

Г. Е. Рудзитис  
Ф. Г. Фельдман

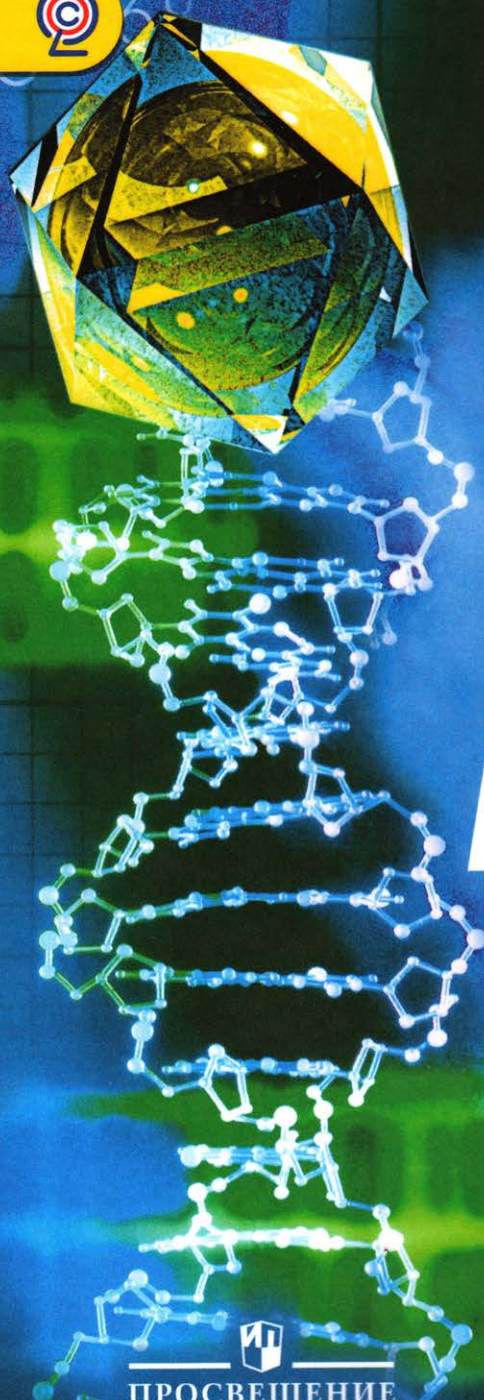
**Х 8**

**И**

**М**

**И**

**Я**

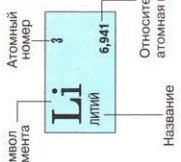


  
**ПРОСВЕЩЕНИЕ**  
ИЗДАТЕЛЬСТВО

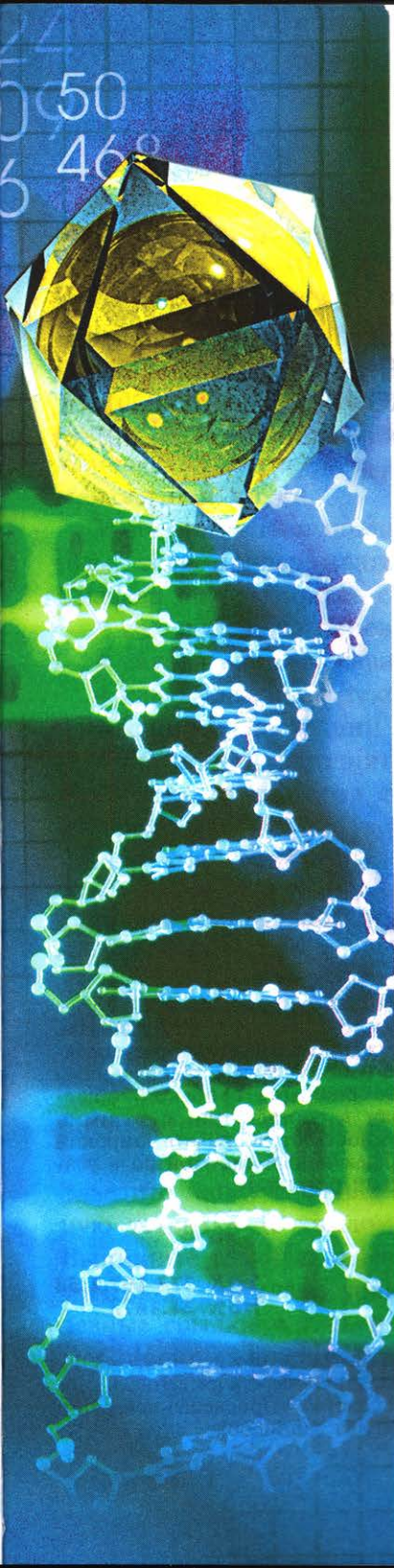


ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	A I Б	A II Б	A III Б	A IV Б	A V Б	A VI Б	A VII Б	A VIII Б										
1	H 1 ВОДОРОД 1,00794											(H)	He 2 ГЕЛИЙ 4,002602					
2	Li 3 ЛИТИЙ 6,941	Be 4 БЕРИЛИЙ 9,01218	B 5 БОР 10,811	C 6 УГЛЕРОД 12,011	N 7 АЗОТ 14,0067	O 8 КИСЛОРОД 15,9994	F 9 ФТОР 18,998403	Ne 10 НЕОН 20,179										
3	Na 11 НАТРИЙ 22,98977	Mg 12 МАГНИЙ 24,305	Al 13 АЛЮМИНИЙ 26,98154	Si 14 КРЕМНИЙ 28,0855	P 15 ФОСФОР 30,97376	S 16 СЕРА 32,066	Cl 17 ХОЛОР 35,453	Ar 18 АРГОН 39,948										
4	K 19 КАЛИЙ 39,0983	Ca 20 КАЛЬЦИЙ 40,078	Sc 21 СКАНДИЙ	Ti 22 ТИТАН 47,88	V 23 ВАНАДИЙ 50,9415	Cr 24 ХРОМ 51,9961	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,9380	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,847	Co 27 КОБАЛЬТ 58,9332	Ni 28 НИКЕЛЬ 58,69								
5	Rb 37 РУБИДИЙ 85,4678	Sr 38 СТРОНЦИЙ 87,62	Y 39 ИТРИЙ 88,9059	Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb 41 НИОБИЙ 92,9064	Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [98]	Ru 44 РУТЕРЕНИЙ 101,07	Rh 45 РЮДИЙ 102,9055	Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,42								
6	Cs 55 ЦЕЗИЙ 132,9054	Ba 56 БАРИЙ 137,33	La-Lu 57-71 ЛАНТАНОИДЫ	Hf 72 ГАФНИЙ 178,49	Ta 73 ТАНТАЛ 180,9479	W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,207	Os 76 ОСМИЙ 190,2	Ir 77 ИРДИЙ 192,22	Pt 78 ПЛАТИНА 195,08								
7	Fr 87 ФРАНЦИЙ [223]	Ra 88 РАДИЙ [226]	Ac-Lr 89-103 АКТИНОИДЫ	Rf 104 РЕФОРМОЗИЙ [261]	Db 105 ДУБИЙ [262]	Po 84 ПОЛОНИЙ [209]	At 85 АСТАТ [210]	Hs 108 ХАССИЙ [268]	Mt 109 МЕТЛЕРИЙ [268]	Ds 110 ДАРИШТАДИЙ [271]								
<p>Высшие окислы: R<sub>2</sub>O, RO, R<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, RO<sub>2</sub>, RH<sub>4</sub>, RH<sub>3</sub>, RH<sub>2</sub>, RH</p> <p>Лучшие водородные соединения: RH<sub>4</sub>, RH<sub>3</sub>, RH<sub>2</sub>, RH</p>																		
* лантаноиды	La 57 ЛАНТАН 138,9055	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [145]	Sm 62 САМРИЙ 150,36	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,9254	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,9304	Er 68 ЭРБИЙ 167,26	Tm 69 ТУЛИЙ 168,9342	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛУЦИЙ 174,967					
** актиноиды	Ac 89 АКТИНИЙ [227]	Th 90 ТОРИЙ 232,0381	U 92 УРАН 238,0289	Np 93 НЕПУТЧИЙ [243]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243]	Cm 96 КУРЧАТОВИЙ [247]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [251]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257]	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [261]	No 102 НОБЕЛИЙ [261]	Lr 103 ЛОРЕНСОВИЙ [260]					



■ — металлы ■ — неметаллы [98] — массовые числа наиболее устойчивых разновидностей



Г. Е. РУДЗИТИС Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

# ХИМИЯ

## 8 класс

**УЧЕБНИК  
ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ  
ОРГАНИЗАЦИЙ**

Рекомендовано  
Министерством образования и науки  
Российской Федерации

*4-е издание*

Москва  
«Просвещение»  
2016



УДК 373.167.1:54  
ББК 24.1я72  
Р83

На учебник получены **положительные экспертные заключения** по результатам **научной** (заключение РАН № 10106-5215/131 от 07.10.2011 г.), **педагогической** (заключения РАО № 337 от 29.01.2014 г., № 401 от 05.02.2015 г.) и **общественной** (заключения РКС № 307 от 07.02.2014 г., № 1071 от 01.04.2015 г.) экспертиз.

**Рудзитис Г. Е.**  
Р83 Химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. организаций / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 4-е изд. — М. : Просвещение, 2016. — 207 с. : ил. — ISBN 978-5-09-037746-1.

Учебник — основной элемент информационно-образовательной среды предметной линии УМК по химии для 8—9 классов авторов Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана. Он позволяет обеспечить достижение предметных, метапредметных и личностных результатов образования в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта основного общего образования. Материал учебника организован в соответствии с разными формами учебной деятельности, что даёт возможность отрабатывать широкий спектр необходимых умений и компетенций. Эффективный самоконтроль учащиеся осуществляют с помощью рубрики «Личный результат».

**УДК 373.167.1:54**  
**ББК 24.1я72**

**ISBN 978-5-09-037746-1**

© Издательство «Просвещение», 2014  
© Художественное оформление.  
Издательство «Просвещение», 2014  
Все права защищены

## ДОРОГИЕ ДРУЗЬЯ!

Приступая к изучению нового для вас предмета — химии, помните, что знания, полученные на уроках, нужны не только для сдачи экзаменов. Химическая грамотность жизненно необходима современному человеку.

Химию надо изучать последовательно. Прежде всего вы должны хорошо усвоить **основные законы** и важнейшие **химические понятия**, которые составят фундамент ваших знаний по химии.

Вы научитесь применять *химическую символику*, составлять *химические формулы и уравнения реакций*, решать *задачи*, проводить *химический эксперимент*. А это важно, так как **химия — экспериментальная наука**.

Усвоение и запоминание учебного материала будет более эффективным, если придерживаться определённой системы при его изучении. Сначала познакомьтесь с тем, как построен параграф:

- как выделены основной и дополнительный тексты;
- какова система навигации (для чего служат рубрики и значки);
- как выделены в тексте понятия;
- какие иллюстрации есть в параграфе;
- где искать дополнительную информацию.

**Основные понятия** в конце параграфа нужно запомнить и уметь их объяснять. Их же удобно использовать, когда нужно найти информацию в Интернете.

Требования к освоению материала каждого параграфа сформулированы в рубрике «**Личный результат**». Ориентируясь на них, вы сможете осуществить самоконтроль и оценить свои знания.

Имеющиеся в учебнике схемы и таблицы могут послужить вам многократно — и при изучении и усвоении нового материала, и при повторении и обобщении уже изученного.

Очень важно правильно организовать самостоятельную учебную работу. Готовясь к урокам, одновременно с чтением материала учебника делайте свои заметки. Это будет ваш личный информационный ресурс. Заведите папку с файлами или используйте блокнот (обычную бумажную тетрадь). К каждому уроку составляйте краткую схему-конспект. Выпишите главную идею, основные понятия, тезисы. Записывайте химические формулы, уравнения реакций, образцы решения задач, полезные ссылки и т. п. в тетради или компьютере.

Старайтесь ответить на все вопросы, выполнить упражнения и решить задачи, имеющиеся в параграфе. Контролируйте свой личный результат.

*Желаем успеха!*

# ГЛАВА I

## ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

### § 1

#### Предмет химии. Вещества и их свойства

- Какие физические тела вы знаете?
- Из каких веществ состоят эти тела?

#### ! Важная информация

Химия является одной из наук, изучающих природу. Вместе с биологией и физикой химия принадлежит к числу естественных наук.



**Рис. 1.** Посуда, изготовленная из разных веществ

На уроках физики вы использовали понятия «физическое тело» и «вещество». Чтобы выяснить, чем различаются эти понятия, вспомните, из чего состоит, например, такое физическое тело, как пшеничное зерно. На уроках биологии вы выяснили, что в состав зерна входят крахмал, белок и растительные жиры. Крахмал, белок, растительные жиры — это вещества. А такое физическое тело, как стакан, состоит из стекла. Следовательно, физические тела (предметы) состоят из веществ.

Одни и те же предметы могут состоять из разных веществ. Так, например, для изготовления посуды используют как стекло, так и фарфор, фаянс, сталь, дерево (рис. 1).

Известно более двадцати миллионов веществ, и каждое вещество характеризуется своими определёнными свойствами.

#### ✓ Определение

**СВОЙСТВАМИ ВЕЩЕСТВА** называют признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой.

Из курса физики вам известно, что каждое вещество обладает определёнными *физическими свойствами*. Важнейшие физические свойства вещества следующие: агрегатное состояние, цвет, запах, плотность, растворимость в воде, тепло- и электропроводность, температуры плавления и кипения.

Например, всем известное вещество алюминий можно охарактеризовать так. Алюминий — металл серебристо-белого цвета, сравнительно лёгкий ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ), плавится при температуре  $600^\circ\text{C}$ . Алюминий очень пластичен. По электрической проводимости уступает лишь золоту, серебру и меди. Из-за лёгкости алюминий в виде сплавов широко используют в самолёто- и ракетостроении. Его также используют для изготовления электрических проводов и предметов быта.

Происхождение термина «химия» точно неизвестно. Некоторые учёные считают, что этот термин происходит от древнеегипетского слова «кхем» («кхамэ»), означавшего «чёрный», «чернозём». Тогда слово «химия» можно перевести как «искусство чёрной земли» (т. е. Древнего Египта). Позже арабские учёные назвали эту науку алхимией.

**Лабораторный опыт.** Изучение физических свойств сахара и серы

Работу выполняйте совместно с соседом по парте.

- Расскажите друг другу о физических свойствах сахара и серы. (Данные о температурах плавления и кипения сахара и серы найдите в справочниках.)
- Проверьте некоторые утверждения опытным путём. Для этого соблюдайте следующие правила:
  - а) для ознакомления с запахом вещества делают ладонью движения от поверхности вещества к носу;
  - б) для определения растворимости вещества в воде наливают в пробирку немного воды и добавляют вещество, затем перемешивают содержимое с помощью стеклянной палочки, не касаясь стенок пробирки. Если частички вещества исчезнут или его порция уменьшится, то вещество растворимо;
  - в) для определения плотности опускают твёрдое вещество в стакан с водой (плотность воды равна  $1 \text{ г/см}^3$ ). Если вещество тонет в воде, то его плотность больше плотности воды; если плавает на поверхности, то его плотность меньше плотности воды.



### Важная информация

Одна из задач химии — изучение веществ, их свойств и прогнозирование использования веществ в промышленности, сельском хозяйстве, медицине, быту.

Ещё одна задача химии — получение различных веществ, например пластмасс, минеральных удобрений, лекарств и т. д. Эти вещества получают путём химических превращений.

Свойства, проявляемые веществом в процессах, при которых оно превращается в другие вещества, называют его *химическими свойствами*.

Следовательно, химии можно дать такое определение:



### Определение

**ХИМИЯ** — это наука о веществах, их свойствах, превращениях и явлениях, сопровождающих эти превращения.

Химия проникает во все области нашей жизни. Она обеспечивает переработку полезных ископаемых в ценные продукты: металлы, их сплавы, топливо. Продуктивность сельскохозяйственного производства во многом зависит от того, как химическая промышленность обеспечивает его минеральными удобрениями и средствами защиты растений от вредителей. Не менее важна роль химии в производстве строительных материалов, синтетических тканей, пластмасс, красок, моющих средств, медикаментов.

Существует ли другая точка зрения на этот вопрос?

В то же время неумелое, неконтролируемое использование химических веществ часто приводит к загрязнению окружающей среды, что отрицательно влияет на живые организмы. Поэтому современному человеку очень важно знать и правильно использовать достижения химии.

**Химия. Тело. Вещество. Свойства веществ**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Что изучает химия? Каковы её важнейшие задачи? Составьте схему, иллюстрирующую значение химии, и обсудите её с соседом по парте.
2. Чем различаются понятия «вещество» и «тело»? Приведите примеры.



3. Из следующего перечня выпишите отдельно названия веществ и предметов (физических тел): железо, термометр, медь, капрон, ртуть, напильник, нож, сахар.

4. Какими сходными и отличительными свойствами обладают следующие вещества: а) поваренная соль и сахар; б) уксус и вода?

5. На основе жизненного опыта и используя дополнительную литературу, сравните физические свойства меди и серы. Ответ оформите в виде таблицы.

Свойство	Медь	Сера
Агрегатное состояние		
Цвет		
Запах		
Плотность		
Растворимость в воде		
Теплопроводность		
Электропроводность		
Температура плавления		
Температура кипения		

### Тестовые задания

1. В каком ряду находятся названия только веществ?

- 1) медь, медная проволока, стекло, колба
- 2) железо, сахар, соль, уксус
- 3) вилка, ножницы, фарфоровая ваза, стакан

2. В каком ряду находятся названия только тел?

- 1) крахмал, белок, соль, песок
- 2) подсолнечное масло, железо, очки, ложка
- 3) колба, стакан, фужер, стеклянная банка

### Личный результат

Я могу различать вещества по их физическим свойствам.

- С какими научными методами вы уже знакомы? Приведите примеры.

В повседневной жизни мы постоянно сталкиваемся с различными веществами. Для того чтобы отличать вещества друг от друга, правильно с ними обращаться, найти им применение, необходимо знать их свойства. Для изучения свойств веществ химики используют различные научные методы.

### **Определение**

**МЕТОД** — это способ достижения какой-либо цели, решения конкретной задачи.

Основные методы познания в химии — это наблюдение, описание, химический эксперимент и измерение. С помощью этих методов непосредственно изучают вещества и химические явления.

Чтобы понять окружающий нас мир, нужно уметь его наблюдать. Научное *наблюдение* всегда целенаправленное. Перед тем как провести такое наблюдение, вы формулируете цель — найти ответ на поставленный вопрос. При этом важно определить и отметить условия, в которых проводилось наблюдение.

Однако наблюдение в науке бессмысленно без тщательного *описания* увиденного. Первое, чему вы должны научиться, — это описывать свойства веществ. При этом вы перечисляете их свойства, которые наблюдали (агрегатное состояние, цвет, запах и т. д.). Успех вашей работы зависит от того, насколько точно и полно сделаны и описаны наблюдения.

Очень часто целенаправленное наблюдение связано с постановкой химического опыта (эксперимента).

### **Определение**

**ЭКСПЕРИМЕНТ** — это метод исследования какого-либо явления в определённых условиях.

Эксперимент отличается от наблюдения тем, что предполагает специальную организацию ситуации, которую надо исследовать, и активное вмешательство исследователя в эту ситуацию.

На уроках вам придётся много раз проводить химический эксперимент. Чтобы опыт прошёл удачно, экспериментатор должен заранее составить план его проведения (правильно выбрать условия, подобрать необходимое оборудование, собрать установку и т. д.), в ходе опыта проводить наблюдения и тщательно записывать полученные результаты (рис. 2).

В некоторых экспериментах осуществляются *измерения* таких физических величин, как масса, объём, температура кипения, температура плавления, плотность. Измерения необходимы для описания количественных характеристик веществ.

Для того чтобы работать с веществами и ставить опыты, очень важно неукоснительно выполнять правила техники безопасности. Это связано с тем, что многие химические вещества едкие (могут вызывать ожоги) или ядовитые. Некоторые вещества легко воспламеняются или взрывоопасны.



**Рис. 2.** Химическая лаборатория

## Правила техники безопасности

### при работе в химическом кабинете

1. Нельзя трогать вещества, посуду и приступать к работе без разрешения учителя.

2. Вещества нельзя брать руками и провевать их на вкус.

3. При выяснении запаха веществ нельзя подносить сосуд близко к лицу, так как вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу (рис. 3).

4. Не наливайте и не перемешивайте реактивы вблизи лица. При нагревании нужно направлять отверстие пробирки или колбы в сторону от себя и соседей.



**Рис. 3.** Так нужно нюхать неизвестные вещества

5. Без указания учителя не смешивайте неизвестные вам вещества.
6. При выполнении опытов пользуйтесь небольшими дозами веществ. Берите вещества только ложечкой и в тех количествах, которые указаны в описании работы; если таких указаний нет, то объёмы веществ не должны превышать  $1 \text{ см}^3$ .
7. Особую осторожность соблюдайте при работе с кислотами и щелочами. *Если случайно кислота или щёлочь попадёт на руки или на одежду, немедленно смойте её большим количеством воды.*
8. При разбавлении кислот водой всегда помните следующее правило: *кислоту следует медленно, тонкой струёй при перемешивании наливать в воду, а не наоборот.*
9. Всегда пользуйтесь только чистой лабораторной посудой.
10. Остатки веществ не высыпайте и не вливайте обратно в сосуд с чистыми веществами.
11. Горячую посуду по внешнему виду невозможно отличить от холодной. Прежде чем взять посуду рукой, убедитесь, что она остыла. В случае термического ожога нужно охладить обожжённую поверхность (холодной водой, льдом из холодильника) и обработать противоожоговой мазью или аэрозолем; если ожог сильный, обратитесь к врачу.
12. Не бросайте в раковину фильтровальную бумагу, вату, стёкла от разбитой посуды.
13. Перед работой с опасными химическими реактивами (щелочами, кислотами и др.) составьте план эксперимента, наденьте перчатки, защитный щиток или очки.
14. При работе со спиртовкой соблюдайте следующие правила:
  - 1) Не зажигайте одну спиртовку от другой, так как спирт может пролиться и возникнет пожар.
  - 2) Чтобы погасить пламя спиртовки, закройте её колпачком.
15. При работе с электронагревателем соблюдайте следующие правила:
  - 1) Перед включением электронагревателя в сеть проверьте, не повреждена ли изоляция электрического провода нагревателя.
  - 2) Если при включении электронагревателя не происходит нагревание, сообщите об этом учителю.
  - 3) После окончания работы отключите электронагреватель от сети.

В современных условиях появилась возможность исследовать сложные химические процессы с помощью компьютерного эксперимента, позволяющего *моделировать* поведение атомов и молекул, а также находить оптимальные способы получения новых веществ с определёнными свойствами.

**Научные методы: наблюдение, описание, эксперимент, измерение, моделирование**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Какие основные методы познания, используемые в химии, вам известны? Кратко опишите их.
2. Опишите физические свойства: а) меди; б) воды; в) соли.

### Тестовые задания

1. Установите соответствие между веществами и их свойствами.

- |                   |                                  |
|-------------------|----------------------------------|
| 1) порошок железа | А. хорошо проводит электричество |
| 2) порошок серы   | Б. имеет жёлтый цвет             |
|                   | В. имеет тёмно-серый цвет        |
|                   | Г. не смачивается водой          |
|                   | Д. имеет металлический блеск     |
|                   | Е. не проводит электрический ток |

2. Чтобы избежать разбрызгивания смеси при разбавлении концентрированной серной кислоты водой, нужно

- 1) воду в кислоту добавлять по каплям
- 2) воду в кислоту добавлять стружкой
- 3) кислоту добавлять в воду небольшими порциями
- 4) одновременно вливать воду и кислоту в один сосуд

3. Верны ли следующие суждения?

А. При работе со спиртовкой нельзя зажигать одну спиртовку от другой.

Б. Без указания учителя нельзя смешивать неизвестные вещества.

- |                   |                         |
|-------------------|-------------------------|
| 1) верно только А | 3) оба суждения верны   |
| 2) верно только Б | 4) оба суждения неверны |



Используя электронное приложение к учебнику (§ 2), ознакомьтесь с фотоизображениями химического лабораторного оборудования.

### Личный результат

**Я знаю** правила безопасной работы в химическом кабинете.

## Практическая работа 1

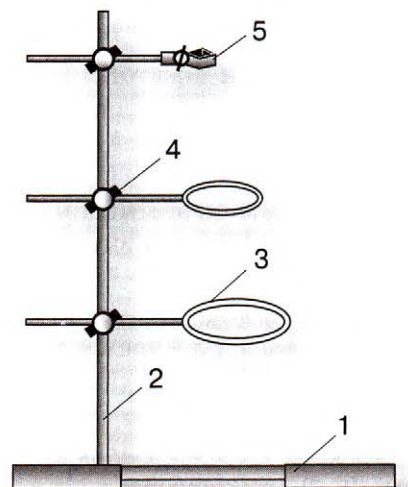
### Приёмы безопасной работы с оборудованием и веществами.

#### Строение пламени

- **Перед выполнением практической работы ещё раз ознакомьтесь с правилами техники безопасности (см. § 2).**

**1. Приёмы обращения с лабораторным штативом** (рис. 4). Штатив служит для закрепления приборов при выполнении опытов. Он состоит из массивной чугунной подставки, в которую ввинчен стержень. На стержне при помощи зажимов закрепляют лапку или кольца.

При закреплении в штативе пробирка должна быть зажата в лапке так, чтобы она не выпадала и вместе с тем чтобы её можно было передвигать. Крепко зажатая пробирка может лопнуть. Пробирку зажимают не на середине, а около отверстия. Для того чтобы вынуть пробирку из штатива, нужно ослабить винт.



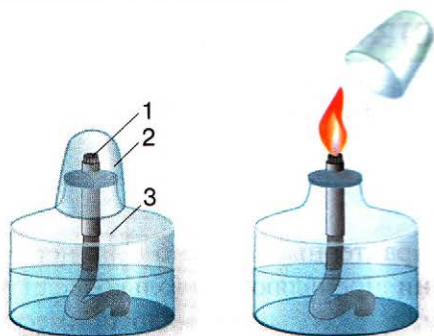
**Рис. 4.** Лабораторный штатив: 1 — подставка; 2 — стержень; 3 — кольцо; 4 — зажим; 5 — лапка

При закреплении на штативе стакана его ставят на специальную сетку, помещённую на кольцо штатива. Фарфоровую чашку помещают на кольцо штатива без сетки.

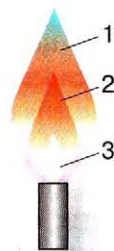
Снимите со штатива лапку и кольцо, затем снова закрепите их. Закрепите в лапке пробирку в вертикальном положении отверстием вверх. На одно кольцо штатива положите сетку, на неё поставьте стакан. На второе кольцо установите фарфоровую чашку без сетки.

**2. Приёмы обращения со спиртовкой.** Спиртовка состоит из резервуара со спиртом, фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка (рис. 5).

Снимите колпачок со спиртовки, проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию резервуара, иначе спирт в нём может загореться. Зажгите спиртовку спичкой (нельзя зажигать её от другой горящей спиртовки!). Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком.



**Рис. 5.** Спиртовка: 1 — фитиль; 2 — колпачок; 3 — резервуар



**Рис. 6.** Строение пламени

**3. Изучение строения пламени.** Зажгите спиртовку и рассмотрите, какое строение имеет её пламя.


При внимательном рассмотрении в пламени можно различить три зоны (рис. 6). В нижней его части (3) происходит смешивание образующихся при горении газов с воздухом. Если быстро внести в эту часть пламени головку спички и подержать её некоторое время, то спичка загорается не сразу. Следовательно, в этой части пламени температура невысокая.

Средняя часть пламени (2) является самой яркой. Это объясняется тем, что здесь под влиянием относительно высокой температуры происходит разложение углеродсодержащих продуктов и образующиеся частицы угля сильно накаляются и излучают свет.

Во внешней части пламени (1) происходит полное сгорание газов с образованием углекислого газа и воды. Вследствие этого пламя в этой части несветящееся. Здесь самая высокая температура.

Зарисуйте в тетради строение пламени спиртовки. На рисунке обозначьте различные зоны пламени.

**Лабораторный штатив. Спиртовка. Пробирки. Фарфоровая чашка**

 Используя электронное приложение к учебнику (§ 3), рассмотрите фотоизображения нагревательных приборов.

**Личный результат**

**Я умею** обращаться с лабораторным штативом и спиртовкой.

- С какой целью вещества выделяют из смесей?
- Какие способы разделения смесей вам известны? В каких случаях их применяют?

Каждое вещество имеет свои, характерные именно для него свойства, которые в наибольшей степени проявляются, только если вещество является практически *чистым*, т. е. содержит мало примесей.

В природе чистых веществ не бывает, они встречаются преимущественно в виде смесей. Во многих случаях смеси нелегко отличить от чистых веществ. Например, сахар, растворяясь в воде, образует однородную по внешнему виду смесь. Даже с помощью микроскопа нельзя обнаружить частицы веществ, входящих в эту смесь. Такие смеси называют *гомогенными* (однородными).

Молоко на первый взгляд тоже кажется однородным веществом. Однако, если рассмотреть каплю молока под микроскопом, можно увидеть, что в ней плавают множество мельчайших капелек жира. Если дать молоку постоять, то эти капельки соберутся в верхнем слое, образуя сливки. Подобные неоднородные смеси называют *гетерогенными смесями*.

Для химических лабораторий и промышленности часто требуются чистые вещества. Для получения чистых веществ используют различные способы разделения смесей. Ознакомимся с этими способами более подробно.

### Способы выделения веществ

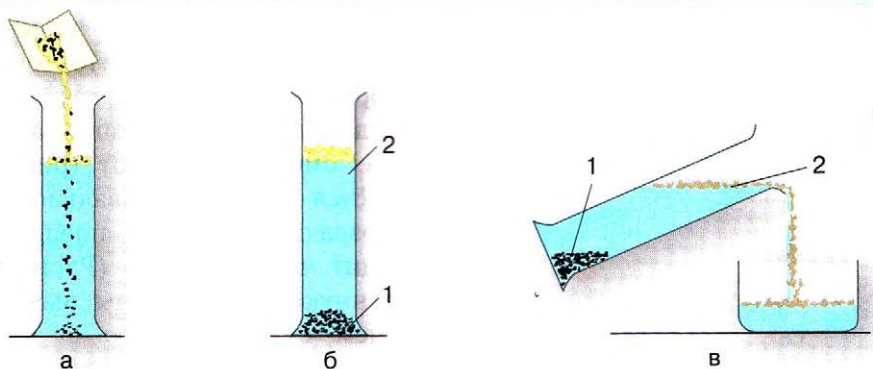
#### из неоднородной (гетерогенной) смеси

##### Отстаивание

а) Отстаиванием можно разделить смесь нерастворимых в воде веществ, характеризующихся разной плотностью. Например, железные опилки от древесных можно отделить, если их смесь взболтать с водой и дать отстояться. Железные опилки опускаются на дно сосуда, а древесные всплывают, и их вместе с водой можно слить (рис. 7).

На этом же принципе основано разделение смесей малорастворимых друг в друге жидкостей. Смеси бензина с водой, нефти с водой, растительного масла с водой быстро расслаиваются, поэтому их можно разделить с помощью делительной воронки или колонки (рис. 8). Иногда жидкости с различной плотностью разделяют центрифугированием (так отделяют сливки от молока).

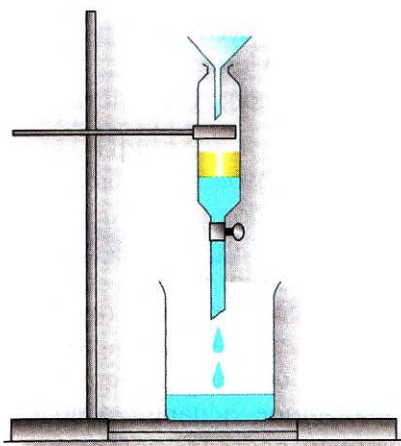




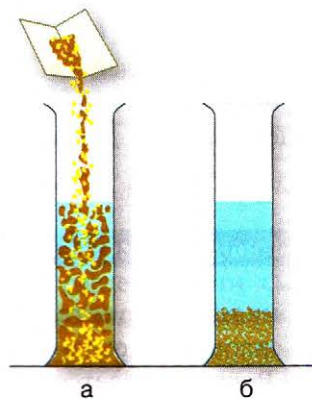
**Рис. 7.** Отделение железных опилок (1) от древесных (2): а — высыпание смеси железных и древесных опилок в воду; б — разделение смеси в воде; в — сливание воды с всплывшими древесными опилками в сосуд

б) Отстаиванием также можно разделить вещества, которые осаждаются в воде с различной скоростью. Если взболтать в воде глину с примесью песка, то песок оседает значительно быстрее (рис. 9). Этот способ используют для отделения песка от глины в керамическом производстве (производство красных кирпичей, глиняной посуды и др.).

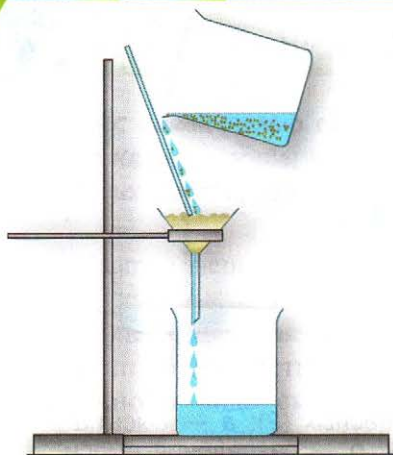
**Фильтрование.** Фильтрованием можно разделить неоднородную смесь растворимых и нерастворимых в воде веществ. Так, для



**Рис. 8.** Делительная воронка



**Рис. 9.** Высыпание смеси песка с глиной в воду (а); отстаивание этой смеси в воде (б)



**Рис. 10.** Фильтрация

выделения поваренной соли смесь её с песком взбалтывают в воде. Поваренная соль растворяется, а песок оседает.

Чтобы отделить нерастворимые частицы от раствора, смесь фильтруют (рис. 10). Песок остаётся на фильтровальной бумаге, а прозрачный раствор поваренной соли проходит через фильтр. (Растворённую поваренную соль из воды выделяют выпариванием, см. ниже.)

**Действие магнитом.** С помощью магнита выделяют из неоднородной смеси вещества, способные к намагничиванию. Например, так можно разделить смесь порошков железа и серы.

**Лабораторный опыт.** Разделение смеси, состоящей из порошков железа и серы

1) На один листочек бумаги насыпьте примерно  $1 \text{ см}^3$  порошкообразной серы, а на другой — столько же порошкообразного железа (или железных опилок).

2) Отметьте цвет этих веществ.

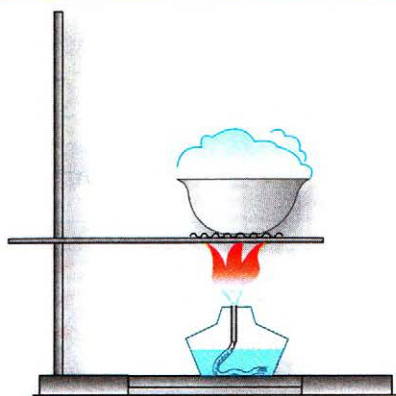
3) Смешайте порошки серы и железа. Отметьте цвет этой смеси.

4) Проверьте действие магнита на полученную смесь.

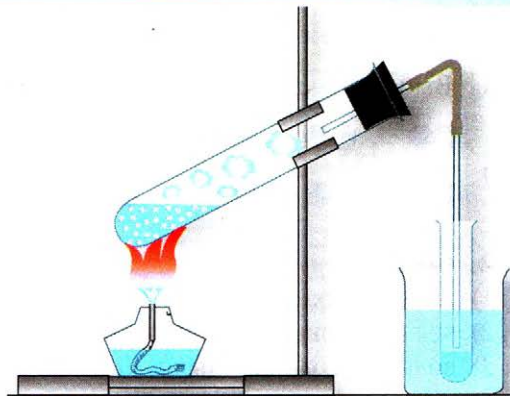
- На основании наблюдений сделайте вывод: на каком свойстве железа и серы основано разделение их смеси?

### Способы выделения веществ из однородной (гомогенной) смеси

**Выпаривание. Кристаллизация.** Чтобы растворённое вещество, например поваренную соль, выделить из раствора, последний выпаривают (рис. 11). Вода испаряется, а в фарфоровой чашке остаётся поваренная соль. Иногда применяют упаривание, т. е. частичное испарение воды. В результате образуется более концентрированный раствор, при охлаждении которого растворённое вещество выделяется в виде кристаллов. Этот процесс получил название *кристаллизации*.



**Рис. 11.** Выпаривание



**Рис. 12.** Дистилляция

**Дистилляция** (перегонка) — это способ разделения однородных смесей путём испарения летучих жидкостей с последующей конденсацией их паров. Он основан на различии в температурах кипения растворимых друг в друге компонентов.

Таким способом получают дистиллированную воду. Для этого воду с растворёнными в ней веществами кипятят в сосуде (рис. 12). Образующиеся водяные пары конденсируются при охлаждении в другом сосуде в виде дистиллированной воды.

**Однородные и неоднородные смеси. Чистые вещества. Отстаивание. Фильтрование. Выпаривание. Дистилляция**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. При чтении текста о разделении смесей в тетради составьте схему «Основные способы разделения неоднородных и однородных смесей». Для каждого способа приведите примеры.

2. Даны смеси: а) спирта и воды; б) речного песка и сахара; в) медных и железных опилок; г) воды и бензина. Как разделить эти смеси? Поясните, на каких свойствах компонентов смеси основано их разделение.

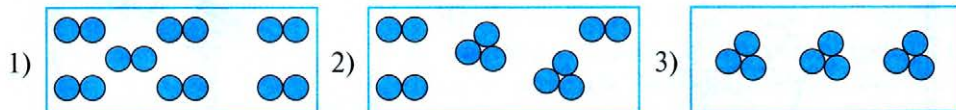
3. Можно ли фильтрованием выделить из раствора поваренную соль? Почему?

4. Предложите способ выделения глины из её смеси с водой.

5. Как, не используя каких-либо приспособлений, можно отделить сливки от молока? Найдите в Интернете определение термина «центрифугирование».

## Тестовые задания

1. Выберите схемы, изображающие состав чистых веществ.



2. Фильтрованием можно разделить смесь

- 1) воды и сахара
- 2) воды и поваренной соли
- 3) воды и угольной пыли
- 4) воды и столового уксуса

3. Смесь порошков железа и серы является

- 1) гомогенной
- 2) гетерогенной

4. Очистить воду от примеси подсолнечного масла можно

- 1) выпариванием
- 2) фильтрованием
- 3) перегонкой
- 4) отстаиванием

5. Установите соответствие между смесью и способом её разделения.

- |                                   |                                  |
|-----------------------------------|----------------------------------|
| 1) раствор поваренной соли в воде | А. действие магнитом             |
| 2) раствор мела в воде            | Б. с помощью делительной воронки |
| 3) смесь железа и серы            | В. выпаривание                   |
| 4) смесь воды и бензина           | Г. фильтрование                  |



Используя электронное приложение к учебнику (§ 4), ознакомьтесь с основными понятиями (раздел «Словарь») и ещё с одним способом разделения и анализа смесей — хроматографией (раздел «Это интересно»).

### Личный результат

**Я знаю** основные способы разделения смесей и на каких свойствах компонентов смеси основано их разделение.

## Практическая работа 2

### Очистка загрязнённой поваренной соли

- Как можно очистить от примесей поваренную соль?
- Где используют фильтры?
- Какие компьютерные программы вам известны?

**1. Растворение загрязнённой поваренной соли** (смесь соли с песком). В стакан с загрязнённой солью налейте примерно 20 мл воды. Чтобы ускорить растворение, содержимое стакана перемешайте стеклянной палочкой (осторожно, не касаясь стенок стакана). Если соль не растворилась, добавляйте понемногу воду до тех пор, пока соль не растворится.

**2. Очистка полученного раствора при помощи фильтрования.** Для изготовления фильтра листок фильтровальной бумаги шириной в два раза больше диаметра воронки дважды сложите пополам, примерьте к воронке и отрежьте по дуге так, чтобы край бумаги был на 0,5 см ниже края воронки (рис. 13). Раскрытый фильтр поместите в воронку и смочите водой, расправьте его, чтобы он плотно примыкал к воронке. Воронку вставьте в кольцо штатива. Конеч её должен касаться внутренней стенки стакана, в котором собирается отфильтрованный раствор. Мутный раствор налейте на фильтр по стеклянной палочке (см. рис. 10). В стакан стечёт прозрачный фильтрат.

**3. Выпаривание раствора.** Полученный фильтрат вылейте в фарфоровую чашку и поставьте её на кольцо штатива (см. рис. 11). Нагревайте чашку в пламени спиртовки, периодически перемешивая фильтрат до полного испарения воды. На дне чашки остаются кристаллики соли. Полученную соль сравните с исходной.

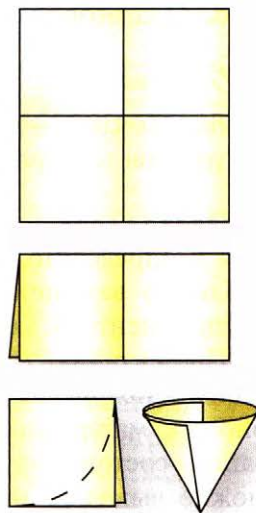


Рис. 13. Изготовление фильтра

Не забывайте  
о правилах техники  
безопасности!

#### 4. Отчёт о работе оформите в виде таблицы.

Что делали (названия опытов, рисунки приборов с обозначениями)	Что наблюдали	Выводы

5. Осуществите **домашний эксперимент** — вырастите кристаллы поваренной соли или медного купороса, соблюдая правила техники безопасности. Консультацию о деталях постановки опыта получите у учителя.

6. Подготовьте **презентацию** своего домашнего эксперимента.



#### Определение

**ПРЕЗЕНТАЦИЯ** — это демонстрационные материалы для публичного выступления (сообщения, доклада, лекции и т. д.).

Прежде чем делать презентацию, подготовьте текст своего сообщения и определите, какие иллюстрации (фотографии, рисунки, графики, таблицы) вам понадобятся для того, чтобы рассказать о ходе вашего эксперимента и заинтересовать слушателей.

Презентацию можно выполнить на компьютере или разместить на стенде. *Компьютерная презентация* — это файл, в который вы собираете материалы для выступления перед аудиторией. Файл презентации состоит из последовательности кадров, или *слайдов*. Слайды можно выводить на экран компьютера или специального проектора по ходу выступления или же напечатать на бумаге или прозрачной плёнке. Для создания компьютерных презентаций существуют специальные программы. Одна из них — PowerPoint из пакета Microsoft Office.

Если презентацию вашего выступления вы размещаете на стенде, то название работы и другие заголовки сделайте чёткими и достаточно большими, чтобы их можно было прочитать с расстояния примерно 1 м. Вы можете приклеить вырезанные из бумаги буквы или написать все заголовки по трафарету. Под названием работы можно расположить короткое резюме примерно из 100 слов, объясняющее суть выступления.

#### Личный результат

**Я могу** изготовить фильтр, отфильтровать раствор, выпарить раствор.

**Я умею** подготовить презентацию своей работы.

## Физические и химические явления. Химические реакции

- **Вспомните из курсов географии и физики, какие изменения могут происходить с веществами.**

С веществами происходят различные изменения, например: вода испаряется, стекло плавится, топливо сгорает, металлы ржавеют и т. д. Эти изменения веществ можно отнести либо к физическим, либо к химическим явлениям.

### **Определение**

Явления, при которых обычно изменяется только агрегатное состояние веществ, называют **ФИЗИЧЕСКИМИ ЯВЛЕНИЯМИ**.

Примеры физических явлений — плавление стекла, испарение или замерзание воды.

**Лабораторный опыт.** Примеры физических явлений

1) Поместите в фарфоровую чашечку небольшой кусочек парафина. Чашечку с парафином нагрейте в пламени спиртовки. После расплавления парафина потушите пламя спиртовки. Когда чашечка остынет, рассмотрите парафин.

- Что произошло с парафином? К каким явлениям следует отнести изменения парафина при нагревании? Ответ обоснуйте.

2) Возьмите стеклянную трубочку (диаметр примерно 5 мм) и поместите её среднюю часть в пламя спиртовки. После того как стекло накалится, попытайтесь трубочку согнуть или растянуть. Будьте осторожны с горячим стеклом!

- К каким явлениям можно отнести то, что произошло со стеклянной трубочкой? Ответ обоснуйте.

### **Определение**

Явления, в результате которых из данных веществ образуются другие вещества, называют **ХИМИЧЕСКИМИ ЯВЛЕНИЯМИ**.

При химических явлениях исходные вещества превращаются в другие вещества, обладающие другими свойствами.

Примеры химических явлений — сгорание топлива, гниение органических веществ, ржавление железа, скисание молока.

### Лабораторный опыт. Примеры химических явлений

1) Накалите в пламени спиртовки медную пластинку или проволоку. Выньте её из пламени и счистите ножом образовавшийся чёрный налёт на клочок бумаги. Опыт повторите несколько раз.

- Сравните свойства образовавшегося чёрного порошка и металлической меди. Какое явление вы наблюдали в этом опыте?

2) Налейте в пробирку 1 мл пероксида водорода (аптечной перекиси водорода) и насыпьте немного марганцовки (химики называют её перманганатом калия). Происходит бурное выделение газа. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Она загорается.

- Какой газ выделился? Какие признаки подтверждают, что произошли химические реакции?



### Важная информация

Химические явления иначе называют **химическими реакциями**.

