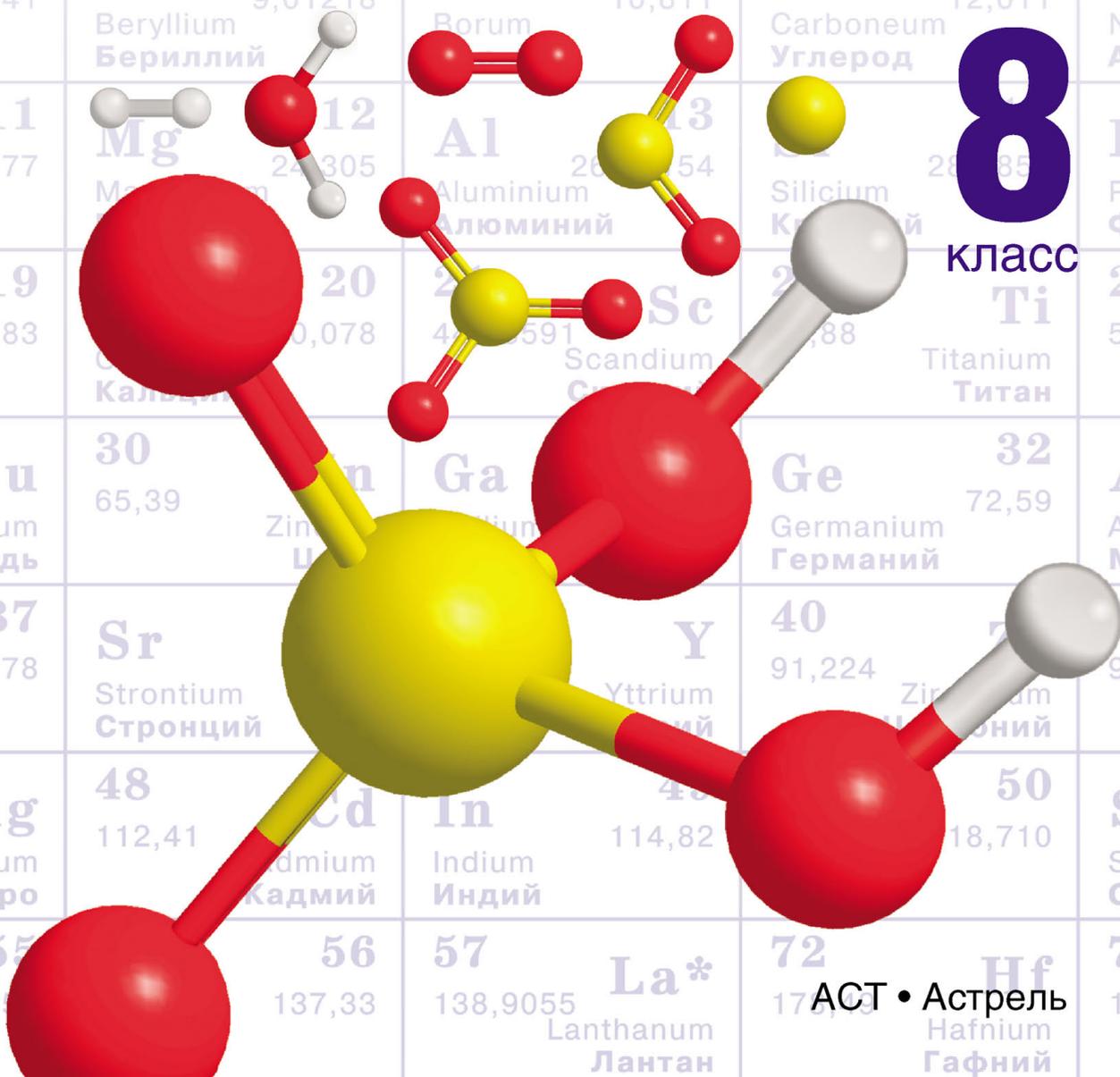


П.А. Оржековский, Л.М. Мещерякова, М.М. Шалашова

ХИМИЯ

8
класс



АСТ • Астрель

П.А. ОРЖЕКОВСКИЙ
Л.М. МЕЩЕРЯКОВА
М.М. ШАЛАШОВА

ХИМИЯ

8

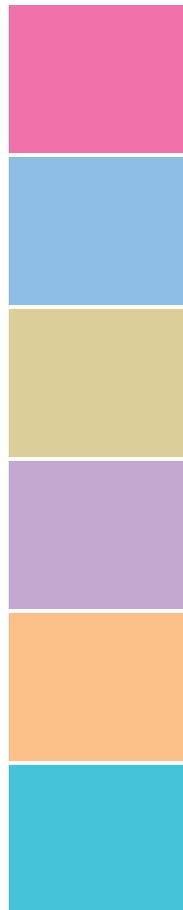
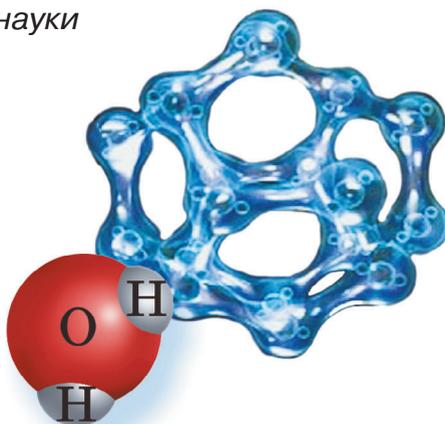
класс

Учебник для общеобразовательных
учреждений

*Рекомендовано
Министерством образования и науки
Российской Федерации*



АСТ • Астрель
Москва



УДК 373:54
ББК 24я721
О-65

Рецензенты:
*Российская академия наук,
Российская академия образования*

Оржековский, Павел Александрович
О-65 Химия : 8-й класс : учебник для общеобразовательных учреждений /
П.А. Оржековский, Л.М. Мещерякова, М.М. Шалашова. — Москва : АСТ :
Астрель, 2013. — 270, [2] с.: ил.

ISBN 978-5-17-077599-6 (ООО «Издательство АСТ»)

ISBN 978-5-271-46362-4 (ООО «Издательство Астрель»)

Новый учебник «Химия. 8 класс» создан на основе Федерального государственного образовательного стандарта (ФГОС) основного общего образования. Учебник доступен для всех учащихся. Он написан живым, понятным школьникам языком и богато иллюстрирован фотографиями, схемами и рисунками.

Учебник одобрен Российской академией наук и Российской академией образования, рекомендован Министерством образования и науки Российской Федерации и включён в Федеральный перечень школьных учебников.

В состав учебно-методического комплекта по химии для 8 класса входят учебник, авторская программа, рабочая тетрадь для учащихся, сборник задач и упражнений и методическое пособие для педагогов.

УДК 373.54
ББК 24я721

ISBN 978-5-17-077599-6 (ООО «Издательство АСТ»)

ISBN 978-5-271-46362-4 (ООО «Издательство Астрель»)

© П.А. Оржековский, Л.М. Мещерякова,
М.М. Шалашова, 2013
© ООО «Издательство Астрель», 2013

СОДЕРЖАНИЕ

ОТ АВТОРОВ

Как пользоваться учебником 6

Глава 1

Первоначальные химические понятия и теоретические представления 8

§ 1. Химия и химические явления 8

Практическое занятие 1

Ознакомление с правилами безопасной работы в химической лаборатории. Химическая посуда и нагревание веществ 13

§ 2. Построение теоретических знаний 19

§ 3. Чистые вещества и смеси 26

§ 4. Методы разделения и очистки веществ 30

§ 5. Характеристика химической реакции 35

§ 6. Сущность химической реакции.
Закон сохранения массы веществ 40

§ 7. Развитие представлений о простом и сложном веществе.
Химические элементы 45

§ 8. Знаки химических элементов 50

§ 9. Массовая доля химического элемента в веществе.
Закон постоянства состава вещества 55

§ 10. Относительные атомные массы химических элементов 60

§ 11. Относительная молекулярная масса вещества.
Закон Авогадро 66

§ 12. Химическая формула вещества 71

§ 13. Валентность химических элементов 74

§ 14. Названия бинарных веществ 79

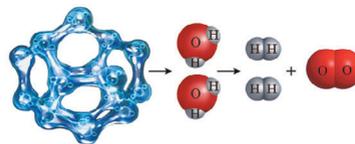
§ 15. Молярная масса вещества. Молярный объём вещества 82

	§ 16. Уравнение химической реакции	87
	§ 17. Расчёт количества вещества по уравнению реакции	91
	Обобщение учебного материала главы 1	93
	Глава 2	
1	Вещества и их превращения	98
	§ 18. Становление в науке представлений о простых веществах – металлах и неметаллах	98
2	§ 19. Металлы в природе. Первые представления о химических свойствах металлов	103
	§ 20. История открытия кислорода. Состав воздуха	112
	§ 21. Аллотропные модификации кислорода. Получение кислорода и озона	117
3	§ 22. Химические свойства кислорода. Применение кислорода . . .	123
	<i>Практическое занятие 2</i> <i>Получение кислорода и изучение его свойств</i>	129
	§ 23. Расчёты по уравнению химической реакции	132
4	§ 24. История открытия водорода. Получение и физические свойства водорода	136
	§ 25. Химические свойства водорода. Применение водорода	141
	<i>Практическое занятие 3</i> <i>Получение водорода и изучение его свойств</i>	146
	§ 26. Углекислый газ и его получение	148
	§ 27. Оксид кальция. Свойства и применение	152
	Обобщение учебного материала главы 2	157
	Глава 3	
	Классы неорганических веществ	161
	§ 28. Кислотные оксиды	161
	§ 29. Общие свойства кислот	166
	§ 30. Классификация кислот. Особые свойства некоторых кислот. .	171
	§ 31. Основные оксиды	175
	§ 32. Основания	179
	§ 33. Реакция нейтрализации. Соли	185
	§ 34. Химические свойства солей	189

§ 35. Растворы. Массовая доля вещества в растворе	194
§ 36. Классификация неорганических веществ	199
§ 37. Генетические связи между неорганическими веществами различных классов	202
<i>Практическое занятие 4</i> Решение экспериментальных задач по теме «Свойства основных классов веществ»	205
Обобщение учебного материала главы 3	206
Глава 4	
Периодический закон Д.И. Менделеева. Строение атома	210
§ 38. Необходимость систематизации химических элементов	210
<i>Практическое занятие 5</i> Амфотерные оксиды и гидроксиды	216
§ 39. Попытки систематизации химических элементов.	217
§ 40. Открытие Периодического закона	223
§ 41. Структура Периодической системы химических элементов	230
§ 42. Роль Периодического закона в выявлении фактов, необъяснимых с позиций атомно-молекулярной теории	234
§ 43. Становление представлений о строении атома	237
§ 44. Электронная оболочка атома	244
§ 45. Описание химического элемента по положению в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева	251
Обобщение учебного материала главы 4	257
Приложения	260
Таблица 40. Относительная атомная масса некоторых химических элементов	260
Таблица 41. Валентность некоторых химических элементов	260
Таблица 42. Кислоты и названия их солей	261
Таблица 43. Растворимость оснований, кислот и солей в воде	261
Таблица 44. Ряд активности металлов	262
Таблица 45. Цвет индикаторов в различных средах	262
Образовательные ресурсы для изучения химии	262
Ответы на задания самоконтроля.	263
Предметно-именной указатель	269

ОТ АВТОРОВ

Как пользоваться учебником



Вы впервые взяли в руки учебник химии. Вас ждёт интересный, почти волшебный мир веществ и химических превращений. От того, насколько вы захотите понять этот довольно сложный мир, во многом будет зависеть уровень вашей образованности. Только по-настоящему образованный человек способен объяснить сущность многих химических явлений, с которыми он сталкивается в жизни, и определить последствия воздействия различных веществ на окружающую среду. Дважды лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг любил в шутку повторять: «Химики — те, кто на самом деле понимают мир».

Каждый параграф учебника начинается с пояснения того, что вы узнаете, познакомившись с его содержанием. Это своеобразное введение к параграфу выделено цветом.

Текст каждого параграфа построен в форме ответов на заданные вопросы. Это позволит вам при чтении обратить внимание на наиболее существенные моменты.

Важные определения, приводимые в тексте, помещены между тройными линейками и выделены цветом. Обязательно осмыслите эти определения и постарайтесь несколько раз сформулировать их самостоятельно.

Во многих параграфах даётся описание опытов. На уроках часть этих опытов вам покажет учитель. Большинство же из них вы будете проводить сами. При освоении материала параграфа вспомните, как выполнялись эти опыты и что вы наблюдали. Постарайтесь самостоятельно сделать выводы и сравнить их с теми, которые формулируются в учебнике. От того, насколько правильно вы научитесь делать выводы по результатам опытов, во многом зависят ваши возможности в познании химии. Фотографии результатов многих опытов приведены в учебнике. Видеозаписи большинства опытов вы сможете посмотреть, используя ресурсы, перечисленные в приложении.

Во многих параграфах приведены исторические сведения, биографии выдающихся учёных. Соответствующие тексты выделены линейками и набраны другим шрифтом. Не считайте этот материал второстепенным и не исключайте его из своего внимания. В учебнике часто обсуждается, каким образом учёные «добывали» новые знания. Имейте в виду, что важны не только знания о сущности различных химических явлений, но и каким образом учёным удалось понять их суть. От понимания этого также зависят ваши успехи в познании химии. Тексты, посвящённые объяснению сущ-

ности процесса научного познания, обозначены условным знаком, изображающим сову.

Каждый параграф завершается подведением кратких итогов. Этот текст, на цветном листе из блокнота под цвет данной главы, выделен шрифтом. После изучения материала параграфа внимательно прочтите «краткие итоги». Вдумайтесь, всё ли вам понятно. Усовершенствовать и проверить свои знания вы сможете, ответив на вопросы и выполнив задания к параграфу. При выполнении ряда заданий вам потребуются дополнительные сведения. Они содержатся в приложении, помещённом в конце учебника.

Задания в конце параграфов различаются по своему предназначению.



Обучающие задания. Предназначены для работы в классе. Как правило, при сотрудничестве с соседом или в микрогруппах по 4 ученика. Эти задания направлены на освоение нового материала.



Задания для закрепления знаний и умений. Эти задания могут быть выполнены в классе или дома. Они направлены на совершенствование новых знаний, полученных на уроке.



Задания для применения полученных знаний и умений. Эти задания также могут выполняться в классе или дома. При работе над этими заданиями нужно научиться использовать новые и полученные ранее знания и умения.



Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации. Эти задания, как правило, выполняются дома с использованием дополнительной литературы, компьютера и сетевых ресурсов. Перечень таких ресурсов приведён в приложении.



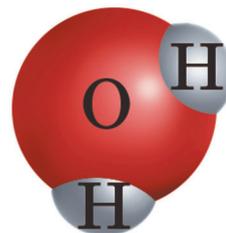
Задания для самоконтроля. Эти задания также могут выполняться в классе или дома. Цель таких заданий — самопроверка усвоения материала темы.



