют с кислотами. Нерастворимые в воде основания термически нестойкие — разлагаются при нагревании.

Щелочи при нагревании не разлагаются, взаимодействуют с кислотными оксидами, с солями. Амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований, реагируя с кислотами. При взаимодействии со щелочами они выступают в качестве кислоты.



1. Какими физическими свойствами обладают основания?
2. Запишите общую формулу оснований.
3. Какие основания называются щелочами?
4. Перечислите правила техники безопасности при работе со щелочами.
5. Что является качественной реакцией на растворимые основания?



6. Каким индикатором распознаются растворы щелочей (щелочная среда)?
7. Как изменяется окраска фенолфталеина в щелочной среде?
8. Установите соответствие между формулой гидроксида и продуктами его взаимодействия с избытком соляной кислоты:

Название основания	Формулы продуктов реакций
А) Гидроксид аммония	1) $\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$
Б) Гидроксид железа (III)	2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
В) Гидроксид натрия	3) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Г) Гидроксид лития	4) $\text{NaCl} + \text{H}_2$
	5) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

9. Какие основания разлагаются при нагревании? Приведите примеры в виде химических уравнений.
10. Осуществите следующие превращения:
 - а) $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
 - б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
 - в) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4$
 - г) $\text{Be} \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{Be}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{BeSO}_4$

- 1. Сколько граммов оксида алюминия Al_2O_3 получится при разложении 15,6 г гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$? *Ответ: 10,2 г.*
- 2. Какая масса гидроксида кальция образуется при взаимодействии 2,8 г оксида кальция CaO с водой? *Ответ: 3,7 г.*
- 3*. Для улучшения питательных свойств соломы ее обрабатывают в течение 36 ч раствором гидроксида натрия. В 400 г такого раствора содержится 8 г гидроксида натрия. Определите массовую долю (%) гидроксида натрия. *Ответ: $\omega = 2\%$.*
- 4*. Для нейтрализации 200 г 7,3%-ного раствора соляной кислоты потребовалось 200 г раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю (%) гидроксида натрия в этом растворе. *Ответ: $\omega = 8\%$.*

Изучаем реакции



В стеклянную банку или стакан налейте воду и растворите в ней таблетку фенолфталеина (он продается в аптеке и известен под названием “пурген”). Жидкость будет прозрачной. Затем добавьте раствор пищевой соды — он окрасится в интенсивный розово-малиновый цвет. Затем добавьте туда уксус или лимонную кислоту — раствор снова обесцветится.

 10 продуктов питания, имеющих щелочную среду	
лимон	чеснок
зелень	капуста
морковь	авокадо
огурец	редис
сельдерей	свекла

§ 48. СОЛИ

Сегодня на уроке:

- изучим состав, классификацию, номенклатуру и способы получения солей.

Ключевые понятия

- соли
- кислотные соли
- основные соли
- средние, или нормальные, соли

Состав солей. Соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков. Например: NaCl — хлорид натрия, Na_2SO_4 — сульфат натрия, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат кальция, K_3PO_4 — фосфат калия.

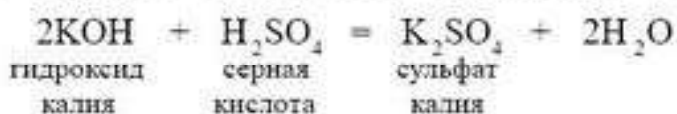
Классификация солей. В зависимости от количественных соотношений взятой кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образоваться различные по составу соли. В связи с этим соли классифицируют на средние, или нормальные, кислые, основные (схема 7):

Средними, или *нормальными*, *солями* называют соли, которые образуются при полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металлов.

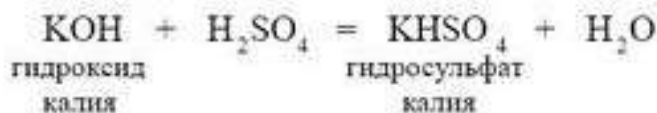
Схема 7



Средние соли образуют все кислоты независимо от основности:



Кислые соли можно рассматривать как продукт неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла:



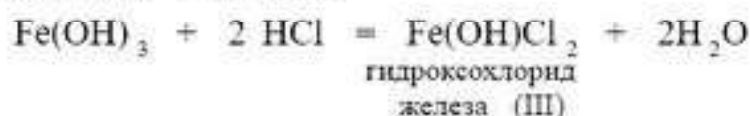
Кислые соли образуют двух- и трехосновные кислоты.

Знаете ли вы?

Если из воды Мирового океана выделить всю поваренную соль, то ею можно было бы покрыть поверхность Европы слоем толщиной 5 км.



Основные соли в своем составе помимо металлов и кислотных остатков содержат гидроксильные группы OH. Такие соли можно рассматривать как продукт неполного замещения гидроксильных групп в основании кислотным остатком:



Основные соли образуют гидроксиды двух- и трехвалентных металлов.

Название солей. Существует несколько способов названий солей. Первый из них соответствует международной номенклатуре. В этом случае название соли состоит из двух частей: из названия кислотного остатка в именительном падеже и металла в родительном. Например, KCl — хлорид калия. Если металл проявляет переменную валентность, то ее указывают в скобках после названия соли. Например, FeSO₄ — сульфат железа (II), CuSO₄ сульфат меди (II).

Названия кислых солей образуются из названий средних солей добавлением к кислотному остатку приставки “гидро-”; нужно также добавлять приставку, указывающую число атомов водорода в соли (“ди-”). Например: NaHSO₄ — гидросульфат натрия, NaH₂PO₄ — дигидрофосфат натрия.

Названия основных солей образуются добавлением приставки “гидроксо-” к названию соответствующей средней соли. Например: Zn(OH)Cl — гидроксхлорид цинка, Al(OH)₂NO₃ — дигидроксонитрат алюминия.

Второй способ названий солей — тривиальный. Очень многие часто используемые в нашей повседневной жизни соли имеют такие названия, которые закрепились за ними уже давно. Например, NaCl — поваренная соль, NaHCO₃ — пищевая сода, CaCO₃ — мел, известняк и т. д.

Способы получения солей. Способы получения средних солей весьма многообразны, наиболее распространенные из них приведены в таблице 25.

Таблица 25

Способы получения солей

Реагенты	Уравнения химических реакций
1	2
Металл + неметалл	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$
Основной оксид + кислота	$\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
Основной оксид + кислотный оксид	$\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4$
Кислотный оксид + щелочь	$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Кислота + основание	$2\text{HCl} + \text{Fe(OH)}_2 = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

1	2
Кислота + соль	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
Щелочь + соль	$2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
Соль (1) + соль (2)	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
Соль + металл	$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$
Кислота + металл	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$

Знаете ли вы?

Массовая доля солей в организме человека составляет 5,5%.



Соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков. *Средними*, или *нормальными*, *солями* называют соли, которые образуются при полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металлов. Средние соли образуют все кислоты независимо от основности. Кислые соли можно рассматривать как продукт неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла. Кислые соли образуют двух-, трехосновные кислоты. Основные соли в своем составе помимо металлов и кислотных остатков содержат гидроксильные группы OH. Основные соли образуют гидроксиды двух- и трехвалентных металлов.



1. Напишите формулы солей, образованных металлическим натрием и остатками следующих кислот: азотной, серной, фосфорной.
2. Назовите соли по их химическим формулам: CaCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , AgBr , Na_2SiO_3 , K_2SO_3 , FeCl_3 , AlPO_4 , PbS .
3. Выпишите и назовите средние, кислые и основные соли: NaHCO_3 , AgNO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, Na_2HPO_4 , KHS , BaSO_4 , $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$, K_3PO_4 .
4. Напишите формулы продуктов реакций нейтрализации и расставьте коэффициенты:

$$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \quad \quad \quad \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \quad \quad \quad \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$$
5. Составьте уравнения реакций нейтрализации, в которых получаются следующие соли: CaSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, CuCl_2 , MgCl_2 , K_2CO_3 .
6. Напишите уравнения реакций получения солей FeCl_2 , MgCl_2 , ZnSO_4 , K_2S взаимодействием металлов с кислотами.

- 1. Для получения бромида алюминия AlBr_3 взяли 2,7 г алюминия и бром. Рассчитайте массу образовавшейся соли. *Ответ: 26,7 г.*
- 2. Определите массу азотной кислоты, необходимой для нейтрализации 11,2 г гидроксида калия. Вычислите массу образовавшейся соли. *Ответ: 12,6 г HNO_3 ; 20,2 г KNO_3 .*
- 3. Вычислите массу 25%-ного раствора азотной кислоты, который потребуется для полной нейтрализации 18,5 г гидроксида кальция. Вычислите массу образовавшейся соли. *Ответ: 126 г HNO_3 ; 41г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.*



§ 49. СВОЙСТВА СОЛЕЙ

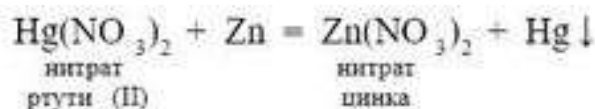
Физические свойства. Все соли при обычных условиях — твердые кристаллические вещества. Растворимость солей различна (см. таблицу растворимости кислот, оснований и солей в воде).

По растворимости в воде их можно разделить на *растворимые*, *малорастворимые* и *нерастворимые*. Хорошо растворимыми являются практически все соли натрия, калия, соли азотной кислоты — нитраты, соляной кислоты — хлориды (исключение — AgCl , PbCl_2).

Практически нерастворимы сульфат бария BaSO_4 , карбонат кальция CaCO_3 , а также многие фосфаты.

Химические свойства. Многие химические свойства солей уже упоминались в разделе “Способы получения солей” (см. таблицу “Способы получения солей”). Поэтому кратко перечислим основные из них.

1. *Взаимодействие с металлами*. Более активные металлы, т. е. стоящие в ряду активности левее, могут вытеснять менее активные из растворов их солей:

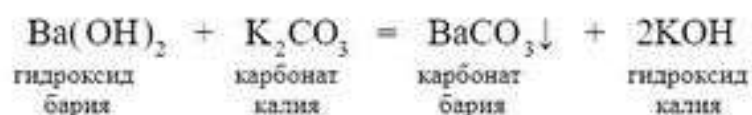
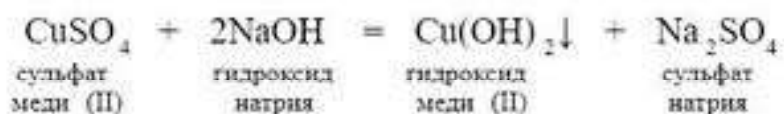


Подумайте

Почему раствор сульфата меди (II), применяемый для опрыскивания плодово-ягодных культур против вредителей и болезней, нельзя хранить в оцинкованном ведре? Ответ обоснуйте и напишите уравнение реакции.

Так как реакция протекает в водных растворах, то для подобных реакций нельзя применять такие активные металлы, как литий Li, натрий Na, калий K, кальций Ca, барий Ba, которые при обычных условиях реагируют с водой.

2. *Взаимодействие со щелочами*. Одно из условий необратимого протекания этой реакции — образование либо нерастворимого основания, либо нерастворимой соли:



Сегодня на уроке:

- изучим физические и химические свойства солей.

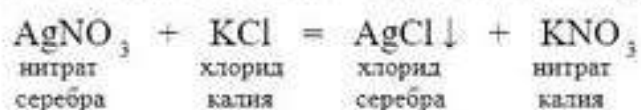
Ключевые понятия

- растворимые, малорастворимые и нерастворимые соли

3. Соли вступают в реакцию с кислотами. Эта реакция протекает только при соблюдении одного из условий: выделится газ, выпадет осадок или образуется вода:



4. Взаимодействие растворов солей друг с другом. Условием протекания этой реакции обмена является образование нерастворимой соли:



5. Термическое разложение солей. Некоторые соли при нагревании разлагаются:



Знаете ли вы?

В медицинской практике при исследованиях болезней желудочно-кишечного тракта используется раствор сульфата бария BaSO_4 . Это соль растворяется в воде, что делает ее нетоксичной для организма, и органы хорошо видны на рентгеновских снимках.

Применение. Из всех классов неорганических соединений в природе наиболее распространены соли. Они играют важную роль в процессе обмена веществ, содержатся в клеточном соке живых организмов и входят в состав нервной, мышечной и костной ткани.

Большинство солей широко используется в промышленности и быту. Например, всем известно о применении хлорида натрия NaCl (поваренная соль) в быту. В промышленности хлорид натрия используется для получения натрия, хлора, гидроксида натрия и соды.

Соли азотной и ортофосфорной кислот являются минеральными удобрениями. Более подробно применение отдельных солей будет рассматриваться при дальнейшем изучении химических элементов в старших классах.