**Признаки химических реакций.** О том, что при химических реакциях одни вещества превращаются в другие, можно судить по внешним признакам: *выделению теплоты (иногда света), изменению окраски, появлению запаха, образованию осадка, выделению газа.*

Многие из указанных признаков химических реакций вам хорошо знакомы из повседневной жизни. Например, такая химическая реакция, как горение, сопровождается выделением теплоты и света. Реакция гашения пищевой соды уксусной кислотой сопровождается выделением углекислого газа.

**Условия возникновения и течения химических реакций.** Всем известно, что полено труднее поджечь, чем лучинку. Ещё труднее загорается кусок угля, угольная же пыль воспламеняется легко и интенсивно сгорает, иногда со взрывом. Чем это можно объяснить? Оказывается, что для начала многих химических реакций необходимо привести в тесное соприкосновение реагирующие вещества. Для этого их измельчают и перемешивают; площадь соприкосновения реагирующих



веществ при этом увеличивается. Наиболее тонкое дробление веществ происходит при их растворении, поэтому многие реакции проводят в растворах.

Измельчение и перемешивание веществ — только одно из условий возникновения химической реакции. Так, при соприкосновении древесных опилок с воздухом при обычной температуре опилки не загораются. Для того чтобы началась химическая реакция, во многих случаях необходимо нагревание веществ до определённой температуры.

Следует различать понятия «условия возникновения» и «условия течения химических реакций». Так, например, чтобы началось горение, нагревание нужно только вначале, а затем реакция протекает с выделением теплоты и света, и дальнейшее нагревание не требуется. А в случае разложения воды приток электрической энергии необходим не только для начала реакции, но и для дальнейшего её протекания.



### Важная информация

Важнейшие условия возникновения химических реакций — это:

- 1) тщательное измельчение и перемешивание веществ;
- 2) предварительное нагревание веществ до определённой температуры.

**Значение физических и химических явлений.** Из курса «Окружающий мир» вам известно, какое значение имеют физические явления, которые происходят вокруг нас. Например, испарение воды, конденсация водяных паров и выпадение дождя составляют круговорот воды в природе. В промышленности металлам, пластмассам и другим материалам придают определённую форму (штамповка, прокат и др.).

Большое значение имеют химические реакции. Они используются для получения металлов, пластмасс, минеральных удобрений, медикаментов и т. д., а также служат источником различных видов энергии. Так, при сгорании топлива выделяется теплота, которую используют в быту и в промышленности.

Все процессы жизнедеятельности (дыхание, пищеварение, фотосинтез и др.), протекающие в живых организмах, также связаны с различными химическими превращениями. Например, химические превращения веществ, содержащихся в пище (белков, жиров, углеводов), протекают с выделением энергии, которая используется организмом для обеспечения процессов жизнедеятельности.

Об этом важно помнить!

**Физические явления. Химические явления (химические реакции)**



### Подумай, ответь, выполни...

1. Сравните физические и химические явления. Ответ проиллюстрируйте конкретными примерами.

2. Заполните таблицу, используя ваш жизненный опыт. Результат обсудите с соседом по парте.

Примеры явлений	Значение этих явлений в жизни и деятельности человека
1. Физические явления 1) . . . . . 2) . . . . . и т. д. 2. Химические явления 1) . . . . . 2) . . . . . и т. д.	

3. Каковы условия возникновения и течения химических реакций? Пользуясь знаниями из курсов физики и географии и на основе своего жизненного опыта приведите 3—4 примера химических явлений и опишите признаки их протекания.

### Тестовые задания

1. К физическим явлениям **не относится**

- |                       |                    |
|-----------------------|--------------------|
| 1) замерзание воды    | 3) горение бензина |
| 2) плавление алюминия | 4) испарение воды  |

2. К химическим явлениям **не относится**

- |                     |                    |
|---------------------|--------------------|
| 1) ржавление железа | 3) горение бензина |
| 2) подгорание пищи  | 4) испарение воды  |



Используя электронное приложение (§ 6), прочитайте в разделе «Это интересно» статью об алхимии. Просмотрите видеоматериалы, иллюстрирующие признаки химических реакций.

### Личный результат

**Я могу** по внешним признакам определить, произошла ли химическая реакция.

## Атомы, молекулы и ионы

- Повторите по учебнику физики раздел «Первоначальные сведения о строении вещества».
- Какими опытами можно доказать, что существуют атомы и молекулы?

**Возникновение представлений об атомах и молекулах.** Древнегреческий философ Демокрит 2500 лет назад предположил, что все тела состоят из мельчайших, невидимых, неделимых, вечно движущихся частиц — атомов. В переводе «атом» означает «неделимый».

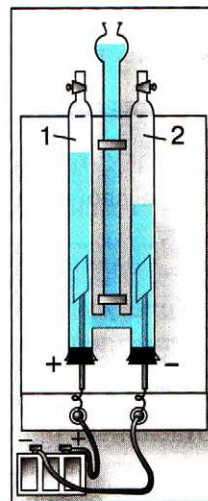
Учение о молекулах и атомах в основном было разработано в XVIII—XIX вв. Великий русский учёный М. В. Ломоносов утверждал, что тела в природе состоят из корпускул (молекул), в состав которых входят элементы (атомы). Многообразие веществ учёный объяснял соединением разных атомов в молекулах и различным расположением атомов в них. Удивительно верной и смелой для того времени оказалась мысль М. В. Ломоносова о том, что некоторые корпускулы (молекулы) могут состоять из одинаковых элементов (атомов).

Основоположителем атомно-молекулярного учения принято считать известного английского учёного Джона Дальтона. Тем не менее некоторые представления об атомах и молекулах, высказанные Ломоносовым за полвека до Дальтона, оказались более достоверными, научными. Например, английский учёный отрицал возможность существования молекул, образованных одинаковыми атомами.

Атомно-молекулярное учение окончательно было признано только в 1860 г. на Всемирном съезде химиков в Карлсруэ.

**Атомы и молекулы.** *Можно ли опытным путём доказать, что молекулы состоят из атомов?*

То, что атомы действительно существуют, подтверждают многие химические реакции. Так, например, при пропускании постоянного электрического тока через воду\* (рис. 14) в трубке 1 прибора собирается газ, в котором тлеющая лучинка ярко вспыхи-



**Рис. 14.** Аппарат для разложения воды

\* Для электрической проводимости в воду добавляют немного щёлочи или кислоты.

вает. Это кислород. В трубке 2 собирается вдвое больше газа, который загорается от зажжённой лучинки. Это водород. Процесс разложения воды сложный. В упрощённом виде его можно представить так. Молекула воды образована двумя атомами водорода и одним атомом кислорода. При пропускании постоянного электрического тока через воду молекулы воды распадаются. Из двух молекул воды образуется одна двухатомная молекула кислорода и две двухатомные молекулы водорода:



(На этом рисунке атомы кислорода условно изображены в виде кружочков голубого цвета, атомы водорода — в виде серо-голубых кружочков.)

Таким образом, молекулы могут состоять как из одинаковых атомов (например, молекулы кислорода, молекулы водорода), так и из разных атомов (например, молекулы воды).

Каждое отдельно взятое вещество состоит из одинаковых молекул. Например, вещество вода состоит из молекул воды. Размеры молекул воды очень малы, поэтому даже маленькая капля воды содержит огромное количество молекул, которые имеют одинаковый состав и свойства.



### Определение

**МОЛЕКУЛЫ** — это мельчайшие частицы многих веществ, состав и химические свойства которых такие же, как у данного вещества.



### Важная информация

Молекулы при химических реакциях распадаются, т. е. они являются химически делимыми частицами. Молекулы состоят из атомов.

Следует иметь в виду, что существуют также вещества, состоящие из отдельных одинаковых атомов. Мельчайшими частицами, сохраняющими характерные химические свойства таких веществ, являются атомы. Так, из отдельных атомов состоят благородные газы — гелий, неон, аргон и др. Атомы в отличие от молекул в ходе химических реакций не делятся на более мелкие части.



### Определение

**АТОМЫ** — это мельчайшие химически неделимые частицы вещества.

Долгое время считали, что атомы являются пределом делимости вещества и что в природе более мелких частиц не существует. Однако в конце XIX—начале XX в. было обнаружено, что атомы состоят из ещё более мелких частиц. Эти частицы были названы *элементарными частицами*.

В центре атома находится положительно заряженное *ядро*, вокруг которого находятся отрицательно заряженные частицы — *электроны*. Заряд электрона принято считать равным  $-1$ .

Ядро атома, в свою очередь, также состоит из элементарных частиц. В состав ядер атомов входят положительно заряженные частицы — *протоны* и частицы, имеющие почти такую же массу, как протоны, но не имеющие заряда, — *нейтроны*. Заряд протона численно равен заряду электрона, но имеет противоположный знак  $(+1)$ .



См. § 52

### Важная информация

В нейтральном атоме число протонов равно числу электронов.

Например, атом водорода состоит из ядра, в котором находится только один протон, и одного электрона. Атом гелия состоит из ядра, в котором находятся два протона и два нейтрона, и двух электронов. Атом лития состоит из ядра, в котором находятся три протона и четыре нейтрона, и трёх электронов. Строение других, более сложных атомов мы рассмотрим позже.

**Ионы.** Одни атомы, взаимодействуя с другими атомами, могут терять или, наоборот, приобретать один или более электронов. В результате электрически нейтральный атом превращается в заряженную частицу — *ион*. Если атом теряет один или несколько электронов, его называют *положительно заряженным ионом*. Атом, дополнительно присоединивший один или несколько электронов, называют *отрицательно заряженным ионом*. Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу.

### **Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765).**

Знаменитый отечественный учёный, один из основоположников атомно-молекулярного учения. Внёс большой вклад в развитие многих областей знаний. «Соединяя необыкновенную силу воли с необыкновенною силою понятия, Ломоносов обнял все отрасли просвещения. ...Историк, ритор, механик, химик, минералог, художник и стихотворец — он всё испытал, всё проник...» (А. С. Пушкин).



Подумай, ответь, выполни...

1. Подготовьте компьютерную презентацию (см. §5) по теме «Роль М. В. Ломоносова и Дж. Дальтона в создании атомно-молекулярного учения».
2. Какие опыты, известные вам из курсов физики и химии, подтверждают следующие положения: а) вещества состоят из молекул; б) молекулы образованы атомами?
3. Чем различаются понятия «атом» и «молекула»?
4. Объясните физические явления исходя из представлений об атомно-молекулярном строении вещества. Приведите примеры.
5. Объясните с позиций атомно-молекулярного учения: а) испарение воды; б) разложение воды под действием постоянного электрического тока.
6. Какие элементарные частицы входят в состав ядра атома?
7. В каком случае атом электронейтрален?
8. Как образуются положительно и отрицательно заряженные ионы?

#### Тестовые задания

1. Верны ли следующие суждения о молекулах?  
А. Молекулы являются химически делимыми частицами.  
Б. Молекулы состоят из атомов.  
1) верно только А                      3) верны оба суждения  
2) верно только Б                      4) оба суждения неверны
2. Установите соответствие между названием элементарной частицы и её зарядом.  
1) протон                                      А.  $-1$   
2) нейтрон                                     Б.  $+1$   
3) электрон                                    В.  $0$



Прочитайте книгу В. И. Астафурова «М. В. Ломоносов: для славы народа русского» (М.: Просвещение, 2001).

Личный результат

Я знаю, как устроен атом.

## Вещества молекулярного и немолекулярного строения

- **Вспомните, в каких агрегатных состояниях могут существовать вещества.**

Вещества могут существовать в трёх *агрегатных состояниях*: газообразном, жидком и твёрдом. Например, существует водяной пар (вода в газообразном агрегатном состоянии), жидкая вода и лёд (вода в твёрдом агрегатном состоянии).

В *газообразном состоянии* вещество существует в виде отдельных частиц (молекул, атомов или ионов). Расстояние между частицами в газах намного превышает размеры этих частиц. В этом случае силы взаимного притяжения между частицами настолько слабы, что ими можно пренебречь. Частицы в газообразных веществах движутся с очень большими скоростями и неупорядоченно (хаотически).

В *жидкостях* расстояние между отдельными частицами намного меньше, поэтому силы взаимного притяжения между ними существенно больше, чем в газах. Скорость хаотического перемещения частиц в жидкостях намного меньше, чем в газах.

Частицы, составляющие *твёрдое тело* (атомы, молекулы или ионы), плотно упакованы и совершают колебательные движения. Различают кристаллические и аморфные твёрдые тела.

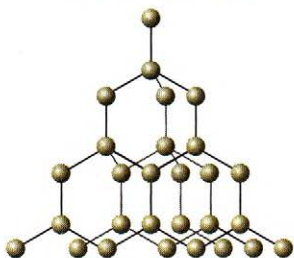
**Кристаллические вещества.** Для кристаллических веществ характерно упорядоченное расположение частиц, из которых они состоят. Например, снежинка имеет совершенную форму благодаря тому, что молекулы воды, из которых она состоит, располагаются упорядоченно по отношению друг к другу. Кристаллы соли, сахара, серы, горного хрусталя, алмаза также имеют геометрически правильную форму.

Правильная форма кристаллов обусловлена особенностями их внутреннего строения. В кристаллах ионы, атомы или молекулы расположены в определённом порядке, на определённых расстояниях друг от друга. Это напоминает решётку с чередующимися узлами.

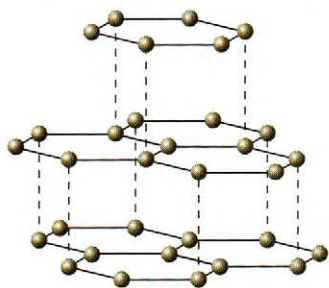
### Определение

Совокупность точек пространства, в которых располагаются частицы, образующие кристалл, называют КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ РЕШЁТКОЙ.

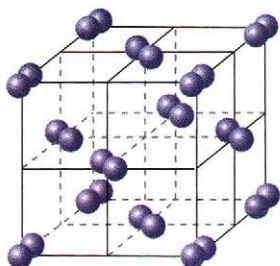
В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах этой решётки, различают *атомные, молекулярные и ионные кристаллические решётки*. Известны и *металлические кристаллические решётки* (вы будете изучать их в 9 классе).



**Рис. 15.** Расположение атомов углерода в кристаллах алмаза



**Рис. 16.** Расположение атомов углерода в кристаллах графита



**Рис. 17.** Кристаллическая решётка иода

**Атомные кристаллические решётки.** В узлах атомных кристаллических решёток находятся отдельные атомы. Эти атомы могут располагаться в пространстве по-разному, поэтому и форма кристаллов бывает различной. Например, в узлах кристаллических решёток алмаза (рис. 15) и графита (рис. 16) находятся атомы углерода, но из-за различного расположения атомов кристаллы алмаза и графита имеют разную форму.

**Молекулярные кристаллические решётки.** В узлах молекулярных кристаллических решёток находятся молекулы. Например, в узлах кристаллической решётки иода находятся молекулы иода (рис. 17).

**Ионные кристаллические решётки.** Такие решётки характерны для ионных соединений. В узлах ионных решёток находятся противоположно заряженные ионы. Типичными представителями ионных соединений являются соли. Например, в узлах кристаллической решётки хлорида натрия (поваренной соли) находятся ионы натрия и хлорид-ионы (рис. 18).

В хлориде натрия каждый ион связан (в трёх перпендикулярных плоскостях) с шестью противоположно заряженными ионами. Эти ионы находятся на одинаковых расстояниях друг от друга, образуя кристаллы кубической формы. В кристаллах поваренной соли отдельных молекул хлорида натрия не существует.

**Аморфные вещества.** Существует достаточно много твёрдых веществ, частицы которых, подобно частицам в газах и жидкостях, расположены неупорядоченно (хаотически). Такие вещества называют *аморфными*. Свойства кристаллических и аморфных веществ существенно различаются. Например, если любое кристаллическое вещество имеет определённую температуру плавления, то аморфные вещества её не имеют.



Различить кристаллические и аморфные вещества можно, если их подвергнуть механическому воздействию: например, ударить молотком. Если аккуратно разбить кусочки поваренной соли, серы или графита, то можно заметить, что они раскалываются на мелкие кристаллы, имеющие определённую форму. Так ведут себя кристаллические вещества. Аморфные вещества, например стекло, при ударе рассыпаются на осколки, не имеющие определённой формы.

**Вещества молекулярного и немолекулярного строения.** Все вещества можно разделить на две большие группы: вещества, имеющие молекулярное строение, и вещества с немолекулярным строением.

#### ✓ Определение

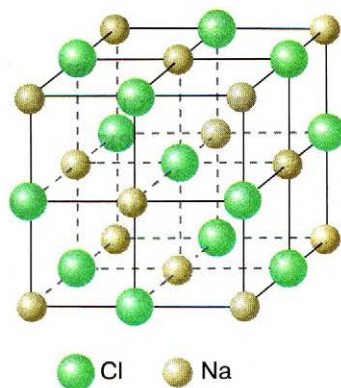
Вещества, которые состоят из молекул, — это вещества **МОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ**.

#### ✓ Определение

Вещества, которые состоят из атомов или ионов, относят к веществам **НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ**.

Вещества с молекулярным и немолекулярным строением существенно различаются по своим свойствам. Чтобы расплавить вещество, необходимо разрушить его кристаллическую решётку. Оказывается, что в кристаллической решётке связи между молекулами гораздо слабее, чем связи между атомами или ионами. Поэтому, как правило, вещества с молекулярным строением имеют низкие температуры плавления и кипения. Такие вещества часто летучи и имеют запах. Вещества с немолекулярным строением имеют высокие температуры плавления и кипения. Эти вещества твёрдые, нелетучие и не имеют запаха.

*Можно ли по физическим свойствам вещества определить, какое строение оно имеет — молекулярное или немолекулярное?* Вещества с молекулярным строением при обычных условиях — это газы (кислород, водород, азот и др.), жидкости (вода, спирт, эфир и др.) или легкоплавкие твёрдые вещества, такие, как кристаллическая сера (температура плавления около  $113^{\circ}\text{C}$ ) или белый фосфор (температура плавления  $44^{\circ}\text{C}$ ).



**Рис. 18.** Кристаллическая решётка хлорида натрия

**Кристаллические вещества. Кристаллические решётки: атомные, молекулярные, ионные. Аморфные вещества. Вещества молекулярного и немолекулярного строения**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Приведите примеры веществ с молекулярным и немолекулярным строением. Как эти вещества различаются по свойствам?

2. Обсудите с соседом по парте вопрос, можно ли по физическим свойствам вещества определить, какое строение оно имеет — молекулярное или немолекулярное.

3. Какие типы кристаллических решёток вам известны? Приведите примеры веществ, имеющих соответствующие кристаллические решётки. Составьте схему «Типы кристаллических решёток».

4. Углекислый газ при нормальном давлении переходит в твёрдое состояние при температуре около  $-70^{\circ}\text{C}$ , а речной песок (кремнезём) плавится при температуре около  $1700^{\circ}\text{C}$ . Какие выводы о строении этих веществ в твёрдом состоянии можно сделать?

### Тестовые задания

1. Для углекислого газа характерна кристаллическая решётка

- 1) молекулярная
- 2) атомная
- 3) ионная

2. Установите соответствие между типом кристаллической решётки вещества и его свойствами.

- 1) молекулярная
- 2) ионная
- 3) атомная

А. твёрдое, тугоплавкое, не растворяется в воде

Б. хрупкое, легкоплавкое, не проводит электрический ток

В. твёрдое, тугоплавкое, хорошо растворяется в воде

### Личный результат

**Я могу** определить тип кристаллической решётки вещества, зная его свойства.

● Чем отличаются смеси от чистых веществ?

Мы уже выяснили, что известны вещества, которые способны разлагаться с образованием двух или нескольких других веществ. Такие вещества относят к сложным веществам. Например, вода разлагается на водород и кислород (см. § 7). Следовательно, вода — сложное вещество.

Однако не все сложные вещества в условиях школьной лаборатории можно разложить на простые вещества. К таким веществам относится, например, сульфид железа — сложное вещество, состоящее из атомов железа и серы.

Возникает вопрос: как опытным путём доказать, что сульфид железа является сложным веществом? Можно провести обратную реакцию, т. е. получить сульфид железа из железа и серы. Для этого смешаем железные опилки с порошком серы в массовых отношениях 7 : 4 (на 7 массовых частей железа возьмём 4 массовые части серы). Убедимся, что железо и сера в смеси сохраняют свои свойства (железо притягивается магнитом, сера не притягивается; при высыпании смеси в воду сера всплывает, а железо тонет). После этого поместим смесь в пробирку и нагреем до начала химической реакции (рис. 19). Затем нагревание прекращаем, так как начавшаяся реакция протекает далее без нагревания.

После окончания реакции дадим пробирке остыть, измельчим в ступке её содержимое и с образовавшимся веществом проделаем такие же опыты, какие были проделаны со смесью железа и серы. В полученном веществе железо от серы нельзя отделить ни магнитом, ни с помощью воды. Это доказывает, что в результате реакции образовалось сложное вещество — сульфид железа со своими свойствами.

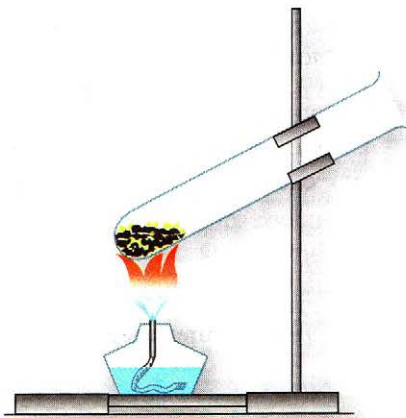


Рис. 19. Получение сульфида железа

✓ **Определение**

**СЛОЖНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ** называют вещества, которые образованы атомами разного вида.

Например, такое сложное вещество, как вода, состоит из атомов кислорода и водорода, углекислый газ — из атомов углерода и кислорода.

Такие вещества, как, например, сера, железо, газы кислород и водород, нельзя ни получить из более простых веществ, ни разложить. Эти вещества относят к простым веществам.

### **Определение**

**ПРОСТЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ** называют вещества, которые образованы атомами одного вида.

Например, простое вещество кислород состоит только из атомов кислорода, простое вещество графит — только из атомов углерода.

### **Важная информация**

Сложные вещества и простые вещества молекулярного строения часто называют **химическими соединениями**.

Сопоставление свойств простых и сложных веществ приведено на схеме 1.

Схема 1



Проделав опыт взаимодействия железа с серой, мы частично выяснили, чем различаются понятия «смесь» и «химическое соединение». Эти понятия в химии исключительно важны. Отличия смесей от химических соединений приведены в таблице 1.

Таблица 1

**Сравнение смесей и химических соединений**

Вопросы для сопоставления	Сопоставление	
	Смеси	Химические соединения
1. Сопоставьте состав смесей и химических соединений	Вещества можно смешать в любых массовых отношениях, т. е. состав смесей переменный	Состав химических соединений постоянный. Например, состав воды постоянный, так как водород с кислородом соединяются без остатка в массовых отношениях 1 : 8
2. Сопоставьте свойства смесей и химических соединений	Вещества, входящие в состав смесей, сохраняют свои свойства	Вещества, образующие соединения, свои свойства не сохраняют, так как получается химическое соединение с другими свойствами
3. Какими способами можно разделить на составляющие части (компоненты) смеси и химические соединения?	Вещества, входящие в состав смеси, можно разделить физическими способами	Химические соединения можно разложить только с помощью химических реакций
4. Можно ли судить по внешним признакам об образовании смеси и химического соединения?	Механическое смешивание не сопровождается выделением теплоты или другими признаками химических реакций	Об образовании химических соединений можно судить по признакам химических реакций (см. § 6)

**Простое вещество. Сложное вещество. Химическое соединение**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Как можно доказать, что кислород, железо и водород — простые вещества, а вода и сульфид железа — сложные вещества? Каковы условия возникновения и течения реакции образования сульфида железа?

2. Чем отличаются по составу и свойствам смеси от химических соединений? Приведите примеры.

3. При помощи каких способов из смесей можно выделить вещества, входящие в их состав? Приведите примеры.

### Тестовые задания

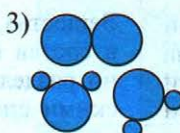
1. На рисунках условно изображены простые и сложные вещества. Простое вещество изображено на рисунке



2. На рисунках условно изображены простые и сложные вещества. Сложное вещество изображено на рисунке



3. На рисунках условно изображены химические соединения и смеси. Смеси показаны на рисунках



Используя электронное приложение (§ 9), ознакомьтесь с характеристиками простых и сложных веществ. Просмотрите их фотоизображения.

### Личный результат

**Я знаю,** чем отличается простое вещество от сложного вещества.

- Приведите примеры простого и сложного веществ, в состав которых входят атомы одного и того же вида.
- Чем отличаются смеси от химических соединений?

В химии очень важным является понятие «химический элемент»\*. Чтобы понять его сущность, вспомните, чем различаются смеси и химические соединения.

Мы выяснили, что железо и сера свои свойства в смеси сохраняют. Поэтому можно утверждать, что смесь порошка железа с порошком серы состоит из двух простых веществ — железа и серы. Так как химическое соединение сульфид железа образуется из простых веществ — железа и серы, то можно утверждать, что сульфид железа тоже состоит из железа и серы. *Однако можно ли утверждать, что химическое соединение сульфид железа состоит из двух простых веществ — железа и серы?* Знакомясь со свойствами сульфида железа, вы убедились, что этого утверждать нельзя. Это сложное вещество, образовавшееся в результате химического взаимодействия, обладает совершенно другими свойствами, нежели исходные вещества.

#### Роберт Бойль (1627—1691)

Английский учёный. В 1661 г. в своей книге «Химик-скептик» Бойль определил элементы как «первоначальные простые тела».



#### Важная информация

В состав сложных веществ входят не простые вещества, а атомы определённого вида.

Так, в состав сульфида железа входят атомы двух видов: атомы железа и атомы серы. Атомы тех же видов соответственно входят и в состав простых веществ: атомы железа — в состав железа, а атомы серы — в состав серы.



#### Определение

**ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ** — это определённый вид атомов.

\* Слово «элемент» по-гречески означает «составная часть».

Так, например, все атомы кислорода независимо от того, входят ли они в состав молекул кислорода или в состав молекул воды, — это химический элемент кислород. Все атомы водорода, железа, серы — это соответственно химические элементы водород, железо, сера и т. д.

См. § 50

В настоящее время известно 118 различных видов атомов, т. е. 118 химических элементов. Из атомов этого сравнительно небольшого числа элементов образуется огромное многообразие веществ. (Понятие «химический элемент» будет в дальнейшем уточнено и расширено.)

Пользуясь понятием «химический элемент», можно уточнить определения простых и сложных веществ:

#### **Определение**

**ПРОСТЫМИ** называют вещества, которые состоят из атомов одного химического элемента.

#### **Определение**

**СЛОЖНЫМИ** называют вещества, которые состоят из атомов разных химических элементов.

Следует различать понятия «простое вещество» и «химический элемент», хотя их названия в большинстве случаев совпадают. Поэтому каждый раз, когда мы встречаем слова «кислород», «водород», «железо», «сера» и т. д., нужно понимать, о чём идёт речь — о простом веществе или о химическом элементе. Если, например, говорят: «Растворённым в воде кислородом дышат рыбы», «Железо — это металл, который притягивается магнитом», это значит, что речь идёт о простых веществах — кислороде и железе. Если же говорят, что кислород или железо входит в состав какого-либо вещества, то имеют в виду кислород и железо как химические элементы.

#### **Важная информация**

Химические элементы и образуемые ими простые вещества можно разделить на две большие группы: *металлы* и *неметаллы*.

См. § 49

Примерами металлов служат железо, алюминий, медь, золото, серебро и др. Металлы пластичны, имеют металлический блеск, хорошо проводят электрический ток. Примерами неметаллов служат сера, фосфор, водород, кислород, азот и др. Свойства неметаллов разнообразны.



Окружающих нас сложных веществ гораздо больше, чем простых. К сложным веществам относятся используемые в пищу поваренная соль, сахар, подсолнечное масло, крахмал и др. Резина, различные пластмассы, стекло, древесина, а также знакомые вам из курса «Окружающий мир» минералы и горные породы — это тоже сложные вещества.

**Лабораторный опыт.** Ознакомление с образцами простых и сложных веществ

Даны подписанные образцы простых и сложных веществ. Расположите отдельно в один ряд простые вещества, а в другой — сложные вещества. Простые вещества разделите на металлы и неметаллы. Ответ оформите в виде таблицы.

### Химический элемент. Металлы. Неметаллы

#### Подумай, ответь, выполни...

1. Что называют химическим элементом?
2. Как вы думаете, можно ли говорить о физических свойствах химического элемента? А о физических свойствах простого вещества?
3. Составьте и напишите два предложения, в одном из которых речь шла бы о кислороде как о простом веществе, а в другом — как о химическом элементе.

#### Тестовые задания

1. О водороде как о простом веществе речь идёт в утверждении
  - 1) водород входит в состав воды
  - 2) водород легче воздуха
2. Установите соответствие между понятием и его определением.

1) химический элемент	А. вещество, состоящее из атомов
2) простое вещество	одногo химического элемента
3) сложное вещество	Б. определённый вид атомов
	В. вещество, состоящее из атомов разных химических элементов

#### Личный результат

Я могу различить понятия «химический элемент» и «простое вещество».

● Повторите единицы измерения массы.

Масса атома водорода меньше дробинки во столько раз, во сколько раз масса человека меньше массы земного шара.

Размеры и массы молекул очень малы. Размеры и массы атомов ещё меньше. Масса самого лёгкого атома — атома водорода равна  $1,67375 \cdot 10^{-24}$  г, масса атома кислорода —  $2,656812 \cdot 10^{-23}$  г, а масса атома углерода —  $1,9927 \cdot 10^{-23}$  г. Производить расчёты с такими числами неудобно. По-

этому для измерения масс атомов и молекул была введена *атомная единица массы* (а. е. м.).



### Важная информация

Атомная единица массы — это  $1/12$  массы атома углерода, масса которого равна 12 а. е. м.

$$1 \text{ а. е. м.} = 1,99265 \cdot 10^{-23} \text{ г} : 12 = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

См. § 52

На Земле встречаются три разновидности атомов углерода, различающиеся массой. Такие разновидности атомов одного и того же элемента называют *изотопами*. В данном случае речь идёт о разновидности, масса атомов которой в атомных единицах массы равна 12.

Разделив массу атома какого-либо химического элемента на  $1/12$  массы атома углерода, получают величину, которую называют *относительной атомной массой* и обозначают  $A_r^*$ .

Например, относительную атомную массу водорода и кислорода вычисляют следующим образом:

$$A_r(\text{H}) = 1,67375 \cdot 10^{-24} \text{ г} : 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,0078 (\sim 1)$$

$$A_r(\text{O}) = 2,656812 \cdot 10^{-23} \text{ г} : 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 15,999 (\sim 16)$$



### Определение

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА элемента ( $A_r$ ) показывает, во сколько раз масса его атома больше  $1/12$  массы атома углерода, масса которого равна 12 а. е. м.

\*  $A$  — от слова «атом»,  $r$  — от латинского слова *relativus* — относительный.

Первую таблицу относительных атомных масс ряда элементов составил английский учёный Джон Дальтон в 1803 г. В память о его трудах химики иногда называют атомную единицу массы дальтоном (сокращённо Da).

Значение относительной атомной массы каждого химического элемента приведено в *периодической таблице Д. И. Менделеева*. На практике эти значения обычно округляют до целых чисел. Округлённые значения относительных атомных масс некоторых элементов приведены в таблице 2 (см. § 12).

Посмотрите  
на первый форзац  
учебника!

### Масса атома. Атомная единица массы. Относительная атомная масса



#### Подумай, ответь, выполни...

1. Определите, во сколько раз масса атома серы больше массы атома водорода и массы атома кислорода.
2. Дайте определение понятия «относительная атомная масса». Какой смысл имеет слово «относительная»?
3. Используя периодическую таблицу Д. И. Менделеева, найдите значения относительных атомных масс элементов натрия, бария, серы, хлора, брома и аргона.

#### Тестовые задания

1. Установите соответствие между химическим элементом и его относительной атомной массой.

- |             |       |
|-------------|-------|
| 1) водород  | А. 32 |
| 2) сера     | Б. 16 |
| 3) кислород | В. 1  |
| 4) углерод  | Г. 12 |
|             | Д. 14 |

2. В состав молекулы какого-либо вещества может входить элемент кислород массой

- а) 8 а. е. м.      в) 6 а. е. м.      б) 16 а. е. м.      г) 24 а. е. м.

#### Личный результат

**Я могу** определить относительную атомную массу химического элемента по периодической таблице Д. И. Менделеева.

• **Какие химические элементы вам известны?**

**Йенс Яков Берцелиус  
(1779—1848)**

Шведский химик. В 1814 г. ввёл современные обозначения химических элементов. В период с 1807 по 1818 г. определил атомные массы 45 химических элементов.

Каждый химический элемент имеет своё название. Для упрощённого обозначения химических элементов используют *химическую символику*. Химический элемент обозначают начальной или начальной и одной из последующих букв латинского названия данного элемента. Так, водород (лат. *hydrogenium* — гидрогениум) обозначают буквой Н, ртуть (лат. *hydrargyrum* — гидраргирум) — буквами Hg и т. д.



**Определение**

Сокращённые буквенные обозначения химических элементов — это **ЗНАКИ**, или **СИМВОЛЫ**, **ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ**.

Предложил современную химическую символику шведский химик Й. Я. Берцелиус.



**Важная информация**

Химический символ (химический знак) обозначает один атом данного химического элемента.

Примеры			
1. Химический символ	O	H	Fe
2. Название данного химического элемента	Кислород	Водород	Железо
3. Один атом данного химического элемента	Один атом кислорода	Один атом водорода	Один атом железа

**Посмотрите на первый форзац учебника!**

Все известные в настоящее время элементы приведены в периодической таблице Д. И. Менделеева. Химические знаки некоторых элементов, их названия, относительные атомные массы и произношение химических знаков приведены в таблице 2.

Таблица 2

**Названия, химические знаки и относительные атомные массы  
некоторых элементов**

Название химического элемента	Химический знак	Произношение химического знака	Относительная атомная масса (округлённая)
Азот	N	Эн	14
Алюминий	Al	Алюминий	27
Барий	Ba	Барий	137
Бром	Br	Бром	80
Водород	H	Аш	1
Железо	Fe	Феррум	56
Иод	I	Иод	127
Калий	K	Калий	39
Кальций	Ca	Кальций	40
Кислород	O	О	16
Кремний	Si	Силициум	28
Магний	Mg	Магний	24
Медь	Cu	Купрум	63
Натрий	Na	Натрий	23
Ртуть	Hg	Гидраргирум	201
Свинец	Pb	Плюмбум	207
Сера	S	Эс	32
Серебро	Ag	Аргентум	108
Углерод	C	Це	12
Фосфор	P	Пэ	31
Фтор	F	Фтор	19
Хлор	Cl	Хлор	35,5
Цинк	Zn	Цинк	65

**Знаки химических элементов (химические символы)**



### Подумай, ответь, выполни...

1. Что обозначает химический знак, или символ?
2. Запишите химические знаки следующих элементов: натрий, цинк, барий, серебро, сера, фтор, бром, фосфор.
3. Запишите русские названия элементов, обозначенных следующими символами: Na, Cl, Ba, P, Cu, Zn, S, Al.
4. Найдите в Интернете или словаре иностранных слов латинские названия серы, сурьмы и мышьяка.\* Запишите химические знаки этих элементов.

### Тестовые задания

1. Химический знак элемента кальция — это  
1) K      2) Ca      3) Sc      4) Cr
2. Установите соответствие между символом химического элемента и его названием.  
1) Al      А. медь  
2) Cu      Б. серебро  
3) Cl      В. кальций  
4) Ag      Г. алюминий  
            Д. хлор
3. Установите соответствие между символом химического элемента и его латинским названием.  
1) Cu      А. феррум  
2) Ag      Б. купрум  
3) Fe      В. гидраргирум  
4) Hg      Г. аргентум



Используя Интернет, ознакомьтесь с обозначениями химических элементов, которыми пользовались алхимики.

### Личный результат

**Я могу** найти знак, название и значение относительной атомной массы любого химического элемента в периодической таблице.

## Закон постоянства состава веществ

- Чем различаются вещества молекулярного и немолекулярного строения?
- Различается ли состав молекул природной воды и воды, полученной в химической лаборатории?

Для получения воды нужно смешать водород и кислород в массовом соотношении 1 : 8. Если же их смешать в другом соотношении масс, например, 3 г водорода смешать с 8 г кислорода, то химическая реакция произойдёт, но 2 г водорода в реакцию не вступят. В определённых соотношениях масс реагируют и другие вещества. Почему же наблюдается такая закономерность?

Вам известно, что в молекуле воды на два атома водорода приходится один атом кислорода. Учитывая это и значения относительных атомных масс, можно легко вычислить соотношение масс водорода и кислорода в молекуле воды:

$$2A_r(\text{H}) : A_r(\text{O}) = (2 \cdot 1) : (1 \cdot 16) = 1 : 8$$

Нетрудно понять, что таким же должно быть соотношение масс водорода и кислорода в любом количестве воды, т. е. состав воды всегда постоянен. Постоянным составом обладает большое число химических соединений.

**Закон постоянства состава веществ** был открыт французским учёным Ж. Прустом в 1799—1806 гг. Закон был сформулирован так:

**!** Каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.

**!** **Важная информация**

Закон постоянства состава веществ не является всеобщим. Он справедлив только для веществ, имеющих молекулярное строение. Состав веществ немолекулярного строения часто зависит от способа их получения.

**Жозеф Луи Пруст (1754—1826)**

Французский химик. В период с 1799 по 1806 г. исследовал состав различных оксидов, сульфидов и других веществ. Он писал: «Независимо от того, будет ли хлорид натрия получен в Перу или в Сибири, его состав всегда будет постоянен».

На основе закона постоянства состава можно производить различные расчёты.

**Задача 1.** Определите массу серы, реагирующей без остатка с 5 г медных опилок, если медь и сера в данном случае соединяются в соотношении масс 2 : 1.

Решение. 2 г меди соединяются с 1 г серы

5 г меди соединяются с  $x$  г серы

$$2 \text{ г} : 5 \text{ г} = 1 \text{ г} : x \text{ г}$$

$$x = (5 \cdot 1) : 2 = 2,5 \text{ г серы}$$

На основе закона постоянства состава веществ можно решить задачи, в которых одно из веществ дано в избытке.

**Задача 2.** Смешали 2 г порошкообразной меди и 2 г порошкообразной серы. Смесь нагрели до начала химической реакции. Найдите массу образующегося сульфида меди, если известно, что медь с серой в данном случае соединяются в массовых отношениях 2 : 1.

Решение. Рассуждают так: если медь с серой реагируют в массовых отношениях 2 : 1, то это означает, что 2 г меди вступят в реакцию с 1 г серы и получится 3 г сульфида меди. 1 г серы в реакцию не вступит.

### Закон постоянства состава веществ



Подумай, ответь, выполни...

1. Кем и когда был открыт закон постоянства состава? Дайте определение и поясните сущность этого закона с точки зрения представлений об атомах и молекулах.

2. Известно вещество, в котором на 2 атома меди приходится 1 атом серы. В каких массовых отношениях нужно взять медь и серу, чтобы оба вещества полностью вступили в реакцию?

3. Какое практическое значение имеет закон постоянства состава веществ?

### Личный результат

**Я могу** производить расчёты на основе закона постоянства состава веществ.



## Химические формулы.

## Относительная молекулярная масса

- В каких единицах можно измерять массу атомов?
- Что такое относительная атомная масса?

Вы уже знаете, что в молекуле воды один атом кислорода связан с двумя атомами водорода. С помощью знаков химических элементов состав воды можно выразить химической формулой  $H_2O$ .

 **Определение**

**ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА** — это условная запись состава вещества посредством химических знаков и индексов.

Цифру 2, стоящую в формуле воды справа внизу у знака элемента водорода, называют *индексом*. Индекс обозначает число атомов элемента, входящих в состав данного вещества (рис. 20).

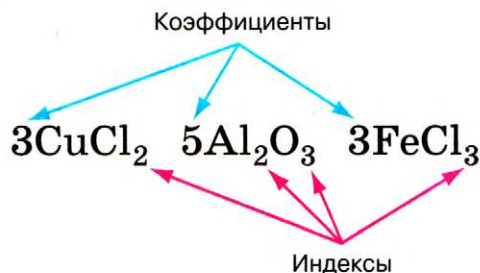
Если требуется обозначить не одну, а несколько молекул (или отдельных атомов), то перед химической формулой (или знаком) ставят соответствующую цифру, которую называют *коэффициентом*. Например, три молекулы воды обозначаются  $3H_2O$ , пять атомов железа —  $5Fe$  и т. д. (см. рис. 20). Индекс 1 в химических формулах и коэффициент 1 перед химическими символами и формулами не пишут.

Представленные на рисунке 20 формулы читаются так: три-купрум-хлор-два, пять-алюминий-два-о-три, три-феррум-хлор-три.

Запись  $5H_2O$  (пять-аш-два-о) следует понимать так: пять молекул воды образованы десятью атомами водорода и пятью атомами кислорода.

 **Важная информация**

Химическая формула показывает, из атомов каких элементов состоит вещество (т. е. качественный состав вещества) и каково соотношение атомов этих элементов (т. е. количественный состав вещества).



**Рис. 20.** Химические формулы

Массу молекул, так же как массу атомов, принято выражать в атомных единицах массы. Разделив массу молекулы какого-либо вещества на  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода, получают величину, которую называют относительной молекулярной массой вещества.



### Определение

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА вещества показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода, масса которого равна 12 а. е. м.

Относительная молекулярная масса  $M_r$  — безразмерная величина. Она складывается из относительных атомных масс элементов, составляющих молекулу, например:

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

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

*Какую же информацию о веществе можно получить по его химической формуле?* По химической формуле мы можем дать веществу название, определить его качественный и количественный состав, а также подсчитать его относительную молекулярную массу.

1. Химическая формула вещества	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2$
2. Название вещества	Вода	Углекислый газ
3. $M_r$ вещества	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$	$M_r(\text{CO}_2) = 44$
4. Качественный состав (из каких химических элементов данное вещество состоит)	В состав воды входят химические элементы водород Н и кислород О	В состав углекислого газа входят химические элементы углерод С и кислород О
5. Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы данного вещества и каковы массовые соотношения элементов)	Молекула воды образована двумя атомами водорода Н и одним атомом кислорода О. $2m(\text{H}) : m(\text{O}) = 2 : 16 = 1 : 8$	Молекула углекислого газа образована одним атомом углерода С и двумя атомами кислорода О. $m(\text{C}) : 2m(\text{O}) = 12 : 32 = 3 : 8$

### Важная информация

Химические формулы веществ, имеющих немолекулярное строение, например FeS, не описывают состав молекулы, а только показывают соотношение элементов, образующих данное вещество.

Так, кристаллическая решётка поваренной соли — хлорида натрия состоит не из молекул, а из ионов. На каждый положительно заряженный ион натрия в ней приходится один отрицательно заряженный ион хлора. Получается, что отношение индексов в записи NaCl совпадает с отношением, в котором химические элементы соединяются между собой, образуя вещество. По отношению к веществам, имеющим немолекулярное строение, такую запись правильнее называть не формулой, а *формульной единицей*.

В этом случае величина  $M_r$  должна называться не относительной молекулярной массой, а *относительной формульной массой*. Но часто по традиции выражение «относительная молекулярная масса» используют и по отношению к веществам немолекулярного строения.

**Химическая формула. Качественный и количественный состав вещества. Индекс. Коэффициент. Относительная молекулярная масса. Формульная единица. Относительная формульная масса**

### Подумай, ответь, выполни...

1. Что показывает химическая формула? Приведите примеры.
2. Можно ли выразить массу сульфида железа следующими числами:  
а) 44 а. е. м.; б) 176 а. е. м.; в) 150 а. е. м.; г) 264 а. е. м.? Почему?
3. Напишите химическую формулу вещества, если известно, что в его состав входят: а) атом железа и три атома хлора; б) два атома алюминия и три атома кислорода; в) атом кальция, атом углерода и три атома кислорода. Вычислите относительные формульные массы данных веществ.
4. Что означают записи:  $4\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $\text{HgO}$ ,  $5\text{FeS}$ ,  $3\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
5. Заполните таблицу.

Вещество	Качественный состав	Количественный состав
$\text{KMnO}_4$		
$\text{H}_2\text{SO}_4$		

6. Сравните качественный и количественный состав: а) сернистого газа  $\text{SO}_2$  и серного ангидрида  $\text{SO}_3$ ; б) угарного газа  $\text{CO}$  и углекислого газа  $\text{CO}_2$ .

7. Состав вещества отражает формула  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Определите: а) суммарное число атомов в молекуле; б) число химических элементов, входящих в состав вещества; в) число атомов каждого химического элемента в веществе.

8. В каких массовых отношениях следует взять алюминий и серу, чтобы получить соединение, в котором на каждые два атома  $\text{Al}$  приходится три атома  $\text{S}$ ?

### Тестовые задания

1. Относительная молекулярная масса оксида железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  равна  
1) 320      2) 160      3) 480      4) 62

2. Тот факт, что молекула азота состоит из двух атомов азота, отражает запись

1)  $2\text{N}$       2)  $\text{N}_2$       3)  $\text{N}_2\text{O}$       4)  $\text{N}_2\text{O}_3$

3. Запись  $2\text{O}_2$  обозначает

- 1) четыре атома кислорода
- 2) два атома кислорода
- 3) две молекулы кислорода
- 4) четыре молекулы кислорода

4. Верны ли следующие суждения?