Дополнительная информация по изучаемой теме. Тексты, посвящённые объяснению сущности процесса научного познания, обозначены знаком совы.

Если вы не помните какое-либо определение, формулу вещества или забыли сведения о том или ином учёном, обратитесь к предметно-фамильному указателю, который помещён в конце учебника. Найдите то, что вас интересует, и прочтите материал, помещённый на указанной странице.

Желаем вам успехов в изучении химии.



ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ



Рис. 1

§ 1. Химия и химические явления

Вы приступили к изучению нового школьного предмета, который называется **химия**. Наряду с биологией, физикой и физической географией, химия относится к естественным наукам. И как каждая наука о природе химия имеет свои особенности. Рассмотрим их подробнее.

Посмотрите на рисунок 1. Люди, долина реки, горы, растения, собака, костёр и предметы, с которыми вы часто соприкасаетесь и о которых, возможно, ничего не знаете, имеют отношение к химии. Все они состоят из великого множества различных веществ.

Вещества — это то, из чего состоит окружающий нас мир, окружающие нас предметы (физические тела).

Из курса физики вам известно, что такое физическое тело. Вспомните, например, электрический провод — физическое тело. Он может быть алюми-

ниевый, медный или серебряный. Алюминий, медь и серебро — примеры веществ. Таким образом, *физическое тело может состоять из различных веществ.*

Что такое химическая реакция?

При изучении физики вы познакомились с различными физическими явлениями. Например, кипение воды приводит к её испарению (рис. 2). Вода переходит в газообразное агрегатное состояние. При низкой температуре она замерзает. Образуется лёд. Лёд — твёрдое агрегатное состояние воды.

Кроме физических явлений, в окружающем мире мы можем наблюдать и химические процессы.

Рассмотрим пример химического явления. Представьте себе, как горит костёр (рис. 3 а). В процессе горения происходит превращение веществ. Вещества, входящие в состав дров, превратились в другие вещества, которые входят в состав дыма и золы (рис. 3 б). Вещества, входящие в состав дров, называются *исходными веществами* горения. Вещества, входящие в состав золы и дыма, — *продуктами реакции* горения.

К **химическим явлениям** относят процессы, приводящие к превращению веществ.

Химические явления иначе называют **химическими реакциями**. Вещества, вступающие в химическую реакцию, называют исходными веществами. Вещества, получающиеся в результате химической реакции, называют продуктами реакции.

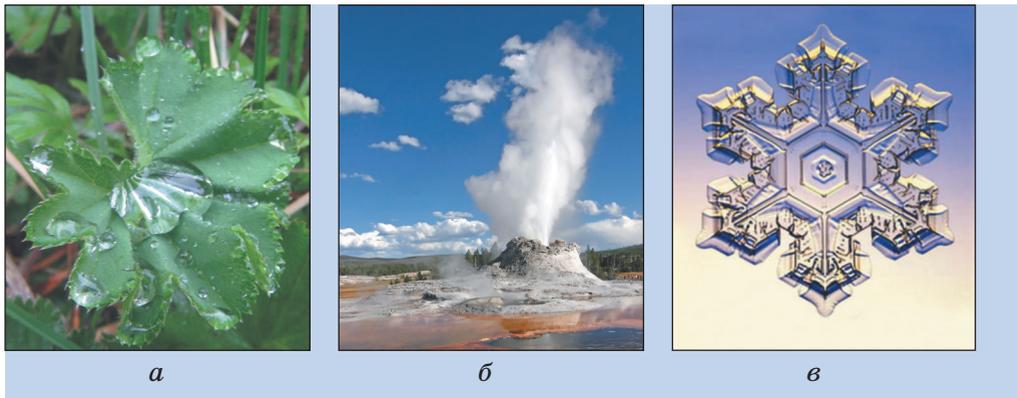


Рис. 2. Три агрегатных состояния воды:

а) вода — жидкость; б) вода — пар; в) вода — лёд



Рис. 3. Горение дров — химический процесс:
а — процесс горения; б — результат горения

Что такое химия как наука?

Все окружающие нас объекты состоят из множества веществ. Эти вещества обладают различными свойствами и зачастую превращаются друг в друга. Процессы превращения одних веществ в другие происходят и в живых организмах. Изучение свойств веществ, составляющих живую и неживую природу, позволяет их грамотно использовать и не наносить вред природе.

Химия находит широкое распространение в быту и других сферах деятельности человека. Благодаря красителям наша одежда и многие окружающие объекты имеют яркие цвета.

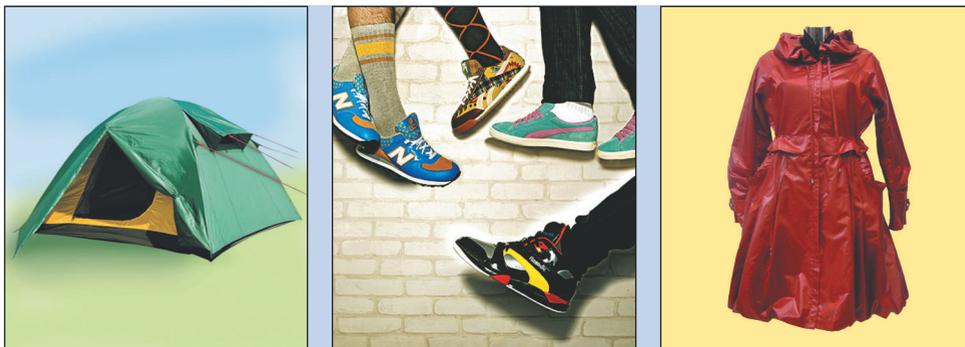


Рис. 4. Изделия из синтетических тканей

Туристическая палатка, кроссовки, плащи и много других вещей (рис. 4) изготовлены из синтетических тканей (лавсан, капрон, нейлон и др.). Их получают в результате различных химических реакций.

Сталь, из которой сделан корпус различных транспортных средств (рис. 5), получают из железной руды в ходе многих химических реакций. В состав резины, из которой выполнены покрышки автомобилей и самолётов, входят вещества, производимые на химических предприятиях. Транспортные средства заправляются топливом, в состав которого входят вещества, полученные из нефти. В двигателе топливо сгорает. Это не что иное, как превращение веществ. В ходе поездки водитель осуществляет управление химическими превращениями, протекающими в двигателе.

После рассмотрения нескольких примеров мы уже сможем дать определение химии как науки.



Рис. 5. В производстве транспортных средств большое значение имеет химическая промышленность

Химия — это наука о веществах и химических реакциях.

Химия — это наука об использовании веществ и химических реакций.

Краткие итоги параграфа

- В состав всех окружающих нас предметов и природных объектов (физических тел) входит множество веществ.
- Физическое тело может состоять из различных веществ.
- В отличие от физических явлений, химические явления (химические реакции) приводят к превращению одних веществ в другие вещества.

- Вещества, вступающие в химическую реакцию, называют исходными веществами. Вещества, получающиеся в результате химической реакции, называют продуктами химической реакции.
- Изучение веществ и химических реакций неживой природы позволяет грамотно и рационально использовать природные ресурсы.
- Химические процессы лежат в основе получения металлов, пластмасс, каучука, красителей, синтетических волокон, фармацевтических препаратов и т.д.

Обучающие задания



1. Заполните таблицу 1, перечертив её в тетрадь:

Таблица 1. Вещества и физические тела

Физическое тело	Вещества, из которых может состоять физическое тело

Данные для таблицы: скрепка, сумка, мрамор, стол, сталь, капля, банка, мяч, древесина, стекло, вода, резина, полиэтилен, плитка, ацетон.

2. Приведите примеры веществ и химических реакций, которые используются: а) в кулинарии; б) в сельском хозяйстве; в) в медицине; г) в строительстве; д) в быту; е) в машиностроении.

Задание целесообразно выполнять в группах по 4 человека.

Задания для закрепления знаний и умений



3. Какие из перечисленных явлений нельзя отнести к химическим: а) плавление льда, б) скисание молока, в) запотевание стенок стакана с холодной водой при внесении его в тёплое помещение, г) сбивание масла из сливок.
4. При нагревании сливочного масла происходят следующие изменения: вначале масло плавится, а при более высокой температуре начинает темнеть. В каком случае наблюдается химическое явление?

Задания, требующие работы с дополнительными источниками информации



5. Составьте рассказ о поездке на природу. Покажите, с какими веществами и химическими реакциями вы столкнулись во время этой поездки.

Задания для самоконтроля



A1. Только вещества перечислены в ряду

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------------|
| 1) гвоздь, дерево, кирпич | 3) мяч, часы, шерсть |
| 2) стекло, графит, полиэтилен | 4) брезент, кольцо, электропровод |

A2. К химическому явлению относится

- 1) выпадение росы в утреннее время
- 2) сдувание воздушного шарика
- 3) запекание мяса в духовке
- 4) свечение электрической лампочки

Практическое занятие 1

ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ПРАВИЛАМИ БЕЗОПАСНОЙ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ. ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА И НАГРЕВАНИЕ ВЕЩЕСТВ

Для химии большое значение имеет эксперимент. За многовековую историю химии учёные проделали огромное количество опытов. Многие опыты проходили удачно, но были и такие, которые заканчивались трагедией. Учёные-экспериментаторы лишились здоровья и даже жизни.

За долгие века развития химии выработаны правила безопасной работы в химической лаборатории, которые химики соблюдают неукоснительно. Прочтите приведённые ниже правила и вдумайтесь в смысл каждого пункта. Обязательно соблюдайте их при выполнении опытов.

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОЙ РАБОТЫ В ШКОЛЬНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. В химической лаборатории следует работать только в присутствии учителя.
2. К выполнению опыта приступайте только после изучения инструкции.

3. При выполнении работы соблюдайте тишину.
4. Содержите рабочее место в чистоте.
5. Во время проведения опыта старайтесь не касаться руками лица и особенно глаз. Руки могут быть загрязнены едкими веществами.
6. Не пробуйте вещества на вкус.



Рис. 6. Ознакомление с запахом вещества

7. Знакомьтесь с запахом веществ осторожно. Для этого небольшое количество вещества переносят в колбу (или пробирку) и лёгким движением руки направляют воздух от колбы к носу (рис. 6).
8. Для опытов следует брать вещества в количестве не большем, чем это указано в рекомендации к опыту.
9. Никогда не прикасайтесь к веществам руками. Твёрдые вещества берите из банки ложкой, шпателем или сухой пробиркой.
10. Жидкие вещества приливают из склянки в сосуд, в котором проводится опыт, понемногу: 1–2 мл. При этом склянку с жидкостью следует держать рукой за верхнюю её часть над этикеткой. Перемешивают жидкость с помощью стеклянной палочки.
11. Не загромождайте рабочее место предметами, ненужными для выполнения опыта.
12. Банки и склянки с веществами должны иметь этикетки с названием вещества. Не используйте вещества из банок и склянок без этикеток. Пробки от банок и склянок с веществами кладите на стол загрязнённой стороной вверх. Каждая банка и склянка должна закрываться только своей пробкой.
13. Для опытов используйте только чистую посуду. Посуду с трещинами использовать нельзя.
14. Помните, что стеклянная посуда хрупкая. При небрежном обращении она может разбиться, а осколки стекла могут поранить руки. В случае порезов немедленно обратитесь к учителю. Не убирайте осколки стекла руками. Для этого следует использовать веник и совок.

15. При нагревании жидкого вещества или раствора следите за тем, чтобы горлышко сосуда не было направлено в вашу сторону или в сторону соседа. Не наклоняйтесь над нагреваемой жидкостью. Брызги могут повредить лицо и глаза. В случае ожога немедленно обратитесь к учителю.
16. Не берите нагреваемую посуду руками. Для этой цели используйте тигельные щипцы или пробиркодержатели.
17. Осторожно обращайтесь с огнём. Если произошло возгорание, то позовите учителя. Вспыхнувшие вещества засыпают песком или накрывают влажным полотенцем. Вспыхнувшую одежду тушат с помощью одеяла, которое имеется в любой химической лаборатории.
18. После окончания опыта убирают рабочее место и моют посуду. Оставшиеся после опыта вещества нельзя сливать в канализацию или выбрасывать в урну для мусора.

УСТРОЙСТВО ЛАБОРАТОРНОГО ШТАТИВА И ЕГО СБОРКА

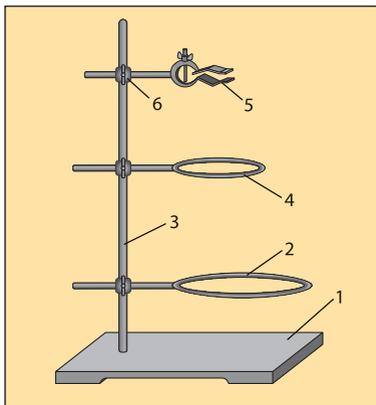


Рис. 7. Лабораторный штатив:

- 1 — подставка; 2 — большое кольцо;
3 — стержень; 4 — малое кольцо; 5 —
лапка; 6 — муфта

При выполнении опытов часто используется лабораторный штатив. Его устройство показано на рисунке 7.

Задание 1. Соберите штатив, как это показано на рисунке 7. Действуйте в следующем порядке:

- 1) прикрутите стержень к подставке штатива. Обратите внимание на массивность подставки штатива, такая подставка обеспечивает штативу устойчивость;
- 2) закрепите на стержень муфты (рис. 8);
- 3) закрепите муфтой кольцо или лапку, как это показано на рисунке 8;
- 4) зарисуйте штатив в тетради.



Рис. 8. Закрепление муфты на стержне штатива и лапки в муфте

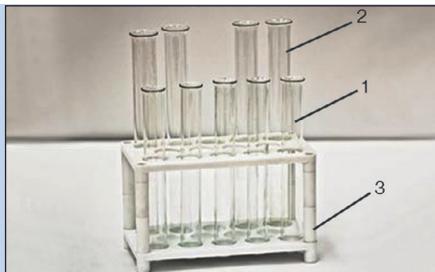


Рис. 9. Используемые в лаборатории пробирки:

1 — малая пробирка; 2 — большая пробирка; 3 — штатив для пробирок

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА И ОБРАЩЕНИЕ С НЕЙ

Для проведения опытов вам понадобятся пробирки, различного вида колбы, химические стаканы, мензурки.

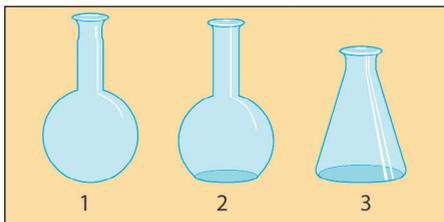


Рис. 10. Некоторые виды колб:

- 1 — круглая круглодонная;
- 2 — круглая плоскодонная колба;
- 3 — коническая плоскодонная колба (колба Эрленмейера)

Задание 2. Рассмотрите выданные вам пробирки (рис. 9).