По растворимости в воде соли делят на *растворимые*, *малорастворимые* и *нерастворимые*. Соли взаимодействуют с металлами, со щелочами, с кислотами, друг с другом. Некоторые соли при нагревании разлагаются. Более активные металлы, т. е. стоящие в ряду активности левее, могут вытеснять менее активные из их солей. Так как реакция протекает в водных растворах, то для подобных реакций нельзя применять такие активные металлы, как литий Li, натрий Na, калий K, кальций Ca, барий Ba, которые при обычных условиях реагируют с водой. Соли взаимодействуют со щелочами, в результате реакции должно образоваться нерастворимое основание. Некоторые соли при нагревании разлагаются.



1. По названиям солей составьте их химические формулы: фосфат магния, сульфат натрия, силикат кальция, карбонат магния, сульфид железа (II), хлорид железа (III), нитрат кальция. Какие из этих солей растворимы, а какие нерастворимы в воде?
2. Составьте уравнения реакций оксидов металлов с кислотами:



3. Напишите уравнения реакций получения сульфата железа (II) действием раствора серной кислоты на: железо, оксид железа (II), гидроксид железа (II), карбонат железа (II).

- 1. Вычислите массу соли, которая образуется при взаимодействии 7,2 г магния с соляной кислотой. *Ответ: 28,5 г.*
- 2. Железо массой 14 г обработали раствором серной кислоты. Рассчитайте массу образовавшейся соли и объем водорода, который выделяется при этом. *Ответ: 38 г; 5,6 л.*
- 3*. Определите массы исходных реагентов — оксида меди (II) и 70%-ной азотной кислоты, необходимых для получения 0,2 моль нитрата меди (II). *Ответ: 16 г CuO; 36 г HNO₃.*
- 4*. При температуре выше 100 °С пищевая сода — гидрокарбонат натрия NaHCO₃ — разлагается до карбоната натрия Na₂CO₃. Сколько граммов карбоната натрия получится из 25,2 г гидрокарбоната? *Ответ: 15,9 г.*
- 5*. Какая соль и сколько ее по массе образуется в реакции 1 моль фосфорной кислоты H₃PO₄ и 1 моль гидроксида натрия NaOH. *Ответ: 120 г.*



10 самых применяемых солей

Хлорид натрия (поваренная соль)	Сульфат меди (II)
Карбонат натрия	Перманганат калия (марганцовка)
Гидрокарбонат натрия (питьевая сода)	Гидросульфит натрия
Карбонат калия	Алюмокалиевые квасцы
Сульфат железа (II)	Хлорная известь

§ 50. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОТДЕЛЬНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

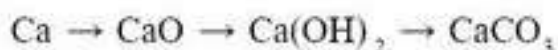
Сегодня на уроке:

- поймем, что между отдельными классами неорганических соединений существует генетическая связь.

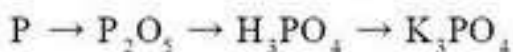
Ключевые понятия

- металлы
- неметаллы
- генетический ряд

Металлы и неметаллы являются родоначальниками двух разных рядов сложных веществ, включающих оксиды, кислоты, основания и соли. В каждом из этих рядов из одних и тех же веществ прямо или косвенно можно получить другие, поэтому эти ряды называют *генетическими*. Пример генетического ряда металлов:



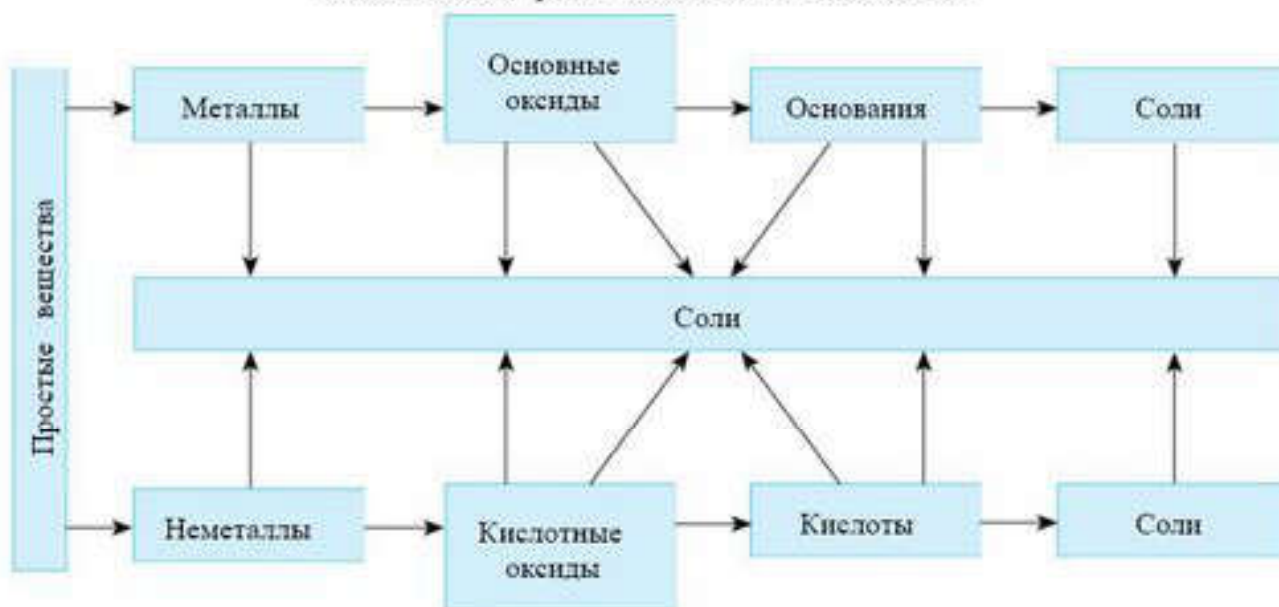
Пример генетического ряда неметаллов:



Как следует из схемы 8, сложные вещества генетических рядов металлов и неметаллов взаимодействуют между собой, образуя соли.

Схема 8

Генетические ряды металлов и неметаллов



Металлы и неметаллы являются родоначальниками двух разных генетических рядов сложных веществ, включающих оксиды, кислоты, основания и соли. Простые и сложные вещества генетических рядов металлов и неметаллов взаимодействуют между собой, образуя соли.



Знаете ли вы?

Если поваренная соль получена путем выпаривания морской воды, то в ней в виде примеси содержится хлорид магния. Хлорид магния сильно поглощает воду, поэтому соль становится влажной. Чистый хлорид натрия воду не поглощает.



1. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:

- а) $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
- б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- в) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4$
- г) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$
- д) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
- е) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$
- ж) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2$
- з) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$

- 1. 20 г гидроксида железа (III) обработали избытком раствора соляной кислоты. Какая масса соли образовалась при этом? *Ответ: 30,4 г.*
- 2. Оксид магния массой 10 г обработали раствором азотной кислоты. Какая масса соли образовалась при этом? *Ответ: 37 г.*
- 3*. Хлор объемом 6,72 л (н. у.) прореагировал с железом. Рассчитайте, какая масса соли образовалась при этом. *Ответ: 32,5 г.*

Невидимые чернила



Научимся делать тайные записи. Для этого воспользуемся молоком, лимонной кислотой, калийной или натриевой селитрой (ее можно приобрести как удобрение), кисточкой и утюгом. Разведите селитру и отдельно лимонную кислоту в небольшом количестве воды. С помощью кисточки нанесите любую надпись на бумаге молоком, или кислотой, или селитрой. Дайте бумаге высохнуть. Затем прогладьте бумагу несильно нагретым утюгом, и надписи проявятся.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Изучение свойств оксидов

Получение и некоторые свойства кислотных оксидов

На 2 ученика:

Две колбы емкостью 0,5 л, нагревательный прибор, спички, ложечка для сжигания веществ.

Реактивы: сера, дистиллированная вода, раствор гидроксида натрия, лакмус, фенолфталеин.

Ход работы:

1. В одну колбу налейте немного дистиллированной воды и добавьте 2—3 капли раствора лакмуса, а в другую — раствор гидроксида натрия NaOH и добавьте 2—3 капли фенолфталеина.

2. В ложечку для сжигания веществ поместите немного порошка серы.

3. Нагрейте порошок и подожгите его в пламени нагревательного прибора.

4. Ложечку с горячей серой быстро поместите в колбу с водой и лакмусом, закройте пробкой.

5. Ложечку с еще горячей серой поместите в колбу с раствором гидроксида натрия и фенолфталеина, закройте пробкой. Запишите свои наблюдения, уравнения реакций. Сделайте выводы.



Опыт проводить только под тягой!

Свойства основных оксидов

На 2 ученика :

Кристаллизатор, пробирка, шпатель.

Реактивы: оксид кальция, дистиллированная вода, растворы соляной кислоты, фенолфталеина.

Опыт 1. Взаимодействие с водой.

В кристаллизатор насыпьте немного порошка оксида кальция. Осторожно добавьте воду с несколькими каплями фенолфталеина.

Опыт 2. Взаимодействие с кислотами.

В пробирку насыпьте на кончике шпателя порошок оксида кальция. Добавьте соляную кислоту. Запишите свои наблюдения, уравнения реакций. Сделайте выводы.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

Изучение свойств кислот

На 2 ученика :

5 пробирок, штатив для пробирок, пробиркодержатель, нагревательный прибор, спички, шпатель.

Реактивы: растворы соляной кислоты, серной кислоты, гидроксида натрия, нитрата серебра, карбоната натрия, фенолфталеина, цинк, медь, оксид меди (II), универсальная индикаторная бумага (или раствор лакмуса, метилового оранжевого) .

Ход работы:

Опыт № 1. Определение среды растворов кислот.

1. Налейте в пробирку соляную кислоту (или раствор серной кислоты).

2. Добавьте 2—3 капли раствора лакмуса (можно воспользоваться универсальной индикаторной бумагой или раствором метилового оранжевого). Запишите свои наблюдения. Сделайте выводы.

Опыт № 2. Взаимодействие кислот с металлами.

1. В две пробирки налейте соляную кислоту (раствор серной кислоты).

2. В одну добавьте стружки цинка, а в другую — кусочки медной проволоки. Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт № 3. Взаимодействие кислот с оксидами металлов.

1. В пробирку с соляной кислотой (раствором серной кислоты) насыпьте на кончике шпателя черный порошок оксида меди (II).

2. Укрепите пробирку в пробиркодержателе и аккуратно нагрейте . Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт № 4. Взаимодействие кислот с основаниями.

1. В пробирку налейте 2—3 мл раствора гидроксида натрия.

2. Добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина.

3. Добавляйте в пробирку по каплям соляную кислоту (раствор серной кислоты) до обесцвечивания раствора. Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт № 5. Взаимодействие кислот с солями.

1. В пробирку налейте раствор карбоната натрия.

2. Добавьте соляную кислоту (или раствор серной кислоты).

3. В пробирку налейте соляную кислоту и добавьте 1—2 капли нитрата серебра. Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

При работе с кислотами следует соблюдать следующие правила техники безопасности:

1. Не проливать растворы кислот на ткань, одежду, бумагу и т. п.
2. Если кислота пролита, то место разлива следует обработать проточной водой, а затем раствором пищевой соды.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

Изучение свойств оснований

На 2 ученика :

4 пробирки, штатив для пробирок, стеклянная трубка, нагревательный прибор, спички, пробиркодержатель .

Реактивы: растворы гидроксидов натрия, кальция, серной или соляной кислоты, сульфата меди (II), хлорида железа (III), фенолфталеина.

Ход работы:

Опыт 1. Взаимодействие щелочи с кислотой.

1. В пробирку налейте 2—3 мл гидроксида натрия.
2. Добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина.
3. Добавляйте в пробирку по каплям соляную кислоту (или серную) до обесцвечивания содержимого пробирки.

Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 2. Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов.

1. В пробирку налейте 3—4 мл раствора гидроксида кальция.
2. С помощью стеклянной трубки осторожно продуйте через раствор выдыхаемый воздух (он содержит углекислый газ CO_2).

Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 3. Взаимодействие щелочей с растворами солей.

1. Налейте в пробирку 1—2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте столько же раствора сульфата меди (II).
2. Налейте в пробирку 1—2 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте столько же гидроксида натрия.
3. Осторожно нагрейте содержимое пробирки.

Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

Получение и свойства солей

На 2 ученика :

По 3 пробирки для каждого варианта, штатив для пробирок, стальная скрепка, алюминиевая проволока.

Реактивы: растворы хлорида железа (II), хлорида меди (II), гидроксида натрия, нитрата серебра.

Ход работы:

Опыт 1. Взаимодействие солей с щелочами.

1. В первую пробирку налейте 2—3 мл раствора хлорида железа (II); во вторую — столько же хлорида меди (II).

2. В каждую пробирку добавьте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия.

Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 2. Взаимодействие солей с металлами.

1. В две пробирки налейте раствор выданной соли. В первую пробирку опустите алюминиевую проволоку, во вторую — стальную скрепку.

Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 3. Взаимодействие солей с солями.

1. В пробирку налейте раствор выданной соли.

2. Добавьте 1—2 капли раствора нитрата серебра.

Запишите свои наблюдения, составьте уравнения реакций. Сделайте выводы.



Глава XII

УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

§ 51. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА УГЛЕРОДА

Сегодня на уроке:

- изучим общую характеристику углерода.