А. Для веществ немолекулярного строения подсчитывают не относительную молекулярную массу, а относительную формульную массу.

Б. Для веществ молекулярного строения подсчитывают относительную молекулярную массу.

- 1) верно только А      3) оба суждения верны
- 2) верно только Б      4) оба суждения неверны

### Личный результат

**Я умею** вычислять относительную молекулярную (формульную) массу вещества.

**Я могу** характеризовать качественный и количественный состав вещества по его формуле.

## Вычисления по химическим формулам. Массовая доля элемента в соединении

- Как рассчитывают относительную молекулярную массу вещества?

Химические формулы могут быть использованы для проведения различных расчётов.

### 1. Вычисление относительных молекулярных масс

**Задача.** Вычислите относительную молекулярную массу серной кислоты, химическая формула которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (аш-два-эс-о-четыре).

Вам поможет периодическая таблица!

**Решение.** Для вычисления относительной молекулярной массы необходимо суммировать относительные атомные массы элементов, образующих соединение, с учётом числа атомов:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

### 2. Вычисление массовых отношений химических элементов в сложном веществе

**Задача.** Вычислите массовые отношения элементов в серной кислоте, химическая формула которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Решение.** Зная относительные атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить массовые отношения этих элементов:

$$m(\text{H}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32$$

$$1 + 16 + 32 = 49$$

Это означает, что в 49 массовых частях серной кислоты содержится 1 массовая часть водорода, 16 массовых частей серы и 32 массовые части кислорода. Массовые части можно выразить с помощью любых

единиц массы (а. е. м., г, кг, т). Так, 49 г серной кислоты содержат 1 г водорода, 16 г серы и 32 г кислорода, и соответственно 49 т серной кислоты содержат 1 т водорода, 16 т серы и 32 т кислорода.

### 3. Вычисление массовых долей химических элементов

#### В сложном веществе

**Задача.** Вычислите массовые доли элементов в серной кислоте ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).



#### Определение

**МАССОВАЯ ДОЛЯ** химического элемента ( $w$ ) в сложном веществе показывает, какая доля от всей массы сложного вещества приходится на массу этого элемента.

**Решение.** Вычисляем относительную молекулярную массу серной кислоты:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$



#### Важная информация

Массовая доля элемента в соединении равна отношению его массы в данном веществе к относительной молекулярной массе этого вещества:

$$w(\text{H}) = \frac{2A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{98} = 0,0204, \text{ или } 2,04\%$$

$$w(\text{S}) = \frac{A_r(\text{S})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{32}{98} = 0,3265, \text{ или } 32,65\%$$

$$w(\text{O}) = \frac{4A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{64}{98} = 0,6531, \text{ или } 65,31\%$$

### 4. Вывод химических формул, если известны

#### массовые доли химических элементов,

#### входящих в состав данного вещества

**Задача.** Известно, что массовые доли натрия, серы и кислорода в данном веществе соответственно составляют 29,1 %, 40,51 % и 30,38 %. Вычислите индексы в химической формуле вещества  $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$ .

**Решение.** Из условия задачи следует, что в 100 единицах массы вещества 29,1 единицы натрия, 40,51 единицы серы и 30,38 единицы кислорода. Если каждое из этих чисел разделить на относительные атомные массы соответствующих элементов, то находим число атомов каждого элемента в 100 единицах вещества:

$$29,1 : 23 = 1,265 \text{ атома Na}$$

$$40,51 : 32 = 1,266 \text{ атома S}$$

$$30,38 : 16 = 1,899 \text{ атома O}$$

Следовательно, можно определить соотношение чисел атомов в формуле вещества:

$$x : y : z = 1,265 : 1,266 : 1,899$$

Чтобы получить соотношения целых чисел, разделим все числа атомов на наименьшее из них:

$$x : y : z = \frac{1,265}{1,265} : \frac{1,266}{1,265} : \frac{1,899}{1,265} = 1 : 1 : 1,5$$

Для того чтобы количество атомов кислорода было выражено целым числом, полученные числа атомов умножаем на два:

$$x : y : z = (1 \cdot 2) : (1 \cdot 2) : (1,5 \cdot 2) = 2 : 2 : 3$$

Эти числа принимаются в качестве индексов в простейшей формуле данного вещества —  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

### Массовая доля элемента в соединении



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Вычислите относительную молекулярную массу сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ .
2. Вычислите массовые отношения элементов в угольной кислоте, химическая формула которой  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .
3. Вычислите массовые доли элементов в процентах по формулам соединений: а)  $\text{CuSO}_4$  — сульфат меди; б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — оксид железа; в)  $\text{HNO}_3$  — азотная кислота.
4. Во сколько раз массовая доля химического элемента серы в оксиде серы  $\text{SO}_3$  меньше, чем в оксиде серы  $\text{SO}_2$ ?

5. Водород соединяется с серой в массовых отношениях 1 : 16. Используя данные об относительных атомных массах этих элементов, выведите химическую формулу сероводорода.

6. Применяя сведения об относительных атомных массах химических элементов, составьте химическую формулу сульфата меди, если массовые отношения в нём меди, серы и кислорода соответственно равны 2 : 1 : 2.

7. Выведите простейшую формулу соединения, в котором массовая доля натрия равна 32,4%, серы — 22,5%, кислорода — 45,1%.

8. Смешали 14 г порошкообразного железа с 14 г порошкообразной серы. Смесь нагрели. Найдите массу сульфида железа, если известно, что Fe и S в данном случае соединяются в массовых отношениях 7 : 4.

### Тестовые задания

1. Установите соответствие между химической формулой и массовым соотношением химических элементов, входящих в состав этой формулы.

- |                                   |                |
|-----------------------------------|----------------|
| 1) MgO                            | А. 3 : 2       |
| 2) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | Б. 7 : 3       |
| 3) Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | В. 2 : 1 : 2   |
| 4) CuSO <sub>4</sub>              | Г. 1 : 16 : 32 |

2. Массовая доля химического элемента углерода в молекуле этанола C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O составляет

- 1) 10%      2) 23,6%      3) 41,0%      4) 52,2%



В «Задачнике с «помощником» (8—9 кл.) ознакомьтесь с решением задач на нахождение массовой доли химического элемента и установление формулы вещества (с. 16—18). Решите задачи 3.4, 3.18, 3.44, 3.48.

### Личный результат

**Я умею** вычислять массовую долю элемента в химическом соединении по его формуле.

**Я могу** установить формулу сложного вещества по известным массовым долям химических элементов, входящих в его состав.



## Валентность химических элементов. Определение валентности элементов по формулам их соединений

- **Вспомните химические формулы известных вам простых и сложных веществ.**

**Понятие о валентности.** Химические формулы можно вывести на основании экспериментально полученных данных о составе веществ. Однако на практике для составления формул веществ часто опираются на знание закономерностей, которым подчиняются химические элементы, соединяясь между собой. Чтобы понять эти закономерности, следует ознакомиться со свойством атомов, которое называют *валентностью*.

Рассмотрим химические формулы соединений некоторых элементов с водородом:

$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_4$
хлороводород	вода	аммиак	метан

Как видно из приведённых примеров, каждый элемент (Cl, O, N или C) в рассматриваемом соединении присоединяет определённое число атомов водорода. Понятие «валентность» можно определить так:

### **Определение**

Свойство атома химического элемента присоединять или замещать определённое число атомов другого химического элемента называют **ВАЛЕНТНОСТЬЮ**.

### **Важная информация**

Атомы водорода не могут присоединять более одного атома другого химического элемента, поэтому валентность водорода принята за единицу.

Валентность же других элементов можно выразить числом, показывающим, сколько атомов водорода может присоединить к себе атом данного элемента. Например, в молекуле хлороводорода атом хлора присоединяет один атом водорода, следовательно, хлор одновалентен. Валентность кислорода равна двум, так как один его атом

присоединяет два атома водорода. Азот в молекуле аммиака трёхвалентен, а углерод в молекуле метана четырёхвалентен. Это можно записать следующим образом:



(Значение валентности принято обозначать римскими цифрами, которые ставятся над знаками химических элементов.)

Валентность элементов определяют также по кислороду, который обычно двухвалентен. Например, ртуть Hg и медь Cu образуют *оксиды* (соединения с кислородом) HgO и CuO. Так как кислород двухвалентен и в этих оксидах на один атом элемента приходится по одному атому кислорода, то ртуть и медь в этих соединениях двухвалентны.

Некоторые элементы в разных соединениях проявляют различную валентность (табл. 3). Так, сера в оксиде серы(IV) SO<sub>2</sub> имеет валентность, равную четырём, что и указано в скобках, а в оксиде серы(VI) SO<sub>3</sub> валентность серы равна шести.

#### Эдуард Фрэнкленд (1825—1899)

Английский химик. В 1852 г. ввёл понятие о соединительной силе. Это свойство атомов позже стали называть валентностью.

Таблица 3

#### Валентность некоторых элементов в химических соединениях

Валентность	Химические элементы	Примеры формул соединений
<i>С постоянной валентностью</i>		
I	H, Na, K, Li	H <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> O
II	O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn	MgO, CaO
III	Al, B	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
<i>С переменной валентностью</i>		
I и II	Cu	Cu <sub>2</sub> O, CuO
II и III	Fe, Co, Ni	FeO, Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
II и IV	Sn, Pb	SnO, SnO <sub>2</sub>
III и V	P	PH <sub>3</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
II, III и VI	Cr	CrO, Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , CrO <sub>3</sub>
II, IV и VI	S	H <sub>2</sub> S, SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub>

## Определение валентности элементов по формулам их соединений.

Зная формулу соединения, состоящего из двух элементов, и валентность одного из элементов, входящих в его состав, можно вычислить валентность другого химического элемента.

### Определение

Вещества, состоящие из двух химических элементов, называют **БИНАРНЫМИ СОЕДИНЕНИЯМИ**.

Если дана формула оксида меди  $\text{CuO}$ , то валентность меди можно определить следующим образом. Валентность кислорода равна двум, а на один атом кислорода приходится один атом меди. Следовательно, валентность меди тоже равна двум.

Сложнее определить валентность по формулам бинарных соединений, состоящих не из двух атомов, а большего их числа. Например, чтобы определить валентность железа в оксиде железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , рассуждают так. Валентность кислорода равна двум. Общее число единиц валентности трёх атомов кислорода равно шести ( $2 \cdot 3$ ). Следовательно, на два атома железа приходится шесть единиц валентности, а на один атом железа приходится три единицы валентности ( $6 : 2$ ).

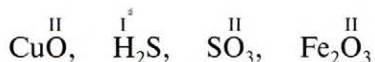
### Важная информация

При определении валентности элемента по формуле бинарного соединения следует учитывать, что число единиц валентности всех атомов одного элемента должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента.

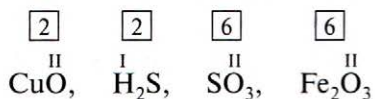
## Определение валентности элементов по формуле

### бинарного соединения

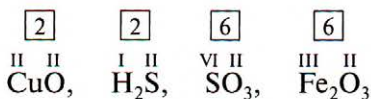
1. Пишут химическую формулу вещества и отмечают валентность известного элемента:



2. Находят и записывают общее число единиц валентности (наименьшее общее кратное) известного элемента:



3. Вычисляют и проставляют над химическими знаками валентность другого элемента. Для этого общее число единиц валентности делят на индекс этого элемента:



### Валентность химических элементов. Оксиды. Бинарные соединения

#### Подумай, ответь, выполни...

1. Что такое валентность химических элементов? Поясните, почему валентность водорода принята за единицу.
2. При взаимодействии магния с водой один атом магния замещает два атома водорода в молекуле воды. Какова валентность магния?
3. Выпишите элементы, имеющие постоянную валентность, равную I: Na, Cu, S, K, H, Cl.
4. Выпишите элементы, имеющие постоянную валентность, равную II: Ca, Na, O, S, Ba, Fe.
5. Определите валентность металлов в следующих оксидах: CuO, Cu<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, FeO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

#### Тестовые задания

1. Формула одного из оксидов фосфора P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Валентность фосфора в этом соединении равна  
1) 2      2) 3      3) 4      4) 5
2. Установите соответствие между химической формулой соединения и валентностью серы в этом соединении.  
1) SO<sub>3</sub>      А. II  
2) H<sub>2</sub>S      Б. IV  
3) SO<sub>2</sub>      В. VI

 Используя электронное приложение (§ 16), ознакомьтесь с биографией Эдуарда Франкланда.

#### Личный результат

**Я могу** определить валентность элементов по формулам бинарных соединений.

## Составление химических формул по валентности

- Что такое валентность химического элемента?
- вспомните правило определения валентности элементов в бинарных соединениях.

Мы уже умеем определять валентность элементов в бинарных соединениях. Теперь научимся составлять химические формулы бинарных соединений по известной валентности элементов (см. табл. 3).

При составлении химических формул следует соблюдать следующий порядок действий:

1. Написать рядом химические знаки элементов, которые входят в состав соединения:



2. Над знаками химических элементов проставить их валентность:



3. Определить наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность обоих элементов:



4. Делением наименьшего общего кратного на валентность соответствующего элемента найти индексы (индекс 1 не пишут):



### Важная информация

В названиях веществ, образованных элементами с переменной валентностью, в скобках указывают валентность данного элемента в этом соединении, например:  $\text{CuO}$  — оксид меди(II),  $\text{Cu}_2\text{O}$  — оксид меди(I),  $\text{FeCl}_2$  — хлорид железа(II),  $\text{FeCl}_3$  — хлорид железа(III).

Следует учитывать, что валентность — это свойство, которое элементы проявляют только при соединении с другими атомами. Отдельно взятые атомы валентности не имеют.

**Подумай, ответь, выполни...**

1. Определите валентность элементов по формулам:  $\text{HgO}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{Ni}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

2. Даны химические символы элементов и указана их валентность. Составьте соответствующие химические формулы:

I    II    V    IV    I    III    VII    II    II    IV    III    I  
 $\text{LiO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{PO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{KO}$ ,  $\text{PH}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{HS}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CrCl}$

3. Пользуясь данными таблицы 3, составьте химические формулы соединений с кислородом (оксидов) следующих химических элементов:  $\text{Zn}$ ,  $\text{B}$ ,  $\text{Be}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Ni}$ . Назовите эти соединения.

4. Определите валентность азота в следующих соединениях:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

5. Составьте формулы оксидов (соединений с кислородом): меди(I), железа(III), вольфрама(VI), железа(II), углерода(IV), серы(VI), олова(IV), марганца(VII).

6. Составьте формулы соединений с хлором следующих элементов:  $\text{K}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Ba}$ .

7. Составьте формулы водородных соединений следующих элементов:  $\text{S}$ (II),  $\text{P}$ (III),  $\text{F}$ (I),  $\text{C}$ (IV).

**Тестовые задания**

1. В одном из оксидов марганец проявляет валентность, равную четырём. Его химическая формула

- 1)  $\text{MnO}$             2)  $\text{MnO}_2$             3)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$

2. Установите соответствие между химической формулой вещества и его названием.

- |                            |                        |
|----------------------------|------------------------|
| 1) $\text{CrO}$            | А. оксид хрома(VI)     |
| 2) $\text{CrO}_3$          | Б. оксид хрома(II)     |
| 3) $\text{Cr}_2\text{O}_3$ | В. хлорид марганца(II) |
| 4) $\text{MnCl}_2$         | Г. оксид хрома(III)    |

**Личный результат**

**Я могу** составлять химические формулы бинарных соединений, зная валентность составляющих их элементов.

## Атомно-молекулярное учение

- **Повторите § 4 и ответьте на вопрос, почему для измерения масс атомов и молекул потребовалась особая единица измерения.**

Мы уже знаем, что многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Сведения об атомах и молекулах объединяются в *атомно-молекулярное учение*. Учитывая достижения современной науки, основные положения атомно-молекулярного учения можно сформулировать так:

1. Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.

2. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры. Наибольшие расстояния имеются между молекулами газов. Этим объясняется их лёгкая сжимаемость. Труднее сжимаются жидкости, где промежутки между молекулами значительно меньше. В твёрдых веществах промежутки между молекулами ещё меньше, поэтому они почти не сжимаются.

3. Молекулы находятся в непрерывном движении. Скорость движения молекул зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения молекул возрастает.

4. Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания. В наибольшей степени эти силы выражены в твёрдых веществах, в наименьшей степени — в газах.

5. Молекулы состоят из атомов, которые, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.

6. Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида массой и свойствами.

7. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических явлениях они, как правило, разрушаются.

8. У веществ с молекулярным строением в твёрдом состоянии в узлах кристаллических решёток находятся молекулы. Связи между молекулами, расположенными в узлах кристаллической решётки, слабые и при нагревании разрываются. Поэтому вещества с молекулярным строением, как правило, имеют низкие температуры плавления.

9. У веществ с немолекулярным строением в узлах кристаллических решёток находятся атомы или ионы. Между этими частицами существуют прочные химические связи, для разрушения которых требуется затратить много энергии. Поэтому вещества с немолекулярным строением имеют высокие температуры плавления.

Зная основы атомно-молекулярного учения, можно объяснить сущность физических и химических явлений.



### Важная информация

Физические явления в большой степени связаны с механическим движением молекул, а химические явления сопровождаются перегруппировкой атомов и образованием новых веществ.

Например, процесс диффузии, знакомый вам из курса физики, объясняется способностью частиц одного вещества проникать между частицами другого вещества. Это происходит потому, что частицы вещества (молекулы, атомы, ионы) непрерывно движутся и находятся на некотором расстоянии друг от друга.

Если нагревают твёрдое вещество, например лёд, скорость движения его молекул возрастает, силы притяжения между ними ослабевают и вещество плавится. Если продолжить нагревание, скорость движения молекул возрастает ещё больше и вещество переходит в газообразное состояние.

Сущность химических реакций заключается в перегруппировке атомов, ведущей к образованию новых соединений.

### Атомно-молекулярное учение



### Подумай, ответь, выполни...

1. Составьте конспект данного параграфа. Все тезисы атомно-молекулярного учения проиллюстрируйте конкретными примерами. Выполненную работу обсудите с соседом по парте.

2. Какие явления подтверждают: а) движение молекул; б) наличие между молекулами определённых расстояний? Ответ подтвердите примерами.

3. Вычислите относительные молекулярные массы: а) оксида железа(III); б) оксида фосфора(V); в) оксида марганца(VII).



Используя электронное приложение, выполните тесты к данному параграфу.

### Личный результат

**Я могу** объяснить физические и химические явления с точки зрения атомно-молекулярного учения.



## Закон сохранения массы веществ

- По каким признакам можно определить, что прошла химическая реакция?
- Повторите по учебнику физики, что такое масса.

Знаменитый английский химик Роберт Бойль, прокаливая в открытой реторте различные металлы и взвешивая их до и после нагревания, обнаружил, что масса металлов становится больше. Основываясь на этих опытах, он предположил, что существует некая «огненная материя», которая при нагревании металла соединяется с ним, увеличивая его массу.

М. В. Ломоносов в отличие от Р. Бойля прокаливал металлы не на открытом воздухе, а в запаянных ретортах (рис. 21) и взвешивал их до и после прокаливания. Он доказал, что масса веществ до и после реакции остаётся неизменной и что при прокаливании к металлу присоединяется какая-то часть воздуха. (Кислород в то время не был ещё открыт.) Результаты этих опытов он не опубликовал, хотя и сформулировал в виде закона в письме (1748): «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому». Описанное явление называют *законом сохранения массы*.

Французский химик Антуан Лоран Лавуазье (независимо от М. В. Ломоносова) сформулировал этот закон в 1789 г. в своей книге «Начальный учебник химии»:

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

Подтвердить правильность закона сохранения массы веществ можно на простом опыте. В колбу (рис. 22) помещают немного красного фосфора, закрывают пробкой и взвешивают на весах (*а*). Затем колбу с фосфором осторожно нагревают (*б*). О том, что произошла химическая

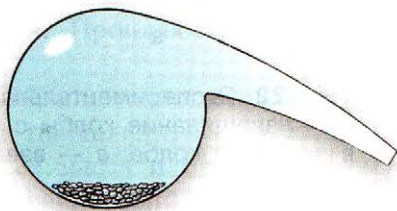
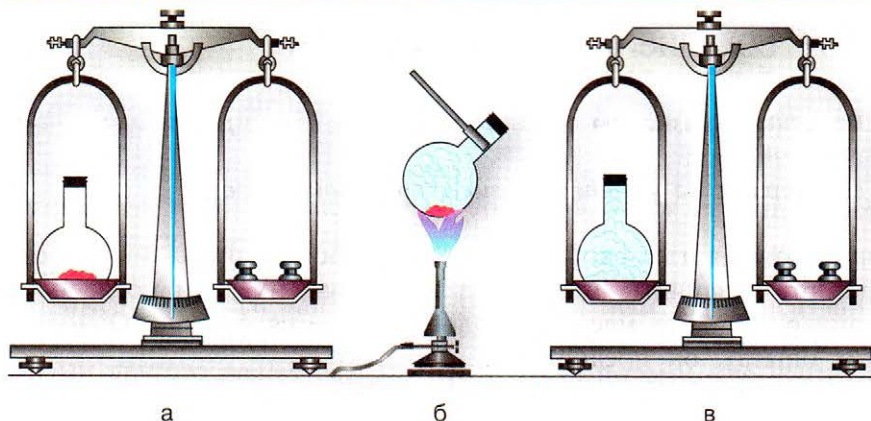


Рис. 21. Реторта

Ещё древнегреческий философ Эмпедокл утверждал: «Ничто не может произойти из ничего, и никак не может то, что есть, уничтожиться».



**Рис. 22.** Экспериментальная проверка закона сохранения массы веществ: *а* — взвешивание колбы с фосфором до реакции; *б* — горение фосфора в закрытой колбе; *в* — взвешивание колбы с продуктом реакции

реакция, судят по появлению в колбе белого дыма, состоящего из частиц оксида фосфора(V). При вторичном взвешивании убеждаются, что в результате реакции масса веществ не изменилась (*в*).

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения массы объясняется так: *в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка.* Так

как число атомов до реакции и после остаётся неизменным, то их общая масса также не изменяется\*.

*Каково значение закона сохранения массы веществ?*

1. Открытие закона сохранения массы веществ способствовало дальнейшему развитию химии как науки.

2. На основании этого закона производят практически важные расчёты. Например, можно вычислить, сколько

потребуется исходных веществ, чтобы получить сульфид железа(II) массой 44 кг, если железо и сера вступают в реакцию в массовых отношениях 7 : 4. Согласно закону сохранения массы при взаимодействии железа массой 7 кг и серы массой 4 кг образуется сульфид железа(II)

\* Современная наука в формулировку закона внесла некоторые уточнения. Об этом рассказывается в курсе химии 11 класса.



### **Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794)**

Французский химик. Сформулировал закон сохранения массы веществ. В 1774 г. экспериментально определил состав воздуха и опроверг теорию о флогистоне — якобы составной части горючих тел. Флогистону приписывался отрицательный вес.

массой 11 кг. А так как необходимо получить сульфид железа(II) массой 44 кг, т. е. в 4 раза больше, то и исходных веществ также потребуется в 4 раза больше: 28 кг железа ( $7 \cdot 4$ ) и 16 кг серы ( $4 \cdot 4$ ).

3. На основе закона сохранения массы веществ составляют уравнения химических реакций (см. § 20).

### Закон сохранения массы веществ

#### Подумай, ответь, выполни...

1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ и объясните его с точки зрения атомно-молекулярного учения. Проиллюстрируйте его примерами.

2. В реторту насыпали порошок цинка, закрыли газоотводную трубку зажимом, реторту взвесили и содержимое прокалили. Когда реторта остыла, её вновь взвесили. Изменилась ли её масса и почему? Затем открыли зажим. Остались ли чашки весов в равновесии и почему?

3. Почему при горении спиртовки масса спирта постоянно уменьшается? Не нарушается ли при этом закон сохранения массы веществ?

4. Какое теоретическое и практическое значение имеет закон сохранения массы веществ? Приведите примеры.

#### Тестовые задания

1. Медь соединяется с серой в массовом отношении 2 : 1. Для приготовления 21 г сульфида меди(II) потребуется

- 1) Cu — 14 г, S — 7 г      3) Cu — 7 г, S — 14 г  
2) Cu — 12 г, S — 9 г      4) Cu — 16 г, S — 5 г

2. При разложении 4,34 г оксида ртути(II) образовалось 4,02 г ртути. Масса выделившегося при этом кислорода равна

- 1) 0,16 г      2) 0,32 г      3) 3,2 г      4) 1,6 г



Прочитайте рассказ «Сей всеобщий естественный закон» в книге М. М. Колтуна «Мир химии» (серия «Твой кругозор», М.: Просвещение, 2009).

#### Личный результат

**Я могу** объяснить практическое значение закона сохранения массы.

### • Что называют химической реакцией?

Судить о том, какие вещества вступают в реакцию и какие образуются в результате, можно по химическому уравнению реакции.

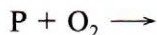
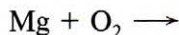


#### Определение

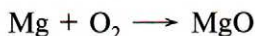
Условную запись химической реакции посредством химических знаков и формул называют ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЕМ.

### Составление уравнений химических реакций

1. В левой части уравнения пишут формулы веществ, вступающих в реакцию, а затем ставят стрелку. При этом нужно помнить, что молекулы простых газообразных веществ почти всегда состоят из двух атомов ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$  и т. д.):



2. В правой части (после стрелки) пишут формулы веществ, образующихся в результате реакции:

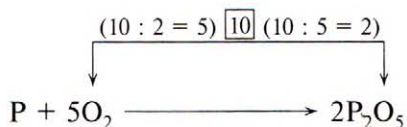
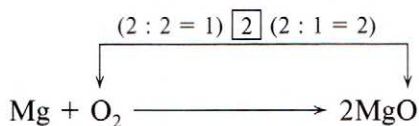


Мы получили *схемы химических реакций*.

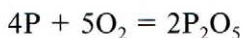
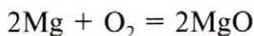
3. Уравнение реакции составляют на основе закона сохранения массы веществ, т. е. в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковое число атомов. Это достигается расстановкой коэффициентов перед формулами веществ.

Вначале уравнивают число атомов, которых в реагирующих веществах содержится больше. В наших примерах это атомы кислорода. Находят наименьшее общее кратное чисел атомов кислорода в левой и правой частях схемы. В реакции магния с кислородом наименьшим общим кратным является число 2, а в примере с фосфором — число 10. При делении наименьшего общего кратного на число соответствующих атомов в левой и правой частях схемы

(в приведённых примерах — на число атомов кислорода) находят соответствующие коэффициенты:



4. Уравнивают число атомов остальных химических элементов и заменяют стрелку знаком равенства. В наших примерах следует уравнивать число атомов магния и фосфора:



### Важная информация

Для того чтобы началась реакция, во многих случаях требуется нагревание. Тогда в уравнениях реакций над знаком равенства ставят знак  $t$ .

Если в результате реакции выделяется газ, рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вверх ( $\uparrow$ ).

Если вещество выпадает в осадок, то рядом с формулой этого вещества ставят стрелку, направленную вниз ( $\downarrow$ ).

### Схема химической реакции. Химическое уравнение

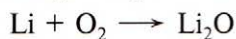
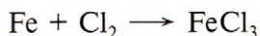


### Подумай, ответь, выполни...

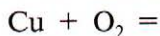
1. Что называют уравнением химической реакции? Что показывает химическое уравнение?

2. Какой последовательности действий следует придерживаться при составлении уравнений химической реакции?

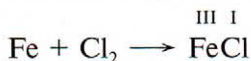
3. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций:



4. Запишите правую часть уравнения химической реакции и расставьте коэффициенты:



5. Составьте формулу продукта реакции по известным валентностям элементов и расставьте коэффициенты в схеме реакции:



6. В живых организмах при окислении (взаимодействием с кислородом  $\text{O}_2$ ) глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  выделяется необходимая для жизнедеятельности энергия. Напишите уравнение этой реакции, если известно, что в итоге образуются углекислый газ  $\text{CO}_2$  и вода  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Тестовые задания

1. В схеме реакции между оксидом железа(III) и соляной кислотой:



перед формулой образующейся соли нужно поставить коэффициент

- 1) 1      2) 2      3) 3      4) 6

2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между оксидом фосфора(V) и водой равна

- 1) 5      2) 6      3) 4      4) 3



Используя электронное приложение (§ 20), познакомьтесь с терминами (раздел «Словарь») и выполните тесты к данному параграфу.

### Личный результат

**Я знаю** последовательность действий при составлении уравнений химических реакций.

**Я умею** расставлять коэффициенты в схемах химических реакций.

## Типы химических реакций

- С какой целью в науке используют классификацию?
- вспомните из курса «Окружающий мир», как определяют наличие углекислого газа.


**Важная информация**

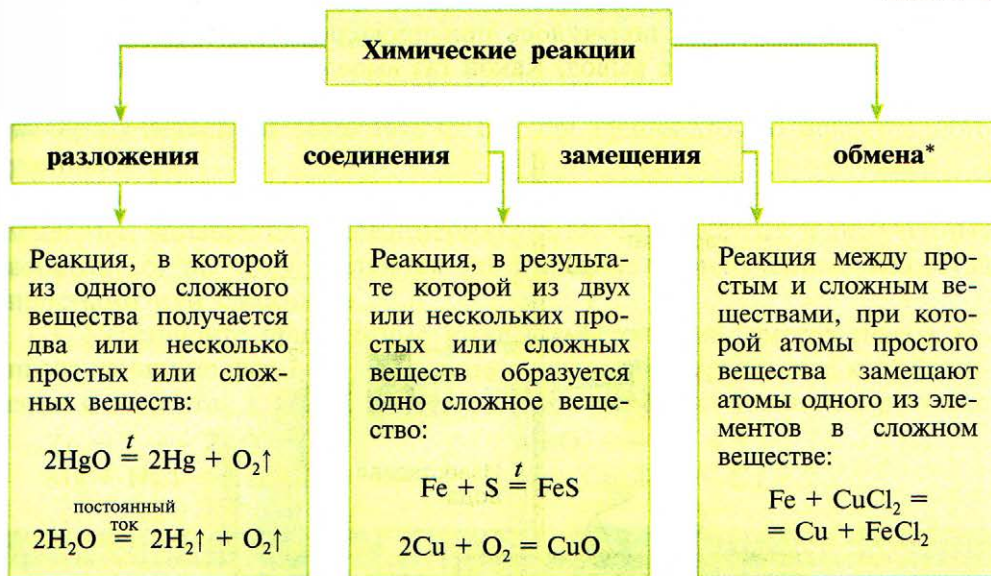
Химические реакции можно подразделить на четыре основных типа: 1) разложения; 2) соединения; 3) замещения; 4) обмена.

С реакцией разложения вы познакомились на примере разложения воды, с реакцией соединения — на примере взаимодействия серы с железом.

Примером реакции замещения может служить взаимодействие железа с раствором хлорида меди(II)  $\text{CuCl}_2$  (см. лабораторный опыт на с. 71). В этой реакции в сложном веществе  $\text{CuCl}_2$  атомы меди замещаются атомами простого вещества — железа.

При сравнении рассмотренных выше химических реакций можно дать им определения и выявить их особенности (схема 2).

Схема 2



\* С реакцией обмена вы познакомитесь в дальнейшем (см. § 39).

Осуществим практически реакции разложения и замещения.

**Лабораторный опыт 1.** Разложение основного карбоната меди(II)  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$

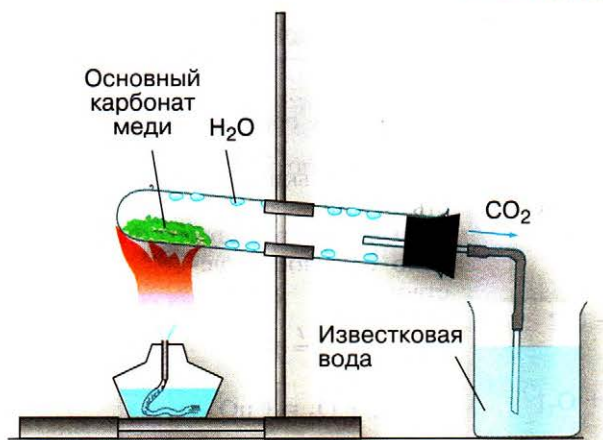
1) Поместите немного порошка основного карбоната меди(II) в пробирку и закройте её пробкой с газоотводной трубкой.

2) Проверьте герметичность собранного прибора. Для этого конец газоотводной трубки опустите в стакан с водой не глубже чем на 1 см, а пробирку зажмите в руке. Если при этом в воду выделяются пузырьки воздуха, то прибор собран герметично (объясните почему). Если пузырьки воздуха не выделяются, то необходимо проверить, прочно ли соединены отдельные детали прибора.

3) Закрепите пробирку в штативе так, как показано на рисунке 23 (доньшко пробирки должно быть немного выше, чем её отверстие).

4) Конец газоотводной трубки опустите в стакан с известковой водой. Сначала обогрейте в пламени всю пробирку, а затем нагрейте её в том месте, где находится порошок. Цвет порошка из зелёного становится чёрным, на стенках пробирки появляются капельки воды, известковая вода мутнеет.

● Сравните свойства образовавшегося чёрного порошка с веществом, которое получилось при прокаливании медной пластинки, и сделайте вывод. Какой газ выделился в этом опыте?



**Рис. 23.** Разложение основного карбоната меди(II)

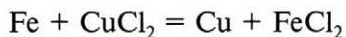


## Лабораторный опыт 2. Реакция замещения меди железом

Налейте в пробирку (примерно на  $\frac{1}{4}$  её объёма) раствор хлорида меди(II) и опустите в него очищенный железный гвоздь (или железные опилки): поверхность гвоздя покрывается медью, а цвет раствора поменяется со временем с голубого на зеленоватый.

- Какие признаки свидетельствуют о том, что произошла химическая реакция? Как вы думаете, почему поменялся цвет раствора? Объясните эту реакцию с точки зрения атомно-молекулярного учения.

Происходящую химическую реакцию выражают химическим уравнением



Образующийся раствор хлорида железа(II)  $\text{FeCl}_2$  имеет зеленоватый цвет.

### Реакции соединения, разложения, замещения

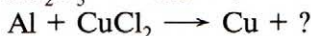


#### Подумай, ответь, выполни...

1. Напишите по два уравнения каждого из известных вам типов химических реакций и объясните их с точки зрения атомно-молекулярного учения.

2. Сравните реакции соединения и разложения (разложения и замещения, замещения и соединения): а) по числу взятых и полученных веществ; б) по тому, являются ли исходные и полученные вещества простыми или сложными.

3. Перепишите приведённые ниже схемы реакций, вместо знаков вопроса напишите формулы соответствующих веществ, расставьте коэффициенты и поясните, к какому типу относится каждая из указанных реакций:



#### Личный результат

Я могу определить тип реакции по химическому уравнению.

# ГЛАВА II

## КИСЛОРОД. ГОРЕНИЕ

### § 22

### Кислород, его общая характеристика, нахождение в природе и получение

- **Запишите формулу молекулы кислорода.**
- **Чем различаются понятия «химический элемент» и «простое вещество»?**

#### Общая характеристика

Химический знак элемента — O

Латинское название — оксигениум

Относительная атомная масса элемента  $A_r(O) = 16$

Химическая формула простого вещества — O<sub>2</sub>

Относительная молекулярная масса простого вещества  $M_r(O_2) = 32$

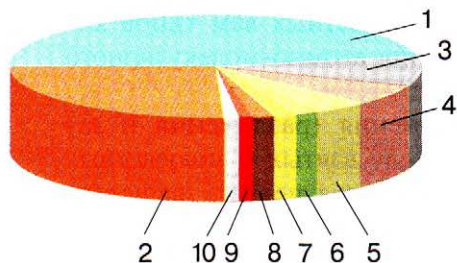
В соединениях кислород двухвалентен

**Нахождение в природе.** Кислород — самый распространённый химический элемент в земной коре (рис. 24). Воздух содержит

0,209 объёмной доли, или 21 % газа кислорода O<sub>2</sub>, что составляет приблизительно  $\frac{1}{5}$  по объёму, или 23 % по массе.

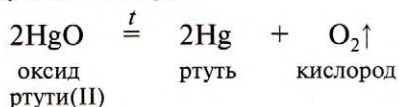
Элемент кислород входит в состав почти всех окружающих нас веществ. Так, например, вода, песок, многие горные породы и минералы, составляющие земную кору, содержат кислород. Кислород является также важной частью многих органических соединений, например белков, жиров и углеводов, имеющих исключительно большое значение для живых организмов.

**Получение в лаборатории.** Впервые газ кислород был получен в 1774 г. английским учёным Джозефом Пристли, которого считают одним из



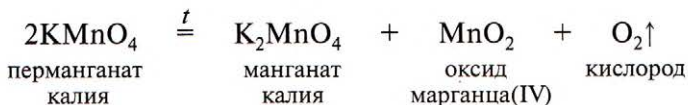
**Рис. 24.** Распространение элементов в земной коре (по массе): 1 — кислород (49%); 2 — кремний (26%); 3 — алюминий (7%); 4 — железо (5%); 5 — кальций (4%); 6 — натрий (2%); 7 — калий (2%); 8 — магний (2%); 9 — водород (1%); 10 — остальные (2%)

основоположников современной химии. При прокаливании оксида ртути(II) Пристли получил «воздух»:



Учёный решил исследовать действие полученного газа на пламя свечи. Каково же было его удивление, когда под действием этого газа пламя свечи стало ослепительно ярким! Ещё больше он был удивлён, когда в струе полученного газа сторела, разбрасывая искры, железная проволока. Мыши, помещённые в сосуд с этим газом, дышали легко, но вскоре погибали. Сам учёный попробовал вдыхать этот газ и отметил, что он «помогает лёгким дышать».

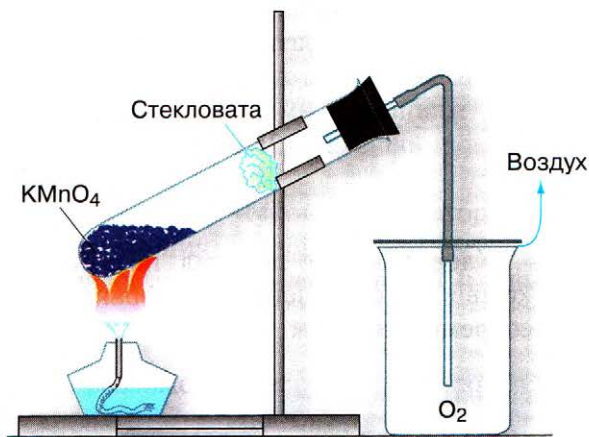
В школьной лаборатории кислород чаще всего получают из перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  (марганцовки). При нагревании перманганата калия протекает реакция:



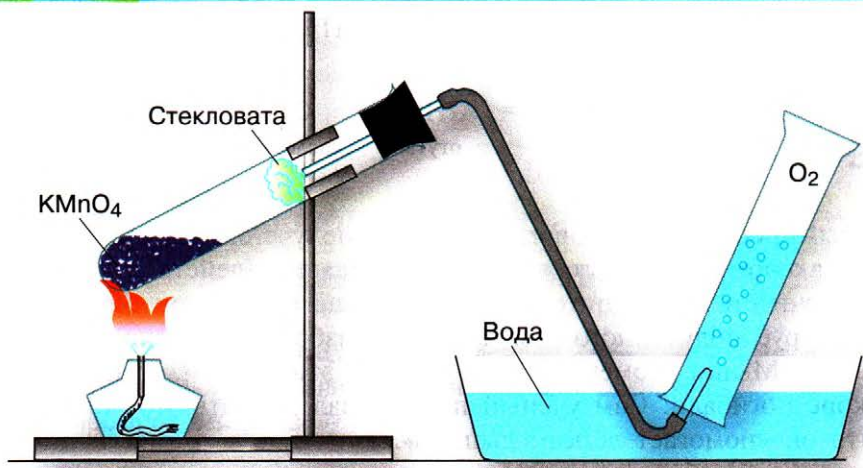
Вы уже работали  
 с перманганатом  
 калия (см. § 6).

Из курса «Окружающий мир» вам известно, что выделяющийся кислород можно собрать методом вытеснения воздуха (рис. 25) или воды (рис. 26). О заполнении сосуда кислородом можно судить по вспыхиванию тлеющей лучинки.

Кислород в лаборатории можно получить также из пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Если в пробирку с разбавленным водным раствором пероксида водорода поместить немного оксида марганца(IV)  $\text{MnO}_2$ , то начинается бурная реакция с выделением кислорода. После фильтрования смеси можно убедиться, что на фильтре остаётся столько же оксида марганца(IV), сколько его было

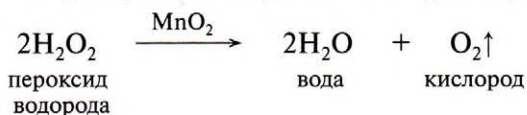


**Рис. 25.** Собираение кислорода методом вытеснения воздуха

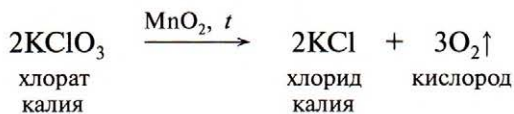


**Рис. 26.** Собираение кислорода методом вытеснения воды

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 (рис. 27):



Оксид марганца(IV) ускоряет ещё одну реакцию получения кислорода — реакцию разложения при нагревании хлората калия  $\text{KClO}_3$  (бертолетовой соли):



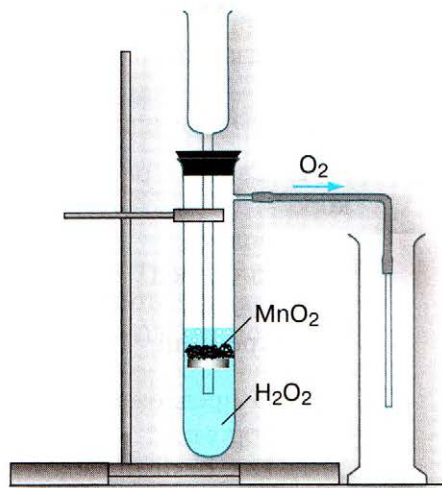
Хлорат калия получил название «бертолетова соль» по имени открывшего его учёного — французского химика Клода Луи Бертолле, современника Дж. Пристли.

**✓ Определение**

Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются и не входят в состав продуктов реакции, называют КАТАЛИЗАТОРАМИ.

В основном катализаторы — это металлы и их соединения. Катализаторы широко применяют в химической промышленности. С их помощью удаётся повысить производительность химических процессов, снизить себестоимость продукции и более полно использовать сырьё.

**Получение в промышленности.** В промышленности кислород получают из воздуха. Воздух представляет собой смесь различных газов; основные его компоненты — азот и кислород. Для получения кислорода воздух под давлением сжижают. Так как температура кипения жидкого азота ( $-196^\circ\text{C}$ ) ниже температуры кипения жидкого кислорода ( $-183^\circ\text{C}$ ), то при очень осторожном нагревании жидкого воздуха азот испаряется первым, а жидкий кислород остаётся. Газообразный кислород хранят в стальных баллонах под давлением 15 МПа.



**Рис. 27.** Ускорение реакции разложения пероксида водорода в присутствии оксида марганца(IV)

## Катализатор



### Подумай, ответь, выполни...

- Предложите свой вариант диаграммы «Распространение химических элементов в природе (по массе)». Выполните его на компьютере.
- Как получают кислород в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций. Обсудите с соседом по парте, чем различаются эти способы.
- Какие вещества называют катализаторами? Какой катализатор используют в известных вам реакциях получения кислорода?
- Допишите уравнение реакции разложения оксида ртути(II) и расставьте необходимые коэффициенты:  
 $\text{HgO} = \dots + \dots$
- Допишите уравнение реакции разложения пероксида водорода и расставьте необходимые коэффициенты:  
 $\text{H}_2\text{O}_2 = \dots + \dots$
- Вычислите массовые доли элементов (в процентах): а) в оксиде серы(IV); б) в бертолетовой соли  $\text{KClO}_3$ .

7. На основании закона сохранения массы веществ рассчитайте массу кислорода, вступившего в реакцию с 3,2 г меди, если в результате реакции образовалось 4 г оксида меди(II).

### Тестовые задания

1. Самый распространённый химический элемент в земной коре — это

- 1) водород
- 2) кислород
- 3) железо
- 4) кремний

2. В предложении «Кислород входит в состав воздуха» речь идёт о кислороде

- 1) как о химическом элементе
- 2) как о простом веществе

3. Укажите правую часть уравнения химической реакции разложения пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

- 1)  $2\text{H}_2 + 2\text{O}_2$
- 2)  $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 3)  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$
- 4)  $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

4. Для получения кислорода в лаборатории **не используют** вещество

- 1)  $\text{KMnO}_4$
- 2)  $\text{KClO}_3$
- 3)  $\text{H}_2\text{O}_2$
- 4)  $\text{CaO}$



Используя электронное приложение, просмотрите видеофрагменты к данному параграфу.

### Личный результат

**Я знаю** способы собирания кислорода.

**Я могу** отличить кислород от других газов.

## Свойства кислорода

- Повторите § 20.
- Чем схема реакции отличается от уравнения реакции?
- Как составляют уравнения химических реакций?
- Повторите по учебнику физики, что такое нормальные условия.

**Физические свойства.** Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, относительно малорастворим в воде (в 100 объёмах воды при температуре 20 °С растворяется 3,1 объёма кислорода). Кислород немного тяжелее воздуха: 1 л кислорода при нормальных условиях весит 1,43 г, а 1 л воздуха — 1,29 г.