Задание 3. В химической лаборатории используется много различных колб. Некоторые из них показаны на рисунке 10.

Ознакомьтесь с внешним видом, выданных вам колб. Обратите внимание, что колбы бывают круглые и конические. Кроме того, дно у колбы может быть круглым или плоским, поэтому колбы называют плоскодонными или круглодонными.

Задание 4. В лаборатории широко используются химические стаканы. Стаканы различаются по размеру (рис. 11). На некоторых стаканах наносится шкала, с помощью которой можно определить объём вещества или раствора¹.

¹ Более точно объём определяется с помощью мерного цилиндра. Вы с ним знакомы на уроках физики.

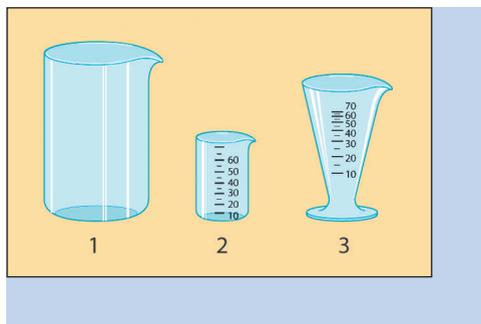


Рис. 11. Химические стаканы:

1 — большой стакан; 2 — малый стакан со шкалой объёма; 3 — мензурка

Зарисуйте химическую посуду в тетради.

НАГРЕВАНИЕ ПЛАМЕНЕМ



Рис. 12. Строение пламени:

a — тёмная, не горячая часть пламени; *б* — яркая, горячая часть пламени; *в* — не яркая, самая горячая часть пламени

Одной из важных операций при выполнении опытов является нагревание. Нагревание можно проводить открытым пламенем и с помощью электронагревательных приборов. На практическом занятии вы познакомитесь с нагреванием открытым пламенем.

Прежде всего, познакомимся со строением пламени на рисунке 12.

Тёмная внутренняя часть пламени имеет относительно низкую температуру (около 350 °С). Температура средней яркой части пламени — выше (около 900 °С). Самая горячая внешняя часть пламени (около 1200 °С). Именно в эту часть помещают нагреваемый объект.

Задание 5. Снимите колпачок со спиртовки и зажгите фитиль (рис. 13). Внимательно рассмотрите горящее пламя. Зарисуйте строение пламени в тетради. Потушите спиртовку, накрыв её колпачком.

Внимательно рассмотрите выданные вам химические стаканы. Обратите внимание на то, что они имеют так называемый носик, который позволяет аккуратно переливать жидкость из стакана в стакан или другой сосуд. Химические стаканы выполнены из тонкого стекла. Это стекло термостойкое, поэтому в них можно проводить нагревание. Химический стакан конической формы со шкалой объёма часто называют мензуркой. Мензурка для нагревания веществ не используется, т.к. стекло, из которого она изготовлена, не термостойко.

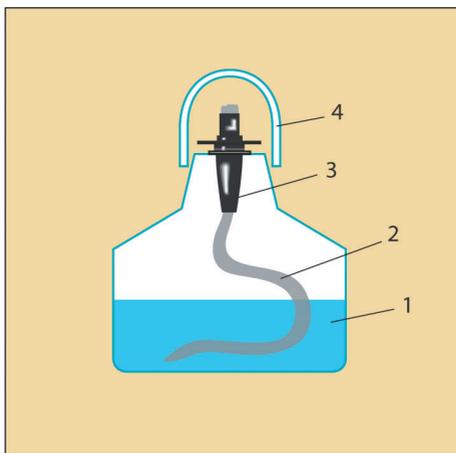


Рис. 13. Устройство спиртовки и её зажигание:

1 — резервуар; 2 — фитиль; 3 — трубка с диском; 4 — колпачок



Рис. 14. Нагревание жидкости в пробирке на открытом пламени



Рис. 15. Нагревание жидкости в колбе

Задание 6. В пробирку налейте 1–2 мл воды. Закрепите пробирку в пробиркодержателе. Снимите со спиртовки колпачок и зажгите фитиль. Нагрейте воду в пробирке, как это показано на рисунке 14. При этом направляйте горлышко пробирки от себя и от соседа. Для равномерности нагрева пробирку в пламени нужно постоянно перемещать. Обратите внимание на то, что жидкость в пробирке кипятить нельзя. После окончания нагревания потушите пламя спиртовки, накрыв её колпачком.

Задание 7. Вещества можно нагревать в колбе. Рассмотрите прибор, показанный на рисунке 15. Для нагревания колба с жидкостью размещается на кольце штатива и закрепляется с помощью лапки штатива. На кольцо штатива кладут огнезащитную прокладку, что позволяет избежать местных перегревов нагреваемой жидкости.

Колба может быть заполнена жидкостью на $1/4$ часть своего объёма. В отличие от нагревания в пробирке жидкость в колбе можно кипятить.

Зарисуйте в тетради прибор для нагревания жидкости в колбе.

Вопросы и задания

1. Почему вещества нельзя пробовать на вкус?
2. Почему склянка с жидкостью берётся таким образом, чтобы рука загоразживала этикетку?
3. Почему при ознакомлении с запахом вещества не следует сосуд подносить близко к носу?
4. Почему жидкость нельзя кипятить в пробирке, а в колбе — можно?
5. Почему не следует допускать, чтобы горло сосуда во время опыта было направлено на вас или на соседа?

§ 2. Построение теоретических знаний

На вопрос, почему то или иное вещество вступает в различные химические реакции, можно ответить, «заглянув», как устроено вещество на микроуровне. Вам известно, что вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Но как учёные «увидели» атомы и молекулы? Ведь внутренний микромир веществ нельзя рассмотреть даже с помощью мощного микроскопа. Однако учёные нашли способ познания микромира.

Что такое модель и моделирование?

Химики изучают микромир с помощью уникального способа, который называется **метод моделирования**. Познакомимся с этим методом сначала на простых примерах.

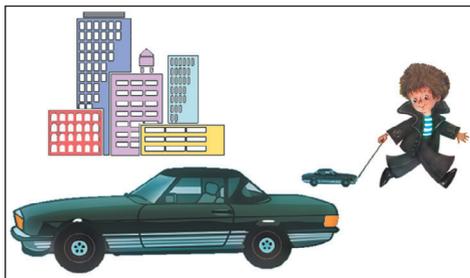


Рис. 16. Автомобиль и его модель

Игрушечный автомобиль можно представить как модель реального автомобиля (рис. 16), в той или иной мере отражающую его свойства. Изучая модель (игрушку), ребёнок познаёт реальный автомобиль.

В первые годы своей жизни маленький ребёнок начинает активно познавать всё вокруг. Ребёнок видит, как по дороге едет автомобиль. Он видит, что автомобиль имеет четыре колеса, управляется водителем, в процессе движения гудит.

Когда ребёнку дарят игрушечный автомобиль, он, играя с ним, подражает его работе — передвигает, гудит, воспроизводя шум мотора.

В приведённом примере настоящий автомобиль представляет собой реальный объект. Игрушечный автомобиль можно представить как модель реального автомобиля

Модель — наши представления о сущности реальных объектов или явлений природы. Модель может быть выполнена из какого-либо материала, отображена с помощью различных условных обозначений, математических формул, а также может существовать только в нашем воображении.

Моделирование — это способ познания реального мира путём постоянного уточнения наших представлений о нём, т.е. при помощи построения и перестроения моделей. Уточнение осуществляется на основании учёта новых фактов, не согласующихся с ранее построенной моделью.

Что такое построение модели по косвенным данным?

За объектами микромира невозможно наблюдать непосредственно. Поэтому **теоретические представления о веществах и их превращениях**

создаются по косвенным данным. Чтобы понять, как это делается, рассмотрим ещё пример из жизни.

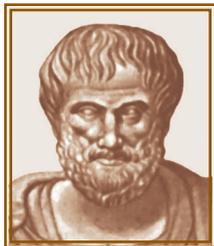
Два друга во время поездки на дачу замечают на берегу озера рыбаков с удочками. Хотя они не видели, чтобы кто-то из них поймал рыбу, друзья делают вывод о том, что в озере водится рыба.

Прямым доказательством наличия рыбы в озере была бы пойманная рыба. Присутствие на берегу рыбаков является косвенным основанием для вывода о наличии рыбы.

Какой был самый главный вопрос в истории становления химии как науки?

Появление в науке теоретических представлений о веществе и о химической реакции во многом связано с ответом на, казалось бы, простой вопрос: *можно ли из одного вещества в процессе химических превращений получить любое другое вещество, или в этом имеются какие-то ограничения?* Ответ на этот вопрос многие века требовал от философов и исследователей предложения различных моделей для объяснения внутреннего устройства веществ и сущности химических превращений.

В чём суть модели Аристотеля?



Аристотель (384—322 гг. до н.э.)

Древнегреческий учёный и философ. Учился в академии Платона в Афинах (367—347 гг. до н.э.).

Выдающийся педагог. Был учителем Александра Македонского (343—335 гг. до н.э.). В 335 г. до н.э. основал свою философскую школу, названную Ликеем. Предложил философские представления о взаимодействии стихий, послуживших теоретической основой науки около двух тысяч лет.

Аристотель представлял огонь, воду, воздух и землю как неделимые элементы, которые могут превращаться друг в друга, а также соединяться, образуя новые более сложные тела. Соединение элементов с противоположными свойствами он считал невозможным: огонь не может соединиться с водой, а воздух — с землёй.

В соответствии с моделью Аристотеля из одного вещества можно получить какое угодно вещество. Главное — найти условия, при которых оно образуется. Например, эта модель не исключала получение из меди золота.

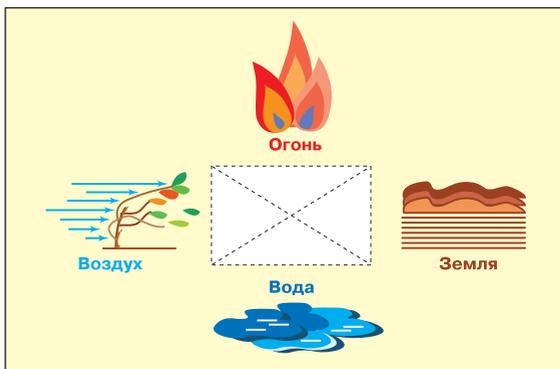
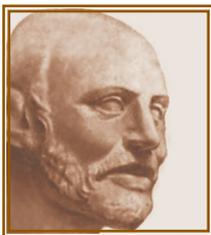


Рис. 17. Модель взаимосвязи и взаимодействия стихий Аристотеля

Модель Аристотеля владела умами философов и исследователей около двух тысяч лет. Это объясняется тем, что до XVI в. противоречия этой модели с реальностью были неочевидны.

Как у Демокрита появилась идея о существовании атомов?



Демокрит (около 460—370 гг. до н.э.)

Древнегреческий философ. Ученик философа Левкиппа. Крупнейший представитель учения об атомах. Признавал вечность материи и считал, что она состоит из неделимых частиц — атомов, различного сочетании которых образует бесчисленное множество веществ. Утверждал, что атомы движутся. Предложил учение о естественном возникновении и развитии мира. Высказал догадку о существовании микроорганизмов, вызывающих тяжёлые заболевания человека.

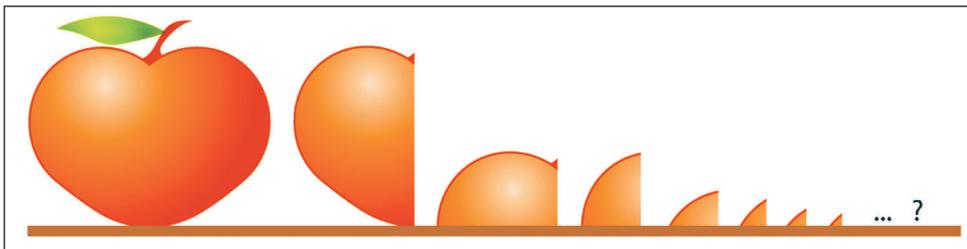


Рис. 18. Деление яблока пополам, а каждой половины опять пополам

Демокрит рассуждал следующим образом. Если яблоко разделить пополам, то получится две половины. Если каждый раз делить получающуюся часть на две, то получатся четверти, затем восьмые, шестнадцатые и т.д.

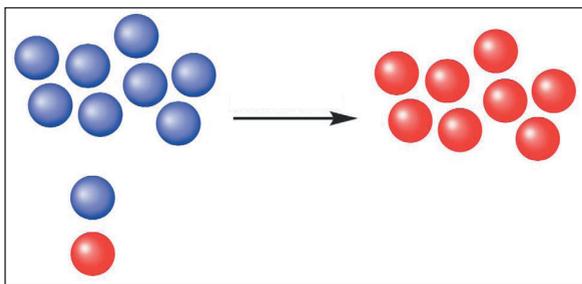


Рис. 19. Модель, объясняющая предел превращения веществ

(рис. 18). Есть ли предел деления на две части? В результате он пришёл к умозаключению, что пределом деления на две половины будет неделимая частица — *атом* (греч. *atomos* — неделимый). Далее он полагал, что благодаря особенностям своих размеров и форм (выступы, углубления, зубцы, крючки) атомы могут объединяться друг с другом, образуя соединения с новыми свойствами.

В соответствии с моделью Демокрита *из одного вещества невозможно получить любое другое вещество*. Если неделимые атомы различаются, то из вещества, составленного из одного вида атомов, нельзя получить вещество, составленное из другого вида атомов (рис. 19).

Как возникла наука химия?

Химия как наука стала формироваться вместе с атомно-молекулярной теорией (моделью). Начало разработки этой теории положил Роберт Бойль в XVII в. Он отверг представления Аристотеля о взаимодействии стихий, ввёл в химическую науку количественные измерения и приступил к экспериментальным доказательствам истинности атомистических идей Демокрита. Эта работа была продолжена многими поколениями учёных, например нашим соотечественником М.В. Ломоносовым (1711—1765), который один из первых опирался в своих исследованиях на атомно-молекулярную модель и внёс большой вклад в доказательство её истинности.



Роберт Бойль (1627—1691)

Выдающийся английский физик и химик.

Он считал, что химия должна добиться истинной самостоятельности путём отделения от алхимии и от медицины. Ввёл в химию экспериментальный метод исследования, основанный на количественных измерениях. Исходя из идей об атомном устройстве веществ, объяснил сущность химической реакции. Был убеждён, что атомы в ходе химических реакций остаются неизменными.

На основе атомистической теории дал объяснение агрегатным состояниям вещества.

В чём суть атомно-молекулярной теории (модели)?

Приведём основные положения атомно-молекулярной теории (АМТ).