Ключевые понятия

- химический элемент
- простое вещество
- неметалл

Углерод является элементом главной подгруппы IV группы Периодической системы элементов Менделеева. Среди элементов IVA группы углерод имеет наибольшее значение как важнейший из элементов, входящих в состав живых организмов.

Общая характеристика углерода

Углерод известен человечеству с древнейших времен. Элементарная природа углерода была установлена французским химиком А. Лавуазье в 1787 г. Название элемента произошло от латинского *carbo* — “уголь”.

Углерод расположен во 2-м периоде, порядковый номер — 6, атомная масса — 12,011.

В его атоме 6 протонов, 6 нейтронов и 6 электронов. Его электронная формула $1s^2 2s^2 2p^2$.

Схема строения атома углерода представлена в таблице 26.

Таблица 26

Схема строения атома углерода

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула и размещение электронов по орбиталям
C	${}^6_6\text{C } 2b_4b$	${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$

Имея на внешнем энергетическом уровне 4 электрона, углерод может принимать 4 электрона и также отдавать 4 электрона. В соединениях



Рис. 72. Углеродсодержащие минералы и полезные ископаемые

он проявляет степень окисления +4, -4, +2 и валентность II, IV. Но в большинстве своих соединений углерод проявляет валентность равную IV,

Знаете ли вы?

Атырауская, Мангыстауская, Актюбинская, Кызылординская области богаты запасами нефти.

Нахождение в природе

Содержание углерода в земной коре составляет около 0,15% (рис. 72).

Значительное количество углерода содержится в атмосфере и гидросфере в виде углекислого газа. В атмосфере содержание углерода составляет около 0,046%. В земной атмосфере углерод находится в виде CO_2 , который образуется в процессах дыхания, гниения. Однако углерод подвержен постоянному круговороту: из земной коры через биосферу в атмосферу и наоборот (рис. 73).

Углерод является основой живых организмов. Например, в теле человека массой 70 кг содержится около 13 кг углерода! Он содержится также во всех растениях и организме животных.

В свободном состоянии углерод встречается в виде алмаза, графита и карбина. Графит встречается довольно часто, алмаз — крайне редко.

Углерод содержат каменный уголь, нефть, торф, природный газ. Также углерод входит в состав минералов: магнезита MgCO_3 , кальцита CaCO_3 (известковый шпат, известняк, мрамор, мел), доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ и т. д. (рис. 73).

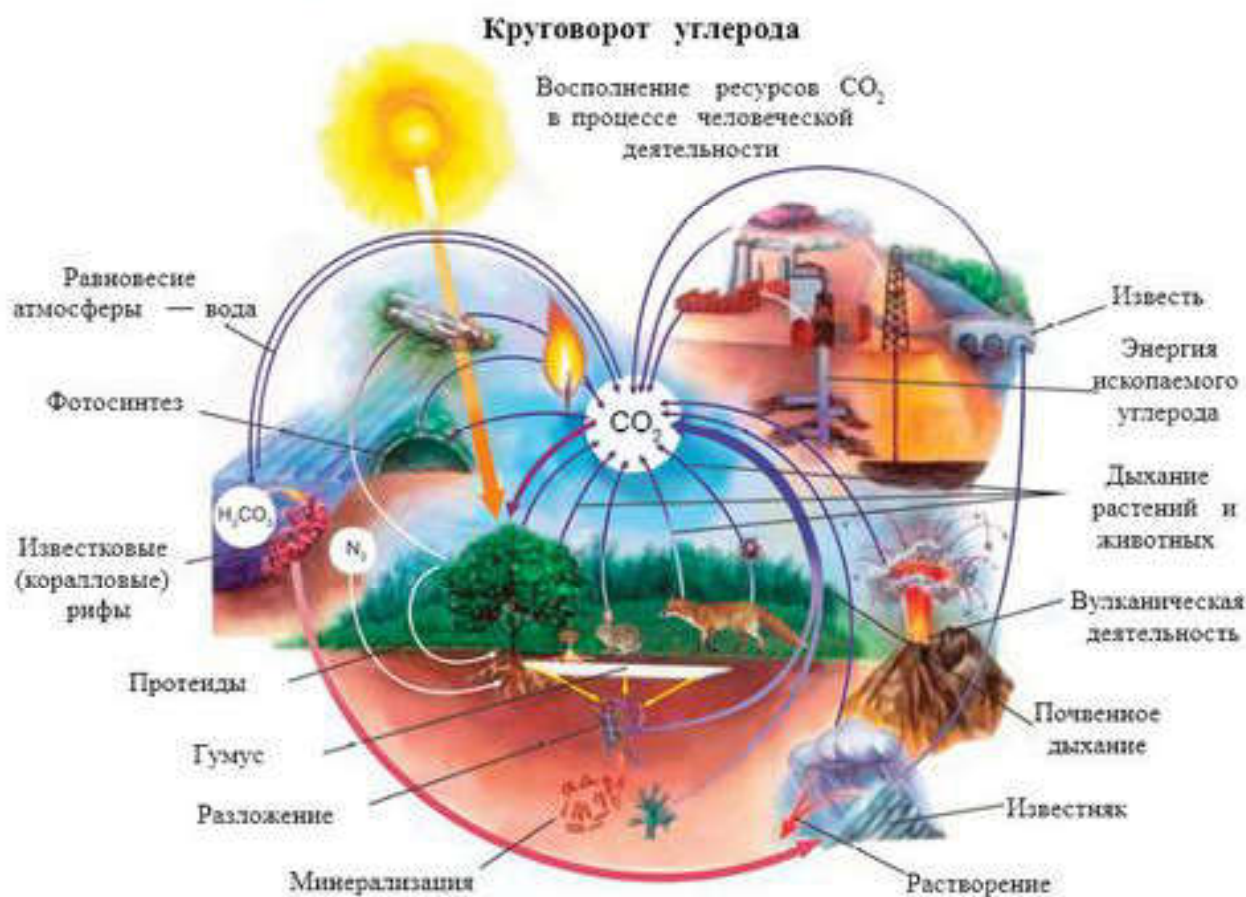


Рис. 73. Круговорот углерода в природе



Углерод является одним из самых важных химических элементов. В своих соединениях он в основном проявляет валентность, равную II и IV, степень окисления, равную +4, -4, а также +2. Входит в состав как живых организмов (органоген), так и неорганических и органических веществ.



1. Начертите схему строения атома углерода и укажите его валентные возможности.
2. Определите степень окисления углерода в следующих соединениях: CO_2 , CH_4 , CaCO_3 , CO , CS_2 , Al_4C_3 .
3. С помощью каких явлений, которые вы наблюдаете в жизни, можно доказать, что хлеб, молоко, мясо содержат углерод.
4. *Творческое задание.* Составьте проект на тему "Углерод в моем организме". Самостоятельно найдите необходимую информацию.

- 1. Подсчитайте массу следующих соединений углерода:
 - а) 2 моль углекислого газа;
 - б) 44,8 л метана (н. у.);
 - в) 5 моль карбоната кальция (CaCO_3).
 В каком из этих вариантов получилась наибольшая масса?



§ 52. АЛЛОТРОПНЫЕ ВИДОИЗМЕНЕНИЯ УГЛЕРОДА

Углерод образует множество простых веществ, среди которых алмаз и графит. Такие простые вещества называются *аллотропными видоизменениями* (ранее мы уже встречались с этим явлением на примере кислорода).

Аллотропия — это явление существования нескольких простых веществ, образованных одним элементом.

Для углерода известны наиболее важные четыре аллотропные модификации: *алмаз, графит, карбин, фуллерены*. Большинство кристаллических модификаций углерода относятся к самым твердым материалам в мире (рис. 74).

Физические свойства. Алмаз, графит и карбин имеют различные физические свойства. Это объясняется строением их кристаллических решеток (рис. 75).

Сегодня на уроке:

- изучим аллотропные видоизменения углерода и области его применения.

Ключевые понятия

- аллотропия
- алмаз
- графит
- наноматериалы
- адсорбция

Знаете ли вы?

Большие запасы угольных бассейнов находятся в Карагандинской и Павлодарской областях.

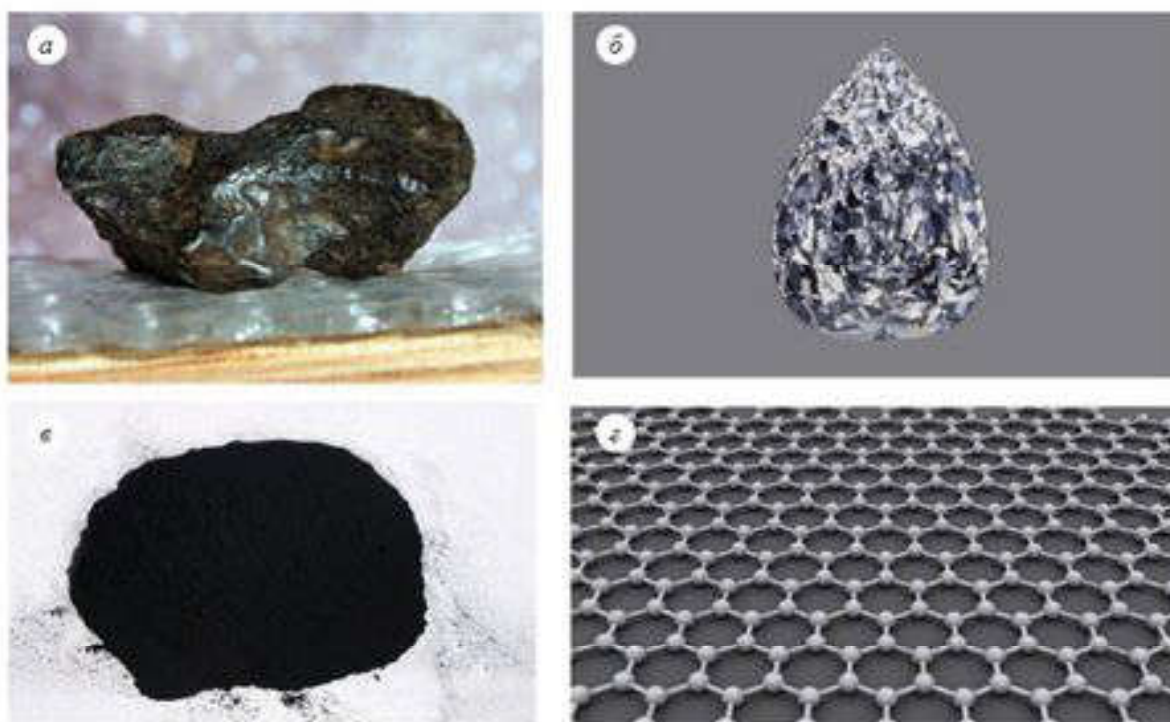


Рис. 74. Аллотропные формы углерода и углеродсодержащие материалы: а) лонсдейлит; б) алмаз; в) аморфный углерод; г) графен

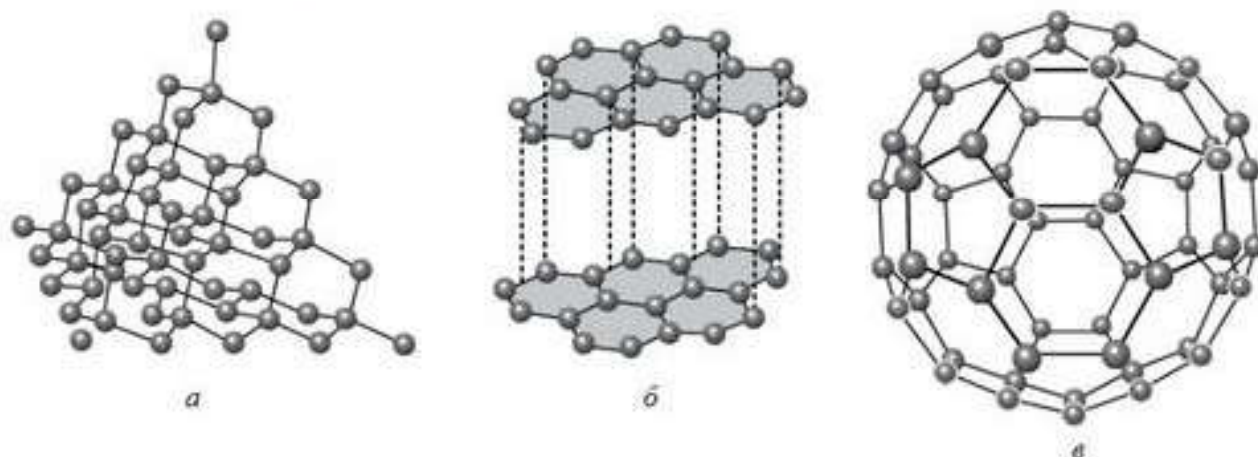


Рис. 75. Строение а) алмаза, б) графита, в) фуллерена

Алмаз — бесцветное кристаллическое вещество с атомной решеткой. В кристаллах алмаза каждый атом углерода окружен четырьмя соседними атомами, расположенными в вершинах тетраэдра. Ковалентные связи С-С короткие и очень прочные, поэтому алмаз — твердое тугоплавкое вещество, плавится при $3800\text{ }^{\circ}\text{C}$, плохо проводит тепло и электричество. Алмаз является самым твердым минералом, созданным природой.