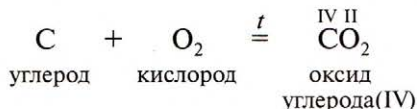
**Важная информация**

Нормальные условия (сокращённо н. у.) — это температура 0 °С и давление 760 мм рт. ст., или 1 атм ( $\approx 0,1$  МПа).

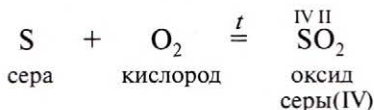
При давлении 760 мм рт. ст. и температуре  $-183$  °С кислород сжижается, а при снижении температуры до  $-218,8$  °С затвердевает.

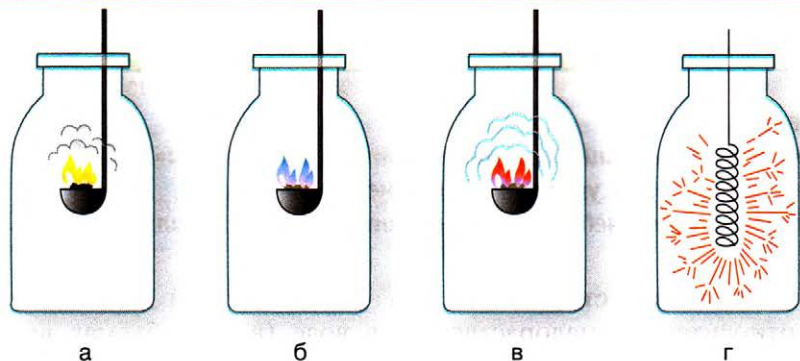
**Химические свойства.** Кислород при нагревании энергично реагирует со многими веществами, при этом *выделяются теплота и свет*. Такие реакции называют *реакциями горения*. Горение в чистом кислороде происходит намного энергичнее, чем на воздухе.

Если опустить в сосуд с кислородом тлеющий уголёк (рис. 28, а), то он раскаляется добела и сгорает, образуя углекислый газ — оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$ . Чтобы определить, какое образовалось вещество, в сосуд наливают известковую воду. Помутнение известковой воды свидетельствует о том, что при сгорании угля образуется углекислый газ:



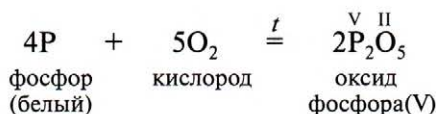
Сера горит в кислороде ярким синим пламенем (рис. 28, б), образуя газ с резким запахом — оксид серы(IV)  $\text{SO}_2$ :



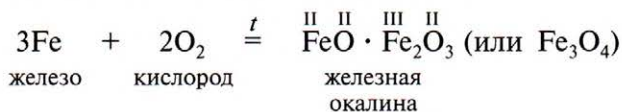


**Рис. 28.** Горение в кислороде угля (а), серы (б), фосфора (в) и железа (г)

Фосфор сгорает в кислороде ярким пламенем (рис. 28, в) с образованием белого дыма\*, состоящего из твёрдых частиц оксида фосфора(V):



В кислороде горят и такие вещества, которые обычно считают негорючими, например железо (рис. 28, г). Если к тонкой стальной проволоке прикрепить спичку, зажечь её и опустить в сосуд с кислородом, то от спички загорится и железо. Горение железа происходит с треском и разбрасыванием ярких раскалённых искр — расплавленных капель *железной окалины*  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . В этом соединении два атома железа трёхвалентны и один двухвалентен. Поэтому реакцию горения железа в кислороде можно выразить следующим уравнением:



Реакции с участием кислорода могут протекать быстро (как горение) или медленно, незаметно для наблюдателя. Если какое-либо вещество медленно реагирует с кислородом, то теплота выделяется постепенно. Например, в процессе гниения навоза выделяется теплота, которая может использоваться в парниках. Если распространение выделяющейся при взаимодействии с кислородом теплоты в окружающую среду

\* Опыт проводят в вытяжном шкафу.



затруднено, то реагирующее вещество может загореться. Именно по этой причине, например, происходит самовозгорание угольной крошки, находящейся в куче угля.

Взаимодействие веществ с кислородом относят к *реакциям окисления*. (Реакции окисления могут протекать и без участия кислорода.) В большинстве случаев при взаимодействии веществ с кислородом образуются оксиды.



### **Определение**

**ОКСИДЫ** — это сложные вещества, которые состоят из двух элементов, одним из которых является кислород.

Оксиды образуют почти все химические элементы. Исключением являются лишь некоторые благородные газы (инертные элементы) (см. § 27). Известны и такие простые вещества, которые непосредственно с кислородом не взаимодействуют (например, золото). Оксиды этих элементов получают косвенным путём.

**Вы знаете, как составлять формулы оксидов (см. § 17).**

Обобщённые сведения об оксидах и их свойствах приведены в § 40.

**Лабораторный опыт.** Ознакомление с образцами оксидов

- 1) Рассмотрите образцы различных оксидов.
- Какие из рассмотренных вами оксидов имеют молекулярное строение, а какие — немолекулярное? По каким признакам это можно определить? Напишите уравнения реакций получения соответствующих оксидов.
- 2) Начертите в тетради таблицу и заполните её.

### **Свойства оксидов**

Название и химическая формула оксида	Физические свойства		
	Агрегатное состояние	Цвет	Запах
Оксид меди(II) $\text{CuO}$			
Оксид углерода(IV) ...			

**Нормальные условия. Горение. Реакции окисления. Оксиды**



### Подумай, ответь, выполни...

1. Охарактеризуйте физические и химические свойства кислорода. Составьте уравнения соответствующих химических реакций. Под формулами веществ напишите их названия, а над формулами проставьте валентность элементов в соединениях.
2. Как может протекать взаимодействие веществ с кислородом?
3. Приведите примеры медленного взаимодействия веществ с кислородом.
4. Какие вещества называют оксидами? Напишите уравнения химических реакций, в результате которых образуются оксиды следующих химических элементов: а) кремния; б) цинка; в) бария; г) водорода; д) алюминия. Дайте названия этим оксидам.
5. При разложении основного карбоната меди (минерала малахита)  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  образуются три оксида. Напишите уравнение этой реакции.
6. Составьте уравнения реакций, протекающих при горении: а) фосфора; б) алюминия.
7. Определите, какое из соединений железа —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  или  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — богаче железом.

### Тестовые задания

1. Определите вещество по описанию: бесцветный газ, без вкуса и запаха, малорастворим в воде. При давлении 760 мм рт. ст. и температуре  $-218,8^\circ\text{C}$  затвердевает.
  - 1) кислород
  - 2) водород
  - 3) углекислый газ
  - 4) сероводород
2. Реакция горения фосфора в кислороде относится к реакциям
  - 1) соединения
  - 2) разложения
  - 3) замещения
  - 4) окисления



Прочитайте раздел «Кислород» в книге М. М. Колтуна «Мир химии» (серия «Твой кругозор», М.: Просвещение, 2009, с. 59—61).

### Личный результат

- Я умею** составлять уравнения реакций горения веществ в кислороде.  
**Я могу** составлять химические формулы оксидов и давать им названия.

## Применение кислорода.

### Круговорот кислорода в природе

- Каким организмам необходим для жизни кислород?
- Какой природный процесс является источником поступления кислорода в атмосферу?

Применение кислорода основано на его химических свойствах (рис. 29).

В больших количествах кислород используют в разных отраслях химической промышленности и в металлургии. Например, при выплавке чугуна для повышения производительности доменных печей в них подают воздух, обогащённый кислородом. При сжигании смеси ацетилен и водорода с кислородом в специальных горелках температура пламени достигает  $3000^{\circ}\text{C}$ . Такое пламя используют для сварки и резки металлов. Жидкий кислород применяют в ракетных двигателях. Огромное количество кислорода расходуется на сжигание топлива. В медицине кислород служит для облегчения затруднённого дыхания. В этом случае кислородом заполняют специальные подушки.

Много кислорода тратится на процессы дыхания, а также на процессы гниения. Человек при дыхании в течение 1 мин в среднем потребляет

На сгорание 38 л бензина в двигателе автомашины расходуется примерно 390 000 л воздуха или 77 000 л кислорода. Такой объём кислорода за сутки потребляют при дыхании 30 человек.



Рис. 29. Применение кислорода

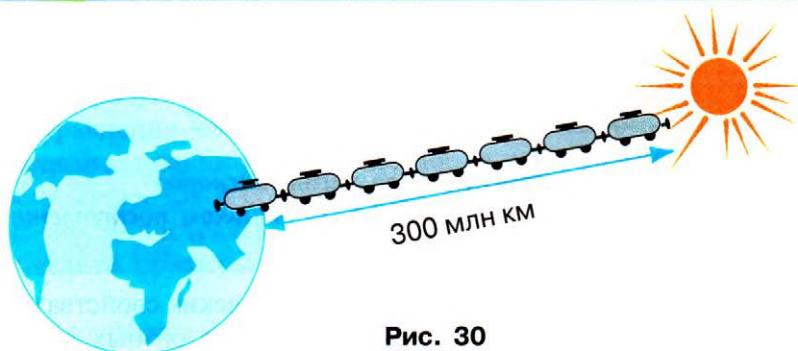


Рис. 30

0,5 дм<sup>3</sup> кислорода, в течение суток — 720 дм<sup>3</sup>, а в год — 262,8 м<sup>3</sup> кислорода. Можно рассчитать, что все жители земного шара в течение года для дыхания используют примерно 1600 млрд м<sup>3</sup> кислорода. Если такой объём кислорода при нормальном давлении поместить в железнодорожные цистерны, то длина поезда была бы более 300 млн км, что равняется расстоянию до Солнца и обратно (рис. 30).

**Процесс фотосинтеза вы изучали в курсе биологии.**

Тем не менее общая масса кислорода в воздухе заметно не изменяется. Это объясняется тем, что зелёные растения и цианобактерии в процессе *фотосинтеза* выделяют кислород. Упрощённо процесс фотосинтеза изображают так:



Современный пассажирский самолёт при полёте в течение 9 ч расходует 50—75 т кислорода. За то же время примерно столько же кислорода выделяют в процессе фотосинтеза 25 000—50 000 га леса.

Выделяющийся кислород поступает в атмосферу, а также растворяется в водах рек и океанов. Он снова используется на процессы дыхания, гниения и горения. Так осуществляется *круговорот кислорода в природе*.

В целях сохранения кислорода в воздухе вокруг городов и крупных промышленных центров создаются

зоны зелёных насаждений. Специальные службы должны систематически контролировать содержание кислорода в воздухе.

**Фотосинтез. Круговорот кислорода в природе**



### Подумай, ответь, выполни...

1. Используя рисунок 29, создайте свой вариант компьютерной презентации из 6—7 слайдов по теме «Применение кислорода». Обсудите свою презентацию с соседом по парте.

2. Что делается в вашей местности для поддержания определённого уровня кислорода в воздухе? В чём может заключаться ваше участие в этой деятельности?

3. Поясните на примерах, как происходит круговорот кислорода в природе.

4. Обобщите знания о кислороде по плану, который представлен в таблице. Данную таблицу подготовьте с помощью компьютера и заполните её. Проверьте заполненную таблицу у соседа по парте.

#### Кислород

Общая характеристика	
Нахождение в природе	
Получение: а) в лаборатории б) в промышленности	
Физические свойства	
Химические свойства	
Применение	

5. Известно, что в организме человека содержится 65% кислорода по массе. Вычислите массу кислорода в вашем организме.

#### Тестовые задания

1. Горение магния относится к реакциям

- 1) разложения                      2) замещения                      3) соединения

2. Массовая доля химического элемента фосфора в оксиде фосфора(V) составляет

- 1) 19,2%                      2) 36,4%                      3) 43,7%                      4) 100%

#### Личный результат

**Я знаю** области применения кислорода.

**Я могу** объяснить, как происходит круговорот кислорода в природе.

- **Повторите правила техники безопасности при работе в химическом кабинете.**

### 1. Получение и сбориание кислорода

а) Соберите прибор, как показано на рисунке 25 (с. 73), и проверьте его на герметичность. В пробирку насыпьте перманганат калия примерно на  $\frac{1}{4}$  её объёма и у отверстия пробирки положите рыхлый комочек ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Закрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы конец газоотводной трубки почти доходил до дна стакана или цилиндра, в котором будет собираться кислород.

В пламени спиртовки сначала обогрейте всю пробирку, а затем нагревайте её дно.

Полноту заполнения стакана (цилиндра) кислородом проверяйте тлеющей лучинкой. Как только сосуд наполнится кислородом, закройте его картоном или стеклянной пластинкой.

б) Соберите прибор, как показано на рисунке 26 (с. 74), и проверьте его на герметичность. В сосуд с водой опрокиньте пробирку с водой (или цилиндр, закрытый стеклянной пластинкой). Затем пробирку (цилиндр) с водой наденьте на конец газоотводной трубки и нагревайте пробирку с перманганатом калия. Когда сосуд заполнится кислородом, закройте его под водой стеклянной пластинкой.

### 2. Горение в кислороде угля и серы

а) Положите в железную ложечку кусочек древесного угля и раскалите его в пламени спиртовки. Затем ложечку с тлеющим углем внесите в сосуд с кислородом и наблюдайте за происходящим. Когда горение прекратится, влейте в сосуд немного известковой воды и взболтайте. Почему известковая вода мутнеет? Запишите уравнение реакции горения угля.

б) В железную ложечку положите кусочек серы и подожгите его в пламени спиртовки. (Опыт проводится в вытяжном шкафу!) Понаблюдайте, как сера горит на воздухе. Затем поместите горящую серу в сосуд с кислородом. Как изменилось пламя? Почему? Запишите уравнение реакции горения серы.

### 3. Отчёт о работе оформите в виде таблицы (см. § 5).

#### Личный результат

**Я умею** собирать кислород двумя способами: вытеснением воздуха и воды.

## Озон. Аллотропия кислорода

- Чем различаются понятия «элемент» и «простое вещество»?
- Подумайте, может ли один и тот же химический элемент существовать в виде нескольких простых веществ.

**Озон.** Молекулы кислорода  $O_2$  могут превратиться в молекулы озона  $O_3$ . Озон — газообразное вещество с характерным запахом. В природе озон образуется во время грозы под действием электрических разрядов — молний. В лесах озон образуется в результате окисления смолы хвойных деревьев. Именно озон придаёт приятный свежий запах воздуху в хвойных лесах и после грозы.

Озон постоянно образуется также в верхних слоях атмосферы на высоте 20—25 км. Возникающий слой озона очень тонкий, но именно он защищает всё живое на Земле от губительного воздействия космического излучения. По этой причине озоновый слой часто называют *озоновым экраном*.

Вследствие хозяйственной деятельности человека в атмосферу попадают оксиды азота, соединения фтора и другие вещества, вызывающие разрушение озонового слоя. Так, оксиды азота содержатся в выхлопных газах двигателей внутреннего сгорания, реактивных двигателей, в дымовых выбросах крупных теплоэлектростанций и промышленных предприятий. На состояние озонового слоя отрицательно влияет и интенсивная вырубка лесов.

В лаборатории озон получают в специальных приборах — *озонаторах* (рис. 31). В озонаторе кислород превращается в озон под действием электрического разряда:



Несмотря на то что озон и кислород состоят из атомов одного и того же химического элемента, это два совершенно разных вещества. Плотность озона в 1,5 раза больше плотности кислорода. Он намного лучше, чем кислород, растворяется в воде. Кроме того, его химическая активность значительно

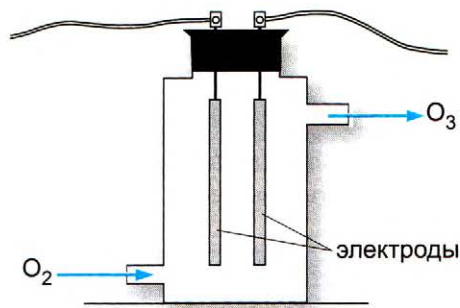
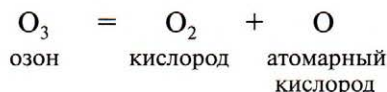


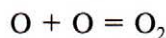
Рис. 31. Схема озонатора

превышает активность кислорода. Так, в атмосфере озона некоторые вещества (например, фосфор и спирт) воспламеняются, каучук становится хрупким, а многие красители обесцвечиваются. Из-за высокой химической активности озон ядовит.

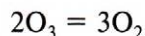
Высокая химическая активность озона объясняется тем, что его молекулы неустойчивы и легко распадаются с образованием атомов кислорода:



Атомарный кислород намного активнее молекулярного. Однако атомы кислорода в свободном состоянии существуют очень короткое время. Они объединяются попарно, образуя молекулы кислорода:



Таким образом, превращение озона в кислород отражает уравнение



Высокую химическую активность озона используют, в частности, при обеззараживании питьевой воды, воды в бассейнах, сточных вод.

В воде, через которую пропускают озон, гибнут болезнетворные микроорганизмы.

Озонированная вода в отличие от хлорированной не имеет неприятного запаха и привкуса. Поэтому озонирование как способ обеззараживания воды используется всё шире.

**Аллотропия.** Способность образовывать несколько различных простых веществ характерна не только для кислорода, но и для других химических элементов (серы, фосфора, углерода и др.).

#### **Определение**

Явление, когда один и тот же химический элемент образует несколько простых веществ, называют АЛЛОТРОПИЕЙ.

#### **Определение**

Простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называют его АЛЛОТРОПНЫМИ ВИДОИЗМЕНЕНИЯМИ или АЛЛОТРОПНЫМИ МОДИФИКАЦИЯМИ.



Вещества кислород и озон — это аллотропные модификации химического элемента кислорода.

### Озон. Озоновый экран. Аллотропия. Аллотропные модификации



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Какое значение имеет озон для жизни на Земле? Используя дополнительные источники информации, узнайте, над какими участками Земли озоновый слой наиболее тонкий.

2. Сравните свойства кислорода и озона. На основе этих примеров поясните сущность аллотропии.

3. Расскажите соседу по парте об озоне по следующему плану:

- 1) нахождение в природе;
- 2) получение;
- 3) свойства;
- 4) применение.

Оцените работу друг друга.

#### Тестовые задания

1. Аллотропными модификациями являются

- |                       |                    |
|-----------------------|--------------------|
| 1) кислород и водород | 3) натрий и калий  |
| 2) кислород и озон    | 4) алюминий и медь |

2. Озон получают

- |                     |                      |
|---------------------|----------------------|
| 1) в аппарате Киппа | 3) в кристаллизаторе |
| 2) в озонаторе      | 4) в газометре       |

3. Определите вещество по описанию: газ с характерным запахом свежести, голубого цвета, в 1,5 раза тяжелее кислорода.

- |           |                   |
|-----------|-------------------|
| 1) озон   | 3) углекислый газ |
| 2) аммиак | 4) сероводород    |



Прочитайте в Интернете об озоновых дырах.

#### Личный результат

**Я могу** объяснить причину аллотропии.

**Я знаю** аллотропные модификации кислорода.

- **Вспомните из курса «Окружающий мир» состав воздуха.**
- **Нарисуйте диаграмму, отражающую состав воздуха.**

**Состав воздуха.** Вопрос о составе воздуха в науке был решён не сразу. В 1774 г. французский учёный А. Лавуазье доказал, что воздух — это смесь в основном двух газов — азота и кислорода и что в воздухе содержится примерно  $\frac{4}{5}$  азота и  $\frac{1}{5}$  кислорода (по объёму).

Качественный состав воздуха можно доказать, сжигая фосфор в воздухе под колоколом. При этом вода в колоколе поднимается примерно на  $\frac{1}{5}$ , так как при горении фосфора расходуется только кислород, азот в реакцию не вступает (рис. 32).

В конце XIX в. было показано, что в состав воздуха, кроме кислорода и азота, входят ещё пять газообразных простых веществ: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr и ксенон Xe. Долгое время не удавалось получить соединений этих элементов с другими веществами. Однако в настоящее время уже известны соединения ксенона и криптона, поэтому историческое название этой группы веществ — «инертные газы» — больше не соответствует истине. Сейчас их называют *благородными газами*. Суммарная объёмная доля этих газов в воздухе составляет около 1%, причём аргона содержится больше всего — около 0,93%.

Кроме того, в воздухе содержатся оксид углерода(IV) и водяные пары. Примерный состав воздуха показан в таблице 4.

Таблица 4

Состав воздуха

Составные части	Содержание газов (%)	
	по объёму	по массе
Азот	78,08	75,50
Кислород	20,95	23,10
Благородные газы (в основном аргон)	0,94	1,30
Оксид углерода(IV)	0,03	0,046

Область применения благородных газов с каждым годом расширяется. Лёгкость и негорючесть гелия используют при заполнении им воздушных шаров и дирижаблей. В инертной среде аргона производят электросварку легкоокисляющихся металлов.

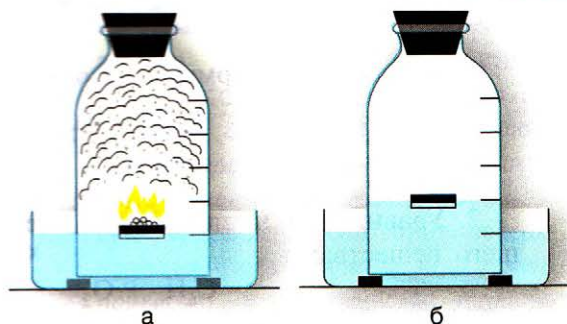
Неоном, аргоном, криптоном и ксеноном заполняют электрические лампочки. Смесь гелия с кислородом применяют для дыхания при проведении подводных работ. Если через разреженные благородные газы пропускать электрический ток, то они излучают свет разной окраски. Например, аргон даёт синее свечение, неон — красное. Поэтому их используют для световых реклам и в маяках.

**Горение веществ на воздухе.** С горением веществ в кислороде вы уже познакомились. Горение веществ на воздухе происходит медленнее, чем в кислороде, так как воздух содержит  $\frac{1}{5}$  часть кислорода (по объёму).

Вам уже известно, что при горении атомы простых веществ соединяются с атомами кислорода и образуются оксиды. Теперь выясним, как происходит горение сложных веществ.

При горении парафиновой свечи в химическом стакане на его стенках появляются капельки воды. А если в стакан налить известковую воду, то она мутнеет, что доказывает наличие углекислого газа — оксида углерода(IV). Образование воды и оксида углерода(IV) при горении свечи можно объяснить так. Парафин — это смесь сложных веществ, состоящих из двух элементов — углерода и водорода. Атомы углерода и водорода при горении соединяются с атомами кислорода с образованием оксида углерода(IV) и воды. Таким образом, при горении сложного вещества образуются оксиды тех химических элементов, которые входят в состав сложного вещества.

При составлении уравнений реакций горения сложных веществ рекомендуется придерживаться определённого порядка.



**Рис. 32.** Сжигание фосфора под колоколом: а — горение фосфора; б — уровень воды поднялся на  $\frac{1}{5}$  объёма

См. § 25

Вы уже проводили эту реакцию (см. § 25).

## Составление уравнений реакций горения сложных веществ

1. Записывают формулы исходных и образующихся веществ:



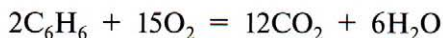
2. Уравнивают число атомов элементов, входящих в состав сгоревшего вещества:



3. Если в правой части уравнения получается нечётное число атомов кислорода (в данном случае 15), то все коэффициенты удваивают, кроме коэффициента перед  $\text{O}_2$ :



4. В заключение подсчитывают число атомов кислорода в правой части уравнения и ставят коэффициент перед формулой  $\text{O}_2$ :



Этим приёмом расстановки коэффициентов пользуются также в случаях, если в реакции участвуют газы, молекулы которых состоят из двух атомов, например  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$  и т. д.

**Условия возникновения и прекращения горения.** Для того чтобы началось горение, необходимы два условия: 1) нагревание горючего вещества до температуры воспламенения; 2) доступ кислорода.

Температура воспламенения веществ различна. Сера и дерево воспламеняются при температуре около  $270^\circ\text{C}$ , уголь — около  $350^\circ\text{C}$ , а белый фосфор — около  $40^\circ\text{C}$ .

Для прекращения горения следует либо охладить вещество ниже температуры воспламенения, либо прекратить к нему доступ кислорода.

При тушении пожара водой создаются оба условия: вода охлаждает горящие предметы, а её пары затрудняют к ним доступ воздуха. Кроме того, для прекращения доступа воздуха часто используют песок, оксид углерода(IV), который получают в огнетушителях, взрывчатые вещества (при взрыве образуется относительный вакуум и прекращается горение). Этот

Воздух при своём движении, т. е. ветер, может дать энергию, в несколько раз превышающую общее количество всех других учтённых энергетических запасов России.

приём используют при тушении пожаров в случаях горения нефти и её продуктов.

**Защита атмосферного воздуха от загрязнений.** В настоящее время в атмосферном воздухе постоянно увеличивается содержание углекислого газа и других вредных веществ, например оксидов серы и азота, пыли. Для того чтобы уменьшить загрязнение воздуха, необходим целый комплекс мероприятий. Так, например, в городах культивируют зелёные насаждения. На крупных заводах, в метро и т. д. устанавливают мощные сооружения для очистки воздуха от пыли, бактерий, вредных газов и иногда для обогащения воздуха кислородом.

В 1860 г. в воздухе содержалось 0,0028%  $\text{CO}_2$ . В настоящее время содержание  $\text{CO}_2$  в воздухе повысилось и достигает 0,035—0,036%. Оказывается, повышение уровня  $\text{CO}_2$  в воздухе замедляет остывание поверхностных слоёв Земли, а это может привести к ускоренному таянию ледников (порождает так называемый парниковый эффект). Какие последствия это может иметь?

### Благородные газы

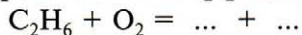


#### Подумай, ответь, выполни...

1. С помощью каких опытов можно определить содержание кислорода и азота в воздухе?
2. Какие вы знаете благородные газы? Перечислите области их применения.
3. Чем отличается горение веществ в кислороде от их горения на воздухе?
4. В чём сходство и различия горения простых и сложных веществ? Поясните на примерах.
5. Руководствуясь правилами, приведёнными в параграфе, составьте уравнения реакций горения следующих веществ: а) бария; б) алюминия; в) лития; г) фосфора; д) водорода; е) сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$ ; ж) этана  $\text{C}_2\text{H}_6$ ; з) ацетилена  $\text{C}_2\text{H}_2$ .
6. Обсудите с соседом по парте условия возникновения и прекращения горения. Какие средства тушения пожара нужно использовать в следующих случаях: а) загорелась одежда на человеке; б) воспламенился бензин; в) возник пожар на складе лесоматериалов; г) загорелась нефть на поверхности воды?

7. Рассчитайте массу кислорода, необходимого для сжигания 2,4 г углерода.

8. Допишите уравнение реакции горения этана ( $C_2H_6$ ) в кислороде и расставьте коэффициенты.



### Тестовые задания

1. Состав воздуха экспериментально определил

- |                    |                |
|--------------------|----------------|
| 1) М. В. Ломоносов | 3) Дж. Дальтон |
| 2) А. Лавуазье     | 4) Дж. Пристли |

2. Составной частью воздуха **не является**

- |             |                   |
|-------------|-------------------|
| 1) кислород | 3) водород        |
| 2) азот     | 4) углекислый газ |

3. К благородным газам **не относят**

- |             |          |
|-------------|----------|
| 1) гелий    | 3) неон  |
| 2) кислород | 4) аргон |

4. При тушении пожара используют

- |                   |             |
|-------------------|-------------|
| 1) речной песок   | 3) бензин   |
| 2) углекислый газ | 4) кислород |

5. К реакциям горения относится реакция

- 1)  $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 \uparrow$
- 2)  $2Mg + O_2 \xrightarrow{t} 2MgO$
- 3)  $2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2 \uparrow$



Используя электронное приложение (§ 27), ознакомьтесь с биографией Антуана Лорана Лавуазье и разделом «Это интересно».



Найдите в Интернете информацию о парниковом эффекте.

### Личный результат

**Я знаю,** какой состав имеет воздух.

**Я могу** составлять уравнения реакций горения сложных веществ.

# ГЛАВА III

## ВОДОРОД

# § 28

### Водород, его общая характеристика, нахождение в природе и получение

- Какие типы химических реакций вам известны?
- Приведите примеры реакций замещения.

#### Общая характеристика

Химический знак элемента — Н

Латинское название — гидрогениум

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

Химическая формула простого вещества —  $\text{H}_2$

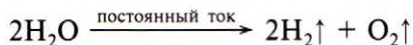
Относительная молекулярная масса простого вещества  $M_r(\text{H}_2) = 2,016$

В соединениях водород одновалентен

**Нахождение в природе.** Водород — самый распространённый химический элемент во Вселенной. Он является главной составной частью Солнца, а также многих звёзд.

В земной коре массовая доля водорода составляет всего 1%. Однако его соединения распространены очень широко. Важнейшее из таких соединений — вода. Соединение углерода с водородом — метан  $\text{CH}_4$  — составная часть природного газа. В состав органических веществ также входят атомы водорода.

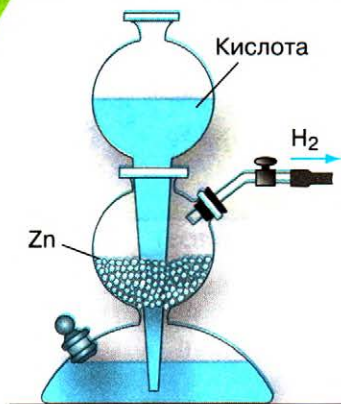
**Получение в лаборатории.** Один из способов получения водорода вам уже знаком. Это разложение воды под действием постоянного электрического тока:



В лабораторных условиях гораздо проще получить водород при взаимодействии

Если 100 млн атомов водорода расположить рядом друг с другом, то они образуют цепочку длиной всего лишь 1 см.

Водород был обнаружен немецким учёным Т. Парацельсом в XVI в., когда он погружал железные опилки в серную кислоту.



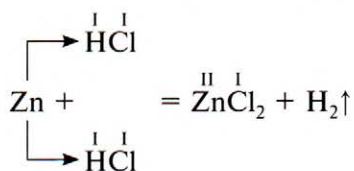
**Рис. 33.** Получение водорода в аппарате Киппа

некоторых металлов с кислотами (о кислотах рассказывается в § 44). Обычно используют цинк и растворы соляной кислоты  $\text{HCl}$  или серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

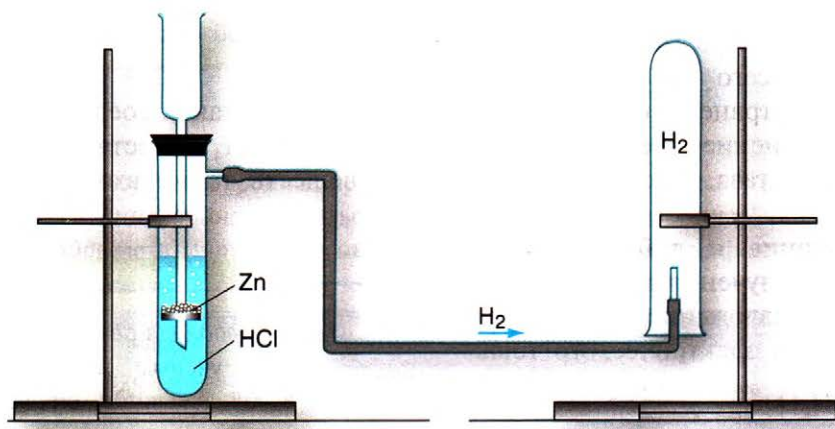
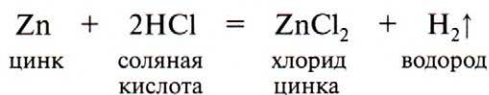
Для получения водорода удобно использовать *аппарат Киппа* (рис. 33). Так как водород легче воздуха, его собирают в перевернутую вверх дном пробирку, как показано на рисунке 34.

Водород можно собирать и методом вытеснения воды, так как в воде он растворяется плохо. Для этого можно использовать прибор, изображённый на рисунке 35.

Протекающие реакции можно выразить при помощи следующих уравнений:

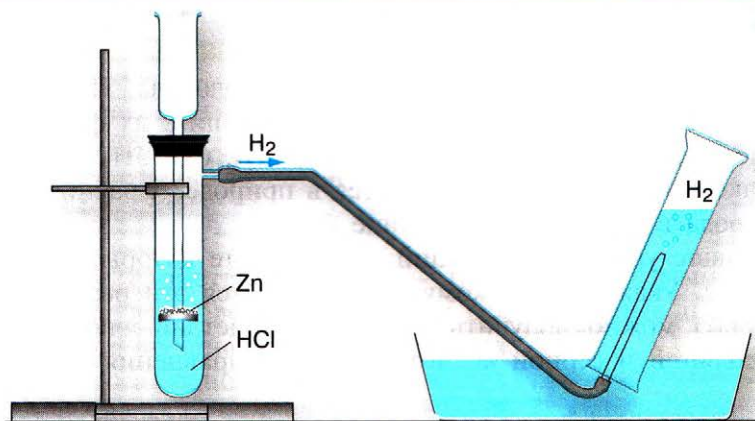


или

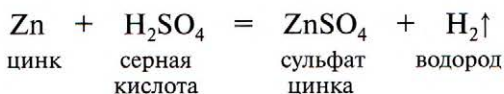


**Рис. 34.** Собираение водорода методом вытеснения воздуха





**Рис. 35.** Собираение водорода методом вытеснения воды



Если выпарить жидкость, остающуюся после реакции между металлом и кислотой, образуется сухой остаток — кристаллическое вещество, которое относят к классу *солей*. Например, при взаимодействии цинка с соляной кислотой получается соль хлорид цинка, а при взаимодействии цинка с серной кислотой — соль сульфат цинка. (Запишите уравнение реакции железа(II) с серной кислотой и назовите продукты реакции.) Подробнее о солях будет рассказано в § 46.

#### Получение в промышленности.

В технике водород получают либо из природного газа (главная составная часть которого — метан  $\text{CH}_4$ ), либо из воды.

#### Генри Кавендиш (1731—1810)

Английский учёный. В 1766 г. получил водород в чистом виде. Учёный принял вначале водород из-за его лёгкости за флогистон — гипотетическую составную часть любого горючего тела, которая выделяется при горении или прокаливании веществ и, соединяясь с воздухом, образует пламя. В 1781 г. Кавендиш определил состав воздуха, а в 1784 г., сжигая водород, установил химический состав воды.



### Подумай, ответь, выполни...

1. Дайте общую характеристику элемента водорода. Приведите примеры соединений, содержащих водород, и напишите их формулы.
2. Поясните, что означают записи:  $5\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $6\text{H}$ ,  $3\text{H}_2$ .
3. В каком виде водород встречается в природе? Сравните массовые доли водорода в воде  $\text{H}_2\text{O}$  и в метане  $\text{CH}_4$ .
4. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить водород. Укажите, к какому типу относятся эти реакции.
5. Водород можно получить при взаимодействии алюминия с растворами соляной и серной кислот. Составьте уравнения этих реакций.

### Тестовые задания

1. Самый распространённый элемент во Вселенной — это  
1) He      2) Ar      3) H      4) O
2. О водороде как о простом веществе говорится в утверждении  
1) водород входит в состав соляной кислоты  
2) водород — это практически нерастворимый в воде газ  
3) водород входит в состав метана  $\text{CH}_4$   
4) из водорода и кислорода состоит вода
3. Две молекулы водорода обозначает запись  
1)  $4\text{H}$       2)  $2\text{H}_2$       3)  $4\text{H}_2$       4)  $2\text{H}$
4. Реакция  $\text{Mg} + 3\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$  относится к реакциям  
1) соединения      3) замещения  
2) разложения      4) обмена
5. Массовая доля водорода в серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$  составляет  
1) 32,65%      2) 65,31%      3) 2,04%      4) 0,20%



Используя электронное приложение к учебнику (§ 28), прочитайте биографии Генри Кавендиша и Теофраста Парацельса. Просмотрите видеосюжеты к данному параграфу.

### Личный результат

**Я знаю**, как получить водород в аппарате Киппа.

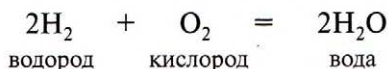
**Я могу** объяснить, почему водород можно собрать вытеснением воздуха или воды.

## Свойства и применение водорода

- Как называют химические соединения, образующиеся при взаимодействии простых веществ с кислородом?
- К каким реакциям относят взаимодействие веществ с кислородом?

**Физические свойства.** Водород — бесцветный, самый лёгкий газ. Он в 14,5 раза легче воздуха. Поэтому если мыльные пузыри наполнить водородом, то они поднимаются вверх (рис. 36). Масса одного литра водорода (н. у.) составляет всего 0,09 г, т. е. плотность водорода равна 0,09 г/л. Растворимость водорода в воде очень мала, а температура сжижения чрезвычайно низкая ( $-252,8^{\circ}\text{C}$ ).

**Химические свойства.** 1. Водород взаимодействует с кислородом. Если зажечь водород и трубку с горящим водородом опустить в сосуд с кислородом, то на стенках сосуда образуются капельки воды:



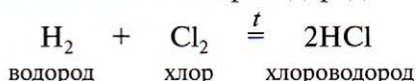
Чистый водород горит спокойно. Однако смесь водорода с кислородом или воздухом взрывается. Наиболее взрывоопасна смесь, состоящая из двух объёмов водорода и одного объёма кислорода, — *гремучий газ*. Если взрыв произойдёт в стеклянном сосуде, то его осколки могут поранить окружающих. Поэтому, прежде чем поджигать водород, необходимо *проверить его на чистоту*. Для этого собирают водород в пробирку, которую в положении вверх дном подносят к пламени. Если водород чистый, то он сгорает спокойно, с характерным звуком «п-пах». Если же водород содержит примесь воздуха, то он сгорает со взрывом. При работе с водородом необходимо соблюдать правила техники безопасности! Если в лаборатории или на производстве возможна утечка водорода, во избежание взрыва систематически и тщательно проверяют чистоту воздуха.



**Рис. 36.** Мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх

2. Водород соединяется также с другими неметаллами и некоторыми активными металлами. В этом можно убедиться, если выходящий

из газоотводной трубки водород поджечь и погрузить в цилиндр с хлором\*. В атмосфере хлора водород продолжает гореть (рис. 37). Жёлто-зелёный хлор постепенно обесцвечивается, так как образуется бесцветный газ — хлороводород:



Хлороводород хорошо растворяется в воде с образованием соляной кислоты HCl.

Если направить струю водорода в пробирку с расплавленной серой, то будет ощущаться запах тухлых яиц\*. Это запах газообразного сероводорода H<sub>2</sub>S:

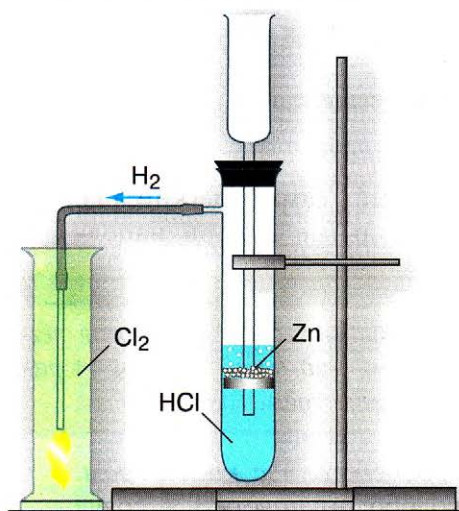
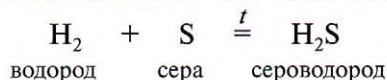
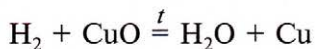


Рис. 37. Горение водорода в атмосфере хлора

При взаимодействии водорода с азотом (при повышенных температуре и давлении в присутствии катализатора) образуется газ аммиак NH<sub>3</sub>, имеющий большое практическое значение.

Водород реагирует также с активными металлами с образованием нелетучих соединений — гидридов (NaN, CaH<sub>2</sub> и др.).

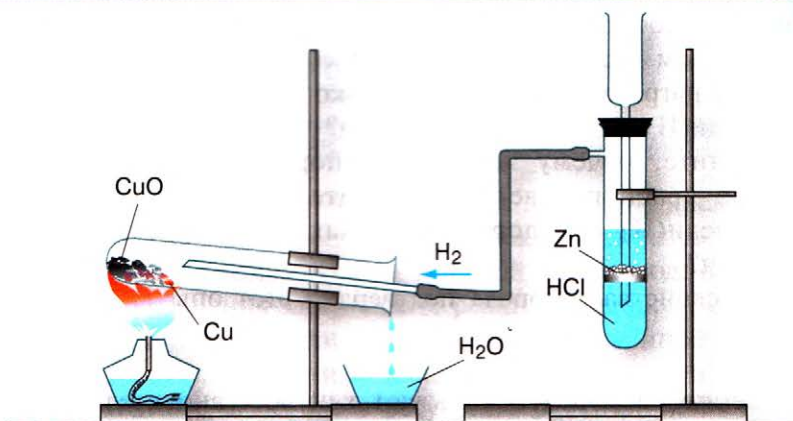
3. Водород взаимодействует с оксидами некоторых металлов. Если, например, при нагревании пропускать над оксидом меди(II) струю водорода (рис. 38), то происходит реакция, в результате которой образуются вода и медь:



В этой реакции происходит процесс *восстановления* меди: медь как бы восстанавливается из чёрного порошка (оксида меди) и снова становится металлом с характерным красным оттенком. «Освободителем» (восстановителем) меди служит водород, который связывает атомы кислорода, входившие в состав оксида меди(II). Процессы восстановления



\* Опыт проводят в вытяжном шкафу.



**Рис. 38.** Восстановление меди водородом из оксида меди(II)

противоположны процессам окисления. Реакции водорода с оксидами металлов, как и реакции веществ с кислородом, относят к *окислительно-восстановительным реакциям*.

**Лабораторный опыт.** Взаимодействие водорода с оксидом меди(II)  $\text{CuO}$

1) Соберите прибор, как показано на рисунке 38, и проверьте его на герметичность.

2) Положите в пробирку 8—10 кусочков цинка и прилейте 5—6 мл раствора соляной кислоты.

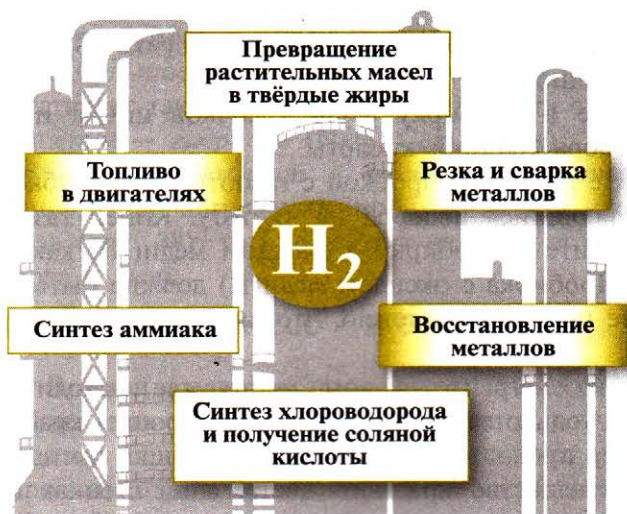
3) Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и проверьте выделяющийся водород на чистоту. Конец газоотводной трубки поместите в пробирку с оксидом меди(II), как показано на рисунке. Пробирка с оксидом меди(II) должна быть закреплена в штативе немного наклонно, чтобы её отверстие находилось ниже дна.

4) Пробирку нагрейте в том месте, где находится оксид меди(II). Как только заметите появление порошка красного цвета, нагревание прекратите. Из чёрного порошка оксида меди(II) образовалось вещество красного цвета, а на стенках пробирки образовались капельки воды.

- Почему перед нагреванием оксида меди(II) в атмосфере водорода последний нужно проверить на чистоту?

- Почему пробирку с оксидом меди(II) закрепляют в штативе с наклоном в сторону отверстия?
- Почему нагревание требуется только до того момента, как оксид меди(II) начинает раскаляться?
- Объясните, почему из чёрного порошка образовалось вещество красного цвета. Напишите уравнение реакции оксида меди(II) с водородом. К какому типу относится эта реакция?
- Какие свойства водорода подтвердил этот опыт?

**Применение.** Водород используют как восстановитель ценных металлов и для синтеза многих веществ (рис. 39). Применение водорода основано также на его способности гореть с выделением большого количества теплоты. Большое значение может иметь применение водорода как экологически чистого топлива, так как при его сгорании образуются водяные пары, не загрязняющие атмосферу. Для осуществления этой идеи потребуется разработать экономически выгодные условия проведения реакции разложения воды:



**Рис. 39.** Применение водорода (на белом фоне помещён материал, который вы будете изучать позже)

## Гремучий газ. Гидриды. Восстановление



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Один цилиндр заполнен водородом, а другой — кислородом. Как определить, в каком цилиндре находится каждый из газов?

2. Как перелить из одного сосуда в другой. а) водород; б) кислород?

3. Составьте уравнения химических реакций водорода со следующими оксидами: а) оксидом ртути(II); б) железной окалиной  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; в) оксидом вольфрама(VI). Объясните, какова роль водорода в этих реакциях. Что происходит с металлом в результате реакции?

4. Используя рисунок 39, создайте свой вариант презентации из 7—8 слайдов по теме «Применение водорода». Обсудите свою презентацию с соседом по парте.

5. Руководствуясь планом, приведённым в задании 3 после § 26, подготовьте компьютерную презентацию по теме «Водород».