1. Вещества состоят из молекул.
2. Между молекулами есть промежутки.
3. Молекулы находятся в постоянном движении.
4. Молекулы взаимодействуют между собой (притягиваются или отталкиваются).
5. Молекулы состоят из атомов.
6. В ходе химических реакций молекулы разрушаются, а атомы не изменяются.



Теория отличается от философских представлений тем, что её основные положения доказываются экспериментально. Р. Бойль и М.В. Ломоносов одними из первых стали использовать эксперимент для доказательства правильности теоретических моделей.

О том, как были доказаны основные положения атомно-молекулярной теории, вы узнали при изучении физики. В курсе химии мы рассмотрим доказательства, имеющие большое значение для объяснения химических явлений.

Краткие итоги параграфа

- Микромир не поддаётся непосредственному наблюдению. Сущность химических явлений познаётся путём построения и перестроения моделей по косвенным данным, т.е. с помощью моделирования.
- Модели — это наши представления о сущности явлений природы.
- Научные теории (теоретические модели) не являются застывшей истиной. Рано или поздно появляются факты, на основании которых приходится их дорабатывать, перестраивать или вообще предлагать новые теории. Это связано с тем, что реальный мир всегда разнообразнее, чем теоретические модели, отражающие его сущность.
- В процессе становления химии как науки существовали разные модели устройства вещества. Так, ещё за 400—300 лет до н.э. появилась модель Аристотеля о взаимодействиях стихий, которая использовалась около 2000 лет. Возникшая в то же время модель атомного устройства вещества Демокрита долгое время не находила поддержки.

- На рубеже XVII—XVIII в., когда учёные научились делать количественные измерения и проводить экспериментальные доказательства, в химии утвердилась атомно-молекулярная теория, опираясь на положения которой учёные смогли объяснить многие химические явления и получать новые вещества.

Обучающие задания



1. Приведите пример, в котором было бы показано, как сформировалось какое-либо представление по косвенным данным.
2. Как можно объяснить с позиций атомно-молекулярной теории следующие явления: а) замерзание воды; б) испарение спирта; в) растворение поваренной соли в воде; г) распространение запаха; д) горение угля; е) разложение воды под действием электрического тока.

Задание целесообразно выполнять в группах по 4 человека. Каждая группа рассматривает одно явление.

Задания для закрепления знаний и умений



3. Приведите пример одного физического и одного химического явления, дайте им объяснение с позиций известных вам теорий о строении вещества.

Задания для применения полученных знаний и умений



4. Прочитайте текст: «Сахар, который человек использует в пищу, продаётся в виде кубиков, собранных в коробку, в виде сахарного песка или сахарной пудры. То, что мы называем сахаром, — это почти чистое вещество — сахароза. Когда сахароза попадает в организм, под действием воды и кислоты с ней происходит процесс, называемый инверсия — постепенное образование глюкозы и фруктозы».

Объясните с использованием положений АМТ процессы измельчения сахара и инверсии сахарозы.

Задания, требующие работы с дополнительными источниками информации



5. Многие учёные считают, что у истоков зарождения химии находится алхимия. Возможно, вы слышали об алхимиках, которые пытались найти философский камень. Что такое алхимия и можно ли считать её наукой? Попробуйте ответить на этот вопрос, используя дополнительные источники информации.

§ 3. Чистые вещества и смеси

Обсудим, что такое чистое вещество и загрязнённое вещество, а также что такое смесь веществ.

1

Как узнать — чистое вещество или нет?

Взаимодействуя с окружающим миром, вам редко приходится иметь дело с *чистыми веществами*. Мыла, шампуни, зубные пасты, моющие средства, лекарственные препараты и многое-многое другое — часто это *смеси веществ*.

Чистое вещество часто называют **индивидуальным веществом**.

Смесь — это то, что образуется из двух и более веществ, не реагирующих между собой.

Вещества, составляющие смесь, называются **компонентами** или **ингредиентами**.

Компонент, масса которого в смеси существенно меньше, чем основного вещества, называется **примесью**. В этом случае говорят: вещество загрязнено.

Как определить — вещество индивидуально или содержит примеси?

Решение этой, на первый взгляд, простой задачи в истории науки оказалось достаточно сложным. Часто веществу приписывались свойства содержащихся в нём примесей. Нередко индивидуальным веществом считалась смесь веществ.



Так, долго используемые в науке представления Аристотеля о взаимодействии стихий невозможно было опровергнуть только потому, что учёные длительное время не видели различия между индивидуальными веществами и смесями. В опытах использовалась смесь веществ, а выводы делались о том, что из одного вещества можно получить любое другое вещество. Признаки, по которым можно судить об индивидуальности веществ, выработались на протяжении многих веков.

Изучение вопроса о признаках индивидуальности вещества начнём с простого опыта.

Опыт 1. Рассмотрите выданный серовато-белый образец поваренной соли и посмотрите на рисунок 20. Ответьте на вопросы:

1) Является ли образец индивидуальным веществом?

2) На основании чего вы сделали этот вывод?

Мы знаем, что поваренная соль — белый порошок, однако наблюдаем наличие как белых, так и серых крупинок.

Сделаем важные выводы.

1. Об индивидуальности вещества можно судить по присущим ему свойствам.

2. Индивидуальное вещество не может состоять из частей, обладающих различными физическими свойствами.

Для проверки правильности этих выводов обратимся к опыту.

Опыт 2. Поместим в стакан с обычной водой кусочек льда (рис. 21).

Лёд плавает на поверхности воды, т.е. жидкая вода и лёд обладают разными свойствами, в частности плотностью. Однако и лёд, и жидкость, в которой он находится, состоят из одного и того же вещества в разных агрегатных состояниях. Подобную систему смесь назвать нельзя.

На основании опыта сделаем уточнение в своих предыдущих выводах.

Вещество индивидуально, если обладает строго определёнными свойствами.

Индивидуальное вещество, находясь в одном из агрегатных состояний, не содержит частей с разными физическими свойствами.



Рис. 20. Фотография загрязнённой поваренной соли



Рис. 21. Вода и лёд

В процессе развития науки учёным постоянно приходилось решать проблемы, связанные с очисткой веществ и подтверждением их индивидуальности. Если всеми известными методами не удавалось обнаружить разные компоненты и разделить их, то данное вещество считалось индивидуальным.

Сохраняют ли вещества свои свойства в смеси?

Опыт 3. Вам выданы три образца индивидуальных веществ: поваренная соль, сахар и мел. Изучите их свойства, результаты внесите в таблицу 2, которую начертите в тетради.

Таблица 2. Сравнение свойств соли, сахара, мела

	Цвет	Растворимость в воде	Изменения при нагревании
Соль			
Сахар			
Мел			

Какие свойства позволяют различать исследуемые вещества?

Опыт 4. Вам выданы 3 образца поваренной соли: один — является индивидуальным веществом, два других содержат примесь мела или сахара. Определите состав каждого образца, используя данные, полученные в опыте 3. Результаты оформите в тетради в виде таблицы 3.

Таблица 3. Результаты определения примесей в соли

Действие	Образец № 1	Образец № 2	Образец № 3
Растворение в воде			
Нагревание			
Вывод			

Свойства поваренной соли растворяться в воде и не обугливаться при нагревании послужили признаком индивидуальности (чистоты) этого вещества. Сахар, находящийся в смеси с солью, проявил свою способность обугливаться при нагревании. И если с солью смешать мел, он всё равно не будет растворяться в воде. Из опытов можно сделать ещё один важный вывод.

Свойства веществ, находящихся в смеси, сохраняются.

Краткие итоги параграфа

- Индивидуальное вещество — чистое вещество, обладающее совокупностью характерных только для него свойств (например, цветом, растворимостью, плотностью, температурой плавления, температурой кипения и др.).
- Смесь может состоять из двух и более веществ.
- Вещества в составе смеси сохраняют свойства, что и позволяет установить, является образец индивидуальным веществом или представляет собой смесь.

1

Обучающее задание



1. Рассмотрите находящиеся в кабинете химии минералы и горные породы. Какие из них можно с уверенностью отнести к смесям? Запишите их названия в тетрадь.

Задание для закрепления знаний и умений



2. Приведите примеры смесей, используемых в быту.

Задание для применения полученных знаний и умений



3. Образец воды при нормальном давлении (101 кПа) закипел при 103 °С. Содержит ли эта вода примеси или представляет собой индивидуальное (чистое) вещество.

Задание, требующее работы с дополнительными источниками информации



4. Нефть не имеет постоянной температуры кипения. Образцы нефти, добытой из разных месторождений, имеют разные интервалы температур кипения. Узнайте о составе нефти и ответьте на вопрос, почему интервал температур кипения нефти столь велик — от 40 до 450 °С?

Задания для самоконтроля



- A1.** Индивидуальным (чистым) веществом является
- | | |
|--------------------|-----------------------|
| 1) поваренная соль | 2) вода в луже |
| 3) природная глина | 4) акварельные краски |
- A2.** Примесь железных опилок в порошке угля можно обнаружить
- | | |
|-----------------------|--------------------------|
| 1) по резкому запаху | 2) по тёмно-серому цвету |
| 3) при помощи магнита | 4) растворением в воде |

§ 4. Методы разделения и очистки веществ

Представим, что для опытов нужно чистое вещество. Однако в вашем распоряжении имеется смесь этого вещества с другим веществом. Как можно из смеси выделить содержащиеся в ней компоненты?

Можно ли очистить поваренную соль, загрязнённую речным песком?



Рис. 22. Растворение поваренной соли

Опыт 1. Изучите внешний вид выданной вам смеси. Частички песка видны невооружённым глазом. Первая мысль, которая может возникнуть, — выбрать эти частички вручную. Такой метод используют хозяйки для очистки, например, гречневой крупы.

Вспомните свойства поваренной соли и речного песка. Вы знаете, что поваренная соль растворяется в воде, а речной песок — нет. Различие этих свойств можно использовать для очистки соли. Внесите соль в химический стакан с водой и перемешайте стеклянной палочкой (рис. 22). При этом соль растворится, а речной песок — нет.

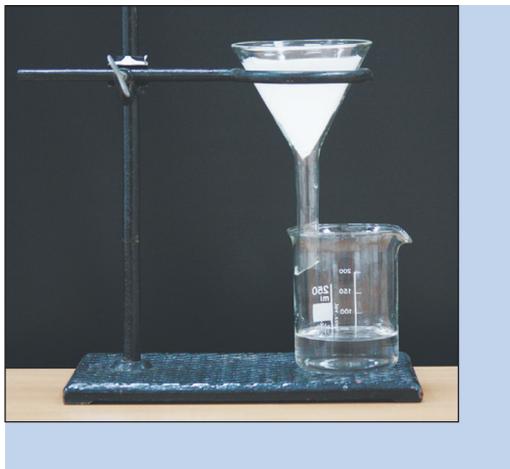


Рис. 23. Прибор для фильтрования

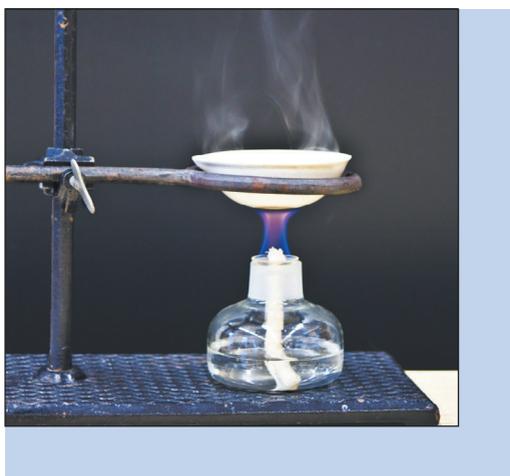


Рис. 24. Прибор для выпаривания воды

который можно использовать для проведения выпаривания, изображён на рисунке 24.

Налейте раствор в небольшую фарфоровую чашку, нагрейте её пламенем спиртовки. В результате вода закипает и испаряется, а соль остаётся.

Следующая стадия очистки — отделение речного песка от раствора. Это можно сделать с помощью **фильтрования**.

Для фильтрования раствора используется фильтровальная бумага. Эта бумага имеет множество мельчайших отверстий (пор), через которые проходит жидкость. Песчинки и другие частички, не растворимые в воде, не могут пройти через поры, поэтому при фильтровании раствор отделяется от нерастворимых примесей. Прибор для проведения фильтрования показан на рисунке 23.

Фильтровальная бумага укладывается в воронку, размещённую в кольце штатива. В неё порциями наливают раствор, который по каплям стекает в химический стакан. Чистый раствор называется **фильтратом**. Нерастворённое вещество, находящееся в жидкости или выделенное из жидкости, называется **осадком**.

На следующей стадии очистки осуществляется выделение соли из отфильтрованного раствора (фильтрата). Для этого из него выпаривают воду. При нагревании раствора вода испаряется, а соль — нет. Это свойство воды и используется для выделения соли методом **выпаривания**. Прибор,

На чём основано разделение любой смеси?

Обратите внимание, на каждой стадии очистки мы использовали различные свойства компонентов смеси. На первой стадии растворяли в воде соль. При этом речной песок не растворился. На второй стадии провели фильтрование. При фильтровании раствор прошёл через поры фильтровальной бумаги, а речной песок остался на поверхности фильтровальной бумаги. На третьей стадии выпарили воду. Проведённый опыт позволяет сделать вывод.

Разделение смесей веществ основано на различии свойств составляющих их компонентов.

Этот вывод мы будем использовать для предложения методов разделения или очистки различных веществ.

Можно ли из раствора выделить не соль, а воду?

Выпариванием воды мы выделили из раствора соль. Представьте себе обратную задачу. Нужно очистить воду от растворённых в ней примесей.

Для выделения жидкости из раствора, а также для разделения смеси жидкостей используется **перегонка**. Устройство лабораторного прибора для проведения перегонки показано на рисунке 25.

Температура паров определяется с помощью термометра. Когда температура смеси будет равна температуре кипения одного из компонентов,

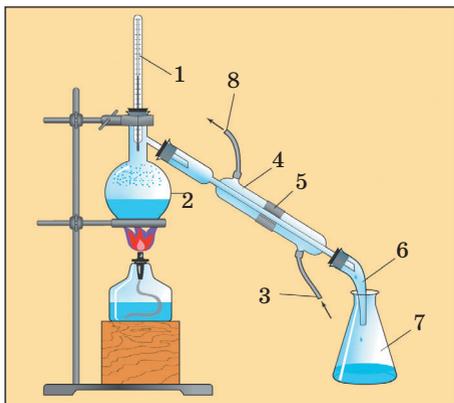


Рис. 25. Лабораторный прибор для перегонки воды:

1 — термометр; 2 — колба Вюрца; 3 — вход холодной водопроводной воды в холодильник Либиха; 4 — холодильник Либиха; 5 — лапка для удерживания холодильника Либиха (штатив не показан); 6 — аллонж; 7 — колба-приёмник Эрленмейера; 8 — выход воды из холодильника Либиха

жидкость в колбе Вюрца (рис. 25) закипает. Выделяющиеся пары поступают в холодильник Либиха, где они конденсируются. Образующиеся капельки жидкости стекают в приёмную колбу через специальную направляющую насадку, называемую *аллонжем*. Изменение температуры кипения, определяемое с помощью термометра, означает, что в холодильник стали поступать пары другого вещества. Для того чтобы собрать это вещество, к аллонжу приставляется другая чистая колба-приёмник.