Знаете ли вы?

Откуда происходит название *алмаз*? Греки называли его «адамас» или «адмантос» — непобедимый, несокрушимый, непреодолимый; римляне — «диамонд»; арабы — «алмас» (наитвердейший); древние евреи — «шамир»; индусы — «фарий».

Ограниченные алмазы называются *бриллиантами*. Некоторые из известных алмазов представлены на рисунке 76.

Графит (от греч. «графо» — пишу) — темно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском, жирное на ощупь.



а) алмаз «Орлов»

б) алмаз «Куллинан-1»

Рис. 76. Алмазы



Рис. 77. Графит и алмаз

Кристаллическая решетка графита тоже атомного типа, но в графите атомы углерода расположены слоями. Связь между отдельными слоями слабая, поэтому графит мягок, плотность его в полтора раза меньше, чем у алмаза.

Графит при 3700 °С возгоняется, хорошо проводит тепло и электрический ток (рис. 77). Графит и алмаз взаимопревращаемые простые вещества:



Карбин — мелкокристаллический порошок черного цвета (рис. 78). Впервые синтезирован в 60-х гг. XX в. российскими химиками, а затем найден в природе в минерале чаонт. Карбин имеет линейное строение.

Карбин по твердости превосходит графит, но значительно уступает алмазу. При нагревании до 2800 °С без доступа воздуха превращается в графит. Карбин обладает особым свойством — совместимостью с тканями организма человека. Это свойство используют в медицине: из волокна с карбиновым покрытием изготавливают искусственные кровеносные сосуды.

Фуллерены синтезированы в 80-х гг. XX в. Они представляют собой многогранники, содержащие от 60 до 110 атомов углерода. Наиболее изучен фуллерен C_{60} . Он состоит из 13 пятиугольников и 20 шестиугольников, по форме напоминающих футбольный мяч (рис. 75).

Атомы углерода могут образовывать также полые трубки — так называемые нанотрубки (рис. 79).



Рис. 78. Карбин



Рис. 79. Нанотрубки

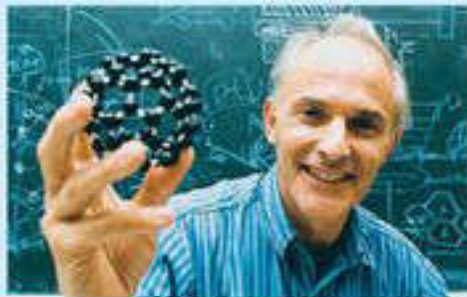
В настоящее время фуллерены и нанотрубки привлекают внимание ученых всех областей науки и техники в качестве возможной основы для технологий будущего (нанотехнологии).

Адсорбция — это особое свойство углерода. Так, древесный уголь после нагревания без доступа воздуха сохраняет тонкопористое строение древесины и имеет большую поверхность. Благодаря этому он обладает особыми свойствами, с которыми можно познакомиться на опыте.

Если раствор красителя или чернил взболтать с порошком угля, то происходит обесцвечивание. То же самое можно наблюдать, если бросить кусочек угля в колбу с бурым газом (NO_2).

Эти опыты свидетельствуют о том, что древесный уголь при обычных условиях поглощает газ и растворенные вещества. При нагревании происходит обратный процесс (рис. 80).

Знаете ли вы?



Фуллерены были открыты учеными Ричардом Смолли и Робертом Керлом (США) и Гарольдом Крото (Великобритания). За это открытие в 1996 г. они были награждены Нобелевской премией. Первооткрыватели назвали новый вид аллотропных видоизменений углерода фуллереном в честь американского архитектора Ричарда Фуллера, который разработал конструкцию куполообразной крыши из пяти- и шестиугольников наподобие футбольного мяча.



а)



б)

Рис. 80. а) адсорбция NO_2 углем; б) угольные фильтры



Н. Д. Зелинский (1861—1953)

Русский ученый, изобрел первый противогаз. Занимался проблемами органического синтеза.



Поглощение газообразных или растворенных веществ поверхностью твердого вещества называют *адсорбцией*, а выделение этих веществ — *десорбцией*.

Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называются *адсорбентами*. Адсорбируемые вещества называют *адсорбатами*.

Чем больше пористость угля, тем больше его поверхность и тем лучше происходит адсорбция. Активированный уголь широко применяется для очистки сахарного сиропа от примесей, придающих ему желтый цвет, для очистки растительных масел и жиров. В медицине таблетки из активированного угля (“карболен”) используются для выведения вредных веществ (токсинов) из организма. Активированный уголь применяется в противогазах для поглощения отравляющих веществ, в угольных фильтрах (рис. 81). Фильтрующий противогаз, созданный Н. Д. Зелинским, использовался в Первой мировой войне 1914—1918 гг., что спасло тысячи жизней солдат.

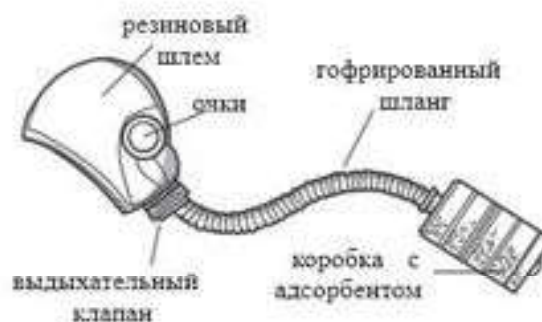


Рис. 81. Противогаз

Знаете ли вы?



Алмаз “Шах” массой 90 карат (или 18 г) — желтого цвета, очень прозрачный, длиной 3 см — был найден в Центральной Индии. Алмаз был доставлен к шахскому двору, и шах Низам повелел вырезать на одной из граней алмаза надпись на фарси: “Бурхан-Низам-шах второй. 1000 год”.



Для углерода характерна аллотропия. Наиболее важными аллотропными видоизменениями углерода являются алмаз, графит, карбин и фуллерены. Углероду свойственна адсорбция — поглощение газов и жидкостей. Углерод имеет широкое практическое применение.



1. Как доказать, что графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями углерода? Почему их свойства различны?
2. При каких процессах получают древесный уголь? Каково его строение, свойства, применение?
3. Для каких целей применяют аллотропные модификации углерода? Разработайте проект о применении модификаций углерода.
4. Объясните, почему из алмаза нельзя изготовить электроды, а из графита можно.

Изучаем адсорбцию



Приготовьте бледный раствор чернил любого цвета и налейте в стакан, но не доверху. Положите в стакан растолченную таблетку активированного угля и размешайте. Раствор посветлеет. Поменяйте данный раствор на какой-либо другой, но тоже окрашенный, например гуашью или акварелью. Эффект окажется таким же.

ТВР	Самые твердые вещества в мире
1.	Фуллерит (углерод)
2.	Лондейлит (углерод)
3.	Нитрид бора (азот, бор)
4.	Кубонит (бор-углерод)
5.	Нитрид углерода-бора (азот-углерод-бор)
6.	Карбид бора B_4C_3
7.	Бор-углерод-кремний
8.	Борид магния-алюминия ($AlMgB_{14}$)
9.	Диборид рения (ReB_2)
10.	Субоксид бора (B_6O)
Алмаз наименее твердый из этих минералов	



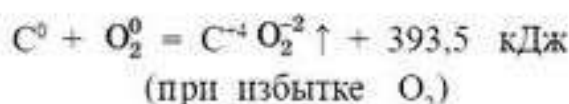
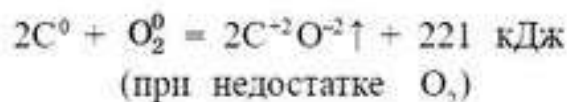
§ 53. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА. СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА

При обычных условиях углерод весьма инертен, однако при высоких температурах он вступает в реакции с различными веществами.

В химических реакциях углерод может проявить как восстановительные, так и окислительные свойства; может менять степень окисления, отдавая и принимая электроны.

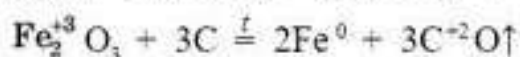
1. Взаимодействие с кислородом.

Углерод может реагировать с кислородом по-разному. Это зависит от количества кислорода. При избытке кислорода образуется оксид углерода (IV), а при недостатке — оксид углерода (II).

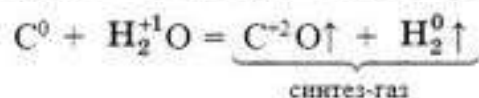


2. Взаимодействие с оксидами металлов.

Углерод восстанавливает многие металлы из их оксидов. При этом в зависимости от природы металла образуются либо чистые металлы (оксиды железа, кадмия, меди, свинца), либо соответствующие карбиды (оксиды кальция, ванадия, тантала), например :

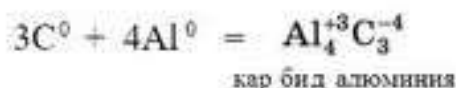


3. Взаимодействие с водой. Пропусканием водяного пара через раскаленный уголь получают горючую смесь CO и H_2 .

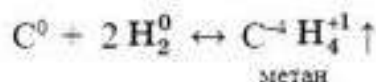


Эта реакция составляет основу газификации твердого топлива.

4. Взаимодействие с металлами:



5. Взаимодействие с водородом. При высоких температуре и давлении в присутствии никелевого катализатора углерод соединяется с водородом, образуя углеводород, который рассматривают в курсе органической химии :



Сегодня на уроке:

- изучим химические свойства углерода, его соединений и области их применения.

Ключевые понятия

- окислитель
- восстановитель
- кислотный оксид
- кислота
- круговорот углерода



Применение. Углерод широко используется в различных областях жизнедеятельности человека. Например, он применяется для получения искусственных алмазов, в медицине, в качестве одного из компонентов обувного крема. Углерод также применяется как адсорбент, является исходным веществом для получения сахара, производства черной краски, метилового спирта, синтетического бензина, резины, карбида кальция и многих других веществ.

Графит используют для приготовления электродов, для изготовления карандашей и т. д. Применение углерода показано на рисунке 82.

Соединения углерода

Оксид углерода (II) CO (угарный газ) представляет собой бесцветный газ без запаха и вкуса, плохо растворим в воде.

Угарный газ — ядовитое вещество. Отравляющее действие данного вещества заключается в том, что оно способно соединяться с гемогло-

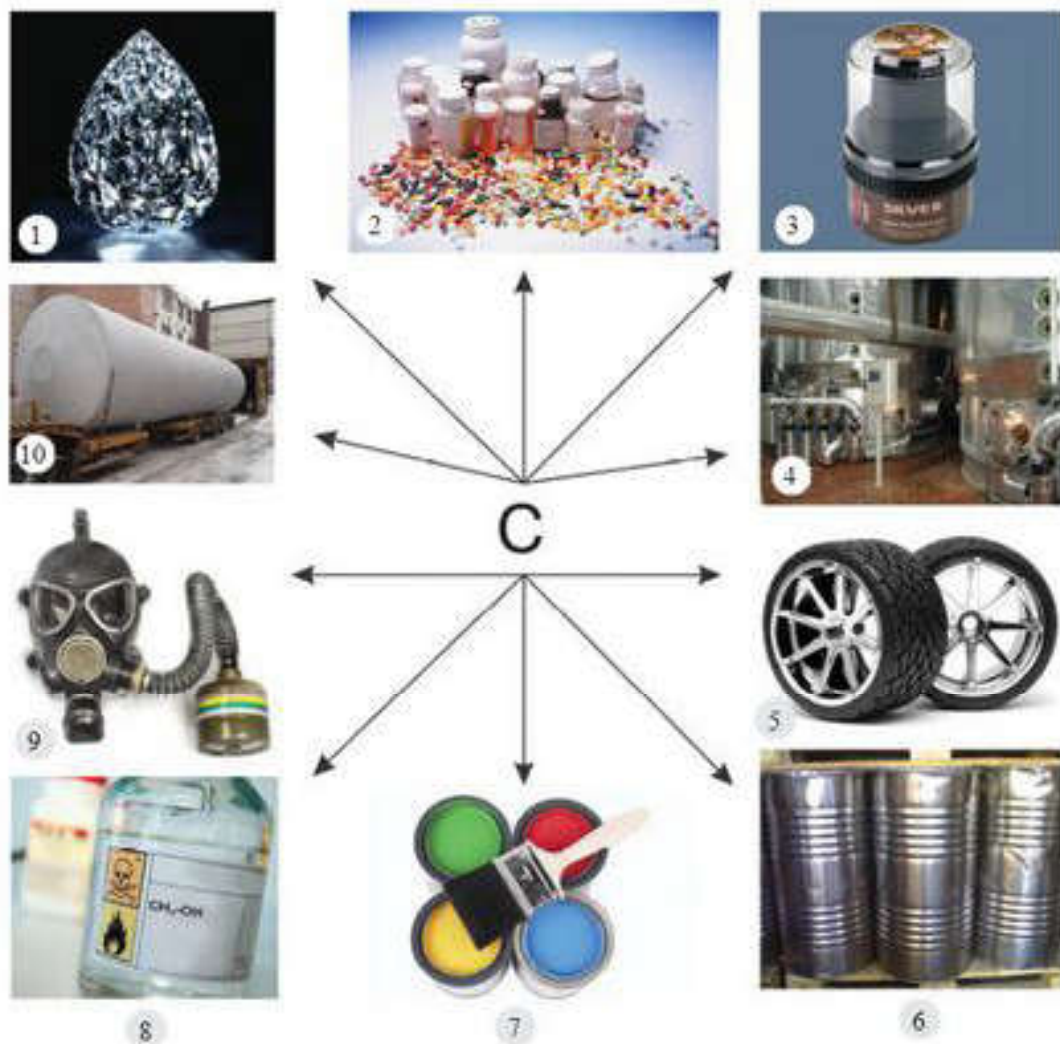


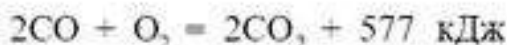
Рис. 82. Применение углерода:

- 1 — для получения искусственных алмазов, 2 — в медицине,
 3 — для получения обувного крема, 4 — для очистки сахара, 5 — для получения резины,
 6 — для получения горюче-смазочных материалов, 7 — для получения красок,
 8 — для получения метанола, 9 — в противогазах, 10 — для получения карбида кальция

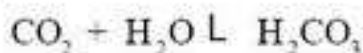


бином крови, при этом последний теряет способность переносить кислород. Он может образоваться при неполном сгорании топлива в печах и двигателях внутреннего сгорания. Вот почему в тех домах, где люди используют уголь или дрова, надо следить за тем, чтобы правильно работала система вентиляции (дымоходы).