### Тестовые задания

1. В соединении  $\text{NH}_3$  водород проявляет валентность

- 1) III      2) II      3) I      4) IV

2. В уравнении реакции  $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Pb} + 2\text{H}_2\text{O}$  восстановителем является

- 1) свинец      2) водород      3) оксид свинца(IV)      4) вода

3. Левая часть уравнения реакции:  $\dots + \dots = \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$  — это

- 1)  $\text{HgO} + \text{C} =$       3)  $\text{HgO} + \text{Al} =$   
2)  $\text{HgO} + \text{H}_2 =$       4)  $\text{HgO} + \text{CO} =$



Используя электронное приложение (§ 29), просмотрите видеосюжеты.



Прочитайте о водороде в книге В. В. Рюмина «Занимательная химия» (серия «Твой кругозор», М.: Просвещение, 2011, с. 36—42).

### Личный результат

**Я знаю** свойства водорода.

**Я умею** проверять водород на чистоту.

## Практическая работа 4

## Получение водорода

## и исследование его свойств

- В чём особенности техники безопасности при работе с водородом?

**1. Получение водорода и его соби́рание методом вытеснения воды.** Соберите прибор, как показано на рисунке 35, и проверьте его на герметичность. В пробирку поместите несколько гранул цинка и добавьте 2—3 мл разбавленной соляной кислоты.

В течение минуты выделяющемуся из прибора газу дайте свободно выходить из пробирки (вначале выделяющийся водород содержит примесь воздуха, который находился в приборе до начала реакции). Затем конец газоотводной трубки подведите к горлышку пробирки, предварительно заполненной водой и помещённой в перевёрнутом виде в чашку с водой. Когда газ заполнит пробирку, закройте её под водой пробкой, выньте из чашки и поставьте в штатив горлышком вниз.

- Почему водород можно собрать методом вытеснения воды?

**2. Получение водорода и его соби́рание методом вытеснения воздуха.** Повторите опыт, взяв вместо соляной кислоты серную. Водород соберите в пробирку, перевёрнутую вверх дном (см. рис. 35).

- Напишите уравнения реакций цинка: а) с соляной кислотой; б) с серной кислотой.

**3. Горение водорода.** Проверьте собранный вами водород на чистоту. Для этого пробирку, наполненную водородом, держа отверстием вниз, поднесите к пламени горелки. Горелка должна быть размещена на расстоянии не менее 0,5 м от прибора, в котором получали водород!

Если вы собрали чистый водород, он сгорает спокойно, с характерным звуком «п-пах». Если водород содержит примесь воздуха, слышен характерный свистящий хлопок.

- В каком случае полученный газ сгорает спокойно, а в каком случае — со взрывом?
- Что образуется в результате сгорания водорода?

**4. Отчёт о работе** оформите в виде таблицы (см. § 5).

## Личный результат

Я умею собирать водород вытеснением воздуха и вытеснением воды.



# ГЛАВА IV

## ВОДА. РАСТВОРЫ

### § 31

#### Вода

- Какое значение имеет вода для жизни на Земле?

#### Общая характеристика воды

Химическая формула —  $\text{H}_2\text{O}$

Относительная молекулярная масса  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$

Максимальная плотность — 1 г/мл (при  $t = 4^\circ\text{C}$ )

**Состав воды.** Рассмотрим, как на основании опытных данных можно вывести химическую формулу воды.

При разложении воды электрическим током (см. § 7) образуются газы: водород — два объёма и кислород — один объём. Зная, что 1 л водорода при нормальных условиях имеет массу 0,089 г, а 1 л кислорода — 1,429 г, можно вычислить массовые отношения выделившихся газов:

$$(0,089 \cdot 2) : 1,429 \approx 1 : 8$$

Так как в молекуле воды не может быть меньше одного атома кислорода (16 а. е. м.), а простейшее массовое отношение водорода к кислороду равно 1 : 8, то в молекуле воды должно быть два атома водорода (2 а. е. м.). Следовательно, формула воды  $\text{H}_2\text{O}$ .

#### Определение

Метод определения состава вещества путём его разложения на более простые называют АНАЛИЗОМ (от греч. «анализис» — *разложение*).

В таких же массовых отношениях (1 : 8) водород и кислород реагируют при образовании воды. Для проведения этой реакции используют *эвдиометр* (рис. 40), который представляет собой толстостенную трубку с делениями, закрытую резиновой пробкой с вставленными медными проволочками. Трубку заполняют дистиллированной водой и опускают открытым концом в сосуд, как показано на рисунке. В эвдиометр вводят два объёма кислорода и два объёма водорода. Свободные концы проволочек соединяют проводами с индукционной катушкой, а катушку — с источником электрического тока (рис. 40, а).

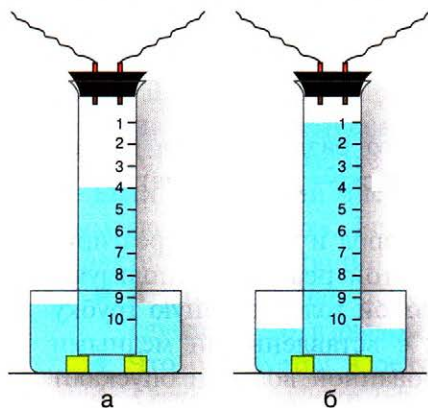
В организме человека массовая доля воды около 65%. Вода используется для растворения питательных веществ и переноса их по всему организму с кровью, а также для регулирования температуры тела. Организм человека в течение суток расходует примерно 2,5—3,0 л воды; до 20% от этого объёма идёт на кровоснабжение мозга.

### **Определение**

Получение сложных веществ из более простых называют СИНТЕЗОМ (от греч. «синтезис» — *соединение*).

В химии для определения состава веществ и вывода их химических формул используют как анализ, так и синтез. Результаты одного метода проверяют другим методом.

**Физические свойства воды.** Чистая вода — бесцветная жидкость, без вкуса и запаха, кипит при  $100^{\circ}\text{C}$  (при давлении 101,3 кПа), замерзает при  $0^{\circ}\text{C}$ , её максимальная плотность (при  $4^{\circ}\text{C}$ ) равна  $1\text{ г/см}^3$ . Лёд имеет меньшую плотность, чем жидкая вода, и всплывает на её поверхность, что очень важно для обитателей водоёмов зимой. Вода



**Рис. 40.** Эвдиометр: а — до проведения опыта; б — после проведения опыта

Между сближенными концами проволочек проскакивает искра, и происходит взрыв. Вода в трубке эвдиометра поднимается на три деления (рис. 40, б). Остаётся один объём газа, в котором тлеющая лучинка вспыхивает, — это кислород.

Следовательно, при образовании воды, так же как и при её разложении, два объёма водорода соединяются с одним объёмом кислорода.

обладает исключительно большой теплоёмкостью, поэтому она медленно нагревается и медленно остывает. Благодаря этому водные бассейны регулируют температуру на нашей планете.

**Вода в природе и способы её очистки.** Вода — самое распространённое на Земле вещество. Она образует океаны, моря, озёра и реки; пары воды входят в состав воздуха. Вода содержится в организмах животных и растений. Так, например, в организме млекопитающих массовая доля воды составляет примерно 70%, а в огурцах и арбузах её около 90%.

Природная вода всегда **содержит** примеси. В зависимости от целей использования воды применяют различные приёмы её очистки.

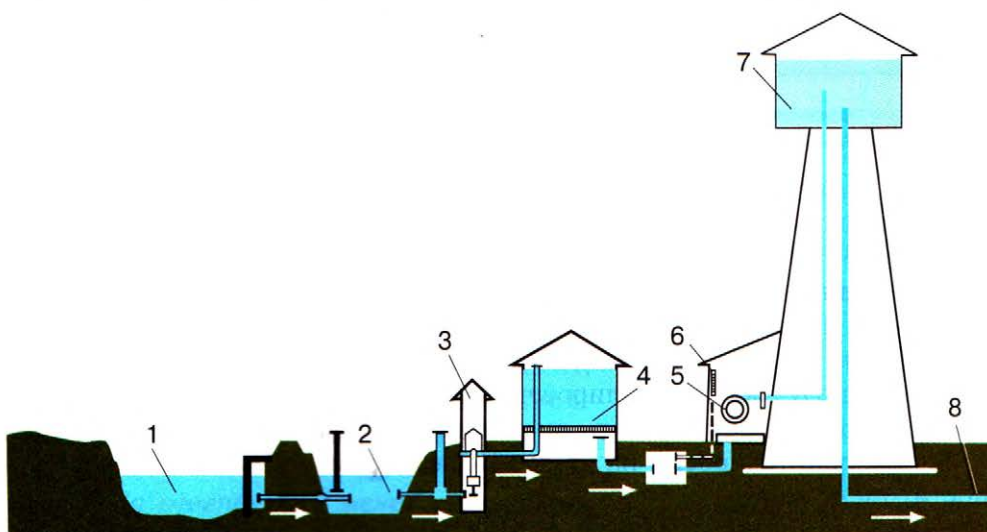
Питьевая вода должна быть прозрачной, бесцветной и не содержать болезнетворные микроорганизмы. Если воду для питья берут из озёр и рек, то ей дают отстояться в специальных бассейнах (рис. 41) и фильтруют через слой песка. Затем воду обрабатывают хлором, а иногда озоном или ультрафиолетовыми лучами, которые убивают микроорганизмы.

Чтобы очистить воду от растворённых в ней веществ, применяют *перегонку*, или *дистилляцию* (см. § 4). Большие количества дистиллированной воды, которая используется в аптеках, химических лабораториях, охладительных системах автомашин, получают в электрических дистилляторах.

Для очистки воды также используют *аэрацию* — насыщение её кислородом. Аэрация необходима, если нужно очистить воду от соединений

Большая часть пресной воды (85%) находится на полюсах Земли в виде ледников.

Подумайте, что бы случилось в природе, если бы замерзание рек и озёр начиналось со дна.



**Рис. 41.** Схема водоочистительной станции: 1 — река; 2 — бассейн для отстаивания воды; 3 — колодец; 4 — фильтр; 5 — главный насос; 6 — устройство для хлорирования воды; 7 — водонапорная башня; 8 — водопровод в город

металлов (в основном железа) и растворённых газов (сероводорода, углекислого газа и др.). Помимо этого, аэрацию широко применяют в сооружениях биологической очистки сточных вод. В этом случае кислород обеспечивает жизнедеятельность микроорганизмов, разлагающих растворённые в сточных водах органические вещества и другие загрязнения. Задача аэрации воды в аквариуме — насыщение воды кислородом воздуха для обитателей аквариума.

**Как это сказывается на окружающей среде?**

В настоящее время загрязнение водоёмов представляет собой серьёзную проблему. Причиной загрязнения водоёмов часто являются сточные воды, сбрасываемые промышленными предприятиями, а также образующиеся в результате сельскохозяйственных работ, в быту. Основная причина загрязнения вод морей и океанов — аварии, происходящие на нефтедобывающих платформах и нефтеналивных танкерах.

В каждом государстве должны приниматься меры по охране и рациональному использованию всех природных ресурсов, в том числе и водных, и выделяться средства на строительство водоочистных сооружений.

### Анализ. Синтез. Аэрация воды



#### Подумай, ответь, выполни...

1. Поясните, как при помощи анализа и синтеза можно установить качественный и количественный состав воды и вывести её химическую формулу.

2. В эвдиометре взорвали смесь, состоящую из 1 мл водорода и 6 мл кислорода. Какой газ и в каком количестве остался после взрыва?

3. В чём заключается очистка питьевой воды?

4. Как получают дистиллированную воду и где её применяют? Можно ли дождевую воду назвать дистиллированной? Ответ поясните.

5. Выполните проект на тему «Исследование питьевой воды местности, где я живу».

#### Личный результат

**Я знаю**, как можно определить состав сложного вещества.

**Я могу** объяснить, с какой целью применяют тот или иной способ очистки воды.

## Химические свойства и применение воды

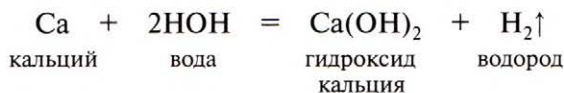
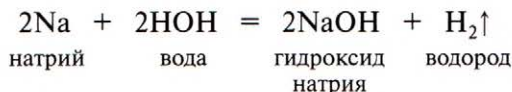
- Что происходит с водой под действием электрического тока?
- Какие типы химических реакций вы знаете?

**Химические свойства воды.** При изучении способов получения водорода вы познакомились с некоторыми свойствами воды.

1. Под действием постоянного электрического тока или высокой температуры (2000 °С) вода разлагается на водород и кислород:

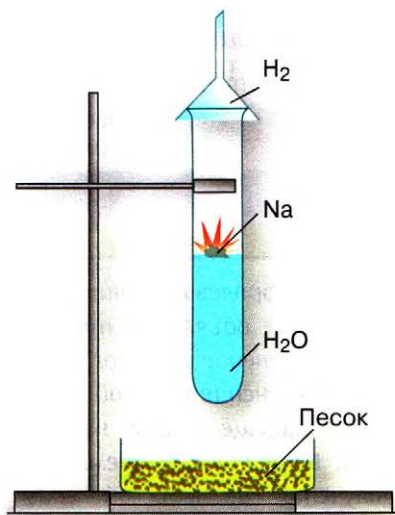
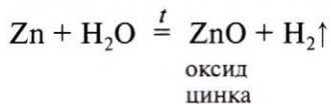


2. Вода вступает в реакции замещения с активными металлами, например с натрием и кальцием. Эти реакции протекают бурно (взаимодействие натрия с водой может закончиться даже взрывом), поэтому для опытов следует брать небольшие кусочки металлов и горлышко пробирки прикрывать воронкой (рис. 42). В ходе таких реакций один атом водорода в молекуле воды замещается атомом металла; в результате образуются *гидроксиды металлов* и выделяется водород:

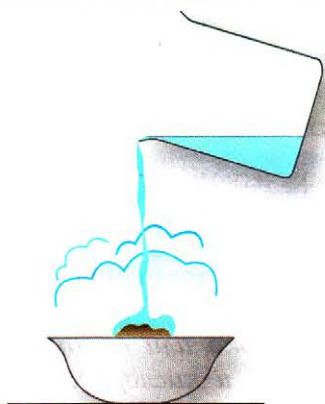


Гидроксиды, с которыми мы познакомились в данном параграфе, относятся к *основаниям*. Таким образом, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> — это основания. Свойства оснований вы будете изучать позже (см. § 41).

3. Вода реагирует с менее активными металлами при нагревании. Продукты реакции — оксиды металлов и водород:



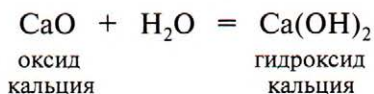
**Рис. 42.** Взаимодействие натрия с водой



**Рис. 43.** Взаимодействие оксида кальция с водой

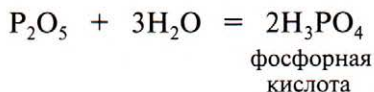
4. *Вода вступает в реакции соединения со многими сложными веществами, например с оксидами. В этом можно убедиться, проделав следующие опыты (их может продемонстрировать учитель).*

**Опыт 1.** В фарфоровую чашку помещают немного свежепрокалённого оксида кальция  $\text{CaO}$  (жжёная известь) и обливают его водой (рис. 43). При этом выделяется большое количество теплоты, так как происходит химическая реакция. В результате образуется рыхлый порошок гидроксида кальция  $\text{Ca(OH)}_2$  (гашёная известь), при растворении которого в воде получается мыльный на ощупь раствор:



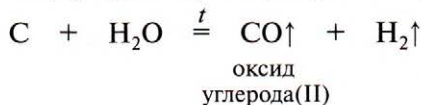
Раствор гидроксида кальция вызывает ожоги!

**Опыт 2.** В химический стакан наливают немного воды и сжигают над водой в металлической ложечке красный фосфор. Образовавшийся в виде белого дыма оксид фосфора(V)  $\text{P}_2\text{O}_5$  постепенно растворяется в воде. При этом образуется фосфорная кислота:



В XVI в. королева Англии Елизавета I объявила премию за изобретение дешёвого способа опреснения морской воды. Она пока ещё никому не вручена. В настоящее время для получения из морской воды  $1 \text{ км}^3$  пресной воды требуется 7 млн т условного топлива или 2,8 т ядерного горючего.

5. *Вода реагирует с некоторыми неметаллами (продукты реакции разнообразны):*



**Применение воды** (рис. 44). Вода — важное сырьё для химической промышленности (получение водорода и др.). Способность воды реагировать с некоторыми оксидами используют для получения оснований и кислот. Воду широко применяют как растворитель.



**Рис. 44.** Области использования воды (на белом фоне помещён материал, который вы будете изучать позже)

### Гидроксиды металлов. Основания

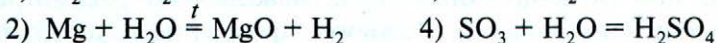


**Подумай, ответь, выполни...**

1. Составьте краткую схему-конспект параграфа. Проверьте выполнение этого задания у соседа по парте и оцените его работу.

#### Тестовые задания

1. К реакциям замещения относятся реакции



2. Вода **не взаимодействует**

1) с кальцием      3) с оксидом натрия

2) с медью      4) с серой

#### Личный результат

**Я умею** составлять уравнения реакций, отражающих химические свойства воды.

- Какие известные вам вещества хорошо растворяются в воде?
- Какие растворы вам известны из повседневной жизни?
- Почему при нагревании воды в ней появляются пузырьки?

Из повседневной жизни вам известно, что в воде растворяются и твёрдые вещества, и жидкости, и газы. Так, например, газированная вода — это раствор углекислого газа в воде, столовый уксус — раствор уксусной кислоты в воде.

Растворителем может выступать не только вода. Так, многие органические вещества хорошо растворимы в спирте, и это используют при изготовлении лекарств (капель, настоек и т. д.).

Процесс растворения — сложное явление. При растворении происходит распределение частиц растворённого вещества между частицами растворителя. Значит, это физический процесс. Но в то же время при образовании растворов может выделяться или поглощаться теплота, что говорит о протекании химической реакции. В результате химического взаимодействия растворённого вещества с водой образуются соединения, которые называются *гидратами*. Таким образом, *растворение — это физико-химический процесс*. (Подробнее с процессом растворения вы познакомитесь в 9 классе.)

#### Определение

РАСТВОРАМИ называют однородные смеси, состоящие из растворителя, растворённого в нём вещества и продуктов их взаимодействия.

Характерный признак растворов — *однородность (гомогенность)*. В растворах даже при помощи микроскопа невозможно рассмотреть частички составляющих их веществ. Растворы прозрачны и устойчивы при хранении.

При смешивании некоторых веществ (глины, керосина) с водой образуются не растворы, а мутные смеси, которые называют *взвесями*.

#### Определение

Взвеси, в которых мелкие частицы твёрдого вещества равномерно распределены между молекулами воды, называют СУСПЕНЗИЯМИ.

Пример суспензии — смесь глины с водой.



## Определение

Взвеси, в которых мелкие капельки какой-либо жидкости равномерно распределены между молекулами воды, называют ЭМУЛЬСИЯМИ.

Например, эмульсии образуются при взбалтывании керосина, бензина или растительного масла с водой. Суспензии и эмульсии, в отличие от растворов, с течением времени расслаиваются (отстаиваются). Поэтому некоторые лекарства — суспензии или эмульсии — перед употреблением взбалтывают.

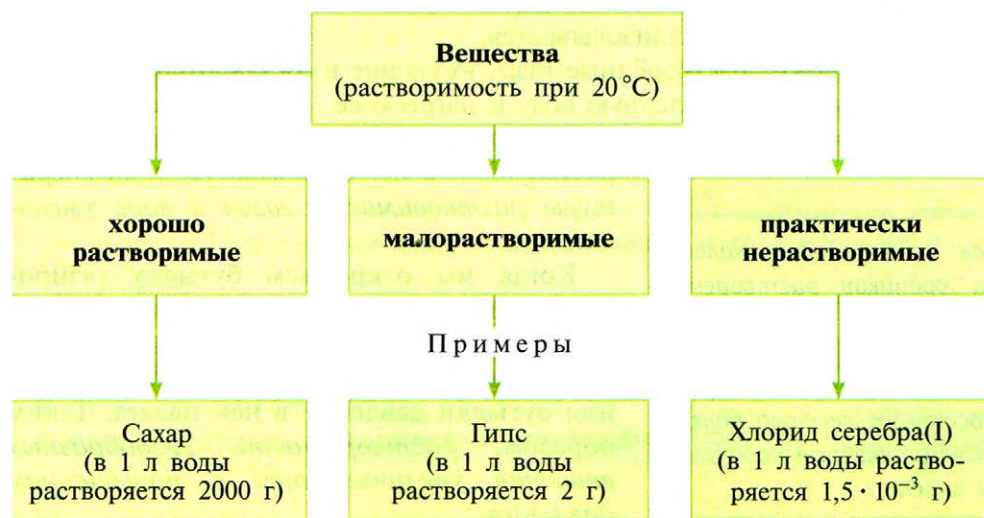
**Растворимость веществ в воде.** Одни вещества растворяются в воде лучше, другие хуже. Очень хорошо растворимы в воде, например, сахар, этиловый спирт или уксусная кислота. Из газов хорошо растворим в воде хлороводород  $\text{HCl}$ , а кислород и водород в воде малорастворимы.

У некоторых веществ растворимость ничтожно мала, и такие вещества считают практически нерастворимыми. Однако следует иметь в виду, что абсолютно нерастворимых веществ не существует. Даже стекло или металлы, хотя и в ничтожных количествах, но всё же растворяются в воде.

Примеры *хорошо растворимых*, *малорастворимых* и *практически нерастворимых* в воде твёрдых веществ приведены на схеме 3.

С водами Волги ежегодно в Каспийское море приносится более 60 млн т растворённых солей.

Схема 3



Для характеристики способности вещества растворяться введено понятие «растворимость».

 **Определение**

**РАСТВОРИМОСТЬ** (коэффициент растворимости) — максимально возможное число граммов вещества, которое может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

Если в воду, помешивая, сыпать поваренную соль, то соль вскоре перестанет растворяться: раствор станет насыщенным.

 **Определение**

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют **НАСЫЩЕННЫМ**, а раствор, в котором вещество ещё может растворяться, — **НЕНАСЫЩЕННЫМ**.


**От чего зависит растворимость веществ в воде?** Если приготовить насыщенный раствор нитрата калия  $KNO_3$ , а затем нагреть его, то окажется, что в полученном горячем растворе можно растворить дополнительную порцию вещества: *с повышением температуры растворимость большинства твёрдых веществ возрастает*. Например, растворимость нитрата калия  $KNO_3$  при температуре  $50^\circ C$  составляет 83 г, а при температуре  $70^\circ C$  — 130 г/100 г  $H_2O$ . В 1 л холодной воды можно растворить не более 2 кг сахара, а в 1 л кипятка — до 5 кг.

При охлаждении насыщенных растворов часть растворённого вещества обычно выкристаллизовывается.

Вода содержит растворённые газы, входящие в состав воздуха. Налейм в стеклянную колбу холодную воду и нагреем её. На поверхности стекла изнутри появятся пузырьки газа. Это выделяется воздух, который был

растворён в воде: *с повышением температуры растворимость газов в воде уменьшается*.

Когда мы открываем бутылку газированной воды, начинает бурно выделяться углекислый газ — оксид углерода(IV). Это происходит потому, что после откупоривания бутылки давление в ней падает. Таким образом, *растворимость газообразных веществ увеличивается с повышением давления*.

 В воде водопроводов, колодцев и родников растворены разные соли и газы. Часто ключевая (минеральная) вода содержит вещества, которые способствуют лечению болезней. Какие целебные источники вы знаете?

**Раствор. Гидраты. Взвесь. Суспензия. Эмульсия. Растворимость. Насыщенные и ненасыщенные растворы**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Что такое растворы и чем они отличаются от взвесей?
2. Какие смеси называют суспензиями и эмульсиями? Приведите примеры эмульсий и суспензий.
3. Что такое растворимость? Какая существует зависимость между изменением температуры и растворимостью твёрдых и газообразных веществ?
4. При открывании бутылки с лимонадом наблюдается бурное выделение газа. Чем это можно объяснить?
5. В 500 г раствора, насыщенного при 20 °С, содержится 120 г нитрата калия. Определите растворимость этой соли.

**Тестовые задания**

1. Укажите верное утверждение.

- 1) Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют насыщенным.
- 2) Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют ненасыщенным.

2. Морская вода — это

- 1) раствор
- 2) суспензия
- 3) эмульсия

3. Смесь растительного масла с водой называют \_\_\_\_\_



Используя электронное приложение, выполните тесты к данному параграфу.

**Личный результат**

**Я знаю**, как отличить раствор от взвеси.

**Я могу** приготовить насыщенный и ненасыщенный раствор.

## Массовая доля растворённого вещества

- **Что называют массовой долей элемента в соединении? Как её вычисляют?**

**Определение массовой доли растворённого вещества.** В зависимости от того, сколько растворённого вещества содержит раствор, растворы делят на концентрированные и разбавленные. Если в определённом объёме раствора содержится мало растворённого вещества, то такой раствор называют *разбавленным*, если много — *концентрированным*.

Содержание вещества в растворе часто выражают в массовых долях.



### Определение

Отношение массы растворённого вещества к массе раствора называют **МАССОВОЙ ДОЛЕЙ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА** ( $w$ ):

$$w(\text{растворённого в-ва}) = \frac{m(\text{растворённого в-ва})}{m(\text{раствора})}$$



### Важная информация

Массовую долю растворённого вещества выражают обычно в долях единицы или в процентах.

Если массовая доля растворённого вещества, например хлорида натрия, в воде равна 0,02, или 2%, то это означает, что в 100 г раствора содержится 2 г хлорида натрия и 98 г воды.

На практике часто требуется приготовить раствор вещества с заданной массовой долей.

**Пример.** Приготовьте 280 г раствора хлорида натрия, в котором массовая доля NaCl составляет 0,05, или 5%.

**Решение**

1) Вычисляем, сколько надо взять соли.

*Первый способ* (по формуле):

$$w = \frac{m(\text{растворённого в-ва})}{m(\text{раствора})}$$

$$m(\text{растворённого в-ва}) = w \cdot m(\text{раствора})$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,05 \cdot 280 = 14 \text{ г}$$

*Второй способ* (составление пропорции):

100 г раствора содержат 5 г соли

280 г раствора содержат  $x$  г соли

$$100 \text{ г} : 280 \text{ г} = 5 \text{ г} : x \text{ г}$$

$$x = \frac{280 \cdot 5}{100} = 14; \quad x = 14 \text{ г соли}$$

2) Вычисляем, сколько нужно отмерить воды:

$$280 \text{ г} - 14 \text{ г} = 266 \text{ г (или 266 мл)}$$

3) Отвешиваем 14 г соли и помещаем её в колбу. Стеклянным цилиндром отмеряем 266 мл дистиллированной воды, вливаем в колбу с солью и перемешиваем до полного растворения.

Следует различать понятия «растворимость вещества» и «массовая доля растворённого вещества». Так, например, растворимость (коэффициент растворимости) нитрата калия при  $70^\circ\text{C}$  составляет 1300 г/л. Для нахождения массовой доли вещества в таком растворе вначале определяют общую массу насыщенного раствора:

$$1000 \text{ г} + 1300 \text{ г} = 2300 \text{ г}$$

Затем находят массовую долю нитрата калия.

*Первый способ* (по формуле):

$$w(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{раствора})} = \frac{1300}{2300} = 0,565, \text{ (или 56,5\%)}$$

*Второй способ* (составление пропорции):

2300 г раствора содержат 1300 г соли

100 г раствора содержат  $x$  г соли

$$100 \text{ г} : 2300 \text{ г} = x \text{ г} : 1300 \text{ г}$$

$$x = \frac{100 \cdot 1300}{2300} = 56,62 \text{ г, т. е. } 56,62\%$$

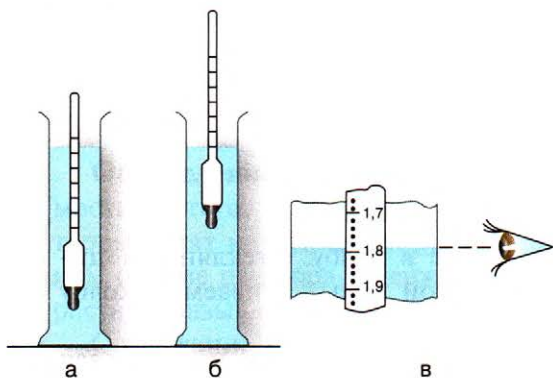
Таким образом, 100 г раствора нитрата калия при  $70^\circ\text{C}$  содержат 56,62 г этой соли, и массовая доля нитрата калия в данном растворе будет приблизительно равна 0,565, или 56,5 %. (В этом расчёте плотность воды принята за единицу, что в указанных условиях не совсем точно. Как вы знаете, плотность воды равна  $1 \text{ г/см}^3$  при  $4^\circ\text{C}$ ; с повышением температуры она уменьшается.)

**Зависимость между массовой долей вещества, содержащегося в растворе, и плотностью раствора.** Вам известно, что плотность чистой воды при  $4^\circ\text{C}$  равна единице. При растворении в воде веществ

плотность раствора либо уменьшается, либо увеличивается. Например, в случае растворения в воде этилового спирта с увеличением его мас-

совой доли плотность раствора уменьшается вплоть до  $0,79 \text{ г/см}^3$ , т. е. до плотности безводного спирта. Наоборот, с увеличением содержания серной кислоты в растворе плотность возрастает до  $1,84 \text{ г/см}^3$ , т. е. до плотности безводной серной кислоты. Зависимость между плотностью раствора и содержанием в нём того или иного вещества можно найти в справочнике.

Для определения плотности растворов пользуются специальными приборами — *ареометрами* (рис. 45).



**Рис. 45.** Определение плотности раствора при помощи ареометра: а — ареометр в воде; б — ареометр в серной кислоте; в — положение глаза наблюдателя



### Важная информация

Массу  $m$ , плотность  $\rho$  и объём  $V$  связывает формула

$$m = \rho \cdot V$$

**Разбавленные и концентрированные растворы. Массовая доля растворённого вещества**



### Подумай, ответь, выполни...

1. Что показывает массовая доля вещества в растворе?
2. Как можно приготовить раствор с заданной массовой долей растворённого вещества? Приведите пример.
3. Чем отличаются понятия «насыщенный раствор» и «концентрированный раствор»?
4. В 513 г дистиллированной воды растворили 27 г соли. Вычислите массовую долю (в процентах) растворённого вещества в полученном растворе.
5. При выпаривании 25 г раствора получили 0,25 г соли. Определите массовую долю растворённого вещества и выразите её в процентах.

6. Дано 500 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2. Вычислите массу вещества, которое получается при выпаривании этого раствора.

7. К 200 г раствора, массовая доля вещества в котором 0,3, добавили 100 г воды. Вычислите массовую долю растворённого вещества в полученном растворе.

8. Рассчитайте массу 5,5 л раствора серной кислоты, если плотность такого раствора при 20°C равна 1,06 г/мл.

9. Рассчитайте плотность раствора соляной кислоты, если 560 г такого раствора занимают объём 500 мл.

### Тестовые задания

1. Укажите верное утверждение.

1) Раствор, в котором содержится много растворённого вещества, называют концентрированным.

2) Раствор, в котором содержится много растворённого вещества, называют разбавленным.

2. В 325 г воды растворили 25 г соли. Массовая доля соли в полученном растворе равна

- 1) 0,71%      2) 7,1%      3) 14,2%      4) 1,42%

3. Установите соответствие между физической величиной и формулой для её расчёта.

1) массовая доля элемента в соединении

A.  $\frac{m}{V}$

2) массовая доля вещества в растворе

B.  $\frac{nA_r(\text{элемента})}{M_r(\text{вещества})}$

3) плотность

B.  $\frac{m(\text{растворённого в-ва})}{m(\text{раствора})}$

Используя электронное приложение (§ 34), рассмотрите таблицу «Кривые растворимости некоторых солей» и решите предложенные задачи.

### Личный результат

**Я знаю**, чем отличается разбавленный раствор от концентрированного.

**Я могу** вычислить массовую долю растворённого вещества в данном растворе.

## Практическая работа 5

### Приготовление раствора с определённой массовой долей растворённого вещества (соли)

- **Вспомните формулу, с помощью которой можно вычислить массовую долю растворённого вещества.**

#### 1. Проведение расчётов

Получите задание у учителя и вычислите, какая масса соли и какой объём воды необходимы, чтобы приготовить раствор с определённой массовой долей растворённого вещества.

#### 2. Взвешивание

Перед взвешиванием проверьте техническое состояние весов.

На чаши весов положите одинаковые кусочки фильтровальной бумаги (на неё будет насыпаться вещество при взвешивании и размещаться разновес) и уравновесьте весы при помощи маленьких кусочков бумаги.

Отвесьте на весах рассчитанную вами навеску соли. На правую чашку весов при помощи пинцета поместите разновес (в соответствии с тем, какую массу должна иметь навеска соли), а на фильтровальную бумагу, лежащую на левой чашке, насыпьте соль. Снова уравновесьте весы, добавляя или убирая небольшие порции соли.

#### 3. Приготовление раствора

Навеску соли перенесите в колбу. При помощи мерного цилиндра отмерьте объём воды, необходимый для приготовления раствора. При отмеривании жидкости глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости, а черта деления — напротив нижнего мениска уровня жидкости.

Примерно половину отмеренного объёма воды вылейте в колбу с веществом. Энергичным взбалтыванием добейтесь полного растворения соли. Затем в полученный раствор вылейте остальную воду, после чего раствор взболтайте вновь.

#### 4. Отчёт о работе составьте в произвольной форме.

#### Личный результат

**Я могу** приготовить раствор с определённой массовой долей растворённого вещества.



# ГЛАВА V

## КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

### § 36

Количество вещества. Моль.

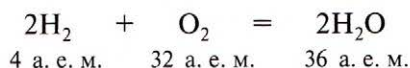
Молярная масса

- Повторите единицы измерения массы.
- Где приведено значение относительной атомной массы элемента?
- Как рассчитать относительную молекулярную массу вещества?

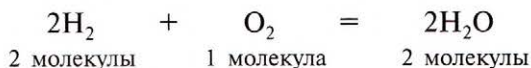
Каждую химическую реакцию мы рассматриваем с *качественной стороны* (какие вещества вступают в реакцию) и с *количественной стороны* (в каких массовых отношениях эти вещества реагируют без остатка). Нас интересуют не только массовые отношения, но и отношения числа частиц (атомов, молекул), вступающих в данную реакцию.

В качестве примера рассмотрим образование воды при горении водорода в кислороде.

а) Каковы массовые отношения?



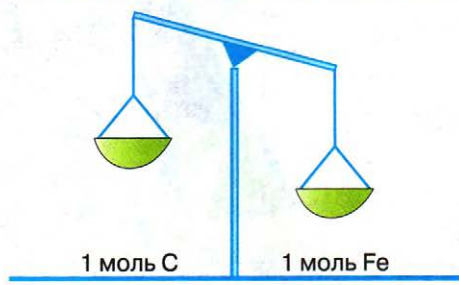
б) Каковы отношения числа частиц?



Если какую-либо химическую реакцию рассматривают с точки зрения числа частиц, то используют особую физическую величину — *количество вещества*. Эту величину обозначают латинской буквой *n*. Единица измерения количества вещества — моль.

#### Определение

МОЛЬ — это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул и др.), сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг (12 г) углерода, масса которого равна 12 а. е. м.



$6,022 \cdot 10^{23}$  атомов С  
 $M(\text{C}) = 12$  г/моль

$6,022 \cdot 10^{23}$  атомов Fe  
 $M(\text{Fe}) = 56$  г/моль

**Рис. 46.** Сравнение массы одного моля углерода и одного моля железа

Экспериментально доказано, что 1 моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул, атомов или других частиц (рис. 46). Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  названо *числом Авогадро* в честь итальянского учёного Амедео Авогадро.

Таким образом, число структурных элементов (молекул, атомов и др.) в одном моле любого вещества будет равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>. Эту величину называют *постоянной Авогадро* и обозначают  $N_A$ :

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

**Молярная масса.** Рассматривая химические реакции, нетрудно заметить, что для их практического осуществления целесообразно пользоваться величиной «количество вещества». Например, чтобы железо с серой прореагировали без остатка, необходимо, чтобы на каждый атом железа в реакцию вступал один атом серы. В реакции водорода с кислородом каждые две молекулы водорода реагируют с одной молекулой кислорода.

Поэтому возникает вопрос: *в каких массовых отношениях следует брать вещества, чтобы в них содержалось необходимое число частиц?* Для этого используют понятие «молярная масса вещества».



#### Определение

**МОЛЯРНАЯ МАССА** — это масса одного моля вещества.



#### Важная информация

Молярную массу обозначают буквой  $M$  и выражают обычно в граммах на моль (г/моль).

Например,  $M(\text{H}_2) = 2$  г/моль,  $M(\text{FeS}) = 88$  г/моль,  $M(\text{Fe}) = 56$  г/моль,  $M(\text{S}) = 32$  г/моль.

Молярная масса численно совпадает с относительной атомной или молекулярной массой вещества (табл. 5).

Таблица 5

**Величины относительных атомных (молекулярных)  
и молярных масс**

Формула вещества	Относительная атомная (молекулярная) масса	Молярная масса
O <sub>2</sub>	32	32 г/моль
C	12	12 г/моль
H <sub>2</sub> O	18	18 г/моль
FeS	88	88 г/моль

Соответствие различных величин массы (г) определённому числу атомов и количеству вещества (моль) можно найти, используя формулу

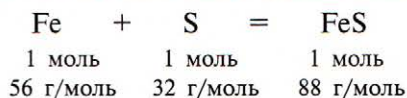
$$M = \frac{m}{n}$$

и значение постоянной Авогадро ( $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>). Результаты расчёта на примере железа и серы приведены в таблице 6.

Таблица 6

Масса (m)		Число атомов		Количество вещества (n)	
Fe	S	Fe	S	Fe	S
56 г	32 г	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	1 моль	1 моль
28 г	16 г	$3,01 \cdot 10^{23}$	$3,01 \cdot 10^{23}$	0,5 моль	0,5 моль
14 г	8 г	$1,505 \cdot 10^{23}$	$1,505 \cdot 10^{23}$	0,25 моль	0,25 моль

Данные этой таблицы наглядно показывают, в каких массовых и в каких количественных отношениях следует смешивать железо с серой, чтобы на один атом железа приходился один атом серы, т. е. чтобы эти вещества полностью прореагировали. Подобные расчёты могут быть сделаны по уравнениям химических реакций. Так, по уравнению реакции железа с серой получаем следующие данные:



**Количество вещества. Моль. Число Авогадро. Постоянная Авогадро. Молярная масса**



### Подумай, ответь, выполни...

1. В каком случае применяют физическую величину «количество вещества» и в каких единицах её измеряют? Ответ поясните примерами.
2. Что означает физическая величина «молярная масса» и чем она отличается от физических величин «относительная молекулярная масса» и «относительная атомная масса»?
3. Рассчитайте молярные массы воды  $H_2O$ , углекислого газа  $CO_2$ , серной кислоты  $H_2SO_4$ , сероводорода  $H_2S$ .
4. Дано уравнение реакции  $2Mg + O_2 = 2MgO$ . Согласно этому уравнению по аналогии с таблицей 6 составьте таблицу, показывающую соотношения между массой реагирующих веществ в граммах, числом атомов и количеством вещества.
5. Составьте 2—3 уравнения известных вам химических реакций и поясните, в каких массовых и количественных соотношениях реагируют вещества.

### Тестовые задания

1. Медь, взятая количеством вещества 6 моль, имеет массу  
1) 60 г                      2) 192 г                      3) 384 г                      4) 400 г
2. Масса 0,1 моль алюминия равна  
1) 0,1 г                      2) 2,7 г                      3) 260 г                      4) 540 г
3. Количество вещества, соответствующее 32 кг оксида железа(III), — это  
1) 10 моль                      2) 20 моль                      3) 100 моль                      4) 200 моль
4. Количество вещества, соответствующее 560 г карбоната кальция  $CaCO_3$ , — это  
1) 0,56 моль                      2) 5,6 моль                      3) 6,5 моль                      4) 10 моль



Используя «Задачник с «помощником», ознакомьтесь с решением задач по химическим формулам (с. 5—8) и решите задачи 1.9, 1.11, 1.13, 1.18 и 1.22.

### Личный результат

**Я умею** определять число структурных единиц в данном количестве вещества, вычислять молярную массу и массу данного количества вещества.

## Вычисления с использованием понятий «количество вещества» и «молярная масса»

### ● Что показывает уравнение химической реакции?

Используя соотношение между массой и количеством вещества, можно решать различные химические задачи.

### 1. Вычисление массы вещества по известному количеству вещества

**Задача.** В реакции с серой взаимодействуют 0,5 моль железа. Определите массу железа, которую следует взять для реакции.

**Решение**

Используем формулу

$$M = \frac{m}{n}; \text{ из неё следует, что } m = M \cdot n$$

$$m = M(\text{Fe}) \cdot 0,5 \text{ моль} = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 28 \text{ г}$$

**Ответ:** 28 г железа.

### 2. Вычисление количества вещества по известной массе вещества

**Задача.** В результате реакции получено 22 г сульфида железа(II) FeS. Какое количество сульфида железа(II) соответствует этой массе?

**Решение**

$M(\text{FeS}) = 88 \text{ г/моль}$ . Далее рассуждают так:

88 г FeS соответствует 1 моль

22 г FeS соответствует  $x$  моль

$$88 \text{ г} : 22 \text{ г} = 1 \text{ моль} : x \text{ моль}$$

$$x = \frac{22 \cdot 1}{88} = 0,25$$

$$x = 0,25 \text{ моль FeS}$$

Задачу можно решить также, используя формулу

$$M = \frac{m}{n}; n = \frac{m}{M} = \frac{22}{88} = 0,25; n = 0,25 \text{ моль}$$

**Ответ:** 0,25 моль сульфида железа(II).

**3. Вычисления по химическим уравнениям массы  
или количества вещества по известной массе  
или количеству одного из вступающих  
или получающихся в реакции веществ**

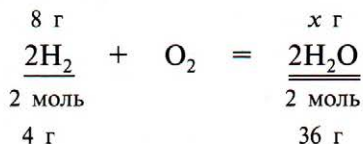
Последовательность действий при решении задач по уравнениям химических реакций должна быть следующей:

- 1) Составляют уравнение химической реакции.
- 2) В уравнении одной чертой подчёркивают химические формулы веществ, массы которых указаны в условии задачи, а двумя чертами — формулы тех веществ, массы которых требуется вычислить.
- 4) По уравнению реакции определяют количества (моль) тех веществ, формулы которых подчёркнуты.
- 5) Если необходимо, переводят указанные количества веществ в те единицы измерения, которые даны в условии задачи, пишут их под соответствующими формулами и производят вычисления.

**Задача 1.** Рассчитайте массу и количество воды, которая образовалась при сгорании 8 г водорода.

**Решение**

- 1) Вычисляем массу воды:



$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; m(\text{H}_2) = 4 \text{ г}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; m(\text{H}_2\text{O}) = 36 \text{ г}$$

Составляем и решаем пропорцию:

$$4 \text{ г} : 8 \text{ г} = 36 \text{ г} : x \text{ г}$$

$$x = \frac{8 \cdot 36}{4} = 72 \text{ г воды}$$

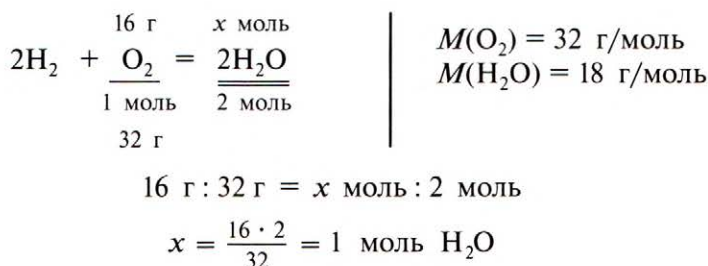
- 2) Вычисляем количество воды:

$$n = \frac{m}{M}; n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{72 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$$

**Ответ:** 72 г, или 4 моль, воды.

**Задача 2.** Какое количество воды получится, если в реакцию горения водорода вступило 16 г кислорода?

**Решение.** Вычисляем количество кислорода, вступающего в реакцию:

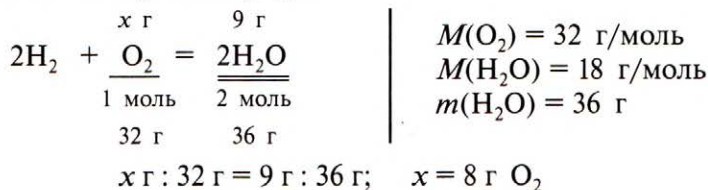


**Ответ:** 1 моль воды.

**Задача 3.** При горении водорода образовалось 9 г воды. Определите массу и количество кислорода, вступившего в реакцию.

**Решение**

1) Вычисляем массу кислорода:



2) Вычисляем количество кислорода (моль):

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{O}_2) = \frac{8}{32} = 0,25 \text{ моль}$$

**Ответ:** 8 г, или 0,25 моль,  $\text{O}_2$ .



**Подумай, ответь, выполни...**

1. По уравнению реакции  $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$  найдите массу и количество сульфида алюминия  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , если в реакцию вступает 4,5 г алюминия.

2. Вычислите массу и количество кислорода, прореагировавшего с медью, если образовалось 4 г оксида меди(II).

3. Составьте и решите задачу, используя понятия «количество вещества» и «молярная масса».