Обращаем ваше внимание на то, что на рисунке 25 изображён прибор для перегонки негорючих или трудно воспламеняемых жидкостей.

А можно ли очистить воду от растворённых примесей без перегонки?



Товий Егорович Ловиц (1757–1804)

Родился в Германии, жил в России. В 1777 г. поступил в Петербургскую главную аптеку в качестве ученика аптекаря. В этой аптеке он проработал практически всю свою недолгую жизнь. Наиболее важные работы учёного посвящены очистке веществ методами кристаллизации из растворов и адсорбцией. Исследовал форму кристаллов многих веществ.

Для очистки веществ в химии широко используется *адсорбция*. Это явление открыл выдающийся российский химик-фармацевт Товий Егорович Ловиц. Проведём опыт.

Опыт 4. В пробирку с подкрашенной чернилами водой опустим таблетку активированного (очищенного) угля и встряхнём её. Полученный раствор профильтруем. Фильтрат окажется бесцветным.

Явление адсорбции, осуществляемое при контакте раствора с углём, объясняется тем, что атомы, составляющие поверхность угля, притягивают к себе молекулы других веществ. Уголь имеет очень большую площадь поверхности (рис. 26), поэтому на ней может «осесть» довольно много вещества.

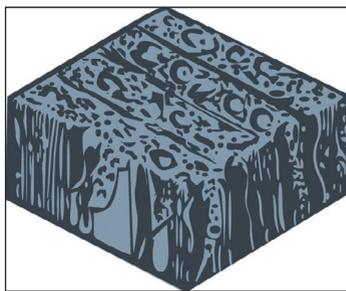


Рис. 26. Поверхность активированного, очищенного древесного угля

Адсорбция — это поглощение одного вещества поверхностью другого вещества (в рассмотренном случае древесного угля).

В настоящее время адсорбция широко применяется для очистки воды и воздуха. Например, домашние фильтры для воды содержат в качестве адсорбента активированный уголь.

1

Краткие итоги параграфа

- Вы познакомились с некоторыми методами очистки веществ и разделения смесей и узнали их сущность.
- Для выбора метода очистки вещества нужно знать различия свойств этого вещества и веществ, его загрязняющих.
- Для выбора метода разделения смеси используются различия свойств составляющих смесь компонентов.

Обучающие задания



1. Предложите метод разделения смесей веществ: 1) речного песка и воды; 2) подсолнечного масла и воды; 3) поваренной соли и воды; 4) железа и серы; 5) спирта и воды; 6) перманганата калия и воды.

Задания целесообразно выполнять в группе по 3—4 человека. Каждая группа должна подобрать и обосновать выбор метода разделения одной из смесей, пользуясь текстом параграфа. По итогам работы всех групп заполните таблицу 4, перечертив её в тетрадь.

Таблица 4. Методы разделения и очистки веществ

Название метода	Свойства компонентов смеси, на которых основано разделение	Примеры смесей

Задания для закрепления знаний и умений



2. Дополните таблицу 4 примерами смесей, объяснив, почему выбранный вами метод может применяться в каждом случае.

Примеры смесей: 1) вода + акварельная краска; 2) древесные опилки + подсолнечное масло; 3) железо + медь; 4) уксусная кислота + вода 5) спирт + кусочки пробки.

Задания для применения полученных знаний и умений



3. Представьте, что вы оказались на необитаемом острове, где нет пресной воды. Каким из перечисленных способов: выпаривание, фильтрование, перегонка вы будете производить очистку морской воды от растворённых в ней солей?

Задания, требующие работы с дополнительными источниками информации



4. Найдите информацию об устройстве бытовых фильтров для воды. Какие методы очистки веществ лежат в основе их действия?

Задания для самоконтроля



A1. Фильтрованием можно разделить смесь

- 1) уксусной кислоты и воды
2) машинного масла и воды

- 3) сахара и воды
4) мела и воды

A2. Для разделения смешивающихся жидкостей с разными температурами кипения можно применить

- A) перегонку
B) выпаривание

- 1) верно только A
3) оба утверждения верны

- 2) верно только B
4) оба утверждения неверны

§ 5. Характеристика химической реакции

Мир химических реакций чрезвычайно разнообразен. Чтобы лучше ориентироваться в мире реакций, нужно научиться давать им характеристику.

Что важно отразить при характеристике химической реакции?

По отношению к химической реакции химики используют некоторые образные выражения. Они говорят, что химическая реакция идёт, течёт

или протекает. Характеризуя химическую реакцию, указывают условия её начала и течения, а также признаки, по которым можно судить о течении реакции. Это направления, по которым характеризуют химические реакции. Проведём несколько примеров химических реакций и дадим им характеристику.

Вспомните, как горит костёр. Чтобы древесина загорелась, её нужно поджечь. В результате горения дров сначала образуется древесный уголь, затем он также сгорает. Для того чтобы костёр загорелся и продолжал гореть, необходим приток свежего воздуха. При горении выделяется свет и тепло. Вы наверняка замечали, что если костёр потушить, то остаётся древесный уголь. Остывший уголь, вынутый из костра, сам по себе не загорается. Для того чтобы он загорелся, его нужно поджечь.

Опыт 1. Внесём в пробирку крупинку сахара и нагреем пробирку. Сахар сначала расплавится, а через некоторое время образуется чёрный порошок — сажа. На стенках пробирки конденсируются капельки воды.

Дадим характеристику рассмотренным химическим процессам.

Что такое условия начала реакции?

К условиям начала химической реакции относят то, что следует осуществить для того, чтобы реакция пошла. Часто для начала протекания реакции необходимо соприкосновение реагирующих веществ. Однако одного соприкосновения реагирующих веществ нередко бывает недостаточно. Например, уголь может гореть на воздухе. Но он не будет гореть, если его не поджечь. Условия начала этой реакции — поджигание угля и обеспечение его соприкосновения с воздухом.

Для того чтобы началась реакция разложения сахара, его нужно сильно нагреть. Нагревание является условием начала этой реакции.

Химическая реакция начинается при определённых условиях. Если эти условия не выполняются, то химическое превращение невозможно.

Что такое условия течения реакции?

К условиям течения реакции относят действия, необходимые для продолжения реакции. Например, условием горения угля на воздухе является постоянный приток воздуха. Если приток воздуха прекратить, то горение также прекратится.

Обратимся к реакции разложения сахара. Какое следует выполнить условие, чтобы эта реакция продолжала протекать? Вы, наверное, уже сообразили. Для этого нужно продолжить нагревание. Если нагревание сахара прекратить, то химическая реакция остановится.

Химическая реакция протекает при определённых условиях. Если эти условия не соблюдаются, течение реакции прекращается.

1

Что такое признаки течения реакции?

В результате химической реакции образуется одно или несколько новых веществ. Об образовании продукта реакции можно судить по таким признакам течения реакции, как **выделение газа, выпадение осадка, изменение цвета**. Эти признаки реакции обусловлены тем, что продукты реакции отличаются по физическим свойствам от исходных веществ. Например, сахар — белый порошок, растворимый в воде. Продукт разложения сахара — сажа представляет собой чёрный, не растворимый в воде порошок.

Все внешние проявления, сопровождающие процесс образования вещества, также относятся к признакам течения реакции. Например, это может быть выделение или поглощение теплоты, выделение света.

Для процесса горения угля признаком, по которому мы судим, горит он или нет, является выделение тепла и света (появление огня).

К признакам реакции разложения сахара относятся изменение цвета, обусловленное образованием сажи, а также появление на стенках пробирки конденсата воды.

Как дают характеристику реакции?

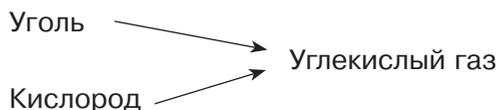
Итак, характеристикой химической реакции является описание отличительных особенностей химического превращения. Для того чтобы охарактеризовать химическую реакцию, сначала сообщают условия её начала и течения, а затем признаки, по которым можно судить о её течении.

Что такое реакция разложения и реакция соединения?

Часто в характеристике реакции указывают её тип. С типологией реакций вы ещё не знакомы, но уже знаете, что бывают реакции соединения, а бывают реакции разложения. Обсудим это подробнее.

В результате реакции соединения из нескольких веществ образуется одно. Горение угля можно отнести к реакции соединения. Уголь соединя-

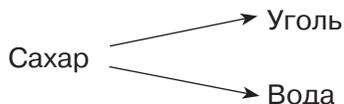
ется с кислородом воздуха (два исходных вещества), а образуется один продукт реакции — углекислый газ:



1

Реакция соединения — это химический процесс, в результате которого из двух и более веществ получаются одно вещество.

При разложении сахара из одного вещества получаются два вещества:



Реакция разложения — это химический процесс, в результате которого из одного вещества получаются два и более веществ.

Краткие итоги параграфа

- Химическая реакция начинается при определённых условиях. Условием начала реакции может быть соприкосновение реагирующих веществ, нагревание, поджигание и др. При несоблюдении необходимых условий реакция не начинается.
- О течении реакции судят по определённым признакам: изменение цвета, выпадение осадка, выделение газа, появление запаха, испускание света, поглощение или выделение теплоты.
- Для того чтобы охарактеризовать химическую реакцию, сначала сообщают условия её начала и течения, а затем признаки, по которым можно судить о её течении.
- В результате реакции разложения из одного вещества получается два или несколько других веществ. В результате реакции соединения из двух или нескольких веществ образуется одно вещество.

Обучающее задание



1. Прочитайте текст: «Железный гвоздь, лежащий на открытом воздухе, со временем покрывается слоем ржавчины. Ржавчина — результат взаимодействия железа с кислородом воздуха и водой».

Ответьте на вопросы.

- 1) О каком явлении идёт речь, почему? Назовите исходные вещества и продукты реакции.
- 2) Какие физические свойства отличают, в данном случае, исходные вещества от продуктов реакции?
- 3) Можно ли создать условия, при которых данная реакция протекать не будет?
- 4) Подберите синонимы к слову «взаимодействие» так, чтобы смысл фразы не искажался.

Используя информацию, полученную при ответе на вопросы, охарактеризуйте данную реакцию по плану: а) условия начала и протекания реакции; б) признаки реакции; в) тип реакции.

Задания для закрепления знаний и умений



2. К химическим явлениям **не относится** процесс, сопровождающийся
 - 1) появлением пузырьков газа при гашении соды уксусом
 - 2) почернением медной проволоки при прокаливании на воздухе
 - 3) появлением кислого вкуса при стоянии фруктового сока с сахаром
 - 4) появлением кристаллов при выпаривании раствора соли
3. К физическим явлениям относится процесс
 - 1) брожения теста при добавлении дрожжей
 - 2) сепарирования сливок из молока (выделение из молока сливок)
 - 3) затвердевания белка при варке яиц
 - 4) образования кефира из молока



Задание для применения полученных знаний и умений

4. Охарактеризуйте процесс горения бытового газа.

Задание, требующее работы с дополнительными источниками информации



5. Какие физические и химические явления происходят при работе автомобильного двигателя?

Задания для самоконтроля



- A1. Условием горения полиэтилена является
 - 1) постоянный доступ воздуха
 - 2) соприкосновение гранул между собой

- 3) образование золы
- 4) появление дыма

A2. Реакция разложения

- 1) горение угля
- 2) образование оксида кальция и углекислого газа при прокаливании мела
- 3) образование хлороформа и хлороводорода при взаимодействии метана и хлора
- 4) образование углекислого газа и воды при горении ацетилена в кислороде

**§ 6. Сущность химической реакции.
Закон сохранения массы веществ**

Один из важнейших законов химии — закон сохранения массы веществ. Этот закон вытекает из представлений античных философов о неделимости атомов (см. § 2). Однако окончательно подтверждён он был только в начале XX в.

Как пытались объяснить сущность химической реакции до атомно-молекулярной теории?

Долгое время течению химических реакций давалось мистическое объяснение. Например, английский исследователь Джордж Рипли (1415–1490) рассматривал химическую реакцию как борющихся драконов (рис. 27).

Как объяснить сущность реакции с позиции атомно-молекулярной теории?

По мере утверждения в науке представлений об атомах и молекулах менялись взгляды учёных и на сущность химических реакций. Вы уже хорошо знаете, что с точки зрения атомно-молекулярной теории вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. На основании этих представлений великий английский химик и физик Роберт Бойль (XVII в.) сделал предположение о том, что продукты реакции состоят из атомов, которые входили в состав исходных веществ. На основании этого предположения он сделал вывод о том, что суммарная масса исходных веществ должна быть равной суммарной массе продуктов реакции. Однако доказать это предположение оказалось непросто. Учёный встретился с фактами, которые не

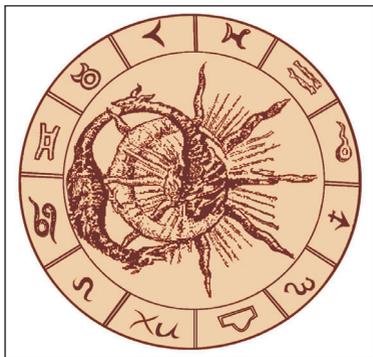


Рис. 27. Символическое изображение сущности реакции (из трактата Дж. Рупли)

соответствовали выдвинутому предположению. Например, учёный заметил, что при прокаливании многих металлов масса полученного вещества больше исходной массы металла.

Почти через сто лет после опытов Р. Бойля великий русский учёный М.В. Ломоносов показал, что опыт с прокаливанием металлов не противоречит выдвинутой гипотезе. Он прокаливал металлы

в запаянном сосуде (реторте). В результате установил, что после проведения реакции масса сосуда с его содержимым не изменилась.



Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765)

Великий русский учёный родился в семье крестьянина на севере России (ныне Архангельская обл.). Учился в Славяно-греко-латинской академии в Москве. Обучался химии и металлургии в Германии. С 1745 г. профессор и академик Петербургской академии наук. Его исследования относятся к математике, физике, химии, наукам о Земле, астрономии. Создал основы учения о корpusкулах (молекулах). Это учение получило развитие лишь спустя

сто лет в работах Дж. Дальтона. Обосновал необходимость привлечения физики для объяснения химических явлений и предложил для теоретической части химии название «физическая химия». Был создателем многих производств, например разработал технологию получения цветного стекла. Доказал органическое происхождение нефти, каменного угля, торфа, янтаря. Первым из русских академиков приступил к созданию учебников по химии и металлургии. Участвовал в основании Московского университета, который в настоящее время носит его имя.