Оксид углерода (II) (монооксид углерода), несолеобразующий оксид, является сильным восстановителем. Он горит на воздухе с выделением большого количества теплоты, благодаря чему CO является хорошим газообразным топливом.



Оксид углерода (IV) CO_2 (углекислый газ) является газом без цвета, запаха и вкуса, но может растворяться в воде, образуя очень слабую угольную кислоту H_2CO_3 :



CO_2 является кислотным оксидом.

Очень важным свойством углекислого газа является фотосинтез.

В листьях растений на свету из CO_2 и H_2O образуются глюкоза и кислород:



Благодаря этой реакции растения превращают CO_2 в кислород, необходимый для дыхания.

Знаете ли вы?

В некоторых вулканических местностях CO_2 выделяется из трещин земной коры и накапливается в больших количествах в пещерах и долинах. Таковы знаменитые Собачья пещера около Неаполя и Долина смерти на острове Ява. Животные, например собаки, попадая в такие места, погибают. Подумайте, почему в этих местах углекислый газ оказывает удушающее действие только на животных невысокого роста.

Оксид углерода (IV) используют для получения соды, моющих средств, для производства газированных напитков; “сухой лед” используют в качестве охлаждающего агента и как компонент огнетушителей. Поскольку углекислый газ не поддерживает жизнедеятельность бактерий и плесени, в его атмосфере хранят различные продукты питания.

При обычной температуре и давлении 6 МПа CO_2 сжижается. В жидком состоянии его хранят и транспортируют в стальных баллонах.

Применение оксида углерода (IV) представлено на рисунке 83.



Рис. 83. Применение оксида углерода (IV):

- 1 — в огнетушителях, 2 — для отбеливания сахара, 3 — в медицине,
 4 — для получения соды, 5 — в бытовой химии, 6 — в производстве стекла,
 7 — в пищевой промышленности, 8 — “сухой лед”

Знаете ли вы?

Почему в хлебе много дырочек? Оказывается, при замешивании “пекарного порошка” с тестом начинает бурно идти реакция образования CO_2 , причем пузырьки выделяющегося газа задерживаются в тесте. В процессе выпечки эти пузырьки от нагревания расширяются и придают хлебу пористость.



При обычных условиях углерод весьма инертен, однако при высоких температурах он вступает в реакции с различными веществами. В химических реакциях углерод может проявить как восстановительные, так и окислительные свойства. Углерод восстанавливает многие металлы из их оксидов. Углерод широко используется в различных областях жизнедеятельности человека.



1. Где применяют углерод?
2. Что вы знаете о применении углерода как адсорбента? Какую функцию выполняют в домашних условиях угольные фильтры для воды и кухонной вытяжки?
3. Где применяются сода, мел, мрамор?
4. Напишите два уравнения реакций разных типов, в которых получается газ CO_2 .
5. При нагревании уголь восстанавливает многие металлы из их оксидов. Напишите уравнения реакций получения металлов из:
 - а) CuO ; б) WO_3 ; в) SnO_2 ; г) PbO_2 .

- 1. Рассчитайте массу карбида алюминия Al_4C_3 , который можно получить при взаимодействии углерода массой 3,6 г с избытком алюминия. *Ответ: 14,4 г.*
- 2. При нагревании 100 г кальцита образовалось 40 г оксида углерода (IV). Допуская, что весь карбонат кальция разложился, вычислите его массовую долю в кальците. *Ответ: 90,9%.*
- 3. Углекислый газ используют при изготовлении искусственных минеральных вод. В 1 л воды растворяется 0,88 л CO_2 . Сколько бутылок воды по 0,5 л можно "газировать" из баллона, заполненного 50 кг CO_2 ? *Ответ: 57 800 бутылок.*

Получение "фараоновой змеи"



В тарелку насыпают конусом песок и пропитывают его спиртом. В центре делают углубление, помещают туда смесь из 2 г пищевой соды и 13 г сахарной пудры и поджигают спирт. Сахар превращается в карамель, а сода разлагается с выделением углекислого газа. Из массы "выползает" толстая темно-серая "змея". Чем больше горит спирт, тем длиннее она получается.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 6

Физические и химические свойства углерода

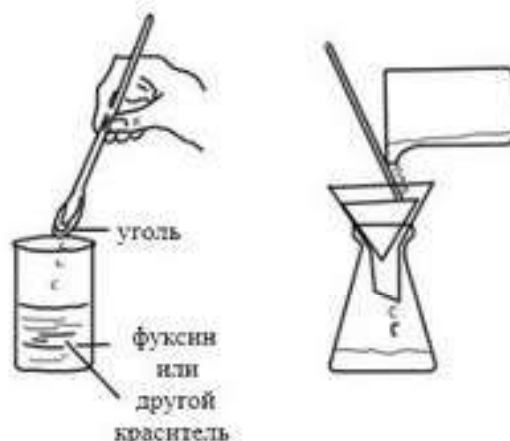
Оборудование: пробирки, газоотводная трубка, спички, раствор известковой воды, штатив.

Опыт 1. Изучение физических свойств углерода.

Для проведения опыта потребуются: уголь, графит (простой карандаш), активированный уголь. Исследуйте внешний вид данных веществ. Отметьте цвет; какими являются на ощупь эти вещества. Рассмотрите активированный уголь под микроскопом. Запишите все наблюдения в тетрадь.

Опыт 2. Свойства активированного угля.

Поместите уголь в пробирку со слабым раствором фуксина или чернил и взболтайте. Раствор обесцветился. Объясните наблюдаемое явление.



Опыт 3. Изучение химических свойств углерода. Горение угля.

В колбу, где предварительно был собран кислород, поместите горящую лучинку или уголь в ложечке для сжигания. Наблюдайте горение угля.

Объясните, почему горение в колбе с кислородом становится сильнее. Затем в колбу добавьте немного известковой воды ($\text{Ca}(\text{OH})_2$). Наблюдайте помутнение этого раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Восстановление оксида меди (II).

В пробирку поместите небольшое количество смеси черного порошка оксида меди (II) с порошком древесного угля. Затем смесь нагрейте до появления у смеси красного цвета из-за образовавшейся меди. Напишите уравнение реакции. Объясните эксперимент.

Опыт 5. Неполное сгорание угля.

Зажгите свечу и поднесите к средней части пламени белую фарфоровую чашку.

На дне фарфоровой чашки появляется черный налет сажи. Объясните эксперимент.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 7

Получение углекислого газа и изучение его свойств

Опыт 1. Получение оксида углерода (IV).

Соберите прибор, показанный на рисунке. В пробирку поместите несколько кусочков мела или мрамора и прилейте немного соляной кислоты. Полученный углекислый газ соберите в химический стакан и прикройте картонным кружком.

Опыт 2. Изучение свойств оксида углерода (IV).

1. Внесите в стакан горящую спичку (лучинку). Что вы наблюдаете?

2. В пробирку налейте (на 1/4 ее объема) дистиллированную воду, добавьте фиолетовый лакмус и пропускайте через эту воду углекислый газ до изменения окраски индикатора.

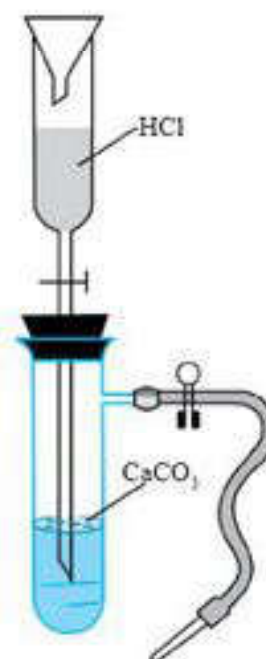
Задание 1. Что происходит при внесении горячей спички или лучинки в стакан с углекислым газом?

2. Почему изменилась окраска лакмуса? Что происходит при пропускании углекислого газа через дистиллированную воду?

3. В пробирку налейте 2 мл свежеприготовленного раствора гидроксида кальция (известковой воды) и через него пропустите углекислый газ.

Задание 2. 1. Почему известковая вода мутнеет при пропускании углекислого газа?

2. Почему раствор опять становится прозрачным при продолжительном пропускании углекислого газа? Объясните. Сделайте соответствующие выводы и составьте уравнения реакций.



Получение CO_2



ВОДА

§ 54. ВОДА В ПРИРОДЕ

Сегодня на уроке:

- изучим состав воды, свойства, нахождение и круговорот воды в природе.

Ключевые понятия

- круговорот воды
- агрегатные состояния воды

Вода — самое распространенное на Земле вещество, она занимает 71% площади поверхности Земли (рис. 84), и только 29% приходится на долю суши. Вода придает Земле тот вид, который отличает ее от других планет Солнечной системы.

Вода — главная составляющая всего живого на Земле, она играет первостепенную роль в жизни всех живых существ, в том числе человека. По утверждениям ученых, жизнь на Земле впервые появилась в воде, а лишь потом распространилась на сушу. Свою зависимость от воды наземные организмы сохранили в ходе эволюции в течение многих миллионов лет.

Как вам известно, вода в виде водяных паров поднимается вверх, охлаждается, конденсируется, затем сила тяжести увлекает ее вниз.

Благодаря этим двум силам вода на Земле находится в непрерывном движении. Остановить движение воды — значит превратить Землю в безжизненное космическое тело. Полная смена воды в атмосфере происходит очень быстро, приблизительно через каждые 9 дней, речная вода меняется в среднем 20 раз в году, а для полной смены подземных вод требуется по меньшей мере 8 тыс. лет.



Рис. 84. 71% поверхности Земли покрывает вода

Как построена молекула воды? Молекула воды особенная: не линейная, имеет ковалентную полярную связь. Такое строение ведет к возникновению очень сильного взаимного притяжения молекул воды друг к другу: каждая молекула воды притягивается очень сильной водородной связью с другими молекулами воды (об этой связи мы будем говорить в следующих классах). Возникновением таких связей и обусловлена необычность свойств этого вещества (рис. 85).



Вода является универсальным растворителем. Это важно для всего живого на Земле, поскольку необходимые питательные вещества поступают в водных растворах в сравнительно устойчивом виде.

Морская вода содержит в себе почти все элементы периодической системы Менделеева. Больше всего в морской воде поваренной соли, поэтому вода в море соленая.

Физические свойства воды. Вода — это жидкость при обычных условиях, без цвета, запаха и вкуса, температура кипения — 100°C , температура замерзания — 0°C , плотность — 1 г/мл . Вода может существовать одновременно в трех агрегатных состояниях (жидкость, лед и водяной пар). Кроме этого вода расширяется при замерзании, что отличает ее от других жидкостей, обладает высоким поверхностным натяжением, имеющим огромное значение, например, для некоторых насекомых. Среди существующих в природе жидкостей поверхностное натяжение воды уступает только ртути (рис. 86).

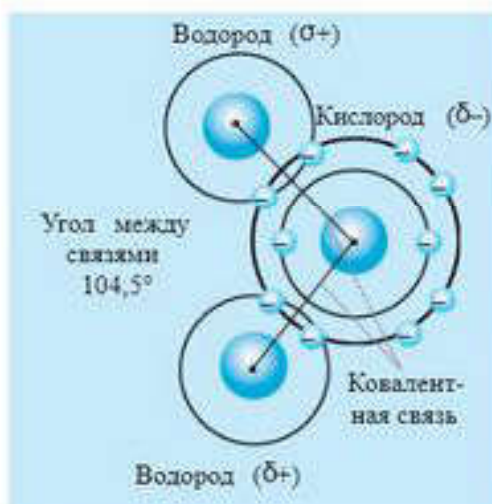


Рис. 85. Молекула воды

Знаете ли вы?