**Личный результат**

**Я могу** делать расчёты, используя понятия «количество вещества» и «молярная масса».

• **Какие условия называют нормальными?**

Многие вещества (кислород, водород) существуют в газообразном состоянии. С газообразными веществами мы будем встречаться и в дальнейшем. Из курса физики вам известно, что газы подчиняются определённым законам. Одним из таких законов является *закон Авогадро*.

**Открытие и формулировка закона.** Итальянский учёный А. Авогадро обратил внимание на то, что все газы одинаково сжимаются (закон Бойля — Мариотта), обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения (закон Гей-Люссака) и имеют некоторые другие общие свойства.

**Амедео Авогадро (1776—1856)**  
Итальянский учёный. В 1811 г. открыл закон, позже названный его именем.

и имеют некоторые другие общие свойства. На основе этих законов и своих наблюдений Авогадро в 1811 г. высказал смелую мысль, которая позже подтвердилась многочисленными опытами и была сформулирована в виде закона:

**! В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.**

**Объяснение закона Авогадро.** При одних и тех же условиях расстояние между отдельными молекулами у всех газов примерно одинаковое. Так как объём самих молекул по сравнению с межмолекулярными расстояниями ничтожен, то из этого следует, что в равных объёмах различных газов (при одних и тех же условиях) должно быть одинаковое число молекул.

*Следствием закона Авогадро является утверждение:*

**! Важная информация**

Массы различных газов, в которых содержится одинаковое число молекул, должны занимать одинаковые объёмы.

Как вам известно, такими массами являются молярные массы и пропорциональные им массы газов. Так, например,  $M(\text{H}_2) = 2$  г/моль,  $M(\text{O}_2) = 32$  г/моль; значит, 2 г водорода и 32 г кислорода будут содержать одинаковое число молекул, т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Экспериментально установлено, что 2 г водорода и 32 г кислорода (при нормальных условиях) занимают одинаковые объёмы — 22,4 л. Оказалось, что при нормальных условиях такой объём занимает один моль любого газа.





### Определение

Объём 1 моль данного газа называют **МОЛЯРНЫМ ОБЪЁМОМ** и обозначают  $V_M$ .

Молярный объём газа находят из отношения объёма газа (н. у.) к соответствующему количеству вещества:

$$V_M = \frac{V}{n},$$

где  $V$  — объём (в литрах),  $n$  — количество вещества (в молях). Таким образом, единица измерения молярного объёма — л/моль.



### Важная информация

Молярный объём любого газа при нормальных условиях равен 22,4 л.

**Значение закона Авогадро.** Так как 1 моль газа при нормальных условиях занимает объём 22,4 л, то, зная массу 1 л данного газа (н. у.), можно вычислить молярную массу этого газа:

$$M = 22,4 \cdot \rho,$$

где  $\rho$  — плотность, т. е. масса 1 л данного газа при нормальных условиях. Например, экспериментально установлено, что масса 1 л кислорода при нормальных условиях составляет 1,43 г. Из этого следует, что

$$M(\text{O}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,43 \text{ г/л} \approx 32 \text{ г/моль}; M_r(\text{O}_2) = 32$$

При расчётах удобнее использовать *относительную плотность газа*, т. е. величину, показывающую, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого. Относительную плотность обозначают латинской буквой  $D$ .

Чтобы определить, например, во сколько раз данный газ тяжелее водорода, следует массу определённого объёма газа разделить на массу такого же объёма водорода. Так как согласно закону Авогадро в равных объёмах число молекул исследуемого газа и водорода будет одинаковым, то плотность по водороду можно вычислить так:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{n \cdot M}{n \cdot M(\text{H}_2)} = \frac{M}{2},$$

где  $n$  — число молей в данном объёме,  $M$  — молярная масса исследуемого газа,  $M(\text{H}_2)$  — молярная масса водорода,  $D_{\text{H}_2}$  — плотность по водороду.

Если определяют плотность по другому газу, то вместо молярной массы водорода (т. е. числа 2) берут молярную массу этого газа. Так, например, если определяют плотность данного газа по кислороду или воздуху, то получают следующие выражения:

$$D_{\text{O}_2} = \frac{M}{32}; \quad D_{\text{возд}} = \frac{M}{29},$$

где число 29 — средняя молярная масса воздуха.



### Важная информация

Плотности газов, измеренные при одинаковых условиях, относятся как их молярные массы.

Чаще всего молярные массы различных газов определяют по следующим формулам:

$$M = 2D_{\text{H}_2}; \quad M = 29D_{\text{возд}}$$

Так как молярная и относительная молекулярная массы численно совпадают, то по этим формулам вычисляют также относительные молекулярные массы соответствующих газов.

### Закон Авогадро. Молярный объём газа. Относительная плотность газа



#### Подумай, ответь, выполни...

1. Какие физические явления и факты подтверждают правильность закона Авогадро? Сформулируйте этот закон.
2. Поясните, почему можно вывести понятие «молярный объём газа» на основе следствия закона Авогадро.
3. Определите относительную плотность оксида азота(II) по воздуху.
4. Сгорело 6 кг угля С. Вычислите объём образовавшегося оксида углерода(IV) (н. у.).



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с биографией Амедео Авогадро.



Решите задачи 2.2, 2.3, 2.11, 1.2 и 1.13 из «Задачника с «помощником».

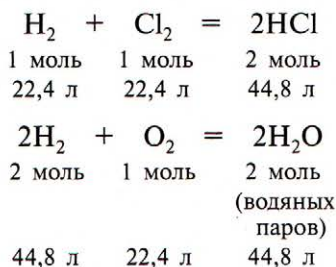
### Личный результат

**Я могу** производить расчёты, используя понятия «молярный объём» и «относительная плотность газа».

## Объёмные отношения газов при химических реакциях

- Что такое молярный объём газа?
- В чём заключается следствие закона Авогадро?

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



Если сократить указанные численные значения объёмов реагирующих и образующихся газов на число 22,4, то получаются простые целые числа, показывающие объёмные отношения газов: в первой реакции — 1:1:2, а во второй — 2:1:2. Следовательно, реакции между газообразными веществами подчиняются определённым закономерностям.



### Важная информация

При неизменном давлении объёмы реагирующих и образующихся газов соотносятся как небольшие целые числа.

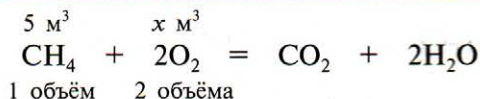


### Важная информация

Отношение коэффициентов в уравнениях реакций показывает отношение объёмов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Отношения объёмов реагирующих газов позволяют также производить ряд расчётов, не прибегая к вычислению относительных молекулярных масс.

**Пример.** Вычислите объём кислорода, необходимого для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана.



$$1 \text{ м}^3 - 2 \text{ м}^3$$

$$5 \text{ м}^3 - x \text{ м}^3$$

$$1 \text{ м}^3 : 5 \text{ м}^3 = 2 \text{ м}^3 : x \text{ м}^3$$

$$x = \frac{5 \cdot 2}{1} = 10 \text{ м}^3$$

Ответ: 10 м<sup>3</sup> кислорода.



### Подумай, ответь, выполни...

1. Каким закономерностям подчиняется поведение газообразных веществ в химических реакциях? Поясните на конкретных примерах.
2. При взаимодействии хлора с водородом образовалось 0,25 моль хлороводорода. Вычислите объём хлора, вступившего в реакцию (н. у.).
3. Вычислите, какой объём кислорода потребуется для сжигания 10 м<sup>3</sup> этана C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (н. у.).

### Тестовые задания

1. При взаимодействии хлора и 500 л водорода получили хлороводород, объём которого (н. у.) составил
  - 1) 100 л
  - 2) 200 л
  - 3) 500 л
  - 4) 1000 л
2. Для синтеза воды из кислорода и водорода использовали 22,4 л кислорода (н. у.). Количество вступившего в реакцию водорода составило
  - 1) 2 моль
  - 2) 4 моль
  - 3) 6 моль
  - 4) 8 моль
3. Объём хлора Cl<sub>2</sub> (н. у.), который требуется для синтеза 40 м<sup>3</sup> хлороводорода HCl, равен
  - 1) 10 м<sup>3</sup>
  - 2) 20 м<sup>3</sup>
  - 3) 30 м<sup>3</sup>
  - 4) 40 м<sup>3</sup>



Используя электронное приложение (§ 39), ознакомьтесь с примерами решения задач.

### Личный результат

**Я умею** вычислять объёмы газов, участвующих в химических реакциях.

# ГЛАВА VI

## ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### § 40

### Оксиды

- Какие вещества называют оксидами?
- Приведите примеры оксидов металлов и оксидов неметаллов.

Для удобства изучения все химические соединения *классифицируют* — подразделяют на группы (*классы*). Например, все простые вещества разделяют на металлы и неметаллы (см. § 10). Вещества, относящиеся к тому или иному классу сложных веществ, сходны по составу и химическим свойствам. Вы уже кратко ознакомились с основными классами неорганических соединений: оксидами, кислотами, гидроксидами (в частности, с основаниями) и солями (схема 4).

Схема 4



В данной главе мы рассмотрим этот учебный материал в обобщённом виде. Первый класс веществ, который мы будем изучать, — оксиды.

**Названия оксидов.** Если в состав оксида входит химический элемент с переменной валентностью, то рядом с названием оксида ставится в скобках валентность этого элемента, например:  $\text{SO}_2$  — оксид серы(IV),  $\text{SO}_3$  — оксид серы(VI).

**Классификация оксидов.** Одним оксидам соответствуют основания, а другим — кислоты. Поэтому оксиды прежде всего классифицируют на *основные* и *кислотные*. Но есть оксиды, которым соответствуют и основания, и кислоты, — это *амфотерные оксиды* (их мы будем изучать позже) (схема 5).





### ✓ Определение

Оксиды, которым соответствуют основания, называют **ОСНОВНЫМИ** ОКСИДАМИ.

Оксиды, которым соответствуют кислоты, называют **КИСЛОТНЫМИ** ОКСИДАМИ.

Неметаллы образуют только кислотные оксиды. Металлы с валентностью меньше четырёх, как правило, образуют основные оксиды, а с валентностью больше четырёх — кислотные оксиды. Например, хром Cr и марганец Mn образуют как основные, так и кислотные оксиды (табл. 7).

Во вдыхаемом воздухе содержится примерно 0,03—0,04%  $\text{CO}_2$ , а в выдыхаемом воздухе — в 100 раз больше. Если содержание  $\text{CO}_2$  в воздухе приближается к 1%, то он становится опасным для жизни человека и животных. Но в парниках повышение содержания  $\text{CO}_2$  увеличивает урожай растений.

Из таблицы видно, что основным оксидам могут соответствовать как растворимые, так и нерастворимые в воде основания. Растворимые основания называют **щелочами**.

**Физические свойства.** Оксиды бывают твёрдые, жидкие и газообразные, различного цвета. Например, чёрный оксид меди(II) CuO и белый оксид кальция CaO — твёрдые вещества, оксид серы(VI)  $\text{SO}_3$  — бесцветная летучая жидкость, а оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  — бесцветный газ.

### Формулы и названия некоторых оксидов

Формула оксида	Название оксида	Формула соответствующего основания или кислоты
	<b>Основные оксиды</b>	<b>Растворимые основания (щёлочи)</b>
$\text{Na}_2\text{O}$	Оксид натрия	$\text{NaOH}$
$\text{K}_2\text{O}$	Оксид калия	$\text{KOH}$
$\text{CaO}$	Оксид кальция	$\text{Ca(OH)}_2$
		<b>Нерастворимые основания</b>
$\text{CuO}$	Оксид меди(II)	$\text{Cu(OH)}_2$
$\text{CrO}$	Оксид хрома(II)	$\text{Cr(OH)}_2$
$\text{MnO}$	Оксид марганца(II)	$\text{Mn(OH)}_2$
$\text{FeO}$	Оксид железа(II)	$\text{Fe(OH)}_2$
	<b>Кислотные оксиды</b>	<b>Кислоты</b>
$\text{SO}_2$	Оксид серы(IV)	$\text{H}_2\text{SO}_3$
$\text{SO}_3$	Оксид серы(VI)	$\text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{CrO}_3$	Оксид хрома(VI)	$\text{H}_2\text{CrO}_4$
$\text{P}_2\text{O}_5$	Оксид фосфора(V)	$\text{HPO}_3$ и $\text{H}_3\text{PO}_4$
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	Оксид марганца(VII)	$\text{HMnO}_4$

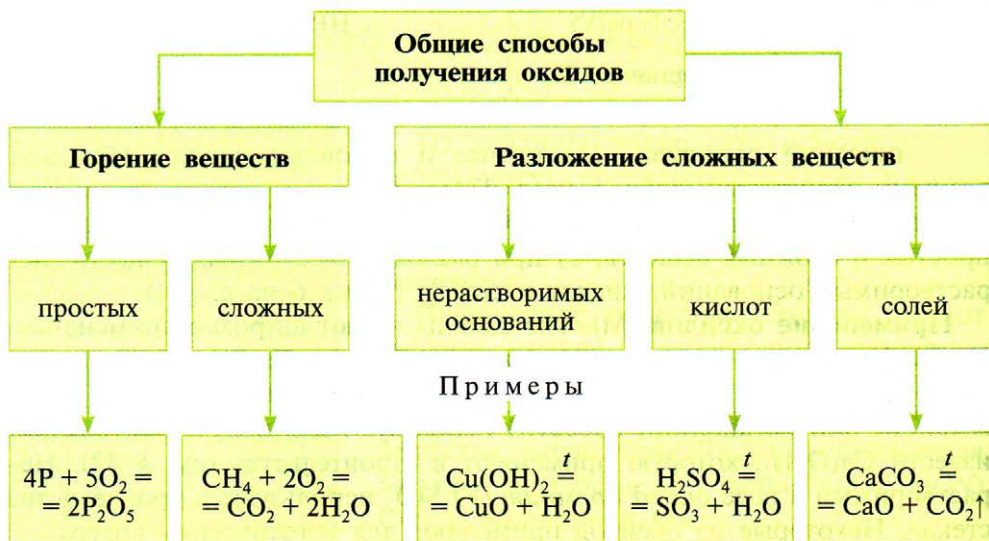
**Химические свойства.** Кислотные и основные оксиды обладают разными свойствами (табл. 8 на с. 134).

**Способы получения оксидов.** Оксиды образуются: 1) при горении простых и сложных веществ; 2) при разложении сложных веществ (нерастворимых оснований, кислот и солей) (схема 6 на с. 134).

**Применение оксидов.** Многие оксиды имеют широкое применение. Например, из руд, состоящих из оксидов железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , получают чугун и сталь. Оксид кальция  $\text{CaO}$  (основная составная часть жжёной, или негашёной, извести) используют для получения гашёной извести  $\text{Ca(OH)}_2$ , которую применяют в строительстве (см. § 42). Нерастворимый в воде оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  используют в производстве стекла. Некоторые из оксидов применяют для изготовления красок.

Химические свойства оксидов	
основных	кислотных
<p>1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами. При этом образуются соль и вода:</p> $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<p>1. Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями (щелочами). При этом образуются соль и вода:</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
<p>2. Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием растворимого основания (щелочи):</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$	<p>2. Большинство кислотных оксидов взаимодействует с водой с образованием кислоты:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{H}_3\text{PO}_4$
<p>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют друг с другом с образованием солей:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	
	<p>4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:</p> $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$

Схема 6





## Основные и кислотные оксиды

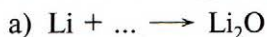


Подумай, ответь, выполни...

1. Какие вещества называют оксидами и как их классифицируют? Начертите в тетрадах таблицу и в соответствующих графах запишите перечисленные ниже формулы оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ . Дайте оксидам названия.

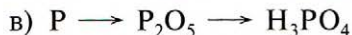
Кислотные оксиды	Основные оксиды

2. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:



3. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие кислоты:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

4. Напишите уравнения химических реакций, соответствующие следующим превращениям:



5. Перечислите некоторые отрасли экономики, в которых применяют оксиды. Приведите примеры.

6. Выведите химическую формулу оксида, если известно, что натрий с кислородом соединяется в массовом отношении 2,3 : 0,8.

7. Напишите уравнение реакции оксида фосфора(V) с избытком воды и вычислите соотношение масс элементов в реагирующих веществах.

### Тестовые задания

1. Формулы только оксидов приведены в ряду
  - 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuCl}_2$
  - 2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
  - 3)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$
  - 4)  $\text{KOH}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$
2. Формулы только основных оксидов приведены в ряду
  - 1)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$
  - 2)  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$
  - 3)  $\text{NO}_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{SO}_2$
  - 4)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$
3. Два кислотных оксида указаны в пункте
  - 1)  $\text{MnO}_2$  и  $\text{ZnO}$
  - 2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{CO}_2$
  - 3)  $\text{SO}_3$  и  $\text{CrO}_3$
  - 4)  $\text{P}_2\text{O}_5$  и  $\text{Na}_2\text{O}$
4. Из приведённых уравнений химических реакций выберите уравнение, которое **не характеризует** свойство кислотных оксидов.
  - 1)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
  - 2)  $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4$
  - 3)  $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - 4)  $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. Установите соответствие между формулой оксида и формулой соответствующего ему основания или кислоты.
  - 1)  $\text{Na}_2\text{O}$
  - 2)  $\text{SO}_3$
  - 3)  $\text{BaO}$
  - 4)  $\text{CO}_2$
  - А.  $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - Б.  $\text{H}_2\text{CO}_3$
  - В.  $\text{NaOH}$
  - Г.  $\text{Ba(OH)}_2$
  - Д.  $\text{H}_2\text{SO}_3$



Используя электронное приложение (§ 40), ознакомьтесь с разделами «Видео», «Рисунки», «Таблица», «Это интересно» и выполните тесты.

### Личный результат

**Я умею** классифицировать оксиды по их свойствам.

**Я могу** составлять уравнения реакций, характеризующих свойства основных и кислотных оксидов.

## Гидроксиды. Основания

- Повторите химические свойства воды (см. § 32).

**Состав и названия гидроксидов.** С гидроксидами вы впервые встретились при изучении взаимодействия воды с активными металлами и с оксидами активных металлов (см. § 32).

 **Определение**

**ГИДРОКСИДЫ** — это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и гидроксогруппы  $\text{OH}$ , например  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и др.

 **Важная информация**

Число гидроксогрупп в формуле гидроксида соответствует валентности металла.

Если металл имеет переменную валентность, то её указывают в названии гидроксида римскими цифрами в скобках, например:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — гидроксид меди(II),  $\text{CuOH}$  — гидроксид меди(I).

**Классификация гидроксидов.** Гидроксиды подразделяют на основания и амфотерные гидроксиды (схема 7). Амфотерные гидроксиды вы будете изучать позже (см. § 43). В этом параграфе мы будем рассматривать только основания.

**Способы получения оснований.** В лаборатории щёлочи можно получить при взаимодействии активных металлов и их оксидов с водой.

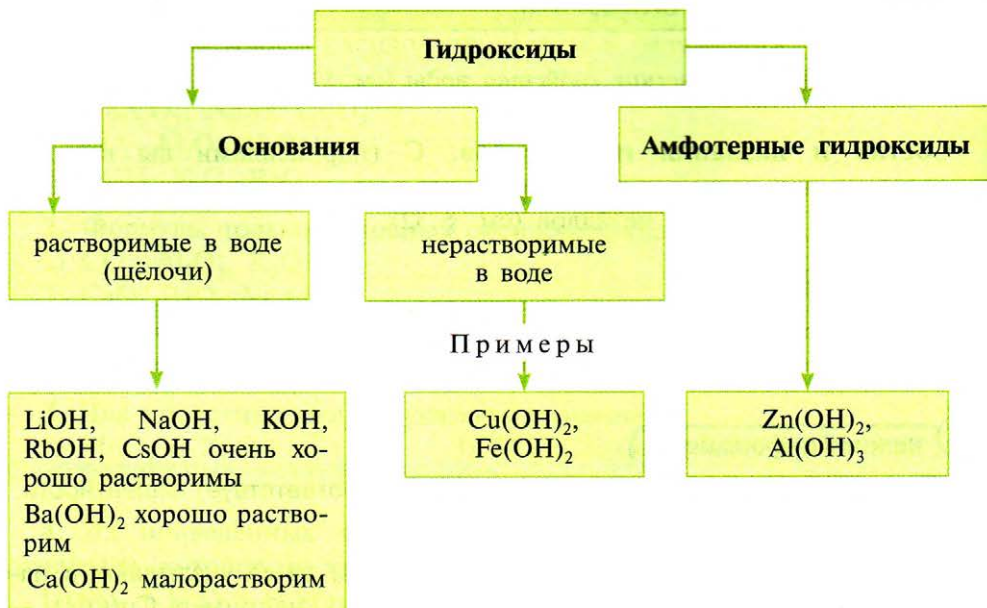
 **Важная информация**

Щёлочи очень едкие вещества. Их нельзя пробовать на вкус, наносить на кожу. Работать со щелочами нужно в перчатках.

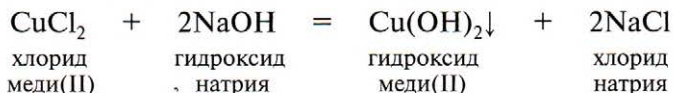
В строительстве взаимодействие оксида кальция  $\text{CaO}$  с водой используют для получения гашёной извести, основной составной частью которой является гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

В промышленности гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и гидроксид калия  $\text{KOH}$  получают электролизом (разложением под действием электрического тока) водных растворов хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и хлорида калия  $\text{KCl}$ .

А как получить нерастворимое в воде основание? Ведь металлы, атомы которых входят в состав нерастворимых в воде оснований, а также их оксиды с водой при обычных условиях не реагируют.



Вам уже известно, что атомы металлов входят как в состав оксидов и оснований, так и в состав солей. Так, атомы меди входят в состав оксида CuO, основания Cu(OH)<sub>2</sub>, а также в состав солей, например хлорида меди(II) CuCl<sub>2</sub> и сульфата меди(II) CuSO<sub>4</sub>. *Нельзя ли в этих солях кислотные остатки заменить гидроксогруппами?* С этой целью к раствору хлорида меди(II) CuCl<sub>2</sub> добавляют раствор гидроксида натрия NaOH. Тотчас же выпадает голубой осадок гидроксида меди(II) Cu(OH)<sub>2</sub>. Уравнение реакции можно записать так:



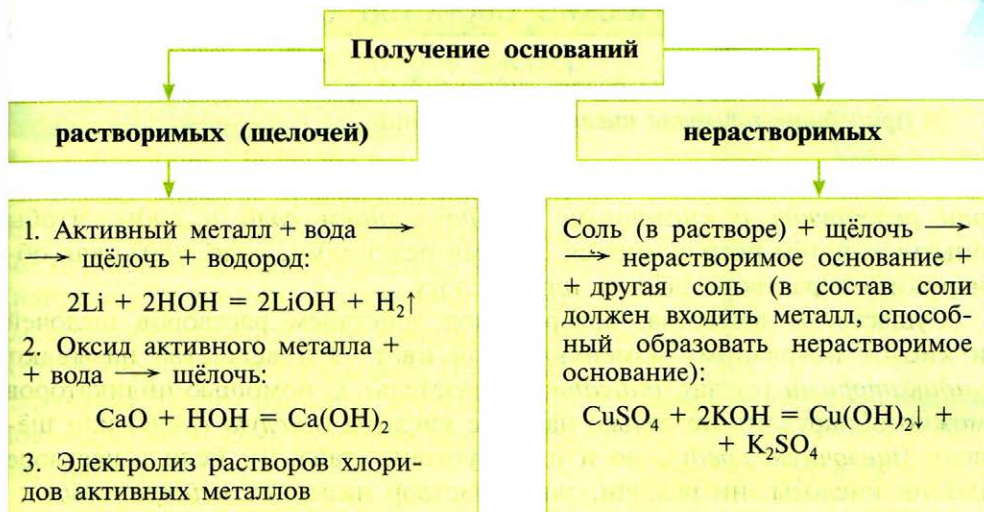
Такие реакции относят к реакциям обмена.



### Определение

РЕАКЦИЯМИ ОБМЕНА называют реакции между двумя сложными веществами, в ходе которых они обмениваются составными частями.

Способы получения оснований иллюстрирует схема 8.



**Физические свойства оснований.** Основания — твёрдые вещества с различной растворимостью в воде. Окраска оснований может быть различной ( $\text{NaOH}$  и  $\text{Ca(OH)}_2$  белого цвета, а  $\text{Cu(OH)}_2$  — синего).

**Гидроксиды. Основания. Щёлочи. Гидроксогруппа. Реакции обмена. Электролиз**

**Подумай, ответь, выполни...**

1. Как классифицируют гидроксиды? Напишите три формулы гидроксидов и назовите их.

2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) растворимое основание; б) практически нерастворимое основание. Укажите тип каждой реакции.

3. В 1000 г воды при  $20^\circ\text{C}$  растворяется: а) 1,56 г гидроксида кальция; б) 38 г гидроксида бария. Определите массовые доли веществ в этих растворах и выразите их в процентах.

**Личный результат**

**Я умею** составлять формулы оснований.

**Я могу** отличить реакцию обмена от реакций соединения, разложения и замещения.

- На какие две группы делят гидроксиды?
- Приведите примеры кислот и оснований.

Растворимые и нерастворимые основания имеют общее свойство: *они реагируют с кислотами с образованием соли и воды*. Чтобы опытным путём познакомиться с этими реакциями, надо знать, как обнаружить в растворе щёлочь или кислоту.

Существуют вещества, которые под действием растворов щелочей и кислот по-разному изменяют свой цвет. Эти вещества называют *индикаторами* (от лат. *indicator* — указатель). С помощью индикаторов можно обнаружить не только наличие кислоты (*кислую среду*) или щёлочи (*щелочную среду*), но и их отсутствие (табл. 9). Если в растворе нет ни кислоты, ни щёлочи, такой раствор называют *нейтральным*.

Таблица 9

**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
Метиловый оранжевый	Розовый	Жёлтый	Оранжевый

**Лабораторный опыт 1.** Свойства растворимых и нерастворимых оснований

Не забывайте о правилах техники безопасности!

- 1) Рассмотрите выданные вам в пробирках гидроксиды натрия, кальция, меди(II) и железа(III), отметьте их агрегатное состояние и цвет.
- 2) Прилейте в пробирки по 3—4 мл воды и взболтайте. Мутные жидкости отфильтруйте. К растворам добавьте по несколько капель раствора фенолфталеина.

- Как изменилась окраска фенолфталеина? Почему?

По изменению окраски индикатора можно судить о ходе реакции между кислотой и щёлочью. Для этого в раствор щёлочи (например, гидроксида натрия) добавляют несколько капель индикатора фенолфталеина. Раствор становится малиновым. Затем из градуированной трубки — бюретки (рис. 47) к щёлочи малыми порциями приливают раствор кислоты (например, соляной). В какой-то момент раствор обесцветится. Это говорит о том, что раствор стал нейтральным. После выпаривания такого раствора остаётся твёрдое вещество — соль (в нашем случае хлорид натрия):

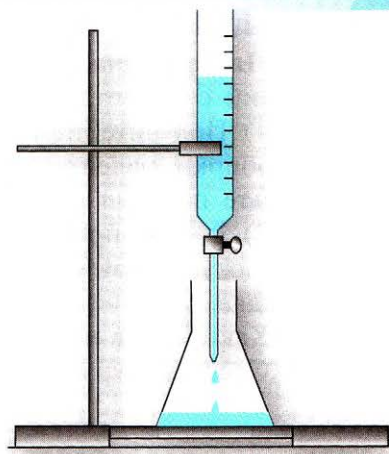
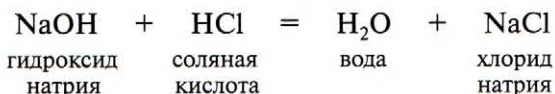


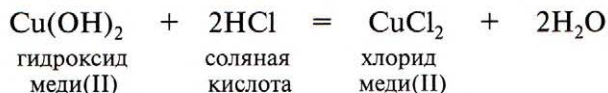
Рис. 47. Бюретка



### Определение

Реакцию обмена между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называют РЕАКЦИЕЙ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ.

Реакция нейтрализации протекает и при взаимодействии нерастворимых оснований с кислотами. Если к голубому осадку гидроксида меди(II) прилить соляную кислоту HCl, то осадок растворяется:



### Лабораторный опыт 2. Взаимодействие щелочей с кислотами

1) В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. Раствор окрасится в малиновый цвет.

2) К раствору малинового цвета из пипетки *по каплям* добавляйте раствор соляной кислоты. После каждой капли пробирку встряхивайте. Происходит разогревание и обесцвечивание раствора.

### Лабораторный опыт 3. Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами

1) Получите немного гидроксида меди(II). Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте по 1 мл раствора сульфата меди(II).

2) В одну пробирку с полученным осадком добавьте соляную кислоту, в другую — серную кислоту до полного растворения осадка.

- Какой цвет имеют образовавшиеся растворы?
- Составьте уравнения проведённых реакций.

Химические свойства щелочей и оснований имеют и отличия. Как правило, *нерастворимые основания разлагаются при нагревании*. Например, при нагревании голубого осадка гидроксида меди(II) образуется вещество чёрного цвета — оксид меди(II) — и вода:



### Лабораторный опыт 4. Разложение гидроксида меди(II) при нагревании

1) Получите немного гидроксида меди(II), как в предыдущем опыте.

2) Осторожно нагрейте пробирку, в которой находится гидроксид меди(II), до изменения цвета.

- Опишите агрегатное состояние и цвет гидроксида меди(II).
- Какие изменения произошли в пробирке в результате нагревания? Почему?

В отличие от нерастворимых оснований *щёлочи при умеренном нагревании обычно не разлагаются*.

Свойства щелочей и нерастворимых оснований представлены в таблице 10.

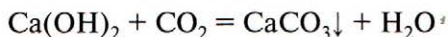


## Химические свойства оснований

Растворимые основания (щёлочи)	Нерастворимые основания
<p>1. Реагируют с кислотами:</p> $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>1. Реагируют с кислотами:</p> $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
<p>2. При умеренном нагревании не разлагаются</p>	<p>2. При нагревании разлагаются:</p> $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
<p>3. Реагируют с растворами солей (если в их состав входит металл, способный образовать нерастворимое основание):</p> $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$	<p>3. Реакции с растворами солей не характерны</p>
<p>4. Реагируют с кислотными оксидами:</p> $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	<p>4. Реакции с кислотными оксидами не характерны</p>
<p>5. Действуют на индикаторы (см. табл. 9, с. 140)</p>	

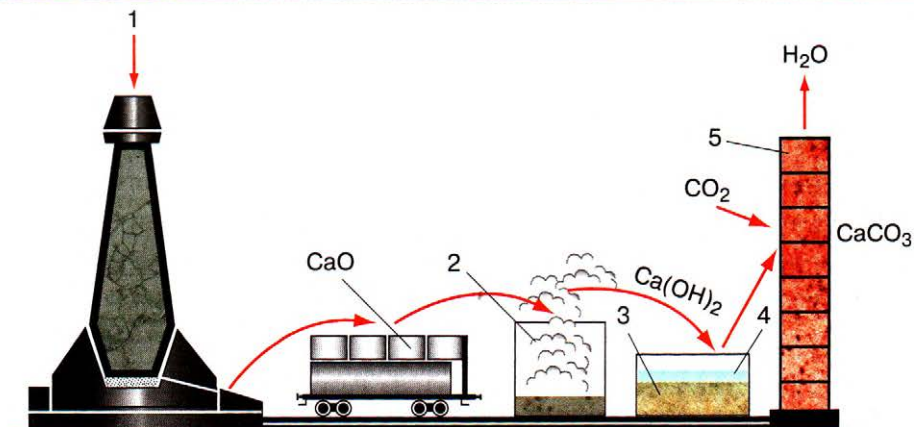
**Применение оснований.** Наибольшее практическое значение имеет гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или *гашёная известь*. Это белый рыхлый порошок. При смешивании его с водой образуется суспензия — так называемое *известковое молоко*. Известковое молоко используют в производстве сахара, соды и других веществ.

Так как гидроксид кальция немного растворяется в воде, то после отфильтровывания известкового молока получается прозрачный раствор — *известковая вода*, которая мутнеет при пропускании через неё углекислого газа. Помутнение вызвано образованием белого осадка карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ :



Гашёную известь широко используют в строительстве. На её основе готовят строительный раствор. При затвердевании строительного раствора гидроксид кальция взаимодействует с углекислым газом,

При хранении жёкой извести на складах (в сараях) с повреждёнными крышами во время дождя может возникнуть пожар в результате реакции  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ , при протекании которой выделяется много теплоты.



**Рис. 48.** Получение и использование гашёной извести: 1 — шихта (известняк и топливо); 2 — гашение жжёной извести; 3 — песок; 4 — вода; 5 — кирпичная кладка

содержащимся в воздухе (рис. 48). Гашёную известь применяют также для приготовления бордоской смеси — средства борьбы с болезнями и вредителями растений.

*Гидроксид натрия* NaOH используют для получения различных химических соединений, а также в производстве бумаги, мыла, в текстильной промышленности. *Гидроксид калия* KOH и *гидроксид лития* LiOH используют в аккумуляторах.

**Индикаторы. Реакция нейтрализации. Среда раствора: кислая, щелочная, нейтральная. Известковое молоко**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Приведите пример реакции нейтрализации. Составьте соответствующее уравнение реакции.

2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



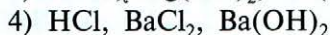
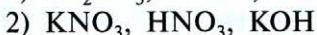
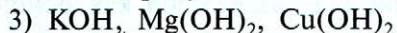
3. Объясните, какое свойство гашёной извести позволяет использовать её в строительстве как связующий материал. Ответ подтвердите уравнением реакции.

4. Вычислите массу серной кислоты, необходимой для нейтрализации раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия.

5. Расположите соединения, формулы которых даны ниже, в порядке возрастания содержания в них железа: а)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; в)  $\text{FeSO}_4$ ; г)  $\text{FeO}$ ; д)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

### Тестовые задания

1. Формулы только оснований приведены в ряду



2. Индикатор лакмус изменяет свой цвет в щелочной среде

1) на фиолетовый

2) на красный

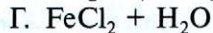
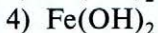
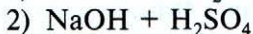
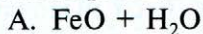
3) на синий

4) на бесцветный

3. Вставьте в схемы реакций нейтрализации недостающие формулы веществ.



4. Установите соответствие между исходными веществами (веществом) и продуктами химических реакций.



Используя электронное приложение (§ 42), просмотрите видеофрагменты.

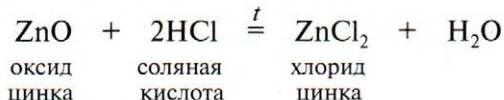
### Личный результат

**Я могу** распознать раствор щёлочи с помощью индикаторов.

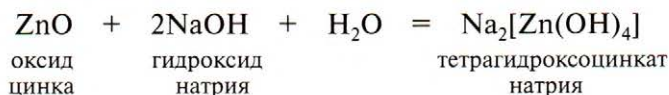
**Я умею** составлять уравнения реакций нейтрализации.

- Повторите классификацию оксидов и гидроксидов.
- Какие химические свойства характерны для оснований?

Существуют оксиды, которые нельзя однозначно отнести к кислотным или к основным. Например, оксид цинка  $ZnO$  реагирует с кислотами, т. е. ведёт себя как основной оксид:



В то же время оксид цинка может реагировать и с растворами щелочей, т. е. проявлять свойства кислотного оксида:



В этой реакции образуется соль тетрагидроксицинкат натрия. Подобные соли называют комплексными (см. § 46), их строение изучают в старших классах.

При сплавлении оксида цинка с твёрдой щёлочью тоже образуется соль — безводный цинкат натрия  $Na_2ZnO_2$ .

Соответствующий оксиду цинка гидроксид  $Zn(OH)_2$  также способен реагировать и с кислотами, и со щелочами. С сильной кислотой, например с соляной, гидроксид цинка реагирует как основание:



С сильным основанием, например с гидроксидом натрия, гидроксид цинка реагирует как кислота:



При сплавлении  $Zn(OH)_2$  со щёлочью образуется безводный цинкат натрия  $Na_2ZnO_2$  и выделяется вода в виде пара.

**Лабораторный опыт.** Взаимодействие гидроксида цинка с растворами кислот и щелочей

1) Получите гидроксид цинка. Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора с массовой долей NaOH 5% и затем добавьте раствор сульфата цинка до выпадения белого осадка  $Zn(OH)_2$ .

2) В одну пробирку с осадком гидроксида цинка прилейте серную или соляную кислоту. В другую пробирку добавьте избыток гидроксида натрия и встряхните.

● Что происходит в каждой из пробирок?

3) Для сравнения получите в двух пробирках гидроксид магния. К осадку в первой пробирке добавьте кислоту, а к осадку во второй — избыток щёлочи.

● Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) гидроксид цинка; б) гидроксид магния.

● Напишите уравнения реакций гидроксида цинка: а) с соляной кислотой; б) с гидроксидом натрия.

● Чем отличается по своим свойствам гидроксид цинка от гидроксида магния?

### **Определение**

Оксиды и гидроксиды, которые способны реагировать и с кислотами, и со щелочами, называют АМФОТЕРНЫМИ (от греч. «амфотерос» — оба, тот и другой).

Амфотерные оксиды могут реагировать также с кислотными и основными оксидами.

К числу амфотерных оксидов, помимо оксида цинка, относятся оксид алюминия  $Al_2O_3$ , оксид хрома(III)  $Cr_2O_3$ , оксид бериллия  $BeO$ , оксид свинца(IV)  $PbO_2$ , оксид марганца(IV)  $MnO_2$  и др.

Амфотерные гидроксиды, соответствующие амфотерным оксидам, — нерастворимые в воде вещества.

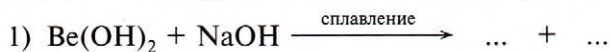
### **Амфотерные оксиды. Амфотерные гидроксиды**

### **Подумай, ответь, выполни...**

1. Что означает слово «амфотерный»?
2. В чём особенность химических свойств амфотерных оксидов?

3. Напишите уравнение реакции, протекающей: а) между оксидом алюминия и оксидом серы(VI); б) между оксидом алюминия и оксидом кальция.

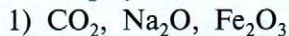
4. Допишите уравнения химических реакций.



5. К раствору, содержащему избыток хлорида железа(III), прилили раствор, содержащий 240 г гидроксида натрия. Определите массу и количество образовавшегося гидроксида железа(III).

### Тестовые задания

1. Формулы только амфотерных оксидов приведены в ряду



2. Амфотерные оксиды

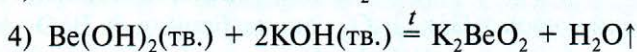
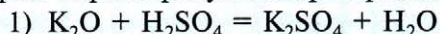
1) взаимодействуют только со щелочами

2) взаимодействуют только с кислотами

3) взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами

4) не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами

3. Из приведённых уравнений химических реакций выберите те, которые характеризуют амфотерный характер гидроксида.



Используя электронное приложение (§ 43), просмотрите видеофрагменты к данному параграфу.

### Личный результат

**Я могу** экспериментально доказать амфотерный характер гидроксида.



## Формулы некоторых кислот и кислотных остатков

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток и его валентность
Соляная	HCl	Cl(I)
Азотная	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> (I)
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> (II)
Угльная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CO <sub>3</sub> (II)
Фосфорная	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub> (III)

**Классификация кислот.** По составу кислоты делят на *кислородсодержащие* и *бескислородные*. По числу атомов водорода, содержащихся в молекуле и способных замещаться на атомы металла, кислоты делят на *одноосновные*, *двухосновные* и *трёхосновные* (схема 9).

Схема 9

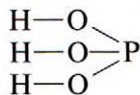
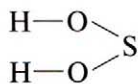


**Структурные формулы кислот.** При составлении *структурных формул* химические связи (валентности) обозначают чёрточками. Следует учитывать, что в молекулах бескислородных кислот атомы водорода связаны с атомом неметалла: H—Cl, H—S—H.

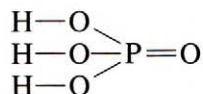
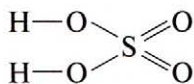
В молекулах же кислородсодержащих кислот водород связан с центральным атомом кислотного остатка посредством атомов кислорода. Если, например, требуется составить структурные формулы серной и фосфорной кислот, то поступают так:



1. Пишут один под другим атомы водорода данной кислоты. Затем через атомы кислорода чёрточками связывают их с центральным атомом:



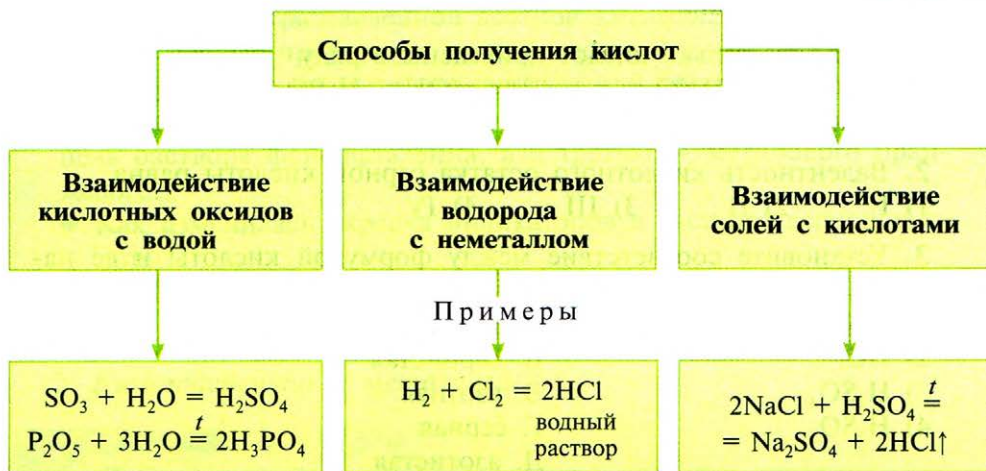
2. К центральному атому (с учётом валентности) присоединяют остальные атомы кислорода:



(Запомните: структурную формулу азотной кислоты таким образом составить нельзя!)

Способы получения кислот показаны на схеме 10.

Схема 10



**Физические свойства кислот.** Многие кислоты, например серная, азотная, соляная, — это бесцветные жидкости. Известны также твёрдые кислоты, например фосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и борная  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Почти все кислоты растворимы в воде.

Растворы кислот имеют кислый вкус. Так, многим плодам придают кислый вкус содержащиеся в них кислоты. Отсюда названия таких кислот: яблочная, лимонная и т. д.

Многие кислоты имеют запах, например сероводородная кислота  $\text{H}_2\text{S}$ .

**Бескислородные и кислородсодержащие кислоты. Одноосновные, двухосновные и трёхосновные кислоты. Кислотные остатки. Структурные формулы**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Какие вещества называют кислотами?
2. Составьте структурные формулы следующих кислот: а) угольной; б) бромоводородной  $\text{HBr}$ ; в) сернистой  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; г) хлорной  $\text{HClO}_4$ . Проверьте выполнение этого задания у соседа по парте.
3. Определите валентность кислотных остатков следующих кислот:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
4. Выведите химическую формулу соединения, в состав которого входят 3,95 массовой части химического элемента селена ( $A_r(\text{Se}) = 79$ ) и 0,1 массовой части водорода.

**Тестовые задания**

1. Формулы только кислот приведены в ряду
  - 1)  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HNO}_3$
  - 2)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$
  - 3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
  - 4)  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$
2. Валентность кислотного остатка серной кислоты равна
  - 1) I
  - 2) II
  - 3) III
  - 4) IV
3. Установите соответствие между формулой кислоты и её названием.

1) $\text{HNO}_3$	А. хлороводородная
2) $\text{HCl}$	Б. сернистая
3) $\text{H}_2\text{SO}_4$	В. азотная
4) $\text{H}_2\text{SO}_3$	Г. серная
	Д. азотистая



Используя электронное приложение (§ 44), ознакомьтесь с разделами «Это интересно» и «Видео». Выполните тесты.

**Личный результат**

**Я знаю** состав, названия и классификацию кислот.

**Я умею** определять валентность кислотного остатка в молекуле кислоты и составлять структурные формулы кислот.

## Химические свойства кислот

- Как можно определить, что в растворе содержится кислота?
- Какие правила техники безопасности надо соблюдать при работе с кислотами?

Рассмотрим наиболее характерные свойства водных растворов кислот.

### 1. Действие кислот на растворы индикаторов.

Растворы кислот окрашивают лакмус в красный цвет, метиловый оранжевый — в розовый, а фенолфталеин остаётся бесцветным.

#### Лабораторный опыт 1. Действие кислот на индикаторы

1) Поместите в штатив девять пробирок. В три пробирки налейте по 1 мл разбавленной серной кислоты, в следующие три налейте по 1 мл разбавленной соляной кислоты, а в остальные три — по 1 мл разбавленной азотной кислоты.

2) В первую пробирку с серной кислотой добавьте несколько капель раствора фиолетового лакмуса или опустите фиолетовую лакмусовую бумагу, во вторую пробирку влейте несколько капель раствора фенолфталеина, а в третью — метилового оранжевого.

- Как изменилась окраска индикаторов в растворе серной кислоты?
- 3) Проведите такие же опыты с соляной и азотной кислотами.

### 2. Взаимодействие с металлами.

#### Лабораторный опыт 2. Отношение кислот к металлам

1) Возьмите четыре пробирки. В первую пробирку поместите кусочек магния Mg, во вторую — кусочек цинка Zn, в третью — кусочек железа Fe, в четвёртую — кусочек меди Cu.