Заложил основы современного литературного русского языка. Был поэтом и художником. Написал ряд трудов по истории, экономике и филологии.

Следует отметить, что во времена Р. Бойля, а затем и М.В. Ломоносова атомно-молекулярные представления о веществе разделяли далеко не все учёные. Справедливость учения об атомах и молекулах ещё предстояло доказывать экспериментально.

В 1774 г. великий французский учёный А. Лавуазье провёл ряд опытов и, также как и М.В. Ломоносов, сделал вывод о справедливости предположения о сохранении массы веществ в результате химической реакции.



На основании теории делается научно обоснованное предположение. Подобное предположение называется **гипотезой**. В истории развития любой теории можно выделить период её становления. Учёные, сталкиваясь с новыми фактами, создают модель, объясняющую эти факты. Второй период развития теории связан с использованием модели для построения прогнозов явлений, о которых ранее никто не предполагал.

Р. Бойль выдвинул модель, объясняющую сущность химических реакций. На её основе сделал прогноз того, что суммарная масса веществ в химических реакциях должна оставаться постоянной.

Предположение о сохранении массы реагирующих веществ и продуктов реакции окончательно было подтверждено в результате кропотливого исследования немецкого химика Г. Ландольта, которое он завершил в начале XX в.

Закон сохранения массы веществ формулируется следующим образом.

Суммарная масса исходных веществ, участвующих в реакции, равна суммарной массе продуктов реакции.

Как можно убедиться в справедливости закона сохранения массы?



а



б

Рис. 28. Демонстрация опыта с растворами хлорида кальция и соды

Опыт 1. Возьмём сосуд Ландольта (раздвоенная пробирка). В одну часть этого сосуда прильём 1–2 мл раствора хлорида кальция, а в другую — раствор стиральной (кальцинированной) соды. Подвесим пробирку на весах и уравновесим их (рис. 28 а). Теперь прильём один раствор

к другому. Мы увидим, что в сосуде выпал белый осадок, но равновесие весов не изменилось (рис. 28 б).

Опыт 2. Используем такой же сосуд, что и в опыте 1. В одно колено прильём раствор уксусной кислоты, а в другое — поместим кусочек мела. Проведём те же операции, что и в опыте 1. Мы увидим, что равновесие весов нарушилось (рис. 29 а). Это не является неожиданным. Мы хорошо видели выделение газа. В результате этой реакции выделяется углекислый газ.

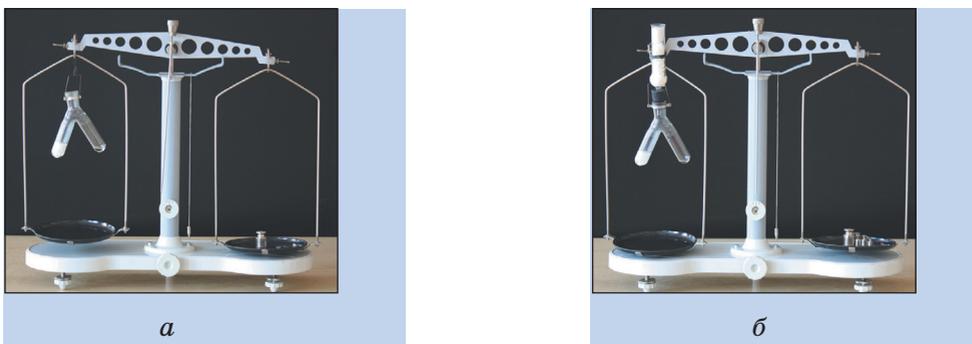


Рис. 29. Демонстрация опытов с кислотой и мелом:

а — склянка с раствором, поглощающим углекислый газ; б — газотводная трубка

Опыт 3. Проведём опыт по-другому. Сосуд Ландольта закроем пробкой, которая соединена с поглотителем углекислого газа. Уравновесим весы. Прильём кислоту к мелу, равновесие не нарушается (рис. 29 б).

Краткие итоги параграфа

- Сущность химической реакции состоит в том, что продукты химической реакции состоят из атомов, которые входили в состав исходных веществ.
- На основе атомно-молекулярных представлений о сущности химической реакции было выдвинуто предположение о сохранении массы в процессе химической реакции. После долгого и кропотливого экспериментального доказательства это предположение было признано как закон природы.

Обучающее задание



1. Прочитайте текст. Магний горит в атмосфере чистого кислорода ярким пламенем, образуя твёрдый оксид магния. Как необходимо организовать эксперимент, чтобы узнать, в каких массовых отношениях магний и кислород вступают в реакцию?

Задания для закрепления знаний и умений



2. «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому. Так, еже ли где убудет несколько материи, то умножится в другом месте». Суть какого закона передал этими словами М.В. Ломоносов?
3. При разложении 5,08 г сахара образовалось 2,14 г сажи. Какова масса воды, образовавшейся в результате этой реакции?

Задания для применения полученных знаний и умений



4. Что произойдёт, если на одной из чашек уравновешенных весов будет гореть свеча?
5. Не противоречит ли закону сохранения массы веществ тот факт, что после сгорания большой охапки хвороста в костре остаётся небольшая кучка золы, масса которой меньше исходной массы хвороста?

Задания для самоконтроля



A1. Оцените верность суждений

А) Суммарные массы веществ до и после реакции одинаковы, так как общее число атомов не изменяется.

Б) Масса исходных веществ не равна массе продуктов реакции, если хотя бы одним из участников является газообразное вещество.

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

A2. Масса кислорода, которая потребовалась для горения 12 г угля, если образовался углекислый газ массой 44 г:

- | | | | |
|---------|---------|----------|---------|
| 1) 56 г | 2) 12 г | 3) 3,7 г | 4) 32 г |
|---------|---------|----------|---------|

§ 7. Развитие представлений о простом и сложном веществе. Химические элементы

С античных времён учёные пытались выяснить, что же является первоначальными «кирпичиками», из которых строятся вещества. Эти «кирпичики» назвали элементами. Аристотель в качестве элементов определил воду, огонь, воздух и землю. Другой древнегреческий философ Демокрит первоосновой всего считал атомы.

Что же в химии является первоосновой, т.е. химическим элементом.

Как экспериментально доказывали, из каких атомов состоит вещество?

Вам уже знакомо имя великого английского исследователя XVII в. Роберта Бойля. Он впервые предложил способы экспериментального доказательства состава вещества, т.е. опыты, с помощью которых можно определить, из каких атомов состоит вещество. Рассмотрим суть таких опытов.

Для исследования веществ часто использовали реакцию, в результате которой из одного вещества получается два или несколько других веществ. Вы уже знаете, эта реакция называется **реакцией разложения**. Метод исследования веществ для установления их состава с помощью реакций разложения называется **анализом**.

В качестве примера анализа проведём знакомую вам реакцию.

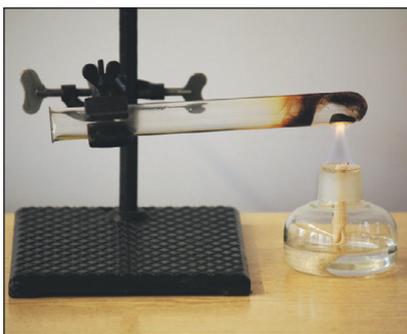


Рис. 30. Разложение сахара при нагревании

Опыт 1. Поместите в пробирку крупинку сахара размером 2–3 мм и закрепите пробирку в штативе, как показано на рисунке 30. Прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте то место, где находится крупинка сахара. Прокалите крупинку в пламени спиртовки.

В результате прокаливания на холодных стенках пробирки появятся капли прозрачной жидкости, а на месте крупинки сахара останется твёрдое вещество чёрного цвета.



Рис. 31. Результаты анализа состава сахара

Если исследовать свойства образующейся жидкости, то можно установить, что это вода. Твёрдое вещество — сажа. Разложить полученную сажу уже не удаётся. В результате разложения воды получится ещё два вещества — водород и кислород. Эти вещества разложению уже не подвергаются. Результаты описанных превращений отражены на рисунке 31.

Что такое простое вещество и сложное вещество?

За многие годы исследований установлено, что ряд веществ, например уголь (сажа), сера, железо, медь, кислород, водород и др., разложить не удаётся. Эти факты нуждались в объяснении. Вещества, которые не удаётся разложить, стали относить к **простым веществам**. Если вещество удавалось разложить, то это вещество относили к **сложным веществам**.

История изучения веществ интересна тем, что некоторые вещества, например кварц¹ и корунд², долгое время относили к простым веществам, потому что их не могли разложить. Но по мере развития химии перечень простых веществ постепенно уточнялся.

Что такое химический элемент?

Возникает вопрос, почему же простые вещества не удаётся разложить. Р. Бойль, критикуя учение Аристотеля о четырёх стихиях, объяснил это тем, что **каждое простое вещество состоит из отличного от других элемента**.

Химическим элементом называется вид атомов.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента.

В состав сложных веществ входят атомы различных химических элементов.

¹ Кварц имеет такой же состав, что и горный хрусталь. В состав этих минералов входят атомы кремния и кислорода.

² Минерал, отличающийся большой твёрдостью. Входит в состав наждака, из которого делают наждачную бумагу. Состоит из атомов алюминия и кислорода.

Например, молекула кислорода состоит из двух одинаковых атомов химического элемента, также называемого кислородом. В состав сажи входят только атомы химического элемента, называемого углеродом. Не трудно сообразить, атомы каких химических элементов составляют молекулу сахара. Вы, наверное, догадались, что это атомы углерода, водорода и кислорода.



Неспособность простых веществ к разложению является фактом. Утверждение о том, что каждое простое вещество состоит из атомов одного химического элемента, является моделью, дающей факту объяснение. Но эта модель несовершенна. Непонятно, чем же атомы одного химического элемента отличаются от атомов другого химического элемента?

В чём различие химического элемента и простого вещества?

В таблице 5 приведены некоторые простые вещества и дано название химического элемента, который их образует. Как видно, названия многих химических элементов совпадают с названиями простых веществ. Это неслучайно. Ведь сначала узнали о простых веществах, а уже потом аналогично стали называть соответствующие химические элементы. Например, есть и химический элемент кислород и вещество кислород. Если говорят, что мы дышим кислородом воздуха, то имеется в виду, что дыхание поддерживает простое вещество кислород. Запомните, физическими и химическими свойствами обладают вещества; получают и применяют — вещества.

Химический элемент — вид атомов, поэтому соответствующий термин используют, когда, например, описывают состав вещества. Так, если говорят, что в состав молекул воды входит кислород, то имеется в виду, что молекулы воды содержат атомы химического элемента кислорода.

Не следует путать понятия смесь веществ и сложное вещество. Сложное вещество состоит из атомов различных химических элементов, а смесь из различных веществ.

Таблица 5. Примеры простых веществ и химических элементов

Простое вещество	Химический элемент
Водород	Водород
Кислород, озон	Кислород
Графит (сажа), алмаз	Углерод

Продолжение табл.

Простое вещество	Химический элемент
Железо	Железо
Цинк	Цинк
Сера кристаллическая, сера пластическая	Сера
Медь	Медь
Фосфор белый, фосфор красный	Фосфор

1

Что такое аллотропия?

Сажу и уголь образует химический элемент углерод. Изучение этих веществ показало, что от графита они отличаются только степенью чистоты (уголь содержит примеси), а также степенью измельчения. Однако графит и алмаз — разные вещества, хотя они образованы одним и тем же химическим элементом — углеродом. Вы хорошо знакомы с графитом (рис. 32 в). Из него делают стержни простых карандашей. Алмаз — минерал, имеющий самую большую твёрдость (рис. 32 а). Огранённый алмаз, отличающийся прозрачностью, называется бриллиантом (рис. 32 б). Из менее ценных алмазов делают режущие инструменты.

Химический элемент кислород образует два простых вещества — кислород, необходимый для дыхания, и ядовитый озон, защищающий Землю от жёстких космических лучей.



Рис. 32. Вещества углерода:

а — алмаз, б — бриллиант, в — графит

Свойство химического элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией.

Разные вещества, образованные одним химическим элементом, называются аллотропными модификациями.

О причинах различий свойств аллотропных модификаций вы узнаете позднее.

1

Краткие итоги параграфа

- Простые вещества не подвергаются разложению потому, что состоят из одного вида атомов.
- Вид атомов называется химическим элементом.
- Сложные вещества состоят из атомов разных химических элементов, поэтому могут вступать в реакции разложения.
- Химический элемент может образовывать несколько простых веществ (аллотропных модификаций).
- Аллотропия — способность одного химического элемента образовывать несколько простых веществ.

Обучающие задания



1. Рассмотрите схему на рисунке 31.

1) На основании схемы вставьте нужные слова в текст:

При разложении сахара получаются два новых вещества: ... и ... Одно из образующихся веществ — ... — нельзя подвергнуть разложению. Второе вещество — ... можно разложить на два других вещества ... и ... Получившиеся ... и ... невозможно разложить на другие вещества.

2) Объясните способность или неспособность веществ к разложению с точки зрения атомно-молекулярной теории. Для этого в тексте вставьте следующие слова (молекула, атом, разный, одинаковый, виды):

Сахар и вода способны вступать в реакцию разложения, т.к. их ... состоят из Сажа, водород и кислород не способны вступать в реакцию разложения, т.к. они состоят из

Задания для закрепления знаний и умений



2. Будут ли различаться по свойствам образцы очищенной меди, полученной из оксида меди, малахита ((CuOH)₂CO₃), медного купороса CuSO₄ · 5H₂O. Ответ обоснуйте.



Задания для применения знаний и умений

3. О чём идёт речь — о простом веществе или о химическом элементе:
а) медь проводит электрический ток; б) в состав минерала малахита входит медь; в) рыбы дышат кислородом, растворённом в воде, а не кислородом, входящим в состав молекул воды; г) кислород входит в состав сахара?

Задания, требующие работы с дополнительными источниками информации



4. Используя различные источники информации, найдите и запишите 6 предложений, в трёх из которых речь идёт о железе — элементе, в трёх — о железе простом веществе.

Задания для самоконтроля



- A1. Выберите утверждение, где вместо многоточий необходимо вставить слово «элемент»

- 1) железо — один из самых распространённых на Земле...
- 2) ...железо плавится при температуре 1539 °С
- 3) ... железо получают путём восстановления из природных оксидов
- 4) ... железо может гореть в атмосфере кислорода

- A2. Оцените верность суждений об элементах
Химических элементов столько же, сколько

- | | |
|--------------------|-------------------------|
| A) атомов | |
| B) простых веществ | |
| 1) верно только А | 3) оба суждения верны |
| 2) верно только Б | 4) оба суждения неверны |

§ 8. Знаки химических элементов

Химия многими воспринимается как таинственная и непонятная наука в связи с широким использованием различных формул. Химические формулы кажутся непонятными только для людей, мало знакомых с химической символикой.