Сколько может быть различных молекул воды? Существует 18 формул воды (из них 9 устойчивых): ${}^1\text{H}_2{}^{16}\text{O}$, ${}^1\text{HD}{}^{16}\text{O}$, $\text{D}_2{}^{16}\text{O}$, ${}^1\text{HT}{}^{16}\text{O}$, $\text{DT}{}^{16}\text{O}$, $\text{T}_2{}^{16}\text{O}$, ${}^1\text{H}_2{}^{17}\text{O}$, ${}^1\text{HD}{}^{17}\text{O}$, $\text{D}_2{}^{17}\text{O}$, ${}^1\text{HT}{}^{17}\text{O}$, $\text{DT}{}^{17}\text{O}$, $\text{T}_2{}^{17}\text{O}$, ${}^1\text{H}_2{}^{18}\text{O}$, ${}^1\text{HD}{}^{18}\text{O}$, $\text{D}_2{}^{18}\text{O}$, ${}^1\text{HT}{}^{18}\text{O}$, $\text{DT}{}^{18}\text{O}$, $\text{T}_2{}^{18}\text{O}$.

Методы обнаружения воды. Если необходимо обнаружить присутствие воды в веществах (например, в бензине, спирте и т. п.), то это можно сделать при помощи безводного CuSO_4 (сульфата меди (II)). Сульфат меди (II) при воздействии даже самого незначительного коли-



Рис. 86. Поверхностная пленка воды является для многих водных организмов опорой для движения.



Рис. 87. Обнаружение воды с помощью сульфата меди (II)

чества влаги из воздуха приобретает характерный ярко-синий цвет. В этом случае происходит превращение сульфата меди (белого цвета) в голубой пентагидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, известный под названием *медный купорос* (рис. 87).

Для чего вода нужна человеку?

Человек на 70% состоит из воды.

В живом организме постоянно идут химические реакции, поэтому вода необходима всем живым организмам.

При ее недостатке замедляются все химические процессы, а при уменьшении количества воды в клетках организма примерно на 20% они останавливаются, что приводит к смерти. Без воды все живое погибает через несколько суток.

Круговорот воды в природе. Вода совершает круговорот в природе. Водяные пары конденсируются и выпадают каплями дождя, формируя реки и моря.

За последнее время в естественный круговорот воды на Земле вторгся человек. Использование им воды достигло такого масштаба, что это стало оказывать заметное влияние на скорость круговорота и количество воды в его отдельных звеньях. То есть безответственная деятельность человека на планете оказывает влияние даже на такой глобальный природный процесс, как круговорот воды на планете (рис. 88).

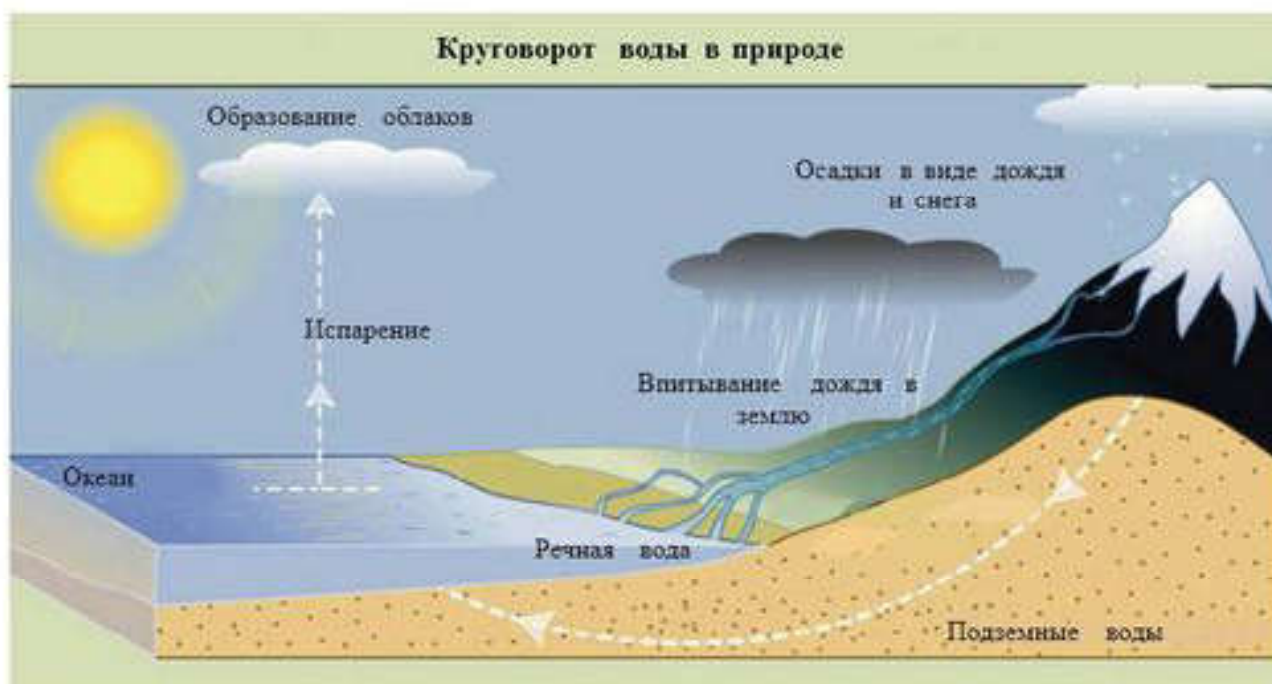


Рис. 88. Круговорот воды в природе



Вода — главная составляющая всего живого на Земле, она играет первостепенную роль в жизни всех живых существ, в том числе человека. Свою зависимость от воды наземные организмы сохранили в ходе эволюции в течение многих миллионов лет.



1. Объясните, какие особенности имеет вода.
2. Какими уникальными свойствами обладает вода? Приведите примеры.
3. Найдите соответствие между температурами и агрегатным состоянием воды при данных условиях.

Температура (°C)	Агрегатное состояние воды
а) -5	1) твердое
б) +16	
в) 0	
г) 150	2) газ-пар
д) -45	3) жидкость
е) 80	
ж) -80	

4. Какие загрязнения могут находиться в воде? Каким образом эти загрязнения попадают в воду?
5. Приведите пять примеров рационального использования воды в вашем доме.

Эксперимент с водой.



Возьмите обычный полиэтиленовый пакет и несколько карандашей. Наполните пакет водой и закройте плотно сверху. Затем проткните карандашами пакет с водой, как показано на фото. Удивительно, но вода не вытекает! Объясните причину этого.



§ 55. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ. ПРИЧИНЫ ЗАГРЯЗНЕНИЯ ВОДЫ

Сегодня на уроке:

- изучим жесткость воды и причины ее загрязнения

Ключевые понятия

- загрязнение воды
- жесткость воды
- постоянная жесткость
- временная жесткость

Жесткость воды. Под жесткостью воды понимается совокупность ее свойств, обусловленных содержанием ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Природную воду с большим содержанием этих ионов называют *жесткой*. Такая вода непригодна для охлаждения двигателей внутреннего сгорания и питания паровых котлов, так как при нагревании жесткой воды на стенках водонагревательных и охладительных систем образуется накипь (рис. 89). Она плохо проводит теплоту, поэтому возможен перегрев моторов и паровых котлов; кроме того, ускоряется их изнашивание. В жесткой

воде плохо пенится мыло, трудно заваривается чай развариваются мясо, овощи, крупы. При стирке тканей на поверхности волокон осаждаются нерастворимые соединения, которые постепенно разрушают их. Образование накипи на стенках нагревательных элементов приводит к их преждевременному изнашиванию.

Жесткость, вызываемая содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, называется *карбонатной*, или *временной*. При кипячении соли осаждаются и жесткость уменьшается.

Жесткость, обусловленная присутствием прочих солей кальция и магния и сохраняющаяся после кипячения воды, называется *некарбонатной*, или *постоянной*. Ее можно устранить добавлением соды или замещением ионов кальция и магния ионами натрия при пропускании воды через ионообменную колонку с катионитом (специальным фильтром). Общая жесткость воды складывается из карбонатной и некарбонатной жесткости (табл. 27).



Рис. 89. Накипь в трубах

С ростом численности населения Земли и увеличением выпуска промышленной и сельскохозяйственной продукции потребление чистой воды значительно возрастает.

Однако ее природные ресурсы на нашей планете небесконечны. Поэтому необходимо заботиться о чистоте и сохранении источников воды. В большинстве случаев такими источниками являются природные водоемы — реки и озера.

Загрязнение воды. Если вода содержит загрязнения, это может приводить к гибели



живой природы, различным заболеваниям у людей и нарушению экологического баланса. Загрязнители попадают в воду разными путями: в результате несчастных случаев, намеренных сбросов отходов, проливов нефтепродуктов и др.

Таблица 27

Вид жесткости	Способы устранения
Временная жесткость (карбонатная) воды обусловлена наличием в ней гидрокарбонатов кальция и магния	<p>Кипячение воды</p> $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \text{ р-р} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>Действие соды Na_2CO_3:</p> $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ <p>Действие известкового молока $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или любой другой щелочи:</p> $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Постоянная жесткость воды обусловлена наличием в ней сульфатов и хлоридов кальция, магния	<p>Действие соды Na_2CO_3:</p> $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
Как временную, так и постоянную жесткость воды также можно устранить добавлением Na_3PO_4 и K_2CO_3 и т. д.	

По оценке Всемирной организации здравоохранения (ВОЗ), 80% заболеваний в мире вызвано ненадлежащим качеством и антисанитарным состоянием воды. В сельской местности проблема качества воды стоит особенно остро: около 90% всех сельских жителей постоянно используют для питья и бытовых нужд загрязненную воду.

Основными путями загрязнения водоемов различными вредными веществами являются сточные воды промышленных и сельскохозяйственных предприятий, бездумное использование минеральных удобрений, ядохимикатов и химических средств защиты растений в сельском хозяйстве, непродуманная организация свалок промышленных и бытовых отходов.

Знаете ли вы?

Воздух моря насыщен парами брома и йода. Вода Мертвого моря густая и маслянистая, как подсолнечное масло. Ходить по его дну без специальной обуви невозможно, так как оно усеяно острыми кристаллами солей. Чтобы приготовить дома ванну с водой, состав которой близок к составу воды Мертвого моря, нужно в ванну бросить три мешка соли, залить водой и перемешать.

Вредные вещества, содержащиеся в сточных водах или смываемые с поверхности почвы дождевой водой, поступают в природные водоемы и из них возвращаются обратно к человеку с питьевой водой, поскольку в процессе очистки они, как правило, удаляются не полностью. Это может приводить к различным отравлениям и болезням. Кроме того, вредные вещества оказывают губительное воздействие на все живые организмы в водоемах, что может вызвать гибель их обитателей (рис. 90).

Проблема обеспечения качественной питьевой водой существует практически во всех регионах нашей страны. В соответствии со Стратегией «Казахстан-2030» охрана окружающей среды и экологии признана долгосрочным приоритетом. Принята также программа «Питьевая вода». В отношении водных ресурсов приоритетными текущими задачами являются:

- охрана водных ресурсов;
- рациональное использование водных ресурсов;
- повышение качества питьевой воды.