2) В каждую пробирку прилейте по 1 мл соляной кислоты.

3) Повторите опыт, взяв вместо соляной кислоты раствор серной кислоты.

- Напишите уравнения проведённых реакций. К какому типу относят эти реакции?



Запомните, что *реакции обмена протекают до конца в следующих случаях:*

- 1) если в результате реакции образуется *вода*;
- 2) если один из продуктов реакции — *газообразное вещество*;
- 3) если один из продуктов реакции выпадает в *осадок*.

**Применение** важнейших кислот будет рассмотрено в 9 классе.

### Ряд активности металлов



**Подумай, ответь, выполни...**

1. В трёх сосудах без этикеток находятся белые кристаллы лимонной кислоты, сахара и поваренной соли. Как установить в домашних условиях, где какое вещество?

2. Начертите в тетради приведённую ниже таблицу. В соответствующих графах запишите по три уравнения реакций, в которых участвуют или образуются кислоты.

Реакции			
разложения	соединения	замещения	обмена

3. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с соляной кислотой: а)  $\text{CuO}$ ; б)  $\text{Cu}$ ; в)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; г)  $\text{Ag}$ ; д)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?

4. Впишите в схемы химических реакций недостающие формулы веществ.



5. В реакции алюминия с серной кислотой образовалось 3,42 г сульфата алюминия. Определите массу и количество (моль) алюминия, вступившего в реакцию.



Используя электронное приложение (§ 45), ознакомьтесь с биографией Н. Н. Бекетова и просмотрите видеофрагменты.

### Личный результат

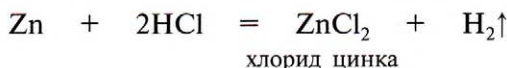
**Я могу** распознать раствор кислоты с помощью индикаторов.

**Я знаю** условия протекания реакций обмена.

- Какой состав имеют молекулы кислот?
- Как определить валентность кислотного остатка?

**Состав и названия солей.** С некоторыми солями вы уже познакомились при изучении водорода и кислот. Например, соль хлорид цинка образуется при получении водорода в лаборатории (на металл цинк действуют соляной кислотой):

Вы уже проводили эту реакцию (см. § 32).



### Определение

СОЛИ — это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

Запомните, как называются соли некоторых кислот:

Таблица 13

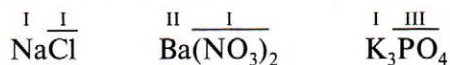
### Названия солей некоторых кислот

Кислота	Название солей	Примеры
Соляная кислота HCl	<i>Хлориды</i>	Хлорид натрия NaCl
Серная кислота H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	<i>Сульфаты</i>	Сульфат цинка ZnSO <sub>4</sub>
Азотная кислота HNO <sub>3</sub>	<i>Нитраты</i>	Нитрат бария Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Угльная кислота H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	<i>Карбонаты</i>	Карбонат кальция CaCO <sub>3</sub>
Фосфорная кислота H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	<i>Фосфаты</i>	Фосфат калия K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>

Если металл, входящий в состав соли, имеет переменную валентность, то её указывают в скобках после названия соли, например: FeCl<sub>2</sub> — хлорид железа(II), FeCl<sub>3</sub> — хлорид железа(III).

### Важная информация

Чтобы составить формулу соли, необходимо знать валентность металла и валентность кислотного остатка:

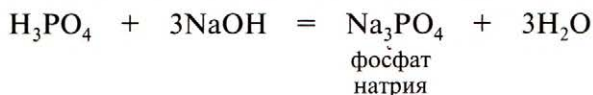


**Классификация солей.** В зависимости от количественных соотношений взятой кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образовываться различные по составу соли.



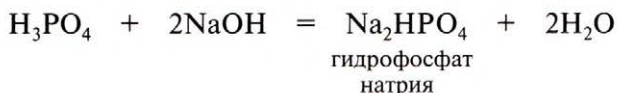
### Определение

При замещении атомами металла всех атомов водорода в молекуле кислоты образуются СРЕДНИЕ, или НОРМАЛЬНЫЕ, СОЛИ:



### Определение

При неполном замещении атомов водорода в молекулах кислот атомами металлов образуются КИСЛЫЕ СОЛИ (такие соли получаются при избытке кислоты):

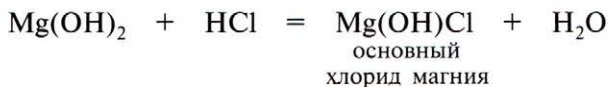


К названиям кислых солей добавляется приставка *гидро-*, обозначающая один атом водорода (например,  $\text{NaHCO}_3$  — гидрокарбонат натрия), или приставка *дигидро-*, обозначающая два атома водорода (например,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  — дигидрофосфат натрия).



### Определение

Соли, в составе которых имеются также гидроксогруппы, называют ОСНОВНЫМИ СОЛЯМИ (такие соли образуются при избытке основания):



Вместо атома одновалентного металла в состав соли может войти группа атомов  $\text{NH}_4$  (см. таблицу растворимости на форзаце II).

С примерами *комплексных солей* вы познакомились при изучении амфотерных соединений (оксидов и гидроксидов) (см. § 43).



Легионеры Древнего Рима получали часть жалованья солью. В XIII в., по свидетельству Марко Поло, в Тибете монетой служили лепёшки из соли. По словам М. В. Ломоносова, ещё и в его время за 5 плиток горной соли в Абиссинии можно было купить раба.

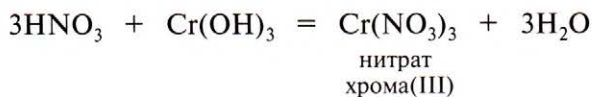
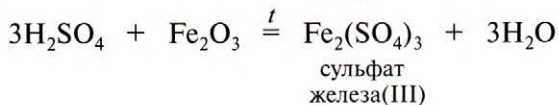
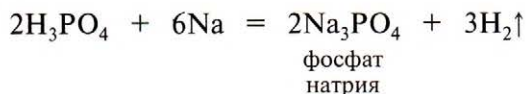
Запомнить классификацию солей вам поможет схема 11.

Схема 11

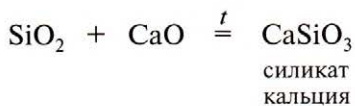
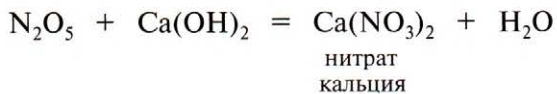


**Способы получения солей.** Реакции, в результате которых образуются соли, неоднократно рассматривались в предыдущих разделах. Приведём теперь эти сведения в определённую систему.

1. Соли можно получить, действуя кислотами на металлы, основные оксиды и основания:

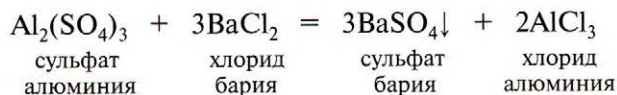
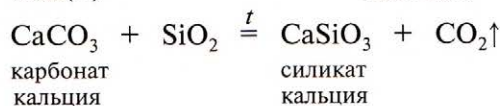
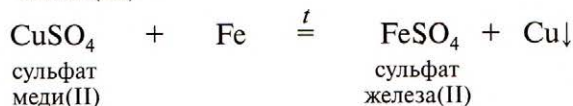
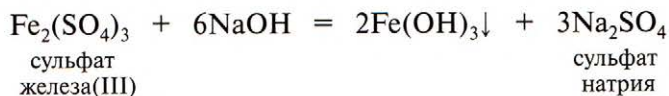
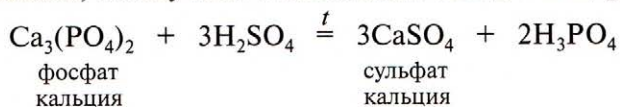


2. Соли образуются при реакции кислотных оксидов со щелочами, а также кислотных оксидов с основными оксидами:





3. Соли можно получить при взаимодействии солей с кислотами, щелочами, металлами, нелетучими кислотными оксидами и другими солями:



4. Соли образуются при взаимодействии металлов с неметаллами:



Реакции, при которых образуются соли, показаны также в обзорной таблице 14 (с. 162—163).

**Физические свойства солей.** Соли — твёрдые вещества разного цвета. Растворимость их различна. Некоторые соли хорошо растворимы в воде, например все нитраты; другие же, например карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , сульфат бария  $\text{BaSO}_4$  и т. п., практически нерастворимы (см. форзац II).

### Средние соли. Кислые соли. Основные соли



#### Подумай, ответь, выполни...

1. Напишите формулы карбоната магния, гидрокарбоната железа(II), сульфата железа(III), гидрофосфата кальция, основного хлорида магния.

2. Даны химические формулы веществ:  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Начертите в тетради таблицу (см. с. 160) и поместите формулы в соответствующие графы.

<b>Оксиды</b>	основные	
	кислотные	
<b>Основания</b>	растворимые	
	нерастворимые	
<b>Кислоты</b>		
<b>Соли</b>	средние	
	кислые	

3. Назовите следующие соли:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ .

4. Составьте схему «Получение солей» и проиллюстрируйте её уравнениями химических реакций. Обсудите итог работы с соседом по парте.

5. Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются следующие соли: а)  $\text{AlCl}_3$ ; б)  $\text{BaSO}_4$ ; в)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; д)  $\text{NaNO}_3$ ; е)  $\text{NaHSO}_4$ ; ж)  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ; з)  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ .

### Тестовые задания

1. Установите соответствие между химической формулой вещества и его названием.

- |                                 |                       |
|---------------------------------|-----------------------|
| 1) $\text{FeCl}_3$              | А. нитрат меди(II)    |
| 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$   | Б. карбонат калия     |
| 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | В. хлорид железа(III) |
| 4) $\text{K}_2\text{CO}_3$      | Г. сульфат алюминия   |

2. Установите соответствие между химической формулой соли и классом, к которому она относится.

- |  |                     |
|--|---------------------|
| 1) $\text{NaHCO}_3$                      | А. средние соли     |
| 2) $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$       | Б. кислые соли      |
| 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3$              | В. основные соли    |
| 4) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ | Г. комплексные соли |



Используя электронное приложение, выполните тесты к данному параграфу.

### Личный результат

**Я умею** составлять формулы солей и давать солям названия.

● С какой солью вы постоянно встречаетесь в быту?

**Химические свойства.** При изучении способов получения солей вы уже познакомились с некоторыми их химическими свойствами. Разберём этот вопрос подробно (табл. 14).

1. *Соли реагируют с металлами.* При написании уравнений этих реакций следует руководствоваться рядом активности металлов (см. с. 154).

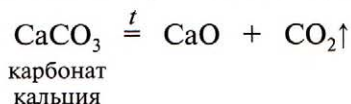
Так как эти реакции протекают в водных растворах, то для опытов нельзя применять литий Li, натрий Na, калий K, кальций Ca и другие активные металлы, которые при обычных условиях реагируют с водой.

2. *Соли реагируют с кислотами.* При проведении этих реакций обычно берут сухую соль и действуют концентрированной кислотой.

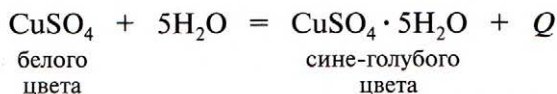
3. *Соли реагируют со щелочами в водных растворах.* Это способ получения нерастворимых оснований.

4. *Соли реагируют с солями.* Реакции протекают в растворах и используются для получения практически нерастворимых солей.

5. *Некоторые соли при нагревании разлагаются.* Характерным примером такой реакции является обжиг известняка, основной составной частью которого является карбонат кальция:



6. Некоторые соли способны *реагировать с водой и образовывать кристаллогидраты*. Так, например, сульфат меди(II)  $\text{CuSO}_4$  — кристаллическое вещество белого цвета. При его растворении в воде выделяется теплота и образуется раствор голубого цвета. Выделение теплоты и изменение цвета — это признаки химических реакций (см. § 6). При выпаривании раствора выделяется кристаллогидрат  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (медный купорос). Образование этого вещества свидетельствует о том, что сульфат меди(II) реагирует с водой:



Точка в формуле показывает, что вода в кристаллогидрате химически связана; её называют *кристаллизационной водой*.

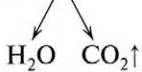
### Химические реакции, характеризующие отдельные

Вещества, вступающие в реакцию	Реакции	
	с неметаллами	с кислотными оксидами
Металлы	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{NaCl}$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO}$	$2\text{Mg} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + \text{Si}$
Основные оксиды	$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PbO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Pb} + \text{CO}\uparrow$	$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$
Щёлочи	$2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимые основания	—	—
Соли	$2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
Вода	$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{HClO}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$

**Применение.** Большинство солей широко используется в промышленности и в быту. Например, всем известно применение поваренной соли, т. е. хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , в быту. В промышленности хлорид натрия используют для получения гидроксида натрия, соды, хлора, натрия и т. д. Соли азотной и фосфорной кислот в основном являются минеральными удобрениями.

Более подробно применение отдельных солей будет рассмотрено в 9 классе.

## классы неорганических соединений

Реакции		
с кислотами	с солями	с водой
$\text{Zn} + 2\text{HCl} =$ $= \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 =$ $= \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$	$2\text{Na} + 2\text{HOH} =$ $= 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \stackrel{t}{=} \text{ZnO} +$ $+ \text{H}_2\uparrow$
$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \stackrel{t}{=}$ $= \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	—	$\text{Na}_2\text{O} + \text{HOH} =$ $= 2\text{NaOH}$
$\text{NaOH} + \text{HCl} =$ $= \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Образуются кристалло- гидраты с различным содержанием воды
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$ $= \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	—	—
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ 	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 =$ $= \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
$n\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	$\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	—

**Связь между отдельными классами неорганических соединений.**

Можно условно выделить две группы простых веществ, свойства которых в некоторой степени противоположны. Это металлы и неметаллы. Для типичных металлов характерна способность образовывать основные оксиды и основания, в то время как неметаллы образуют кислотные оксиды и кислоты. Металлы и неметаллы, взаимодействуя друг с другом, образуют соли. Таким образом, из веществ одного класса можно получить вещества другого класса. Подобную связь между веществами

называют *генетической* (от греч. «генезис» — происхождение). Взаимные превращения веществ, принадлежащих к разным классам соединений, можно изобразить так:

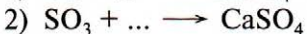
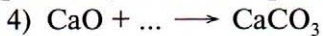


**Кристаллогидраты. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений**



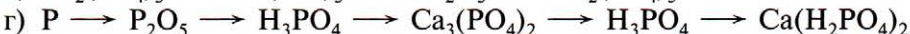
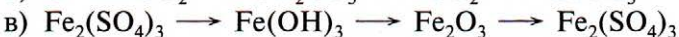
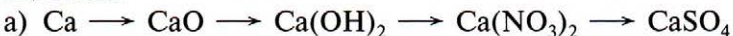
**Подумай, ответь, выполни...**

1. Составьте уравнения химических реакций, схемы которых даны ниже:



2. С какими веществами реагирует хлорид кальция, если получается: а) сульфат кальция; б) карбонат кальция; в) фосфат кальция; г) гидроксид кальция; д) хлороводород? Напишите уравнения реакций и поясните, почему они идут до конца.

3. Составьте уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:



4. По уравнению реакции определите, в каких мольных отношениях следует смешать гидроксид кальция с фосфорной кислотой, чтобы произошла реакция нейтрализации.

5. Заполните таблицу, вписав в неё по 2–3 формулы веществ, относящихся к каждому классу. Обсудите это задание с соседом по парте.

Простые вещества		Сложные вещества			
Металлы	Неметаллы	Оксиды	Гидроксиды	Кислоты	Соли

**Личный результат**

**Я могу** составлять уравнения реакций, характеризующих свойства основных классов неорганических соединений.

## Практическая работа 6

### Решение экспериментальных задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»

- Повторите химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей.
- Повторите правила безопасной работы в химическом кабинете.

Вам впервые предоставляется возможность решать химические задачи экспериментально. Вы должны:

- 1) составить план решения задачи;
- 2) определить перечень необходимых для этого реактивов и оборудования;
- 3) реализовать свой план;
- 4) составить отчёт о проделанной работе.

Особенностью экспериментального решения задач является то, что для опыта берут не всё вещество, а часть, т. е. отливают или отсыпают порцию (пробу) — примерно  $1 \text{ см}^3$ .

При распознавании веществ, при проведении нескольких разных опытов с одним веществом или при решении задачи разными способами берут несколько проб. Чтобы их не перепутать, необходимо ставить пробирки с растворами одну за другой в штатив для пробирок и нумеровать с помощью специального карандаша.

#### Задача 1

*Вариант I.* В двух склянках без этикеток находятся порошки: в одной — оксид кальция, в другой — оксид меди(II).

Как различить эти вещества, не проводя химических опытов?

Как химическими опытами подтвердить наличие в склянках именно этих веществ?

*Вариант II.* В двух склянках без этикеток находятся растворы: в одной — раствор соляной кислоты, в другой — гидроксида калия.

Как опытным путём определить, в какой склянке находится каждое из веществ?

## Задача 2

*Вариант I.* Очистите химическим способом железный гвоздь от ржавчины, считая, что в состав ржавчины входят оксид железа(III) и гидроксид железа(III).

*Вариант II.* Химическим способом отмойте пробирку, загрязнённую на практическом занятии гидроксидом меди(II).

## Задача 3

*Вариант I.* После практической работы остался розовый раствор. Лаборант предполагает, что это раствор лакмуса в кислой среде. Проведите несколько опытов для проверки этого предположения.

*Вариант II.* В склянке без этикетки находится бесцветный раствор. Предполагают, что это раствор фенолфталеина. Проведите опыт, подтверждающий или опровергающий это предположение.

Мотивированный ответ и результаты опытов запишите в произвольной форме.

## Задача 4

*Вариант I.* Из имеющихся на столе реактивов получите несколькими способами сульфат меди(II).

*Вариант II.* В вашем распоряжении есть магний, оксид магния, гидроксид магния, соляная кислота. Сколькими способами вы сможете получить хлорид магния, используя эти реактивы? Подберите необходимое для эксперимента оборудование и получите хлорид магния.

## Задача 5

*Вариант I.* Получите опытным путём из хлорида железа(III) оксид железа(III).

*Вариант II.* Проведя два опыта, получите из хлорида меди(II) оксид меди(II).

### Личный результат

**Я знаю** химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

**Я умею** осуществлять на практике химические реакции с веществами изученных классов.



# ГЛАВА VII

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СТРОЕНИЕ АТОМА

### § 49

### Классификация химических элементов

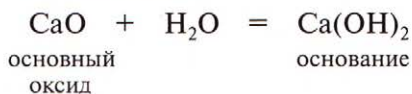
- Вспомните из курса биологии, на какие группы делят живые организмы.
- Какие группы выделяют в классе гидроксидов?
- По каким признакам можно разделить на группы класс кислот?

Вы уже знакомы с *классификацией* сложных неорганических веществ (химических соединений). Среди них выделяют такие *классы*, как оксиды, гидроксиды, кислоты и соли. Эти классы, в свою очередь, можно разделить на группы. Так, оксиды разделяют на основные, кислотные и амфотерные.

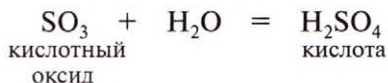
А можно ли классифицировать химические элементы? Можно ли разобраться в их многообразии? Эта задача была решена не сразу.

**Первые попытки классификации химических элементов.** Вначале все элементы разделяли только на две группы — *металлы* и *неметаллы* на основании сходства их физических (схема 12) и химических свойств.

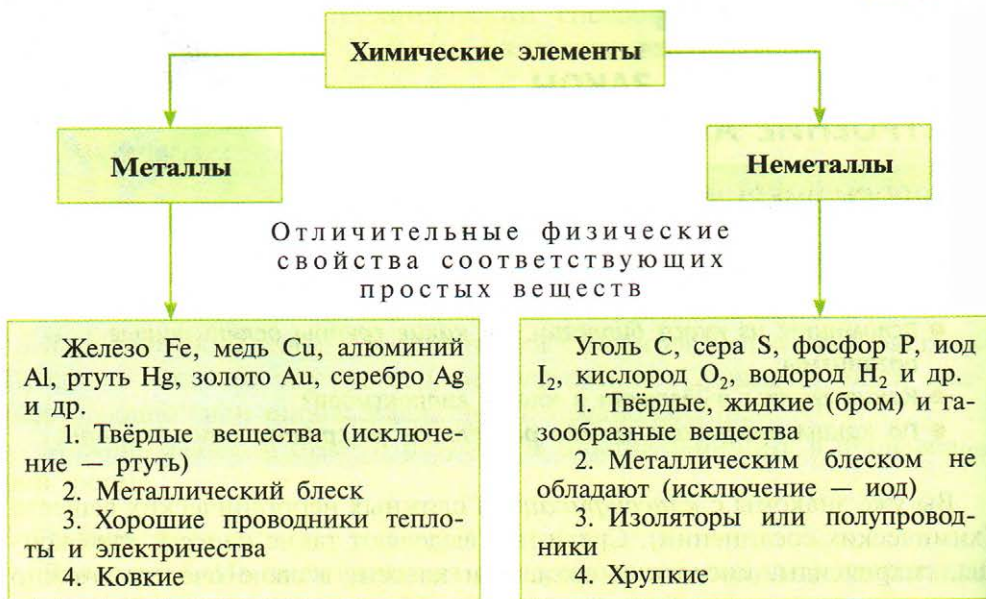
Типичные металлы, например кальций, образуют основные оксиды, которым соответствуют основания:



Неметаллы, например сера, образуют кислотные оксиды, которым соответствуют кислоты:

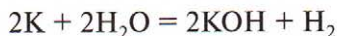
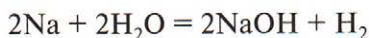


Позже выяснилось, что классификация на металлы и неметаллы является неполной, так как существуют амфотерные соединения, проявляющие и кислотные, и основные свойства (см. § 43).



**Понятие о группах сходных элементов.** С середины XIX в. химические элементы стали объединять в группы, получившие название *естественных семейств*. В одно семейство включались только элементы, химически сходные друг с другом и образующие сходные по составу и свойствам соединения.

При изучении химических свойств воды вы узнали, что металлы натрия Na и калий K реагируют с водой с выделением водорода:



Немецкий химик Иоганн Дёберейнер заметил, что в тройках элементов кальций—стронций—барий, литий—натрий—калий и др. атомная масса среднего элемента приблизительно равна полусумме атомных масс двух крайних.

Оказывается, подобным образом реагируют с водой и металлы литий Li, рубидий Rb и цезий Cs. Гидроксиды этих металлов представляют собой щёлочи. По этим признакам натрий, калий, литий, рубидий и цезий были объединены в естественное семейство *щелочных металлов*. Общую формулу их

гидроксидов можно записать как  $\text{ROH}$ , где  $\text{R}$  — щелочной металл. Из всех металлов щелочные металлы самые химически активные. Они одновалентны и образуют сходные по составу и свойствам соединения (сравните состав соединений лития и натрия по таблице 15).

Металлы кальция  $\text{Ca}$ , барий  $\text{Ba}$  и стронций  $\text{Sr}$  были объединены в семейство *щелочноземельных металлов*, потому что их оксиды (раньше их называли «земли») активно реагируют с водой, образуя щелочные растворы. Щелочноземельные металлы двухвалентны. Общая формула их гидроксидов  $\text{R}(\text{OH})_2$ .

Типичные неметаллы фтор  $\text{F}$ , хлор  $\text{Cl}$ , бром  $\text{Br}$ , иод  $\text{I}$  были объединены в естественное семейство *галогенов* (в переводе с греческого это означает «рождающие соли»). Галогены получили своё название по свойству образовывать соли при соединении с металлами (например, поваренную соль  $\text{NaCl}$ ). Все галогены в соединениях с водородом одновалентны. Общая формула их водородных соединений  $\text{HR}$  ( $\text{R}$  — галоген). Сравните состав соединений фтора и хлора по таблице 15.

Можно выделить и другие элементы, образующие сходные по составу и свойствам соединения. Так, элемент углерод образует соединения как с кислородом, так и с водородом, например оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  и метан  $\text{CH}_4$ . Для элементов кремния  $\text{Si}$ , германия  $\text{Ge}$ , олова  $\text{Sn}$  и свинца  $\text{Pb}$  также характерны соединения с кислородом (общая формула  $\text{RO}_2$ ) и водородом (общая формула  $\text{RH}_4$ ). (Сравните состав соединений углерода и кремния по таблице 15.)

Для элемента азота известны, например, соединения с кислородом  $\text{N}_2\text{O}_5$  и с водородом  $\text{NH}_3$ . Соединения типа  $\text{R}_2\text{O}_5$  и  $\text{RH}_3$  образуют и другие элементы — фосфор  $\text{P}$ , мышьяк  $\text{As}$ , сурьма  $\text{Sb}$  и висмут  $\text{Bi}$ . (Состав соединений азота и фосфора сравните по таблице 15.)

Аналоги кислорода и серы — это селен  $\text{Se}$  и теллур  $\text{Te}$ . В соединениях с водородом они двухвалентны и образуют соединения типа  $\text{H}_2\text{R}$ , например  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{S}$  (см. табл. 15). (Эти соединения, кроме воды, обладают свойствами кислот, поэтому химический знак водорода пишут на первом месте.) В высших оксидах эти элементы шестивалентны и образуют соединения типа  $\text{RO}_3$ , например  $\text{SO}_3$ .

Группу сходных элементов составляют также *благородные газы* (см. табл. 15).

К 70-м гг. XIX в. было известно более 60 химических элементов. Тем

Английский учёный Джон Ньюлендс обнаружил (1863), что химические элементы можно сгруппировать по семь в таком порядке, при котором каждый восьмой элемент будет аналогичным по свойствам первому элементу предшествующей группы.

## Соединения

Характеристика соединений	Химические формулы соединений сходных элементов					
	Li	Be	B	C	N	O
Высшая валентность:						
в соединениях с кислородом	1	2	3	4	5	—
в летучих соединениях с водородом	—	—	—	4	3	2
Высшие оксиды	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—
Гидроксиды	LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>	Be(OH) <sub>3</sub>	—	—	—
Кислородсодержащие кислоты	—	H <sub>2</sub> BeO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	—
Соли	LiCl	BeCl <sub>2</sub>	BCl <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaNO <sub>3</sub>	—
Летучие соединения с водородом	—	—	—	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O

не менее, несмотря на очевидное наличие сходных элементов, найти единую систему, которая включала бы все известные в то время элементы, не удавалось. Различные варианты классификации химических элементов предлагали немецкие учёные И. Дёберейнер (1780—1849) и Л. Мейер (1830—1895), англичанин Дж. Ньюлендс (1838—1898), француз А. Шанкуртуа (1819—1886) и др.

Эту задачу удалось решить нашему соотечественнику Дмитрию Ивановичу Менделееву в 1869 г. Ему первому удалось привести в единую систему все накопленные сведения о химических элементах.

**Классификация элементов. Семейства элементов: щелочные металлы, щелочноземельные металлы, галогены**

## СХОДНЫХ ЭЛЕМЕНТОВ

Химические формулы соединений сходных элементов									
F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1	—	1	2	3	4	5	6	7	—
1	—	—	—	—	4	3	2	1	—
—	—	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—
—	—	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	—	—	—	—	—
—	—	—	—	H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub> HAlO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	—
NaF	—	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	KClO <sub>4</sub>	—
HF	—	—	—	—	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—



## Подумай, ответь, выполни...

1. Что такое классификация?
2. На основании каких признаков вещество можно отнести к металлам?
3. Вспомните, какими химическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды элементов цинка и алюминия. Напишите соответствующие уравнения химических реакций.
4. Приведите примеры, подтверждающие, что химические элементы можно распределить по отдельным группам.
5. Химический элемент галлий Ga сходен с элементом алюминием Al, а селен Se — с серой S. Напишите формулы оксидов, гидроксидов

и солей, в состав которых входят эти элементы. Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства соответствующих соединений.

6. В некоторых ядерных реакторах жидкий натрий используют в качестве теплоносителя — вещества, переносящего тепло, вырабатываемое реактором. В чём опасность для окружающей среды такого использования натрия? Для ответа на этот вопрос воспользуйтесь Интернетом или дополнительной литературой.

### Тестовые задания

1. К металлическим свойствам **не относят**

- 1) твёрдость
- 2) ковкость
- 3) металлический блеск
- 4) газообразное состояние при нормальных условиях

2. Только щелочные металлы указаны в ряду

- 1) Li, Ba, Na, K
- 2) Li, Na, K, Rb
- 3) K, Ca, Ba, Rb
- 4) Li, Na, Sr, Ca

3. Установите соответствие между общей формулой высших оксидов и молекулярной формулой вещества.

- |           |            |
|-----------|------------|
| 1) $R_2O$ | А. $SO_3$  |
| 2) $RO$   | Б. $K_2O$  |
| 3) $RO_2$ | В. $CaO$   |
| 4) $RO_3$ | Г. $SiO_2$ |



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с анимацией к данному параграфу.



Найдите в Интернете информацию об открытии благородных газов аргона и гелия.



Прочитайте книгу А. Азимова «Краткая история химии» (М.: Амфора, 2002).

### Личный результат

**Я знаю**, по каким признакам можно классифицировать химические элементы.

**Я умею** отличать металлы от неметаллов на основании их физических свойств.

## Периодический закон

Д. И. Менделеева

## ● Какие естественные семейства элементов вам известны?

На первом форзаце вашего учебника расположена периодическая таблица химических элементов, которую составил российский учёный Дмитрий Иванович Менделеев. Вы уже знаете, что в этой таблице можно найти названия и символы всех известных в настоящее время химических элементов, а также значения их относительных атомных масс.

Элементы в периодической таблице расположены в определённом порядке. Этот порядок не случаен — он отражает закон природы. Открыл этот закон наш великий соотечественник Д. И. Менделеев в 1869 г.

В основу своей классификации химических элементов Менделеев положил относительную атомную массу (атомный вес, как говорили в то время). Он решил расположить все элементы по возрастанию значений относительной атомной массы.

К тому времени были известны лишь 63 элемента. Для многих из них относительные атомные массы были определены неверно, что особенно затрудняло работу Менделеева.

Чтобы разобраться в сущности открытого Д. И. Менделеевым закона, проследим, как изменяются свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс. Номер, который получает в этой последовательности каждый элемент, называют *порядковым*, или *атомным, номером* (табл. 16).

Изучая таблицы 15 и 16, нетрудно заметить:

1. В ряду от лития Li до фтора F с возрастанием относительных атомных масс наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Литий Li — щелочной металл с ярко выраженными металлическими свойствами. У бериллия Be металлические свойства ослаблены, BeO и Be(OH)<sub>2</sub> амфотерны. У элемента бора B

Обратите на это особое внимание.

Английский химик Уильям Ёдлинг составил таблицу (1864), в которой расположил химические элементы в порядке возрастания их атомных масс, причём ряды таблицы были образованы сходными по свойствам элементами. Однако он обратил внимание лишь на закономерности арифметических отношений величин атомных масс.

Характеристика элемента	Химические														
	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Относительная атомная масса (округлённая)	1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31

преобладают неметаллические свойства, которые затем постепенно усиливаются у последующих элементов, достигая наивысшей степени у фтора F. После него следует благородный газ неон Ne.

2. С возрастанием относительных атомных масс от лития Li до углерода C валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 1 до 4. Начиная с углерода, элементы в этом ряду образуют также летучие соединения с водородом. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у углерода до 1 у фтора (табл. 15).

3. Начиная с элемента натрия Na (порядковый номер 11), наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда. Натрий (подобно литию Li) — элемент с сильно выраженными металлическими свойствами, у магния Mg (аналогично бериллию Be) металлические свойства выражены слабее. Алюминий Al (подобно бору B) трёхвалентен, но его оксид и гидроксид амфотерны. Кремний Si (как и углерод C) — неметалл. У последующих элементов — фосфора P и серы S — неметаллические свойства усиливаются. Предпоследний в этом ряду элемент хлор Cl (подобно фтору F) обладает наиболее выраженными неметаллическими свойствами. Этот ряд, как и предыдущий, заканчивается благородным газом аргоном. Аналогично предыдущему ряду, валентность элементов в соединениях с кислородом возрастает от 1 у элемента натрия Na до 7 у элемента хлора Cl. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у кремния Si до 1 у хлора Cl.

Французский учёный Александр де Шанкуртуа предложил (1862) схему для классификации химических элементов, сгруппированных в порядке увеличения атомных масс по спирали. Эта схема не указывала точное место элемента в таблице и не получила признания.

4. Начиная с калия (порядковый номер 19), вновь наблюдается



Таблица 16

элементы																				
S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
32	35,5	40	39	40	45	48	51	52	55	56	58,9	58,7	64	65	70	73	75	79	80	84

постепенное изменение свойств от типичного щелочного металла до типичного неметалла (галогена брома Br) и благородного газа криптона Kr. Только в этом ряду находится не восемь, а восемнадцать химических элементов.

Располагая элементы в порядке возрастания относительных атомных масс, Д. И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств. Эту закономерность он в 1869 г. сформулировал в виде *периодического закона*:

**⚠ Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.**

*Возникают вопросы:* почему свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания относительных атомных масс, изменяются периодически? Почему в некоторых случаях (аргон Ar и калий K, кобальт Co и никель Ni, теллур Te и иод I) надо было отступить от общего принципа и расположить эти элементы не в порядке возрастания их относительных атомных масс?

Над этими и другими вопросами в своё время задумывался и Менделеев. Он предвидел, что эти вопросы будут решены при выявлении сложной структуры атомов: «Легко предположить, но ныне пока нет ещё возможности доказать, что атомы простых тел суть сложные существа, образованные сложением некоторых ещё меньших частей, что называемый нами

После открытия Д. И. Менделеевым (февраль 1869 г.) периодического закона химических элементов немецкий химик Лотар Мейер опубликовал (начало 1870 г.) статью «Природа химических элементов как функция их атомных весов» и пытался оспаривать приоритет Менделеева в открытии периодического закона.

неделимым (атом) — неделим только обычными химическими силами, как частицы неделимы в обычных условиях физическими силами... Выставленная мною периодическая зависимость между свойствами и весом, по-видимому, подтверждает такое предчувствие...»

### Порядковый (атомный) номер. Периодический закон



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Какая характеристика атома была положена Д. И. Менделеевым в основу его системы элементов? Как Менделеев формулировал периодический закон? Какие трудности возникали у него при обосновании этого закона?

2. Почему Д. И. Менделеев назвал открытый им закон периодическим? Ответ подтвердите анализом свойств химических элементов.

3. Проведено сплавление 4,05 г оксида цинка  $ZnO$  с гидроксидом натрия, взятым в избытке. Определите массу и количество вещества образовавшейся соли.

### Тестовые задания

1. В ряду  $Na—Mg—Al—Si$  металлические свойства

- |                |                            |
|----------------|----------------------------|
| 1) усиливаются | 3) не изменяются           |
| 2) ослабевают  | 4) изменяются периодически |

2. В ряду  $Si—P—S—Cl$  неметаллические свойства

- |                |                            |
|----------------|----------------------------|
| 1) усиливаются | 3) не изменяются           |
| 2) ослабевают  | 4) изменяются периодически |

3. Подчеркните в каждом ряду элемент, который в большей степени проявляет неметаллические свойства.

- |                  |                    |
|------------------|--------------------|
| 1) углерод, фтор | 3) кремний, фосфор |
| 2) кальций, бром | 4) кислород, фтор  |



Найдите в Интернете биографию Д. И. Менделеева и ознакомьтесь с ней.

### Личный результат

**Я знаю**, как Д. И. Менделеев формулировал периодический закон.

## Периодическая таблица ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

- Какое свойство Д. И. Менделеев взял за основу систематизации элементов?
- Приведите примеры типичных металлов и типичных неметаллов.

Расположив химические элементы в длинный ряд согласно возрастанию их относительных атомных масс, разделим этот ряд на более короткие ряды, в которых свойства элементов изменяются от типичных металлов до типичных неметаллов — галогенов (в то время благородные газы не были ещё открыты).

Горизонтальные ряды элементов, в пределах которых свойства элементов изменяются последовательно (например, ряд из восьми элементов от лития до неона или от натрия до аргона), Д. И. Менделеев назвал *периодами*.

В 1-м периоде всего два элемента: водород Н и гелий Не.

Во 2-м и 3-м периодах содержится по восемь элементов. Это *малые периоды*. Затем следуют *большие периоды*: в 4-м и 5-м периодах — по 18 элементов, в 6-м — 32 элемента, а 7-й (последний) период пока не завершён.

*Как малые, так и большие периоды начинаются щелочным металлом и заканчиваются благородным газом.* Во всех периодах с увеличением относительных атомных масс (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Однако в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 8, а в больших — через 18 и 32 элемента. Поэтому в больших периодах металлические свойства элементов ослабевают с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых периодах.

Кроме того, в малых периодах слева направо валентность в соединениях с кислородом возрастает от

Д. И. Менделееву принадлежат следующие слова: «Когда я стал окончательно оформлять мою классификацию элементов, я написал на отдельных карточках каждый элемент и его соединения и затем, расположив их в порядке групп и рядов, получил первую наглядную таблицу периодического закона. Но это был лишь заключительный аккорд, итог всего предыдущего труда...»

1 до 7 (например, от натрия Na до хлора Cl). В больших периодах вначале валентность в соединениях с кислородом, как правило, возрастает от 1 до 8 (например, в 5-м периоде от рубидия Rb до рутения Ru).

Затем происходит резкий скачок, и валентность в соединениях с кислородом уменьшается до 1 (серебро Ag), потом снова возрастает.



За 100 с лишним лет, прошедших со времени открытия периодического закона, было предложено свыше 1000 вариантов графического изображения периодической таблицы. В учебнике даётся один из них.

Нетрудно представить себе, как надо расположить вышеупомянутые семь периодов, чтобы получилась таблица химических элементов. С этой целью поместим элементы первых четырёх периодов рядами

один под другим. В том месте, где происходит скачок в изменении валентности элементов, в 4-м периоде, разделим его на два ряда — *чётный* и *нечётный* (табл. 17).

Таблица 17

Период	Ряд	A I Б	A II Б	A III Б	A IV Б	A V Б	A VI Б	A VII Б	A VIII Б
1-й	1	H							He
2-й	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3-й	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4-й	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

При таком расположении элементов всех периодов (трёх малых и четырёх больших) получается *таблица химических элементов* Д. И. Менделеева, которая состоит из горизонтальных и вертикальных рядов. В ней семь периодов, десять рядов и восемь вертикальных столбцов, названных группами. Каждая группа состоит из двух *подгрупп* — *главной* и *побочной*, или *A-* и *B-групп*. Если сосчитать все вертикальные столбцы (подгруппы), то их окажется 18.

Имеется три основных варианта периодической таблицы. Уже рассмотренная таблица, состоящая из 8 групп, называется *коротким (классическим) вариантом*.

Если показаны все 18 групп, это *полудлинный вариант* таблицы. В ней между элементами IIА- и IIIА-групп размещаются 10 элементов Б-групп.

Третий вид — это *длинный вариант таблицы*, в которой размещаются элементы так же, как в полудлинном варианте, но два больших семейства элементов — так называемые лантаноиды и актиноиды — не вынесены за пределы таблицы. Таким образом, этот вид называют и вариантом 32 групп.



### Определение

Классификацию элементов, предложенную Д. И. Менделеевым, называют ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМОЙ.



### Важная информация

Периодическая таблица, составленная на основе периодического закона, является его графическим изображением.

Следует учитывать, что в состав главных подгрупп (А-групп) входят элементы как малых, так и больших периодов, т. е. они начинаются или с 1-го, или со 2-го периода. В состав побочных подгрупп (Б-групп) входят элементы только больших периодов. Так, например, А-группа начинается с 1-го периода. В неё входят элементы водород Н, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Б-группа начинается с 4-го периода. В неё входят элементы медь Cu, серебро Ag и золото Au. Эти элементы способны проявлять валентность 1, что соответствует номеру группы.

*Для элементов, объединённых в одну группу, характерны следующие закономерности:*

1. Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за некоторыми исключениями) соответствует номеру группы. Элементы Б-групп могут проявлять и другую высшую валентность. Так, например, элемент IB-группы медь образует оксид  $Cu_2O$ , однако наиболее распространены соединения двухвалентной меди. Элементы IVA—VIIA-групп образуют также летучие соединения с водородом. Валентность элементов в соединениях с водородом определяется как разность между числом 8 и номером группы.

2. В А-группах (сверху вниз) с увеличением относительных атомных масс усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические. В Б-группах эта закономерность не всегда соблюдается.

**Периодическая таблица химических элементов. Малые и большие периоды. А- и Б-группы. Периодическая система**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Охарактеризуйте строение периодической таблицы элементов.
2. Что называют периодом? Что общего между малыми и большими периодами? В чём состоит отличие?
3. Как изменяются свойства химических элементов: а) в периодах; б) в А-группах?
4. Чем полудлинный вариант периодической таблицы отличается от классического (короткого) варианта?

**Тестовые задания**

1. Формула летучего водородного соединения химического элемента  $H_3R$ . В периодической таблице этот элемент находится

- |                 |                 |
|-----------------|-----------------|
| 1) в III группе | 3) в VII группе |
| 2) в V группе   | 4) в IV группе  |

2. Установите соответствие между номером периода и числом элементов в периоде.

- |                      |       |
|----------------------|-------|
| 1) 1-й период        | А. 18 |
| 2) 2-й и 3-й периоды | Б. 32 |
| 3) 4-й и 5-й периоды | В. 2  |
| 4) 6-й период        | Г. 8  |



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с анимацией к данному параграфу.



Найдите в Интернете значения терминов «лантаноиды» и «актиноиды».

**Личный результат**

**Я знаю**, как изменяются свойства простых веществ и соединений в периодах и А-группах периодической таблицы Д. И. Менделеева.

**Я могу** характеризовать химический элемент по положению в периодической таблице.

## Строение атома

- Какие элементарные частицы вам известны?
- Чему равен заряд электрона? Чему равен заряд протона?
- Нарисуйте схему строения атома водорода.
- Что вам известно о рентгеновском излучении?

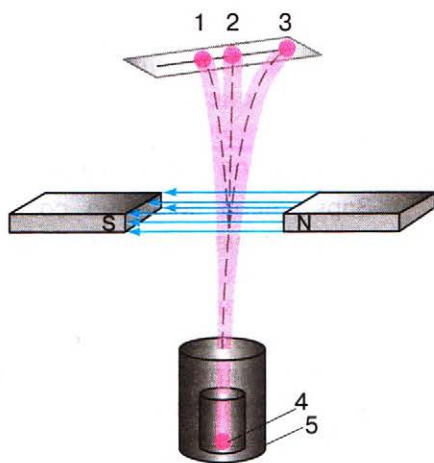
Периодический закон получил физическое обоснование, когда стало понятно, как устроен атом. Изучению строения атома посвятили свои исследования многие выдающиеся учёные.

**Радиоактивность.** В 1896 г. французский учёный А. Беккерель обнаружил, что элемент уран  $U$  излучает лучи, подобные рентгеновским. Учёные Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри установили, что такие же лучи, но гораздо большей интенсивности излучают элементы радий  $Ra$  и полоний  $Po$ . Эти (и некоторые другие) элементы были названы *радиоактивными*, а само явление — *радиоактивностью*.

В дальнейшем было установлено, что радиоактивное излучение имеет сложный состав. В магнитном поле оно разделяется на три потока: альфа- ( $\alpha$ ), бета- ( $\beta$ ) и гамма-лучи ( $\gamma$ ) (рис. 49). Исследования показали, что  $\beta$ -лучи — это поток уже известных вам частиц — электронов,  $\alpha$ -лучи — поток частиц с массой 4 а. е. м. и зарядом  $+2$  (т. е. ядер атомов гелия), а  $\gamma$ -лучи подобны рентгеновским.

**Изучение строения атома.** В 1911 г. английский физик Э. Резерфорд доказал, что в центре атома имеется положительно заряженное ядро. Он облучал положительно заряженными  $\alpha$ -частицами золотую фольгу. Большинство  $\alpha$ -частиц пролетало сквозь фольгу, как будто её и не было, однако некоторые изменяли свой путь и даже отскакивали назад. Так изменить траекторию  $\alpha$ -частиц могло только очень сильное электрическое поле, создаваемое положительным зарядом, связанным с большой и сконцентрированной

В школьной библиотеке есть книги на эту тему.



**Рис. 49.** Расщепление радиоактивного излучения в магнитном поле: 1 —  $\gamma$ -лучи; 2 —  $\alpha$ -частицы; 3 —  $\beta$ -частицы; 4 — радиоактивное вещество; 5 — свинец

в очень малом объёме массой. Из этого Резерфорд заключил, что большая часть массы атома сосредоточена в его центре, который он назвал *ядром*, и что в ядре сосредоточен также и весь положительный электрический заряд атома. Электроны, заряженные отрицательно, находятся вокруг ядра.

### Мария Склодовская-Кюри (1867—1934)

Химик и физик. Является одним из учёных, открывших явление радиоактивности. В 1898 г. совместно с Пьером Кюри открыла радиоактивные элементы — полоний и радий.

Позднее было установлено, что ядра атомов состоят из *протонов* (частиц, несущих положительный заряд) и *нейтронов* (незаряженных частиц).



### Определение

Суммарное число протонов и нейтронов в ядре называют **МАССОВЫМ ЧИСЛОМ**.

**Строение атома элемента и его положение в периодической системе.** Важнейшей характеристикой элемента служит число протонов в ядре: числом протонов определяется *заряд ядра*. Положительный заряд ядра в электронейтральном атоме компенсируется суммарным отрицательным зарядом электронов.