Как в Средние века обозначались вещества?

Уже на раннем этапе развития химии исследователи пользовались символическим обозначением простых и сложных веществ. Нередко учёные записывали в своих книгах таинственные знаки, понятные только им и их ученикам. На рисунке 33 показано, как в своих трактатах алхимики Средневековья обозначали металлы.

	серебро, Луна		олово, Юпитер
	ртуть, Меркурий		свинец, Сатурн
	медь, Венера		Великое делание (превращение металлов)
	золото, Солнце		
	железо, Марс		

Рис. 33. Алхимические знаки некоторых металлов, веществ и процессов

В XIX в. появилась необходимость использования символики, доступной для понимания всех учёных.

Кто предложил современное обозначение химических элементов?

Великий шведский химик Я. Берцелиус в начале XIX в. предложил удобную систему обозначений химических элементов, которой пользуются учёные и в настоящее время. Он стал обозначать химические элементы первыми буквами их латинского названия.

Дело в том, что вплоть до XIX в. среди учёных было принято выступать и публиковать статьи на латинском языке, поэтому введение латинских названий химических элементов не было случайным. Например, на латинском языке водород Hydrogenium («рождающий воду»), поэтому Я. Берцелиус предложил химический элемент водород обозначать знаком **H**.

Если названия нескольких химических элементов начинаются с одной и той же буквы, то для его обозначения используется вторая или другая последующая буква названия. Например, латинское название ртути Hydrargyrum, обозначается этот химический элемент двумя буквами **Hg**.

Латинские названия и знаки (символы) некоторых химических элементов помещены в таблице 6.

Таблица 6. Химические элементы и их символы

Русское название химического элемента	Латинское название химического элемента	Знак химического элемента	Произношение знака
Азот	Nitrogenium	N	Эн
Водород	Hydrogenium	H	Аш
Железо	Ferrum	Fe	Феррум
Кислород	Oxygenium	O	О
Калий	Kalium	K	Калий
Кремний	Silicium	Si	Силициум (си)
Медь	Cuprum	Cu	Купрум
Натрий	Natrium	Na	Натрий
Сера	Sulfur	S	Эс
Хлор	Chlorum	Cl	Хлор
Углерод	Carboneum	C	Це
Фосфор	Phosphorus	P	Пэ

Обратите внимание, что первая буква знака химического элемента обязательно заглавная. Если есть вторая буква, то она обязательно строчная. Закономерностей в произношении знака химического элемента нет. Исторически сложилось так, что знаки одних элементов, например серы, углерода, азота, кислорода, произносятся также, как и соответствующая буква. Знаки других элементов, например натрия, калия, хлора, произносятся также, как называется сам химический элемент. Произношение некоторых знаков (железа, меди и др.) соответствует их латинскому названию. В последнее время при произношении химического знака кремния Si многие химики не пользуются его латинским названием, а говорят сокращённо «си».

Что ещё может обозначать знак химического элемента?

Как вы уже знаете, знаком химического элемента обозначается весь вид атомов. Знаком химического элемента можно обозначить один или не-

сколько атомов элемента. Например, запись S может обозначать не только серу как химический элемент, но и один атом серы. Если перед знаком химического элемента стоит цифра, то она указывает число атомов этого химического элемента. Например, запись 5Fe означает пять атомов железа. Цифра перед знаком химического элемента называется **коэффициентом**.

Краткие итоги параграфа

- Химические элементы обозначаются знаками (символами) — первой буквой от их латинского названия. В некоторых случаях знак элемента образован двумя буквами, при этом первая буква обязательно заглавная, вторая — строчная.
- Цифра перед знаком элемента (коэффициент) означает число атомов химического элемента.

Обучающие задания



1. Познакомьтесь с содержанием таблиц 6 и 7. На основании этих таблиц заполните в тетради сводную таблицу 7.

Таблица 7. Вещества и химические элементы

Простое вещество	Химический элемент	Знак элемента	Чтение знака
Водород	Водород		
Кислород, озон	Кислород		
Графит (сажа), алмаз	Углерод		
Железо	Железо		
Цинк	Цинк		
Сера кристаллическая, сера пластическая	Сера		
Медь	Медь		
Фосфор белый, фосфор красный	Фосфор		

Задания для закрепления знаний и умений



2. Обозначьте и запишите при помощи коэффициентов и химических знаков (см. табл. 6) по несколько атомов любых элементов. Предложите соседу по парте высказаться о своём понимании ваших записей.

Задания для применения знаний и умений



3. Обозначьте символически: четыре атома меди, два атома серы, одиннадцать атомов азота.

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



4. Элемент А входит в состав гемоглобина, концентрируется в мышцах и печени. При его недостатке в организме развивается заболевание — анемия, которая сопровождается слабостью, головокружением. Для лечения данного заболевания врачи рекомендуют специальные препараты, а также включение в пищевой рацион говяжьей печени, гранатов, чёрной смородины, зелёных яблок, отваров из шиповника. Как вы думаете, о каком химическом элементе идёт речь?

Задания для самоконтроля



- A1. Установите соответствие между названием элемента и его химическим знаком

Название элемента	Знак элемента
1) Азот	А) Cu
2) Натрий	Б) N
3) Железо	В) Na
4) Медь	Г) Fe
	Д) С

- A2. О химическом элементе фосфоре идёт речь в предложении

- 1) белый фосфор светится в темноте
- 2) фосфор входит в состав костной ткани
- 3) красный фосфор применяют в производстве спичек
- 4) фосфор горит ярким пламенем

§ 9. Массовая доля химического элемента в веществе. Закон постоянства состава вещества

Вам уже известно, что английский учёный Роберт Бойль в XVII в. стал широко использовать количественные измерения. Благодаря этому появились факты, которые позволили количественно обосновать модели, объясняющие сущность веществ и их превращений. Познакомимся с некоторыми из этих фактов.

1

Что такое массовая доля части от целого?

Рассмотрим пример из жизни. Одного мальчика угостили большим яблоком. Он решил поделиться со своими троими друзьями. Масса яблока 400 г. Яблоко разделили на четыре равные части. Масса каждой части составила 100 г. Доля яблока для каждого мальчика составила

$$w_{\bullet} = \frac{m_{\bullet}}{m_{\bullet}} = \frac{100 \text{ г}}{400 \text{ г}} = 0,25 \text{ или } 0,25 \cdot 100\% = 25\%$$

Массовая доля части от целого обычно обозначается буквой $w_{(ч/ц)}$. Массовую долю часто рассчитывают в долях единицы (д.е.). Значение массовой доли можно выразить и в процентах. Для этого значение в долях единицы нужно умножить на 100%.

Итак, что же такое массовая доля части от целого?

Массовая доля части от целого — это отношение массы части к массе целого.

Что такое массовая доля химического элемента в веществе?

С древних времён известна реакция кислорода с медью. Знакома эта реакция и вам. Если оставить на воздухе медный предмет, то со временем он тускнеет. Реакция протекает быстрее, если медь нагреть. Проследим, на что обратили своё внимание химики во времена Р. Бойля.

Если прокалить на воздухе, например, 6,4 г порошка меди, то масса получившегося чёрного порошка увеличится и станет равной 8,0 г. Если для этой реакции взять в два раза больше порошка меди — 12,8 г, то масса продукта реакции также увеличится в два раза. Она станет равной 16,0 г.

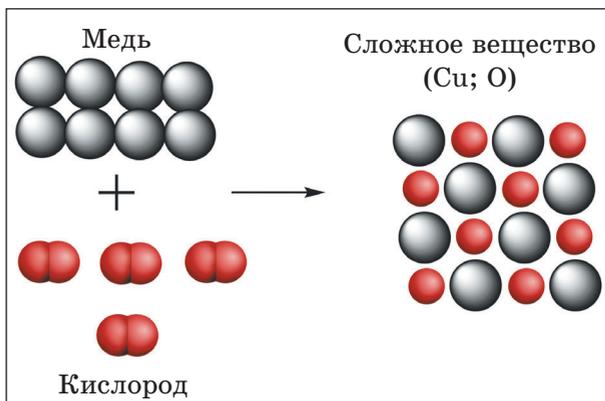


Рис. 34. Схема реакции меди с кислородом

В соответствии с атомно-молекулярными представлениями атомы меди в ходе реакции не исчезают, они переходят в состав получаемого сложного вещества. Простое вещество кислород соединилось с простым веществом медью. В результате этой реакции может получиться только сложное вещество, в состав которого входят атомы кислорода и атомы меди (рис. 34).

Отношение массы исходной меди к массе, полученного сложного вещества, равно массовой доле атомов меди в полученном сложном веществе.

Масса меди — это масса части. Масса чёрного порошка — масса целого, в которое входит эта часть. Таким образом, массовая доля меди в сложном веществе будет равна

$$w_{\text{Cu/в}} = \frac{m_{(\text{Cu})}}{m_{\text{в}}} = \frac{6,4 \text{ г}}{8,0 \text{ г}} = \frac{12,8 \text{ г}}{16,0 \text{ г}} = 0,8 \text{ д.е. или } 80\%,$$

где $w_{\text{Cu/в}}$ — массовая доля меди, в полученном сложном веществе; $m_{(\text{Cu})}$ — масса меди; $m_{\text{в}}$ — масса полученного после прокаливания сложного вещества. Массовая доля кислорода будет равна

$$w_{\text{O/в}} = 1 - 0,8 = 0,2 \text{ д.е. или } 100\% - 80\% = 20\%$$

(см. диаграмму на рисунке 35).

Сделаем выводы из приведённых рассуждений.

Массовая доля химического элемента в веществе — отношение массы атомов этого элемента, входящих в состав вещества, к массе всего вещества.

Массовая доля химического элемента в веществе представляет собой количественную характеристику его состава, не зависящую от массы вещества.

В чём суть закона постоянства состава вещества?

По данным о массах веществ, участвующих в различных химических реакциях, учёные рассчитали массовые доли элементов, входящих в состав

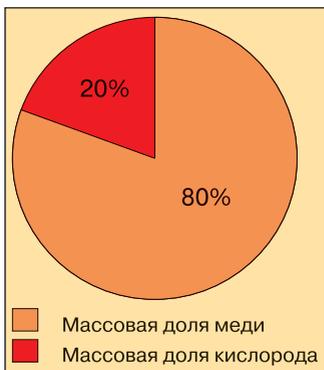


Рис. 35. Массовые доли меди и кислорода в сложном веществе, полученном при прокаливании меди

многих веществ. Возник вопрос: является ли массовая доля химических элементов постоянной величиной, характеризующей то или иное вещество, или эта величина зависит от условия получения вещества? В XVII в. ответить на этот вопрос было непросто. Это во многом связано с несовершенством используемых для измерений приборов и с другими сложностями.



Жозеф Луи Пруст (1754–1826)

Французский учёный. Установил состав целого ряда веществ неорганической и растительной природы. Открыл закон постоянства состава.

Заслуга открытия закона постоянства состава веществ принадлежит Ж.Л. Прусту. Этот закон формулируется следующим образом.

Вещество имеет постоянный состав независимо от способа и места его получения.

В соответствии с этим законом массовая доля химических элементов в каждом веществе постоянна. Например, массовая доля кислорода в воде составляет 88,9%, а водорода — 11,1% независимо от того, синтезирована она из простых веществ или взята из водоёмов в разных частях света.

В чём суть спора Ж. Пруста и К. Бертолле?

Против закона о постоянстве состава веществ выступил выдающийся французский химик Клод Луи Бертолле. И у него имелись для этого серьёзные основания. Учёный заметил, что состав некоторых веществ зависит от условий их получения. Спор со своим соотечественником Ж. Прустом он вёл в течение восьми лет. В результате К. Бертолле был признан непра-

вым. Однако в начале XX в. химики установили, что ряд веществ не имеет постоянного состава.



Клод Луи Бертолле (1748—1822)

Французский учёный. Установил состав аммиака, болотного газа, синильной кислоты, сероводорода. Открыл нитрид серебра (гремучее серебро), исследовал процесс отбеливания тканей хлором. Получил соль, впоследствии названной бертоллетовой. В 1800—1808 гг. вёл длительную полемику с Ж.Л. Прустом, которая закончилась признанием его (Пруста) правоты.

1

Краткие итоги параграфа

- Массовая доля химических элементов в веществе — количественная характеристика состава вещества.
- Массовая доля химического элемента в веществе равна отношению массы атомов химического элемента, входящих в состав вещества, к массе вещества.
- В соответствии с законом постоянства состава, массовые доли химических элементов в веществе — величины для данного вещества постоянные, независимые от места и способа получения этого вещества.
- Закон постоянства состава вещества имеет ограничения в использовании, о которых подробнее вы узнаете позже.

Обучающие задания



1. Между магнием и кислородом протекает реакция, приводящая к образованию оксида магния. Для данного превращения заполните таблицу № 8, перечертив её в тетрадь.

Таблица 8.

Масса магния	Масса кислорода	Масса оксида магния	Массовая доля магния в оксиде магния	Массовая доля кислорода в оксиде магния
12	8			
	32	80		
2,4		4		

На основании данных таблицы объясните суть закона постоянства состава вещества.

Задания для закрепления знаний и умений



2. Может ли сумма массовых долей химических элементов, входящих в состав вещества, быть больше 100%?

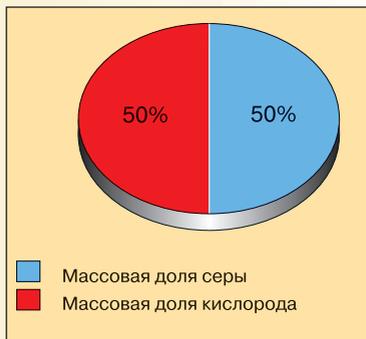


Рис. 36. Массовые доли элементов в сернистом газе

3. Рассмотрите диаграмму, отражающую массовые доли элементов в сернистом газе (рис. 36), и ответьте на вопросы.

1) Какие массы серы и кислорода необходимы для получения 20 г сернистого газа?

2) Какая масса кислорода потребуется для взаимодействия с 2 г серы?

3) Какая масса и какого вещества останется в избытке, если для проведения реакции взяли 1,5 г серы и 4 г кислорода?

4) Используя данные диаграммы, составьте два вопроса для соседа по парте. Обменяйтесь вопросами, ответьте на них. Корректность вопросов и правильность ответов согласуйте с учителем.



Задания для применения знаний и умений

4. При разложении 30 г газообразного органического вещества — этана образовалось 24 г сажи (простое вещество, состоящее из атомов углерода) и 6 г водорода. Какие вычисления необходимо произвести для иллюстрации закона постоянства состава вещества? Представьте результаты вычислений в виде круговой диаграммы. Достаточно ли одного измерения для подтверждения действия закона?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



5. Найдите дополнительные сведения об исследованиях Ж. Пруста и К.Л. Бертолле.

1) В чём проявилась научная интуиция Ж. Пруста?