Качество воды определяется наличием в ней химических элементов. К загрязнителям относятся: медь, железо, марганец, сульфиды, фториды, соли кальция и магния, органические соединения. Если

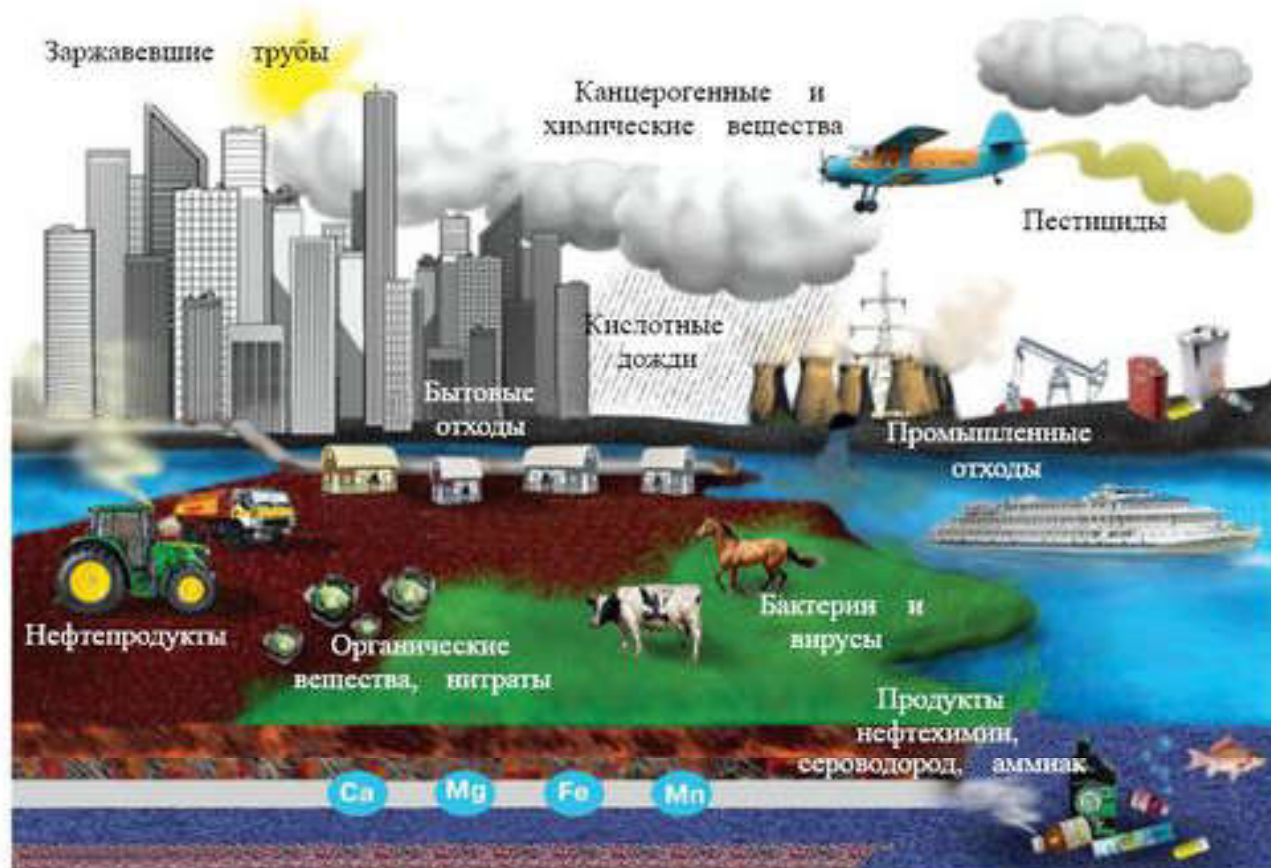


Рис. 90. Загрязнение воды

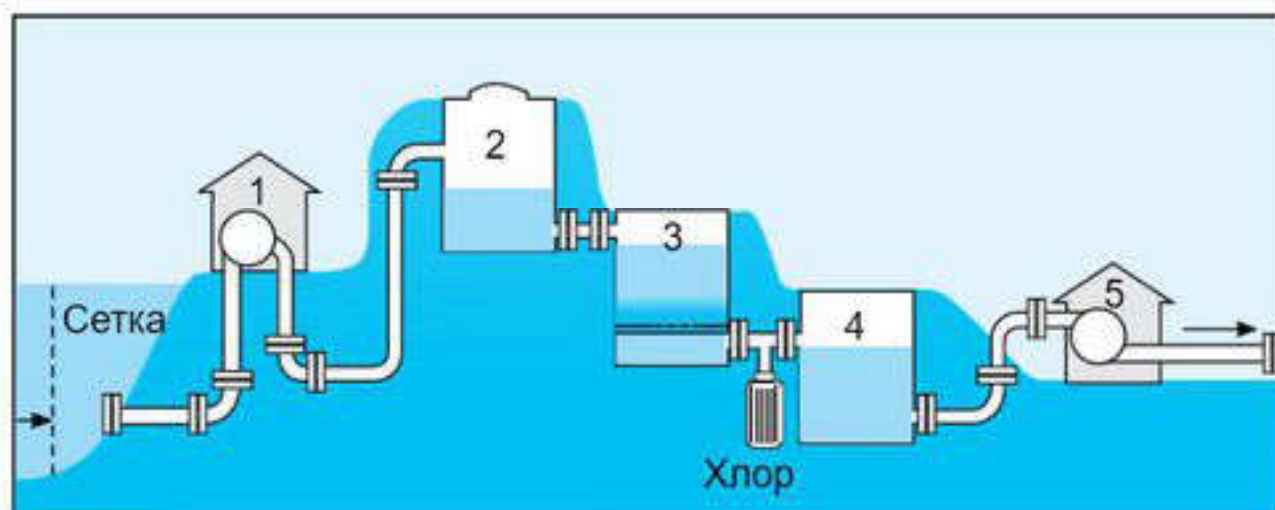


Рис. 91. Схема очистки питьевой воды:

- 1 — насос для подачи воды, 2 — отстойник, 3 — песчаный фильтр,
4 — хранилище чистой воды, 5 — насос для подачи воды потребителям

концентрация этих элементов превышает норму, то у человека может развиваться хроническая интоксикация.

Токсическое воздействие происходит не только при употреблении внутрь, но и при проведении гигиенических процедур, так как вещества способны всасываться через кожу.

Так же воздействует и хлор, который применяют для уничтожения микроорганизмов в водопроводной сети. Его парами можно отравиться. Именно поэтому не рекомендуется принимать длительные горячие ванны.

Очистка воды. Питьевая вода, поступающая для потребления человеком, должна быть чистой. Но вода в природе такой не является. Как очищают воду?

Основными источниками чистой воды для населения городов и поселков являются реки, озера и подземные воды. Прежде чем попасть в дома, вода из этих водоемов проделывает длинный путь через систему водоочистки (рис. 91).

Вначале с помощью фильтров из воды удаляют крупные предметы (палки, сучья, бытовые отходы и т. п.), пропускают через песчаный фильтр, а затем проводят предварительное хлорирование с помощью газообразного хлора.

Это делается для того, чтобы уничтожить основную массу различных вредных микроорганизмов. Затем следует обработка химическими реагентами, фильтрация через песок и дополнительное хлорирование для дезинфекции воды. После этого на некоторых очистительных станциях в воду вносят специальные добавки, например фториды, способствующие укреплению эмали зубов, проводят доведение кислотности воды до принятого уровня и т. д.



Под жесткостью воды понимается совокупность ее свойств, обусловленных содержанием ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Природную воду с большим содержанием этих ионов называют *жесткой*. Жесткость бывает постоянной и временной.



1. Почему жесткую воду нельзя использовать для охлаждения двигателей машин? Ответ подтвердите уравнением реакции.
2. Каковы основные способы устранения жесткости воды? Напишите уравнения соответствующих реакций.

- 1. Жесткость воды может быть вызвана следующими солями кальция и магния: CaCl_2 , MgSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, MgCl_2 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Подсчитайте массовую долю кальция и магния (в %) в этих солях.
- 2. Какую массу гидроксида кальция следует прибавить к 162 г 5%-ного раствора гидрокарбоната кальция для получения средней соли?



Удалим накипь.

Образовавшуюся накипь в чайнике можно устранить в домашних условиях: добавить в воду 1 ст. л. уксусной эссенции и прокипятить в течение получаса. Накипь разрушится.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10

Определение жесткости воды

Оборудование и реактивы: мерный цилиндр (100 мл), коническая колба (250—300 мл), бюретка (25 мл), пробирки; индикатор метиловый оранжевый (0,02%-ный раствор), раствор соляной кислоты, кусочки хозяйственного мыла размером 1 x 1 x 1 см.

Пробы воды:

- дистиллированная;
- из водопроводного крана;
- водопроводная кипяченая.

Опыт. Качественное определение жесткости воды с помощью раствора мыла.

В три пробирки наливают по 10 мл воды:

- 1 — водопроводная,
- 2 — водопроводная кипяченая,
- 3 — дистиллированная.

В каждую пробирку бросьте по одинаковому кусочку мыла, сильно встряхните в течение 1—2 мин для более полного его растворения. Далее вода отстаивается. Измерьте высоту пены и опишите внешний вид полученных растворов: наличие хлопьевидного осадка, его количество, прозрачность раствора.

Результаты опыта запишите в виде таблицы :

Образец воды	Характеристика полученного раствора
Водопроводная	
Водопроводная кипяченая	
Дистиллированная	

- 1) В какой воде мыло растворяется лучше?
- 2) Какую воду целесообразнее использовать для стирки, мытья волос, умывания?
- 3) Как улучшить растворимость мыла в водопроводной воде?
- 4) Почему в жесткой воде мыло растворяется плохо?
- 5) Как можно доказать, что в жесткой воде содержатся растворенные вещества? Как можно уменьшить их количество в воде?
- 6) Можно ли считать, что мыло является своеобразным индикатором жесткости воды?

ГЛОССАРИЙ

ТЕРМИНЫ НА РУССКОМ, КАЗАХСКОМ И АНГЛИЙСКОМ ЯЗЫКАХ

Русский язык	Казахский язык	Английский язык
1	2	3
Первоначальные понятия неорганической химии Бейорганикалық химияның бастапқы ұғымдары General notions on inorganic chemistry		
химия	химия	chemistry
неорганическая химия	бейорганикалық химия	inorganic chemistry
материя	материя	matter
химические свойства	химиялық қасиеттер	chemical properties
физические свойства	физикалық қасиеттер	physical properties
смесь	қоспа	mixture
гомогенная смесь	гомогенді қоспа	homogeneous mixture
гетерогенная смесь	гетерогенді қоспа	heterogeneous mixture
соединение	қосылыс	compound
элемент	элемент	element
энергия	энергия	energy
химическая энергия	химиялық энергия	chemical energy
атом	атом	atom
молекула	молекула	molecule
мениск	мениск	meniscus
константа	тұрақты шама	constant
физическое изменение	физикалық өзгеріс	physical change
простое вещество	жай зат	elementary substance
сложное вещество	күрделі зат	compound
бинарные соединения	бинарлы қосылыстар	binary compounds
плотность	тығыздық	density
точка кипения	қайнау нүктесі	boiling point
литр	литр	liter
Цельсий	Цельсий	Celsius
Кельвин	Кельвин	Kelvin
Джоуль	Джоуль	Joule
кинетическая энергия	кинетикалық энергия	kinetic energy
объем	көлем	volume
Паскаль	Паскаль	Pascal
давление	қысым	pressure
атмосферное давление	атмосфералық қысым	atmospheric pressure

Продолжение

1	2	3
стандартное давление	стандартты қысым	standard pressure
стандартная температура	стандартты температура	standard temperature
научная запись (отчет)	ғылыми жазба (баяндама)	scientific notation
вкус	дәм	taste
бесцветный	түссіз	colourless
газ	газ	gas
пар	бу	vapour
жидкость	сұйықтық	liquid
твердое вещество	қатты зат	solid, solid substance
растворимое вещество	ерітін зат	soluble substance, soluble
растворимость	ерігіштік	solubility
раствор	ерітінді	solution
нерастворимое вещество	ерімейтін зат	insoluble substance
растворимый	ерітін	soluble
пузырьки	көпіршіктер	bubbles
кристаллический	кристалды	crystalline, crystal
малорастворимый	аз ерітін	slightly soluble
опасное вещество	қауіпті зат	dangerous substance
горючий	жанғыш	flammable
осаждение	тұндыру, тұну	deposition
неустойчивый	тұрақсыз	instable
температура	температура	temperature
фракционная перегонка	фракциялық айыру	fractional distillation
получение в промышленности	өнеркәсіпте алу	production in industry
получение в лаборатории	зертханада алу	preparation in laboratory
анализ	анализ	analysis
Химические уравнения. Типы химических реакций Химиялық теңдеулер. Химиялық реакция түрлері Chemical equations. Types of chemical reactions		
уравнение	теңдеулер	equation
приравнивание	теңестіру	equalization
молекулярное уравнение	молекулалық теңдеу	molecular equation
реагенты	реагенттер	reactants
продукты	өнімдер	products

Продолжение

1	2	3
индекс	индекс	index
коэффициент	коэффициент	coefficient
химическая формула	химиялық формула	chemical formula
наименьшее кратное	ен кіші еселік	the least multiple
валентность	валенттілік	valence
типы реакций	реакция түрлері	types of reactions
разложение	ыдырау, айрылу	decomposition
соединение	қосылыс, қосылу	composition
замещение	орын басу	displacement
обмен	алмасу	double displacement
горение	жану	burning
нейтрализация	бейтараптану	neutralization
окисление	тотығу	oxidation
простое замещение	жай орын басу	single replacement
двойное замещение	қос орын басу	double replacement
гидролиз	гидролиз	hydrolysis
сильный	күшті	strong
неактивный	белсенді емес	inactive
катализатор	өршіткі	catalyst
Количественные отношения в химии (стехиометрия) Химиядағы сандық қатынастар (стехиометрия) Magnitude relations in chemistry (stehiometry)		
масса	масса	mass
моль	моль	mole
грамм	грамм	gram
атомная единица массы	массаның атомдық бірлігі	atomic mass unit
относительная атомная масса	салыстырмалы атомдық масса	relative atomic mass
относительная молекулярная масса	салыстырмалы молекулалық масса	relative molecular mass
молярная масса	молярлық масса	molar mass
молярный объем	молярлық көлем	molar volume
постоянная Авогадро	Авогадро тұрақтысы	Avogadro constant
массовая доля	массалық үлес	weight fraction
вес	салмақ	weight
закон сохранения энергии	энергияның сақталу заңы	Law of conservation of energy