В начале XX в. была установлена связь между зарядом ядра атома элемента и порядковым (атомным) номером этого элемента в периодической системе.



### Важная информация

Заряд ядра численно совпадает с порядковым номером элемента ( $Z$ ) в периодической системе.

Значит, зная порядковый номер элемента, можно определить строение его атома. Например, порядковый номер элемента калия 19; следовательно, заряд ядра его атома +19. Вокруг ядра нейтрального атома калия размещаются 19 электронов с общим отрицательным зарядом -19.



### Важная информация

Массовое число указывают справа сверху от химического знака элемента, а заряд ядра — справа внизу, например  $^{12}_6\text{C}$ .

**Изотопы.** Массовые числа атомов одного и того же элемента могут различаться. Так, в природном кислороде имеются атомы с массовыми



числами 16, 17 и 18 в соотношении  ${}^{16}_8\text{O} : {}^{17}_8\text{O} : {}^{18}_8\text{O} = (3 \cdot 10^3) : 1 : 6$ . Это связано с тем, что число протонов в ядре атома любого элемента строго постоянно, а вот число нейтронов может быть разным. В ядрах всех разновидностей атомов кислорода ровно 8 протонов, а нейтронов может быть и 8, и 9, и 10.

### Определение

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре, называют **ИЗОТОПАМИ\***.

Изотопы известны не только у кислорода, но практически у всех химических элементов. Например, у водорода известно три изотопа — протий  ${}^1_1\text{H}$ , дейтерий  ${}^2_1\text{H}$  и полученный в результате ядерных реакций радиоактивный тритий  ${}^3_1\text{H}$ . В ядре атома протия имеется один протон, в ядре атома дейтерия — один протон ( $p$ ) и один нейтрон ( $n$ ), в ядре атома трития — один протон и два нейтрона (рис. 50).

На основе знаний об изотопах понятию «химический элемент» можно дать такое определение:

### Определение

**ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ** — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Теперь мы можем понять, почему атомные массы большинства элементов, приведённые в таблице Д. И. Менделеева, дробные. Следует разграничивать понятия «относительная атомная масса изотопа» и «относительная атомная масса элемента». Значения относительных атомных масс изотопов очень близки к целым числам. Относительная же атомная масса элемента как совокупности изотопов выражается дробным числом, потому что рассчитывается с учётом доли каждого изотопа в природной смеси.

### Эрнест Резерфорд (1871—1937)

Английский физик. В 1908 г. был удостоен Нобелевской премии «За проведённые исследования в области распада элементов в химии радиоактивных веществ».

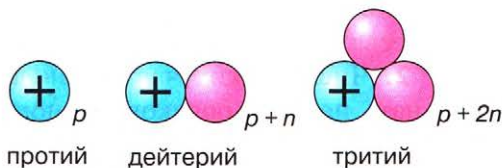


Рис. 50. Изотопы водорода

\* «Изотопы» в переводе с греческого — «занимающие одно и то же место».

Теперь понятно и то, почему в некоторых случаях у элементов с большим порядковым номером атомная масса меньше, чем у элементов с меньшим порядковым номером, например в парах элементов: аргон Ar и калий K, теллур Te и иод I. Оказывается, это зависит от того, какие изотопы, тяжёлые или лёгкие, преобладают в данном элементе. Элемент калий состоит преимущественно из более лёгких, а аргон — из более тяжёлых изотопов.

**Радиоактивность. Заряд ядра. Массовое число. Изотопы.  
Химический элемент**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Какие сведения о строении атома химического элемента можно получить на основании его положения в периодической таблице Д. И. Менделеева?
2. Число каких частиц в ядре атома химического элемента можно узнать по его порядковому номеру?
3. Какое из чисел, приведённых в периодической таблице, указывает на число электронов в электронной оболочке атома данного элемента?

### Тестовые задания

1. Изотопы одного и того же химического элемента различаются
  - 1) числом электронов
  - 2) числом протонов
  - 3) числом нейтронов
  - 4) зарядом ядра
2. Ядро атома  ${}_{13}^{27}\text{Al}$  содержит
  - 1) 27 протонов и 13 нейтронов
  - 2) 13 протонов и 14 нейтронов
  - 3) 14 протонов и 13 нейтронов
  - 4) 13 протонов и 27 нейтронов



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с биографиями Анри Беккереля, Эрнеста Резерфорда и Марии Склодовской-Кюри.

### Личный результат

**Я знаю**, что означает порядковый номер элемента в периодической таблице.  
**Я могу** определить по таблице Д. И. Менделеева заряд ядра и число электронов в нейтральном атоме каждого элемента.

## Распределение электронов по энергетическим уровням

- Какие трудности возникли у Менделеева при составлении периодической системы?

Теперь, когда вы знаете состав атома, выясним, как располагаются электроны вокруг атомных ядер. Оказывается, электроны в атомах обладают различным запасом энергии; которую они поглощают или излучают определёнными порциями. Соответственно запасу энергии электроны располагаются на определённых *энергетических уровнях*. (Энергетические уровни называют также *электронными слоями*.) Электроны, которые обладают наименьшим запасом энергии, находятся на первом энергетическом уровне. Этому уровню присваивают номер 1 ( $n = 1$ ). Электроны первого уровня могут переходить на второй ( $n = 2$ ) и более удалённые энергетические уровни.



### Важная информация

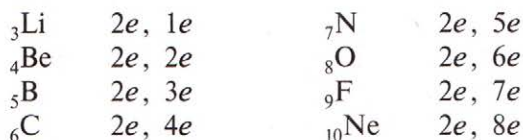
Максимальное число электронов ( $e$ ) на энергетическом уровне определяют по формуле  $N = 2n^2$ , где  $n$  — номер уровня.

Согласно этой формуле на первом энергетическом уровне ( $n = 1$ ) могут находиться два электрона ( $N = 2 \cdot 1^2 = 2$ ), на втором ( $n = 2$ ) — восемь электронов ( $N = 2 \cdot 2^2 = 8$ ), на третьем ( $n = 3$ ) — восемнадцать электронов ( $N = 2 \cdot 3^2 = 18$ ) и т. д.

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:



У атомов лития Li третий электрон помещается на втором энергетическом уровне, так как первый уже заполнен. Всего на втором энергетическом уровне могут поместиться восемь электронов, поэтому во 2-м периоде восемь элементов:



Третий энергетический уровень заполняется от натрия (один электрон) до аргона (восемь электронов). Распределение электронов от натрия Na до аргона Ar следующее:

$_{11}\text{Na}$	$2e, 8e, 1e$	$_{15}\text{P}$	$2e, 8e, 5e$
$_{12}\text{Mg}$	$2e, 8e, 2e$	$_{16}\text{S}$	$2e, 8e, 6e$
$_{13}\text{Al}$	$2e, 8e, 3e$	$_{17}\text{Cl}$	$2e, 8e, 7e$
$_{14}\text{Si}$	$2e, 8e, 4e$	$_{18}\text{Ar}$	$2e, 8e, 8e$

Дальнейшее заполнение электронами третьего энергетического уровня на этом прекращается.

Деятнадцатый электрон атома калия K и двадцатый — атома кальция Ca находятся не на третьем, а на четвёртом энергетическом уровне. Схемы строения атомов этих элементов следующие:

$_{19}\text{K}$	$2e, 8e, 8e, 1e$
$_{20}\text{Ca}$	$2e, 8e, 8e, 2e$

Начиная с элемента скандия Sc и до элемента цинка Zn включительно возобновляется заполнение третьего энергетического уровня, а на четвёртом сохраняются два электрона. Схемы строения атомов скандия Sc и цинка Zn следующие:

$_{21}\text{Sc}$	$2e, 8e, 9e, 2e$
$_{30}\text{Zn}$	$2e, 8e, 18e, 2e$

С элемента галлия Ga возобновляется заполнение электронами наружного энергетического уровня — до восьми электронов у благородного газа криптона Kr, завершающего 4-й период:

$_{31}\text{Ga}$	$2e, 8e, 18e, 3e$
$_{36}\text{Kr}$	$2e, 8e, 18e, 8e$

Вспомним вопросы, которые возникли в связи с открытием периодического закона: почему свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания относительных атомных масс, изменяются периодически и почему Менделеев расположил некоторые элементы не в порядке возрастания их относительных атомных масс (например, аргон Ar и калий K, кобальт Co и никель Ni, теллур Te и иод I)?

Попытаемся ответить на эти вопросы на основе приобретённых знаний о строении атомов.

1. *Заряд атомного ядра (порядковый номер элемента) определяет химические свойства элемента.* Это объясняется тем, что при возрастании заряда ядра на единицу в атоме появляется новый электрон, который обычно размещается на внешнем энергетическом уровне.

Электроны, которые находятся на внешнем энергетическом уровне атома, менее прочно связаны с ядром и могут быть легко отданы при химическом взаимодействии с другими атомами. Таким образом, валентность элементов определяется числом электронов на внешнем энергетическом уровне. Поэтому эти электроны называют *валентными электронами*.

Так, у калия К, хотя и обладающего меньшей относительной атомной массой, чем аргон Ar (см. табл. 16), заряд атомного ядра на единицу больше ( $_{18}\text{Ar}$ ,  $_{19}\text{K}$ ). Поэтому калию присваивается очередной порядковый номер 19. Так как в атоме калия последний (девятнадцатый) электрон находится на четвертом наружном энергетическом уровне аналогично натрию, у которого последний (одиннадцатый) электрон помещается на третьем наружном энергетическом уровне, то они входят в группу щелочных металлов.

В 1869 г. на Солнце открыли новый химический элемент, который назвали гелием (от греч. «хелиос» — солнце). Только через 27 лет его открыли и на Земле. Гелий получают из воздуха путём охлаждения. Поясните, каким образом, если известно, что у гелия из всех газов самая низкая температура кипения ( $-268,9^\circ\text{C}$ ).



### Важная информация

Заряд ядра является основной характеристикой элемента.

2. *Сущность явления периодичности состоит в том, что с возрастанием заряда ядра атомов элементов периодически появляются элементы с одинаковым числом валентных электронов.* Этим объясняется периодическая повторяемость свойств химических элементов и их соединений.

Например, свойства лития Li, натрия Na и калия K объясняются тем, что на наружном энергетическом уровне их атомов имеется по одному валентному электрону.

В большинстве случаев с возрастанием заряда ядра атомов элементов закономерно увеличиваются их относительные атомные массы. Это и позволило Д. И. Менделееву открыть периодический закон, располагая элементы в порядке возрастания относительных атомных масс.

В настоящее время **периодический закон** Д. И. Менделеева формулируется так:



**Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атомов этих элементов.**

## Энергетический уровень (электронный слой). Валентные электроны



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Поясните, что называется энергетическим уровнем, и изобразите схемы строения атомов натрия Na, азота N, кальция Ca и фосфора P.
2. Объясните сущность явления периодичности в изменении химических свойств элементов.

### Тестовые задания

1. Сходство в строении атомов химических элементов одной А-группы обусловлено
  - 1) одинаковыми радиусами атомов
  - 2) одинаковыми зарядами ядер атомов
  - 3) одинаковым числом электронов на внешнем электронном слое
  - 4) одинаковым числом электронных слоёв
2. Распределение электронов по электронным слоям в атоме элемента 2, 8, 4. Такое распределение электронов соответствует атому
  - 1) углерода
  - 2) алюминия
  - 3) магния
  - 4) кремния
3. Установите соответствие между химическим элементом и числом электронов на внешнем электронном уровне его атома.

1) Na	A. 6e
2) Al	Б. 1e
3) S	В. 7e
4) F	Г. 3e



Используя электронное приложение, ознакомьтесь с анимациями к данному параграфу.

### Личный результат

- Я знаю** современную формулировку периодического закона.
- Я знаю**, что химические свойства элемента определяются зарядом ядра его атома.
- Я могу** объяснить, почему свойства элементов в периодах изменяются периодически.

## Значение периодического закона

- Какова современная формулировка периодического закона?
- Как называют графическое изображение периодического закона?

**Дмитрий Иванович Менделеев** (1834—1907) — один из величайших учёных мира. Научная деятельность Менделеева была многогранна. Он был настоящим учёным-энциклопедистом: химиком, физиком, технологом, геологом и метеорологом. Велики его заслуги в разработке техники точных измерений и в теории воздухоплавания. Разработанная Менделеевым гидратная теория растворов имеет значение для науки и в наше время. Д. И. Менделеев занимался вопросами технологии нефти, а также внёс ряд ценных предложений по развитию металлургии и многих других отраслей отечественной промышленности.

Величайшим достижением Д. И. Менделеева было открытие периодического закона и создание периодической системы элементов. Выдающимся трудом Менделеева является его книга «Основы химии». В этой книге впервые вся неорганическая химия была изложена на основе периодического закона.

**Значение периодического закона.** Д. И. Менделеев не сомневался в объективности открытого им закона и твёрдо верил в его будущее. Он был уверен, что «...периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает».

Ко времени открытия периодического закона многие элементы были неизвестны. Заслуга Менделеева заключалась в том, что он *предсказал существование и свойства ещё не открытых элементов*, оставив для них незаполненные клетки в периодической системе. Выводы Менделеева послужили стимулом к планомерным поискам, которые увенчались блестящим успехом.

Ещё при жизни Д. И. Менделеева были открыты предсказанные им химические элементы (скандий Sc, галлий Ga, германий Ge) и его предположения относительно их свойств подтвердились с удивительной точностью.

Руководствуясь периодическим законом, Д. И. Менделеев *исправил относительные атомные массы многих элементов*. Приведём пример. Относительную атомную массу бериллия считали равной 13,5. В этом случае бериллий надо было бы поместить между

Найдите эти элементы в периодической таблице.

двумя неметаллами — углеродом С (относительная атомная масса 12) и азотом N (относительная атомная масса 14). Но тогда нарушилась бы закономерность в изменении свойств элементов. Менделеев пришёл к выводу, что бериллий нужно поместить между литием Li и бором В и его относительная атомная масса должна составлять примерно полусумму относительных атомных масс элементов, находящихся рядом с ним. Отсюда относительная атомная масса бериллия равна 9, т. е.  $(7+11) : 2$ .

Аналогичный ход рассуждений позволил Д. И. Менделееву исправить относительные атомные массы других элементов. Дальнейшие исследования подтвердили правильность такого подхода.

Периодический закон сыграл большую роль в создании современной теории строения атомов:

1. Явление периодичности в изменении свойств химических элементов было объяснено электронным строением атомов.
2. Периодический закон и периодическая таблица Д. И. Менделеева помогли учёным раскрыть последовательность заполнения энергетических уровней соответствующим числом электронов.
3. На основе периодического закона удалось предсказать и открыть трансурановые (расположенные за ураном) элементы.



### Подумай, ответь, выполни...

1. Охарактеризуйте научное и практическое значение периодического закона.
2. На основе теории строения атомов объясните сущность явления периодичности в изменении свойств элементов.
3. Подготовьте компьютерную презентацию по теме «Использование радиоактивных изотопов в медицине».



Используя электронное приложение (§ 54), ознакомьтесь с разделами «Биографии» и «Таблицы».



Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте компьютерную презентацию по теме «Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева».

### Личный результат

**Я знаю,** какой вклад внёс Д. И. Менделеев в развитие мировой и отечественной науки.

**Я могу** объяснить значение периодического закона.



# ГЛАВА VIII

## СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

### § 55

#### Электроотрицательность химических элементов

- На какие две группы принято разделять все химические элементы?

С точки зрения теории строения атомов принадлежность элементов к металлам и неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны при химических реакциях (схема 13).

Схема 13



#### Важная информация

Наиболее сильными металлическими свойствами обладают те элементы, атомы которых легко отдают электроны.



#### Важная информация

Неметаллические свойства особенно выражены у тех элементов, атомы которых энергично присоединяют электроны.

Для характеристики способности атомов присоединять или отдавать электроны в химии используют понятие электроотрицательности (ЭО).



### Определение

Свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях называют ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬЮ.

Абсолютные значения электроотрицательностей выражаются неудобными для вычисления числами, затрудняющими их практическое применение. Поэтому *условно можно принять за единицу электроотрицательность лития*. Электроотрицательности других элементов вычисляют соответственно. Так получают примерную шкалу значений относительной электроотрицательности элементов (табл. 18).

Таблица 18

### Относительная электроотрицательность некоторых химических элементов

Период	Ряд	Группа							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1-й	1	H 2,1							
2-й	2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
3-й	3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,2	S 2,5	Cl 3,0	
4-й	4	K 0,8	Ca 1,0				Cr 1,7		Fe 1,8
	5		Zn 1,6					Br 2,8	
5-й	6	Rb 0,8	Sr 0,9					I 2,5	
		Cs 0,7	Ba 0,8						

Зная численное значение электроотрицательности элемента, можно судить о его принадлежности к металлам или неметаллам. *У металлов электроотрицательность, как правило, меньше двух, а у неметаллов — больше двух*. Наибольшее значение ЭО у фтора (4,0).



### Важная информация

Электроотрицательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в главных подгруппах (А-группах) — снизу вверх.

Таким образом, на основе положения в периодической таблице можно определить, какой из двух элементов будет обладать большей электроотрицательностью.

При образовании химической связи электроны переходят или смещаются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью. Поэтому сведения об электроотрицательности элементов особенно важны при характеристике природы и свойств химической связи.

### Металлические свойства. Неметаллические свойства. Электроотрицательность



### Подумай, ответь, выполни...

1. Что такое электроотрицательность? Используя таблицу 18 и периодическую таблицу, расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания значений электроотрицательности: фосфор, магний, бор, цезий, кислород, кремний, калий, углерод, водород, литий, фтор, сера, алюминий, кальций.

2. Подумайте, как зависит электроотрицательность элемента от радиуса атома. Дайте обоснованный ответ.

### Тестовые задания

1. В ряду  $F - Cl - Br - I$  с увеличением порядкового номера химического элемента электроотрицательность

- |                  |                            |
|------------------|----------------------------|
| 1) увеличивается | 3) не изменяется           |
| 2) уменьшается   | 4) изменяется периодически |

2. В ряду  $C - N - O - F$  с увеличением порядкового номера химического элемента электроотрицательность

- |                  |                            |
|------------------|----------------------------|
| 1) увеличивается | 3) не изменяется           |
| 2) уменьшается   | 4) изменяется периодически |

### Личный результат

**Я знаю,** как изменяется электроотрицательность элементов в периодах и А-группах периодической таблицы.

- Какие частицы называют ионами? Как они образуются?
- Какие ионы называют катионами, а какие — анионами?
- Что такое валентность?

Пользуясь понятием электроотрицательности элементов, можно предсказать вид химической связи в соединении. Различают три случая образования химической связи:

1. *Между атомами элементов, электроотрицательность которых одинакова*, например при образовании молекул простых веществ — неметаллов ( $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ), молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов.

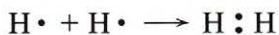
2. *Между атомами элементов, электроотрицательность которых различается, но не очень сильно*. Этот случай встречается особенно часто, например при образовании молекул воды  $H_2O$ , хлороводорода  $HCl$ , метана  $CH_4$  и многих других веществ.

3. *Между атомами элементов, электроотрицательность которых сильно различается*, например между атомами щелочных металлов и атомами галогенов ( $NaCl$ ,  $KBr$  и др.).

Электроотрицательность элементов влияет на распределение электронов между взаимодействующими атомами. В зависимости от характера распределения электронов, участвующих в образовании связи, различают *ковалентную (неполярную и полярную) связь, ионную связь и металлическую связь*. Металлическую связь вы будете изучать в 9 классе.

**Неполярная ковалентная связь.** Этот вид связи возникает при взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью (первый случай). В качестве примера рассмотрим образование химической связи в молекуле водорода  $H_2$ .

У каждого из атомов водорода в электронной оболочке имеется по одному электрону. Из-за одинаковой электроотрицательности ни один из этих атомов не может ни отдать электрон другому, ни отнять его. Нетрудно догадаться, что в таких случаях валентные электроны оказываются на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. Два атома объединяют свои электроны, образуя *общую электронную пару*, принадлежащую как одному, так и другому атому. Обозначив электроны точками, образование молекулы водорода из атомов можно показать так:



(Формулы молекул, где электроны изображены в виде точек, называют *электронными формулами*.) Отрицательно заряженная общая электронная пара одновременно притягивается к положительно заряженным ядрам обоих атомов водорода.

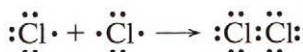
### Определение

Химическую связь, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют **КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗЬЮ**.

### Важная информация

Как правило, при образовании химического соединения атомы стремятся приобрести устойчивую конфигурацию внешнего электронного слоя (из двух или восьми электронов), как в атомах благородных газов.

Так, при образовании ковалентной связи в молекуле водорода каждый из атомов водорода приобретает устойчивую двухэлектронную конфигурацию за счёт образования общей электронной пары. В других случаях при образовании ковалентной связи, например в молекулах  $F_2$ ,  $Cl_2$ , каждый атом приобретает устойчивую восьмиэлектронную конфигурацию внешнего слоя:



### Определение

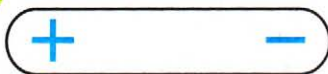
В случае когда общая электронная пара в одинаковой степени притягивается к ядрам взаимодействующих атомов, ковалентную связь называют **НЕПОЛЯРНОЙ**.

**Полярная ковалентная связь.** Многие молекулы состоят из атомов, электроотрицательности которых различаются незначительно (второй случай). При этом общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного элемента, например:



где  $\delta+$  (читается «дельта плюс») и  $\delta-$  (читается «дельта минус») — частичные заряды, которые по абсолютному значению меньше единицы.

В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент, накапливается избыток отрицательного заряда, а где находится



**Рис. 51.** Схема полярной молекулы — диполя

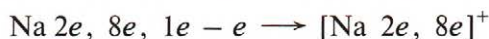
менее электроотрицательный элемент — избыток положительного заряда. Такие молекулы называют *полярными*. Таким образом, молекула превращается в *диполь* — электрически нейтральную частицу, концы которой противоположно заряжены (рис. 51).

### **Определение**

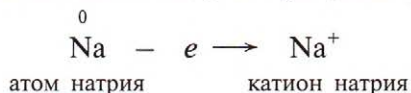
В случае когда общая электронная пара смещена в сторону одного из атомов, ковалентную связь называют ПОЛЯРНОЙ.

**Ионная связь.** Этот вид связи образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых сильно различаются (третий случай). При этом происходит почти полное смещение электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью. Атомы, которые отдают свои валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы (катионы), а атомы, которые эти электроны приобретают, — в отрицательно заряженные ионы (анионы).

Атомы элементов, принадлежащих к первым трём группам периодической таблицы (IA, IIA и IIIA), в ходе химических реакций, как правило, отдают электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне, и приобретают восьмиэлектронный внешний слой, например:



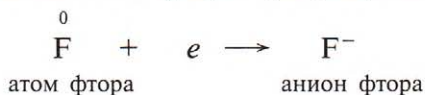
При этом нейтральный атом натрия превращается в катион:



В то же время атомы элементов пятой, шестой и седьмой (VA, VIA и VIIA) групп способны в ходе реакций пополнять электронами наружный энергетический уровень до восьмиэлектронной конфигурации, характерной для благородных газов. Например:



При этом нейтральный атом фтора превращается в анион:



Рассмотрим, что происходит при взаимодействии атома натрия с атомом фтора. Атом натрия отдаёт свой валентный электрон атому фтора, и возникают два противоположно заряженных иона: ион натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ион  $\text{F}^-$ . Из курса физики вы знаете, что положительно и отрицательно заряженные частицы притягиваются друг к другу. Катионы натрия притягиваются к анионам фтора, т. е. между ними возникает химическая связь (образуется фторид натрия). Схематически этот процесс можно изобразить так:



или



### Определение

Химическую связь, возникающую между ионами в результате электростатического притяжения, называют **ИОННОЙ СВЯЗЬЮ**.

Соединения, которые при этом образуются, называют *ионными соединениями*. Пример типичной ионной связи — связь между атомами типичных металлов и атомами галогенов в солях. Между атомами металлов и атомами кислорода в солях кислородсодержащих кислот и в щелочах связь тоже ионная.

Ионные соединения — это вещества немолекулярного строения. Например, в кристаллической решётке фторида натрия чередуются ионы натрия и фтора. Поэтому химическая формула  $\text{NaF}$  обозначает не молекулу вещества, а его формульную единицу (см. § 14). В формульной единице сумма зарядов всех ионов равна нулю.

### Валентность элементов в свете представлений о строении атома.

Как вы уже знаете, валентность — это способность атомов одного элемента присоединять или замещать определённое число атомов другого элемента. Учение о строении атома позволяет раскрыть сущность этого понятия.



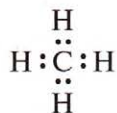
### Важная информация

В ковалентных соединениях (а их большинство) валентность обычно определяется числом химических связей, которые образуются между атомами.

Вы уже знаете, что ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар. Таким образом, валентность в наиболее часто

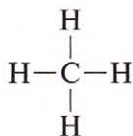
встречающихся случаях определяется числом общих электронных пар, связывающих атомы в данном соединении.

Например, электронную формулу метана  $\text{CH}_4$  изображают так:



В молекуле метана атом углерода имеет четыре общие электронные пары, т. е. углерод четырёхвалентен. Каждый же атом водорода имеет по одной общей электронной паре, т. е. водород одновалентен.

Общие электронные пары можно изобразить и в виде чёрточек; в этом случае получается *структурная формула*:



**Химическая связь. Ковалентная связь: полярная и неполярная. Общая электронная пара. Диполь. Ионная связь. Ионные соединения. Электронная формула**



**Подумай, ответь, выполни...**

1. Объясните, почему численные значения электроотрицательности атомов элементов позволяют судить о виде химической связи, возникающей между ними. Приведите примеры.

2. В тетрадах напишите по три формулы соединений: а) с ионной; б) с ковалентной полярной; в) с ковалентной неполярной связью. Изобразите их электронные формулы.

3. Изобразите структурные формулы молекул воды и хлороводорода.

4. Учитывая значения электроотрицательностей элементов (см. табл. 18), составьте химические формулы и укажите сдвиг общих электронных пар в соединениях: а) лития с азотом; б) кислорода с фтором; в) углерода с серой; г) углерода с алюминием.

**Личный результат**

**Я могу** составлять электронные формулы ионных и ковалентных соединений и схемы их образования.

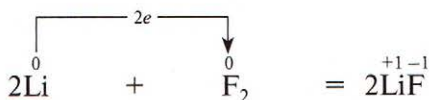
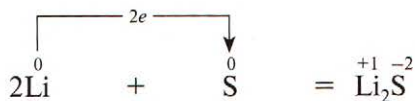


## Степень окисления

## ● Повторите § 23 и § 29.

**Окисление и восстановление.** Взаимодействие веществ с кислородом и взаимодействие водорода с оксидами металлов — это частные случаи *окислительно-восстановительных реакций*, при которых происходит окисление и восстановление атомов элементов. Рассмотрим такие процессы с позиций представлений о строении электронных оболочек атомов.

Сопоставим реакции образования оксида лития  $\text{Li}_2\text{O}$ , сульфида лития  $\text{Li}_2\text{S}$  и фторида лития  $\text{LiF}$ . В этих реакциях происходит переход электронов от атомов лития к атомам кислорода, серы и фтора соответственно:



На примере этих реакций мы видим, что литий (менее электроотрицательный элемент) отдаёт валентные электроны, а кислород, сера и фтор (более электроотрицательные элементы) их присоединяют (табл. 19).

 **Определение**

Процесс отдачи электронов называют **ОКИСЛЕНИЕМ**, а процесс присоединения — **ВОССТАНОВЛЕНИЕМ**.

 **Определение**

Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, называют **ОКИСЛИТЕЛЯМИ**, а которые отдают — **ВОССТАНОВИТЕЛЯМИ**.

В нашем примере атомы лития в реакциях с кислородом, серой и фтором отдают электроны, следовательно, они окисляются и являются восстановителями. Атомы же кислорода, серы и фтора присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, и следовательно, являются окислителями.

Таблица 19

**Взаимодействие лития с кислородом, серой и фтором**

Реагирующие вещества	Электроотрицательность реагирующих элементов	Схема процессов химического взаимодействия	Химическая формула образующегося вещества
${}^7_3\text{Li}$ ${}^{16}_8\text{O}$	1 3,5	$\begin{array}{c} {}^3\text{Li } 2e, 1e \\ \quad \quad \quad \downarrow \\ {}^8\text{O } 2e, 6e \\ \quad \quad \quad \uparrow \\ {}^3\text{Li } 2e, 1e \end{array}$	${}^{+1} \quad {}^{-2}$ $\text{Li}_2\text{O}$
${}^7_3\text{Li}$ ${}^{32}_{16}\text{S}$	1 2,5	$\begin{array}{c} {}^3\text{Li } 2e, 1e \\ \quad \quad \quad \downarrow \\ {}^{16}\text{S } 2e, 8e, 6e \\ \quad \quad \quad \uparrow \\ {}^3\text{Li } 2e, 1e \end{array}$	${}^{+1} \quad {}^{-2}$ $\text{Li}_2\text{S}$
${}^7_3\text{Li}$ ${}^{19}_9\text{F}$	1 4,0	$\begin{array}{c} {}^3\text{Li } 2e, 1e \\ \quad \quad \quad \downarrow \\ {}^9\text{F } 2e, 7e \end{array}$	${}^{+1} \quad {}^{-1}$ $\text{LiF}$

**Степень окисления.** Следует отметить, что из трёх реакций, указанных в таблице 19, почти полный переход электронов наблюдается только при взаимодействии лития с фтором. В остальных случаях происходит частичное смещение электронов от атомов лития к атомам кислорода и серы. Это объясняется разностью значений электроотрицательности. В наших примерах эта разность в случае лития и фтора наибольшая. Поэтому только во фториде лития заряды, которые поставлены над знаками химических элементов, близки к +1 и -1. В оксиде и особенно в сульфиде лития фактические заряды сильно отличаются от поставленных. Это относится к большинству соединений, образующихся в окислительно-восстановительных реакциях: заряды, которые ставят над знаками элементов, являются условными. Этот условный заряд получил название *степени окисления*.



## Определение

**СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ** — это условный заряд атома в соединении, рассчитанный исходя из условия, что все связи в соединении ионные.

Степень окисления может иметь и положительное, и отрицательное, и нулевое значение. Знаки «плюс» и «минус» ставят перед значением степени окисления, например +1, -3 и т. д. *Величину степени окисления определяет число электронов, смещённых от атома менее электроотрицательного элемента к атому более электроотрицательного элемента.* Так, в хлороводороде HCl электрон атома водорода смещён в сторону атома хлора, поэтому водород имеет степень окисления +1, а хлор -1:



## Правила вычисления степени окисления элементов

1. Сумма степеней окисления атомов в соединении всегда равна нулю.

2. Степень окисления равна нулю как у свободных атомов, так и у атомов, входящих в состав неполярных молекул, например: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> и т. д. Это объясняется тем, что в таких молекулах не происходит смещения электронной плотности, так как величины электроотрицательностей атомов одинаковы.

3. Если элемент находится в главной подгруппе (А-группе) периодической таблицы, то высшая положительная степень окисления элемента обычно равна номеру этой группы. Так, магний находится во IIА-группе, следовательно, его степень окисления равна +2, калий находится в IA-группе, и его степень окисления +1, сера находится в VIA-группе, и её высшая положительная степень окисления равна +6.

4. Степень окисления фтора (наиболее электроотрицательного элемента) во всех соединениях с другими элементами равна -1.

5. Степень окисления кислорода обычно равна -2, за исключением соединений OF<sub>2</sub> и пероксидов: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (H-O-O-H), Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

6. Степень окисления водорода во всех его соединениях равна +1, за исключением соединений водорода с металлами (например, NaH), где его степень окисления равна -1.



## ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

- Агрегатное состояние** 29  
– газ 29  
– жидкость 29  
– твёрдое тело 29
- Аллотропия** 86
- Аллотропные модификации** 86
- Амфотерные гидроксиды** 147
- Амфотерные оксиды** 147
- Анализ** 103
- Атомная единица массы** 40
- Атомно-молекулярное учение** 61
- Атомы** 26
- Аэрация воды** 105
- Бинарные соединения** 57
- Благородные газы** 79, 88, 169
- Валентность** 55
- Валентные электроны** 187
- Вещества**  
– аморфные 30  
– молекулярного строения 31  
– немолекулярного строения 31  
– простые 34, 38  
– сложные 33, 38
- Взвеси** 110
- Восстановитель** 199
- Восстановление** 98, 199
- Выпаривание** 16
- Вытеснительный ряд металлов (ряд активности металлов)** 154
- Галогены** 169
- Гашёная известь** 143
- Гидраты** 110
- Гидриды** 98
- Гидроксиды металлов** 107
- Гидроксогруппа** 137
- Горение** 89
- Диполь** 196
- Дистилляция** 105
- Естественные семейства элементов** 168
- Закон**  
– Авогадро 126  
– постоянства состава веществ 45  
– сохранения массы веществ 63
- Заряд ядра** 182
- Знаки (символы) химических элементов** 42
- Известковая вода** 143
- Известковое молоко** 143
- Изотопы** 40, 183
- Индекс** 47
- Индикатор** 140
- Ионы** 27
- Катализатор** 74
- Качественный состав вещества** 47
- Кислотный остаток** 149
- Кислоты** 149  
– бескислородные 150  
– кислородсодержащие 150
- Классификация** 131, 167
- Классы веществ** 131, 167
- Количественный состав вещества** 47
- Количество вещества** 119
- Коэффициент** 47
- Кристаллизация** 16
- Кристаллическая решётка** 29  
– атомная 30  
– ионная 30  
– молекулярная 30
- Кристаллические вещества** 29
- Кристаллогидраты** 161
- Круговорот кислорода в природе** 82
- Массовая доля**  
– растворённого вещества в растворе 114  
– элемента в соединении 52
- Массовое число** 182
- Металлы** 38, 163, 167
- Метод** 8  
– измерение 9  
– моделирование 10  
– наблюдение 8  
– описание 8  
– эксперимент 8
- Молекулы** 26
- Молярная масса** 120
- Молярный объём** 127
- Моль** 119
- Неметаллы** 38
- Нейтроны** 27, 182
- Нормальные условия** 77

- Общая электронная пара 194
- Озон 85
- Озоновый экран 85
- Окисление 199
- Окислитель 199
- Окислительно-восстановительные реакции 99, 199, 202
- Оксиды 56, 79
  - амфотерные 131, 147
  - кислотные 132
  - основные 132
- Основания 107
- Относительная атомная масса 40
- Относительная молекулярная масса 48
- Относительная плотность газа 127
- Относительная формульная масса 49
- Отстаивание 14
  
- Периодическая таблица Д. И. Менделеева** 41, 178
- Периодический закон 175
- Полярные молекулы 196
- Порядковый (атомный) номер элемента 173
- Постоянная Авогадро 120
- Презентация 20
- Протоны 27, 182
  
- Радиоактивность** 181
- Раствор 110
  - концентрированный 114
  - насыщенный 112
  - ненасыщенный 112
  - разбавленный 114
- Растворение 110
- Растворимость 112
- Ряд активности металлов 154
  
- Свойства вещества** 4
  - физические 5
  - химические 6
- Синтез 104
- Смеси
  - гетерогенные 14
  - гомогенные 14
- Соли 95, 156
  - кислые 157
  - комплексные 146, 157
  - основные 157
  - средние 157
- Среда раствора 140
- Степень окисления 201
- Структурная формула 150, 198
- Суспензии 110
- Схема химической реакции 66
  
- Фильтрация** 15
- Формульная единица 49, 197
- Фотосинтез 82
  
- Химическая связь**
  - ионная 197
  - ковалентная 195
- Химическая формула 47
- Химические реакции 22
  - восстановления 98
  - горения 77
  - замещения 69
  - нейтрализации 141
  - обмена 138
  - окисления 79
  - разложения 69
  - соединения 69
- Химические уравнения 66
- Химический элемент 37, 183
- Химия 4, 6
  
- Число Авогадро** 120
- Чистое вещество 14
  
- Щелочноземельные металлы** 169
- Щелочные металлы 168
- Щёлочи 132
  
- Электронная формула** 195
- Электролиз 137
- Электроны 27, 182
- Электроотрицательность 192
- Элементарные частицы 27
- Эмульсии 111
- Энергетический уровень 185
  
- Ядро атома** 27, 182

## ОТВЕТЫ НА РАСЧЁТНЫЕ ЗАДАЧИ

- § 13. **2.** 22 г FeS и 6 г S.
- § 15. **6.** CuSO<sub>4</sub>. **7.** Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. **8.** 22 г FeS.
- § 22. **7.** 0,8 г O<sub>2</sub>.
- § 27. **7.** 6,4 г O<sub>2</sub>.
- § 31. **2.** 2 мл кислорода.
- § 33. **5.** 31,6 г KNO<sub>3</sub> на 100 г воды.
- § 34. **4.** 1%. **5.** 1%. **6.** 100 г гидроксида натрия. **7.** 0,2, или 20%.
- 8.** 5,83 кг. **9.** 1,12 г/мл.
- § 37. **1.** 12,5 г Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>; 0,008 моль Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>. **2.** 0,8 г O<sub>2</sub>; 0,025 моль O<sub>2</sub>.
- § 38. **4.** 11,2 м<sup>3</sup>.
- § 39. **2.** 0,125 л Cl<sub>2</sub>. **3.** 35 м<sup>3</sup> O<sub>2</sub>.
- § 40. **6.** Na<sub>2</sub>O.
- § 41. **3.** а)  $w(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,0016$ , или 0,16%; б)  $w(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,037$ , или 3,7%.
- § 42. **4.** 12,25 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- § 43. **5.** 214 г, или 2 моль, Fe(OH)<sub>3</sub>.
- § 44. **4.** H<sub>2</sub>Se.
- § 45. **5.** 0,54 г, или 0,02 моль, Al.
- § 50. **3.** 0,05 моль, или 7,15 г, Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>.
- § 57. **3.** а) 6,4 г Cu; б) 8 г, или 0,1 моль, CuO. **4.** а) 0,05 моль, или 3,2 г, Cu; б) 0,25 моль, или 8 г, O<sub>2</sub>.

## ПОЛЕЗНЫЕ ССЫЛКИ

1. [www.elementy.ru](http://www.elementy.ru)
2. [www.fcior.edu.ru](http://www.fcior.edu.ru)
3. [www.xumuk.ru](http://www.xumuk.ru)

# ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>ГЛАВА I.</b>	<b>Первоначальные химические понятия</b>	
§ 1.	Предмет химии. Вещества и их свойства .....	4
§ 2.	Методы познания в химии .....	8
§ 3.	<b>Практическая работа 1.</b> Приёмы безопасной работы с оборудованием и веществами. Строение пламени .....	12
§ 4.	Чистые вещества и смеси .....	14
§ 5.	<b>Практическая работа 2.</b> Очистка загрязнённой поваренной соли .....	19
§ 6.	Физические и химические явления. Химические реакции ....	21
§ 7.	Атомы, молекулы и ионы .....	25
§ 8.	Вещества молекулярного и немолекулярного строения .....	29
§ 9.	Простые и сложные вещества .....	33
§ 10.	Химические элементы .....	37
§ 11.	Относительная атомная масса химических элементов .....	40
§ 12.	Знаки химических элементов .....	42
§ 13.	Закон постоянства состава веществ .....	45
§ 14.	Химические формулы. Относительная молекулярная масса .....	47
§ 15.	Вычисления по химическим формулам. Массовая доля элемента в соединении .....	51
§ 16.	Валентность химических элементов. Определение валентности элементов по формулам их соединений .....	55
§ 17.	Составление химических формул по валентности .....	59
§ 18.	Атомно-молекулярное учение .....	61
§ 19.	Закон сохранения массы веществ .....	63
§ 20.	Химические уравнения .....	66
§ 21.	Типы химических реакций .....	69
<b>ГЛАВА II.</b>	<b>Кислород. Горение</b>	
§ 22.	Кислород, его общая характеристика, нахождение в природе и получение .....	72
§ 23.	Свойства кислорода .....	77
§ 24.	Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе .....	81
§ 25.	<b>Практическая работа 3.</b> Получение и свойства кислорода .....	84
§ 26.	Озон. Аллотропия кислорода .....	85
§ 27.	Воздух и его состав .....	88
<b>ГЛАВА III.</b>	<b>Водород</b>	
§ 28.	Водород, его общая характеристика, нахождение в природе и получение .....	93
§ 29.	Свойства и применение водорода .....	97
§ 30.	<b>Практическая работа 4.</b> Получение водорода и исследование его свойств .....	102



<b>ГЛАВА IV.</b>	<b>Вода. Растворы</b>	
§ 31.	Вода .....	103
§ 32.	Химические свойства и применение воды .....	107
§ 33.	Вода — растворитель. Растворы .....	110
§ 34.	Массовая доля растворённого вещества .....	114
§ 35.	<b>Практическая работа 5.</b> Приготовление раствора с определённой массовой долей растворённого вещества (соли) .....	118
<b>ГЛАВА V.</b>	<b>Количественные отношения в химии</b>	
§ 36.	Количество вещества. Моль. Молярная масса .....	119
§ 37.	Вычисления с использованием понятий «количество вещества» и «молярная масса» .....	123
§ 38.	Закон Авогадро. Молярный объём газов .....	126
§ 39.	Объёмные отношения газов при химических реакциях .....	129
<b>ГЛАВА VI.</b>	<b>Важнейшие классы неорганических соединений</b>	
§ 40.	Оксиды .....	131
§ 41.	Гидроксиды. Основания .....	137
§ 42.	Химические свойства оснований .....	140
§ 43.	Амфотерные оксиды и гидроксиды .....	146
§ 44.	Кислоты .....	149
§ 45.	Химические свойства кислот .....	153
§ 46.	Соли .....	156
§ 47.	Химические свойства солей .....	161
§ 48.	<b>Практическая работа 6.</b> Решение экспериментальных задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений» .....	165
<b>ГЛАВА VII.</b>	<b>Периодический закон и строение атома</b>	
§ 49.	Классификация химических элементов .....	167
§ 50.	Периодический закон Д. И. Менделеева .....	173
§ 51.	Периодическая таблица химических элементов .....	177
§ 52.	Строение атома .....	181
§ 53.	Распределение электронов по энергетическим уровням .....	185
§ 54.	Значение периодического закона .....	189
<b>ГЛАВА VIII.</b>	<b>Строение вещества. Химическая связь</b>	
§ 55.	Электроотрицательность химических элементов .....	191
§ 56.	Основные виды химической связи .....	194
§ 57.	Степень окисления .....	199
	<i>Предметный указатель</i> .....	203
	<i>Ответы на расчётные задачи</i> .....	205
	<i>Полезные ссылки</i> .....	205



Учебное издание

**Рудзитис Гунтис Екабович**  
**Фельдман Фриц Генрихович**

**ХИМИЯ**  
**8 класс**

Учебник для общеобразовательных организаций

ЦЕНТР ЕСТЕСТВЕННО-МАТЕМАТИЧЕСКОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Руководитель Центра *М. Н. Бородин*

Редакция физики и химии

Зав. редакцией *Н. А. Коновалова*

Редактор *Л. Н. Кузнецова*

Ответственный за выпуск *Л. Н. Кузнецова*

Художник *Н. А. Парцевская*

Внешнее оформление и макет *О. Г. Ивановой*

Художественный редактор *Е. А. Михайлова*

Компьютерная вёрстка и техническое редактирование *О. В. Сиротиной*

Корректоры *Е. В. Барановская, А. В. Рудакова*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000. Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 02.07.15. Формат 70×90<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная. Гарнитура NewtonCSanPin. Печать офсетная.

Уч.-изд. л. 10,68. Доп. тираж 26 000 экз. Заказ № 41315 (П-См).

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».

127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Отпечатано по заказу ОАО «ПолиграфТрейд» в филиале

«Смоленский полиграфический комбинат»

ОАО «Издательство «Высшая школа».

214020, г. Смоленск, ул. Смольянинова, 1.

Тел.: +7(4812) 31-11-96. Факс: +7(4812) 31-31-70.

E-mail: [spk@smolpk.ru](mailto:spk@smolpk.ru) <http://www.smolpk.ru>

# РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Катион \ Анион	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Cr <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	-	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	М	Р	Н	Н	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S <sup>2-</sup>	Р	-	Р	Р	Р	-	Н	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	-	Р	Р	Р	-	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

**Р** – растворимые (больше 1 г в 100 г воды);

**М**

– малорастворимые (от 0,1 до 1 г в 100 г воды);

**Н**

– нерастворимые (меньше 0,1 г в 100 г воды);

**-**

– разлагаются водой или не существуют



**Учебно-методический комплект по химии  
для 8 класса включает:**

- **Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман.**  
*Химия. 8 класс. Учебник*
- Н. И. Габрусева. Химия. Рабочая тетрадь.  
8 класс
- Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. Химия.  
Задачник с «помощником». 8—9 классы
- Н. Н. Гара. Химия. Уроки в 8 классе  
(пособие для учителя)
- А. М. Радецкий. Химия. Дидактический  
материал. 8—9 классы
- Н. Н. Гара. Химия. Рабочие программы.  
8—9 классы (пособие для учителя)



Дополнительные материалы к учебнику  
размещены в электронном каталоге  
издательства «Просвещение»  
на интернет-ресурсе [www.prosv.ru](http://www.prosv.ru)



ISBN 978-5-09-037746-1



9 785090 377461



**ПРОСВЕЩЕНИЕ**  
ИЗДАТЕЛЬСТВО