Продолжение

1	2	3
закон сохранения массы	массанын сақталу заңы	Law of conservation of mass
закон сохранения массы и энергии	масса мен энергияның сақталу заңы	Law of conservation of mass and energy
закон постоянства состава	құрам тұрақтылық заңы	Law of definite proportions
массовый (атомный) номер	массалық (атомдық) нөмір	mass (atomic) number
перевод	ауыстыру, аудару	conversion
метод пропорции	пропорция әдісі	proportion method
мольный метод	мольдік әдіс	mole method
лимитирующий фактор	шектеуші фактор	limiting factor
концентрация	концентрация, ерітіндінің қоюлануы	concentration
кристаллизация	кристалдану	crystallization
Строение атома Атом құрылысы Atomic structure		
периодический закон	периодты заң	Periodic law
периодическая таблица	периодты кесте	periodic table
период	период	period
группа	топ	group
римская цифра	рим саны	roman number
s, p, d, f — орбитали	s, p, d, f — орбитали	s, p, d, f — orbitals
электронная конфигурация	электронды конфигурация	electronic configuration
неспаренный электрон	жұпсыз электрон	unpaired electron
валентные электроны	валенттік электрондар	valence electrons
атомный радиус	атомдық радиус	atomic radius
энергия ионизации	иондану энергиясы	ionization energy
ячейка	ұяшық, топ	cell
уровень	деңгей	level
подуровень	деңгейше	sublevel
нуклоны	нуклондар	nucleons
заполнен (завершен)	толтырылған (аяқталған)	full
протон	протон	proton
нейтрон	нейтрон	neutron
электрон	электрон	electron

Продолжение

1	2	3
завершенный уровень	аяқталған деңгей	full level
принцип	принцип, қағида	principle
максимальная заполняемость	максималді толтыру	maximum fillability
спин	спин	spin
изотоп	изотоп	isotope
электроотрицательность	электртерістік	electronegativity
дейтерий	дейтерий	deuterium
тритий	тритий	tritium
Химическая связь Химиялық байланыс Chemical bond		
ковалентная связь	коваленттік байланыс	covalent bond
ионная связь	иондық байланыс	ionic bond
ковалентная полярная связь	коваленттік полюсті байланыс	polar covalent bond
металлическая связь	металдық байланыс	metallic bond
структурная (графическая) формула	құрылымдық (графиктік) формула	structural (graphic) formula
диполь	диполь	dipole
сила	күш	force
межмолекулярные силы	молекулааралық күштер	intermolecular forces
пространственная форма	кеңістіктік пішіні	spaceform
линейная форма молекулы	молекуланың сызықтық пішіні	linear form of molecule
дистилляция воды	судың дистильденуі	water distillation
простой	жай, қарапайым	simple
Классы неорганических веществ Бейорганикалық заттар кластары Categories of nonorganic substances		
металл	металл	metal
щелочной металл	сілтілік металл	alkali metal
щелочноземельный металл	сілтілікжер металы	alkaline-earth metal
неметалл	бейметал	nonmetal
амфотерный	амфотерлі	amphoteric
аллотропия	аллотропия	allotropy
оксид	оксид	oxide

Продолжение

1	2	3
основной оксид	негіздік оксид	basic oxide
кислотный оксид	қышқылдық оксид	acidic oxide
амфотерный оксид	амфотерлі оксид	amphoteric oxide
несолеобразующий оксид	тұз түзбейтін оксид	neutral oxide
кислота	қышқыл	acid
одноосновная кислота	бір негізді қышқыл	monobasic acid
двухосновная кислота	екі негізді қышқыл	diacid, dibasic acid
трехосновная кислота	үш негізді қышқыл	tribasic acid, trihydric acid
основание	негіз	base
щелочь	сілті	alkali
соль	тұз	salt
средняя соль	орта тұз, қалыпты тұз	neutral salt
индикатор	көрсеткіш, индикатор	indicator
лакмус	лакмус	litmus, lacmus
метилоранж	метилоранж	methylorange
фенолфталеин	фенолфталеин	phenolphthalein
алмаз	алмаз	diamond
графит	графит	graphite
фуллерен	фуллерен	fullerene
песок	құм	sand
кварц	кварц	quartz
вода	су	water
тяжелая вода	ауыр су	heavy water
Природные источники углеводородов Көмірсутектердің табиғи көздері Natural resources of hydrocarbons		
фракция	фракция	fraction
природный газ	табиғи газ	natural gas
нефть	мұнай	oil
уголь	көмір	coal
лигроин	лигроин	ligroin, naphtha
керосин	керосин, жермай	kerosene
газойль	газойль	gas oil
дизельное топливо	дизельдік жанармай	diesel oil
мазут	мазут	fuel oil

Продолжение

1	2	3
парафиновые масла	парафин майлары	paraffine oils
метан	метан	methane
бензин	бензин	benzene, petrol
обугливание	көмірлену, күйу	carbonization
кокс	кокс	coke
глюкоза	глюкоза	glucose
фруктоза	фруктоза	fructose
сахароза	сахароза	sucrose, saccharose
крахмал	крахмал	starch
целлюлоза	целлюлоза	cellulose

**Приставки
Қосымшалар
Prefixes**

1 — моно	1 — mono
2 — ди	2 — di
3 — три	3 — tri
4 — тетра	4 — tetra
5 — пента	5 — penta
6 — гекса	6 — hexa
7 — гепта	7 — hepta
8 — окта	8 — octa
9 — нона	9 — non a
10 — дека	10 — deca

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Врублевский А. И. Химия базовый школьный курс. Минск, 2009. 566 с.
2. Грибанова О. В. Общая и неорганическая химия. Ростов-на-Дону: Феникс, 2013. 249 с.
3. Готовимся к экзаменам ГИА. М.: Дрофа, 2011. 207 с.
4. Еремин В. В., Кузьменко Н. Е. Сборник задач и упражнений по химии. Школьный курс. М.: Экзамен, 2008. 527 с.
5. Контрольные и проверочные работы по химии 8—9 классы. М.: Дрофа, 2012. 141 с.
6. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В. Сборник задач и упражнений по химии для школьников и абитуриентов. М.: Экзамен, Оникс 21 век, 2011. 547 с.
7. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В., Попков В. А. Учебное пособие по химии. Школьный курс. М.: Оникс 21 век, 2014. 429 с.
8. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии под ред. Таланова В. М. и Житного Г. М. Ростов-на-Дону: Феникс, 2008. 411 с.
9. Литвинова Т. Н., Мельникова Е. Д., Саловьева М. В. и др. Химия в задачах. 2500 задач с решениями. М.: Оникс, Мир и образование, 2009. 832 с.
10. Резяпкин В. И., Лакоба С. Е., Бурдь В. Н. Полный курс подготовки к тестированию и экзамену. Химия. Минск: ТетраСистемс, 2013. 560 с.
11. Рубинов П. Д. Химия. Полный курс 8—11 классы. Питер, 2010. 336 с.
12. 100 дней до ЕГЭ. Химия. М.: Эксмо, 2012. 240 с.
13. Тесты. Химия 8—9 классы. М.: Дрофа, 2002. 121 с.
14. Химия в схемах, терминах, таблицах. Ростов-на-Дону: Феникс, 2013. 95 с.
15. Хамченко Г. П. Пособие по химии. М.: Новая волна, 2009. 479 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Глава I. Движение электронов в атомах	
§ 1. Распределение электронов в атомах	4
§ 2. Энергетические уровни	7
§ 3. Движение электронов в атоме	10
§ 4. Образование ионов	14
§ 5. Составление формул соединений	17
Лабораторный опыт № 1. Изготовление моделей атомов	21
Глава II. Формулы веществ и уравнения химических реакций	
§ 6. Определение массовых долей элементов в соединениях	22
§ 7. Закон сохранения массы веществ	25
§ 8. Составление уравнений химических реакций	28
§ 9. Типы химических реакций	31
§ 10. Химические реакции в природе и жизнедеятельности живых организмов	36
Лабораторный опыт № 2. Соотношение масс реагирующих веществ	41
Глава III. Сравнение активности металлов	
§ 11. Реакции металлов с кислородом и водой	42
§ 12. Взаимодействие металлов с кислотами	44
§ 13. Взаимодействие металлов с растворами солей	46
§ 14. Коррозия металлов и меры по ее предупреждению	49
Лабораторный опыт № 3. Взаимодействие металлов с растворами кислот	53
Практическая работа № 1. Сравнение активности металлов	—
Глава IV. Количество вещества	
§ 15. Количество вещества. Моль. Число Авогадро	54
§ 16. Молярная масса	57
Глава V. Стехиометрические расчеты	
§ 17. Расчеты по уравнениям химических реакций	63
§ 18. Закон Авогадро. Молярный объем	66
§ 19. Объемные отношения газов при химических реакциях	69
Глава VI. Знакомство с энергией в химических реакциях	
§ 20. Горение топлива и выделение энергии	72
§ 21. Парниковый эффект	76
§ 22. Экзо- и эндотермические реакции. Тепловой эффект химических реакций	80
§ 23. Решение задач на термохимические уравнения	83
Лабораторный опыт № 4. Химические реакции, сопровождающиеся изменением энергии	85
Глава VII. Водород. Кислород и озон	
§ 24. Водород	86
§ 25. Свойства и применение водорода	90
§ 26. Кислород	94
§ 27. Свойства кислорода	98
§ 28. Применение кислорода	102
§ 29. Озон. Аллотропия	104
Практическая работа № 2. Получение водорода и изучение его свойств	107
Практическая работа № 3. Получение кислорода и изучение его свойств	108

Глава VIII. Периодическая система химических элементов	
§ 30. Структура периодической системы химических элементов	109
§ 31. Периодическое изменение свойств атомов химических элементов	111
§ 32. Характеристика элемента по положению в Периодической системе и строению атома	115
§ 33. Естественные семейства химических элементов и их свойства	117
§ 34. Металлы и неметаллы	122
Глава IX. Виды химических связей	
§ 35. Электроотрицательность химических элементов	126
§ 36. Ковалентная связь	128
§ 37. Ионная связь	131
§ 38. Виды кристаллических решеток	132
§ 39. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток	134
Глава X. Растворы. Растворимость	
§ 40. Растворы	137
§ 41. Способы выражения концентрации растворов	141
Лабораторный опыт № 5. Изучение растворимости веществ	145
Практическая работа № 4. Влияние температуры на растворимость твердых веществ	145
Практическая работа № 5. Приготовление растворов с заданной процентной и молярной концентрацией	146
Глава XI. Основные классы неорганических соединений	
§ 42. Оксиды	147
§ 43. Свойства оксидов и их применение	149
§ 44. Кислоты	153
§ 45. Свойства кислот и их применение	156
§ 46. Основания	162
§ 47. Свойства оснований	164
§ 48. Соли	168
§ 49. Свойства солей	171
§ 50. Генетическая связь между отдельными классами неорганических соединений	174
Лабораторный опыт № 6. Изучение свойств оксидов	176
Свойства основных оксидов	—
Лабораторный опыт № 7. Изучение свойств кислот	177
Лабораторный опыт № 8. Изучение свойств оснований	178
Лабораторный опыт № 9. Получение и свойства солей	179
Глава XII. Углерод и его соединения	
§ 51. Общая характеристика углерода	180
§ 52. Аллотропные видоизменения углерода	183
§ 53. Химические свойства углерода. Соединения углерода	189
Практическая работа № 6. Физические и химические свойства углерода	194
Практическая работа № 7. Получение углекислого газа и изучение его свойств	195
Глава XIII. Вода	
§ 54. Вода в природе	196
§ 55. Жесткость воды. Причины загрязнения воды	200
Лабораторный опыт № 10. Определение жесткости воды	205
Глоссарий	206
Список использованной литературы	213
	215



Учебное издание

**Оспанова Мейрамкуль Кабылбековна
Аухадиева Кырмызы Сейсенбековна
Белоусова Татьяна Геннадьевна**

ХИМИЯ

Учебник для 8 классов общеобразовательных школ

Редактор *Т. Троценко*
Худож. редактор *А. Акыл*
Техн. редактор *И. Тарапунец*
Корректор *С. Пытычченко*
Компьютерная верстка *Г. Хашировой*

Государственная лицензия № 0000001 выдана издательству
Министерством образования и науки Республики Казахстан
7 июля 2003 года

ИБ № 5700

Подписано в печать 15.06.18. Формат 70 - 100^{1/16}. Бумага офсетная.
Гарнитура "SchoolBook Kza". Печать офсетная. Усл. печ. л. 17,42 + 0,32 форзац.
Усл. кр.-отт. 69,67. Уч.-изд. л. 12,89 + 0,54 форзац. Тираж 78 000 экз. Заказ №

Издательство "Мектеп", 050009, г. Алматы, пр. Абая, 143

Факс: 8(727) 394-37-58, 394-42-30

Тел.: 8(727) 394-41-76, 394-42-34

E-mail: mektep@mail.ru

Web-site: www.mektep.kz