2) Какие аргументы в пользу непостоянства состава веществ могли быть у К.Л. Бертолле?



Задания для самоконтроля

- A1.** При взаимодействии алюминия массой 54 г с серой образовался сульфид алюминия массой 150 г. Массовая доля серы в сульфиде
- 1) 20% 2) 36% 3) 64% 4) 80%
- A2.** Массовая доля железа в веществе, являющемся основным компонентом магнитного железняка 70%. Масса железа, которую можно получить из 30 кг такого вещества
- 1) 21 кг 2) 9 кг 3) 51 кг 4) 43 кг

§ 10. Относительные атомные массы химических элементов

Чем различаются атомы химических элементов? Как учёные установили, что атомы химических элементов различаются по массе.

Как пришли к выводу, что химические элементы различаются по массе атома?

Вы хорошо знаете, как определить массу различных физических тел путём взвешивания. Если на одну чашку весов поставить, например, химический стакан, а на другую — уравновешивающие гири, то масса стакана будет равна массе гирь. А как же определить массу атома того или иного химического элемента? Ведь атом не положишь на весы. Рассмотрим всё по порядку.

В начале XIX в. (спустя 150 лет после работ Роберта Бойля) английский учёный Джон Дальтон предложил модель, в соответствии с которой в молекулу сложного вещества, как правило, входит только по одному атому различных химических элементов. Например, он считал, что в состав молекулы воды входит один атом кислорода и один атом водорода. Джон Дальтон считал, что массовая доля химического элемента в сложном веществе определяется массой его атома. А значит, соотношение массовых долей элементов указывает на соотношение масс атомов элементов. Так в примере, рассмотренном в предыдущем параграфе, мы рассчитали, что в сложном веществе, состоящем из меди и кислорода, массовая доля меди составляет 80%, а кислорода — 20%. Тогда $80 : 20 = 4$. Это означает, что масса атома меди в четыре раза больше массы атома кислорода. Таким об-

разом, учёный пришёл к выводу о возможности сравнения масс атомов химических элементов между собой.

Дж. Дальтон заметил, что нет ни одного сложного вещества, в котором массовая доля водорода была бы больше массовой доли других химических элементов. Он объяснил это тем, что атомная масса водорода самая маленькая. Поэтому он предложил массы атомов других химических элементов сравнивать с массой атома водорода и таким путём установил первые значения относительных атомных масс химических элементов.

Водород — 1	Кислород — 5,66
Азот — 4	Углерод — 4,5
Сера — 17	



Джон Дальтон (1766—1844)

Английский учёный выполнил ряд основополагающих работ в области физики и химии. Обосновал атомно-молекулярные представления о строении веществ. Составил первую таблицу атомных масс химических элементов. Предложил систему знаков химических элементов и веществ. Описал дефект зрения, названный дальтонизмом.

Полученные Дальтоном значения весьма приблизительны, что связано с несовершенством техники эксперимента того времени, а также с неверной исходной установкой об одинаковом соотношении атомов различных химических элементов в молекуле сложного вещества.

Заслуга Дж. Дальтона в том, что он первый попытался определить массу атомов химических элементов, и это отчасти ему удалось. В результате его работ атомно-молекулярная модель строения вещества получила большое распространение и признание среди химиков и физиков.



В результате работ Дж. Дальтона атомно-молекулярная модель получила новое экспериментальное подтверждение. Учёный непосредственно не наблюдал молекулы и атомы. Предложив методику сравнения атомных масс химических элементов между собой, Дж. Дальтон привёл косвенные, но убедительные доказательства справедливости атомно-молекулярной модели вещества.

Что такое относительная атомная масса химического элемента?

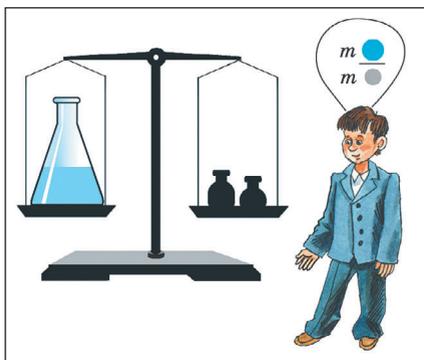


Рис. 37. Эксперимент и теоретические выводы из него

В 1807—1817 гг. Я. Берцелиус провёл грандиозное по масштабам и важности исследование, посвящённое определению атомных масс химических элементов. В отличие от Дж. Дальтона он полагал, что молекулы простых и сложных веществ могут содержать по несколько атомов одного элемента. А значит, соотношение массовых долей элементов в веществе зависит от атомной массы элемента и от числа атомов каждого элемента в молекуле. В результате ему удалось получить значения, близкие к современным данным.



Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848)

Шведский химик. Исследовал закон о постоянстве состава веществ, определил относительную атомную массу около 45 химических элементов. Ввёл в науку современное обозначение химических элементов и химические формулы веществ. Открыл химические элементы: церий, селен, торий. Впервые получил в чистом виде простые вещества: кремний, титан, тантал, цирконий.

Величину, показывающую, во сколько раз масса атома элемента меньше массы атома водорода, впоследствии стали называться **относительной атомной массой**. Значительно позже работ Дальтона и Берцелиуса было установлено, что массы атомов химических элементов лучше сравнивать



Рис. 38. Относительная атомная масса

не с массой атома водорода, а с $1/12$ массы атома углерода. Представьте, что атом углерода разделили на 12 частей. С массой $1/12$ части и сравнивается масса атомов (рис. 38).

Относительная атомная масса химического элемента показывает, во сколько раз масса атома химического элемента больше $1/12$ массы атома углерода.

Так как относительная атомная масса — это результат сравнения масс атомов, то она является безразмерной величиной. Относительную атомную массу принято обозначать — A_r . Буква «А» означает атомную массу; буква «r» означает, что масса относительная (от английского слова *relative* — относительный, сравнительный). Например, $A_r(\text{O}) = 16$. Такая запись означает, что относительная атомная масса кислорода равна 16, то есть масса атома кислорода в 16 раз больше $1/12$ массы атома углерода. Значения относительных атомных масс некоторых химических элементов приведены в таблице 9. Эти цифры не следует заучивать. Они приводятся в любом учебнике, задачнике и справочнике по химии.

Таблица 9. Современные значения относительных атомных масс A_r некоторых химических элементов

Химический элемент	A_r	Химический элемент	A_r
H	1,008	S	32,07
C	12,01	Cl	35,45
N	14,01	Ca	40,08
O	16,00	Fe	55,85
Mg	24,31	Cu	63,55
Al	26,98	Zn	65,38
Si	28,09	Ag	107,9
P	30,97	Au	197,0



Причину разнообразия относительных атомных масс химических элементов с позиции атомно-молекулярной теории объяснить нельзя. В этом проявляется несовершенство теории. Но вас не должно смущать то, что атомно-молекулярная теория не может объяснить все факты. Любая теория несовершенна. Обязательно найдутся факты, которые будут противоречить теории или такие, которые с позиции теории невозможно объяснить. Это связано с тем, что теория имеет модельный характер. Её создал человек для объяснения сущности. А природа всегда сложнее и разнообразнее, чем самая хорошая модель.

Величина $1/12$ массы атома углерода принята за эталон массы, называемый атомной единицей массы а.е.м. 1 а.е.м. равна $1,7 \cdot 10^{-27}$ кг. Часто этот эталон массы называют 1 Дальтон.

Краткие итоги параграфа

- Дж. Дальтон предпринял попытку сравнения массы атомов, после того как сделал вывод о том, что массовая доля элемента в веществе зависит от массы атомов химических элементов, входящих в состав вещества.
- Массы атомов химических элементов различаются.
- Эталонем сравнения массы атомов принята $1/12$ часть массы атома углерода.
- Относительная атомная масса — величина, показывающая, во сколько масса атома больше $1/12$ массы атома углерода.

Обучающие задания



1. Пользуясь текстом параграфа, заполните пустые графы таблицы 10.

Таблица 10. Модель и соответствующее ей соотношение масс атомов элементов в веществах

Имя учёного	Годы жизни	Модель состава простых и сложных веществ	Вывод о соотношении масс атомов элементов в веществе и их массовых долей
Джон Дальтон	1766—1844		
Йёнс Якоб Берцелиус	1779—1848		

Используя таблицу 10, ответьте на вопросы:

1) Почему величины относительных атомных масс элементов, определённые Дальтоном и Берцелиусом, различались и чьи данные оказались ближе к современным?

2) Используя вывод Берцелиуса и пользуясь данными относительных атомных масс (см. табл. 9), установите составы молекул веществ:

а) зная, что в сернистом газе массовые доли серы и кислорода одинаковы (50% и 50%), предположите, сколько атомов серы и сколько атомов кислорода образуют молекулу сернистого газа;

б) зная, что в метане массовые доли углерода и водорода соответственно равны 75% и 25%, предположите, сколько атомов углерода и атомов водорода образуют молекулу метана.

Задания для закрепления знаний и умений



2. Массовая доля кислорода в воде 88,9%. Во сколько раз массовая доля кислорода в воде больше массовой доли водорода? Соотнесите полученное число со значением относительной атомной массы кислорода. Дайте объяснение несоответствию.



Задания для применения знаний и умений

3. В веществе, состоящем из элементов меди и серы, массовая доля меди равна 80%. Сколько атомов меди приходится на 1 атом серы в таком веществе?
4. В карбонате кальция, основном компоненте мела, известняка и мрамора, на один атом кальция приходится 1 атом углерода и 3 атома кислорода. Каковы массовые доли этих элементов в карбонате кальция?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



5. Найдите информацию о том, сколько элементов известно современной науке и какой из них самый «тяжёлый»?

Задания для самоконтроля



- A1. В сульфиде натрия на 2 атома натрия приходится 1 атом серы. Массовая доля натрия в сульфиде

1) 41,8% 2) 46% 3) 59% 4) 71,9%

- A2. В серном ангидриде массовые доли серы — 40% и кислорода — 60%. В молекуле серного ангидрида на один атом серы приходится кислорода

1) атом 2) 2 атома 3) 3 атома 4) 4 атома

§ 11. Относительная молекулярная масса вещества. Закон Авогадро

1

Вы познакомитесь с законом Авогадро и с его использованием для определения относительной молекулярной массы вещества и состава молекул.

Что такое относительная молекулярная масса вещества?

Вам известно, что такое относительные атомные массы химических элементов. И если вас спросить: «Что такое относительная молекулярная масса вещества?», вы правильно ответите, что это результат сравнения массы молекулы вещества с $1/12$ частью массы атома углерода.

Относительная молекулярная масса — это величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы больше массы $1/12$ части массы атома углерода. Эту величину принято обозначать M_r .

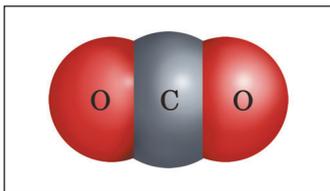


Рис. 39. Модель молекулы углекислого газа

Как же определить относительную молекулярную массу вещества? Вы, наверное, догадались, что *относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс, входящих в неё атомов.*

Рассмотрим пример. Известно, что в состав молекулы углекислого газа входит один атом углерода и два атома кислорода (рис. 39). Относительная молекулярная масса этого вещества будет равна

$$M_r(\text{у.г.}) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

Как экспериментально определить относительную молекулярную массу вещества?

За всю историю химии учёными было предложено много экспериментальных способов определения относительной молекулярной массы вещества. В одном из таких способов используется закон Авогадро.

В чём суть закона Авогадро?

Возникал ли у вас вопрос: «Как сосчитать атомы и молекулы?» Первое, что приходит в голову: «Это невозможно!» Многие учёные XVII—XVIII вв. считали это пределом познания человека. Например, немецкий химик Юстус Либих (1803—1873) писал, что «определить истинное число атомов даже в простейшем соединении невозможно».



Амедео Авогадро (1776—1856)

Итальянский учёный. Выдвинул гипотезу о том, что в одинаковых объёмах газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул. Создал методику определения атомных масс химических элементов. Определил атомную массу кислорода, углерода, азота, хлора. Установил состав молекул воды, водорода, кислорода, азота, аммиака и других веществ.

В 1811 г. А. Авогадро сделал важное для развития науки предположение, которое впоследствии было доказано и получило название закона Авогадро.

Равные объёмы газов при одинаковых температуре и давлении содержат одинаковое число молекул.

Впервые в истории науки учёный стал использовать понятие «число молекул», т.е. допустил саму мысль, что молекулы можно сосчитать.

Гипотезе А. Авогадро можно дать объяснение. В газах молекулы находятся на относительно большем расстоянии, чем в жидких и твёрдых веществах, поэтому молекулы практически не взаимодействуют друг с другом. А если молекулы не взаимодействуют, то их индивидуальность не проявляется. Можно считать, что расстояние между молекулами различных газообразных веществ при одинаковых температуре и давлении одинаково. Из этого следует, что равные объёмы газа содержат одинаковое число молекул.

Как с помощью закона Авогадро определить относительную молекулярную массу вещества?

Сравнить молекулярные массы газообразных веществ можно, используя закон Авогадро (рис. 40). Решим задачу.



Рис. 40. Сравнение относительных молекулярных масс газообразных веществ

также будет в 22 раза больше массы молекулы водорода.

Установлено, что молекула водорода состоит из двух атомов, поэтому масса молекулы углекислого газа в 22 раза больше двух атомов водорода. Из этого следует, что масса молекулы углекислого газа в 44 раза больше массы одного атома водорода. А так как масса атома водорода равна массе $1/12$ массы атома углерода, то относительная молекулярная масса углекислого газа равна 44.

Ответ: $M_r(\text{у.г.}) = 44$.

Таким образом, закон Авогадро позволяет сравнить массы молекул газообразных веществ между собой и сделать выводы об их относительной молекулярной массе.

Как «посчитать», сколько и каких атомов в молекуле вещества?

Обратимся к результатам опыта по синтезу воды (рис. 41). Кислород объёмом 1 л реагирует с водородом объёмом 2 л. При этом образуется 2 л паров воды.

Вода образовалась из водорода и кислорода, поэтому в её молекуле есть хотя бы по одному атому кислорода и водорода. Запишем значения относительных атомных масс кислорода и водорода: $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$.

Установлено, что относительная молекулярная масса воды равна 18, а относительная молекулярная масса кислорода — 16, то в состав молекулы воды входит только 1 атом кислорода и 2 атома водорода (рис. 42)

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

Задача 1. Водород, находящийся в баллоне, имеет массу 3 г. При таких же условиях такой же объём углекислого газа имеет массу 66 г. Какова относительная молекулярная масса углекислого газа?

Решение: Из условия задачи следует, что суммарная масса молекул углекислого газа в 22 раза больше суммарной массы молекул водорода

$$66 : 3 = 22$$

В соответствии с законом Авогадро число молекул углекислого газа равно числу молекул водорода, поэтому масса одной его молекулы

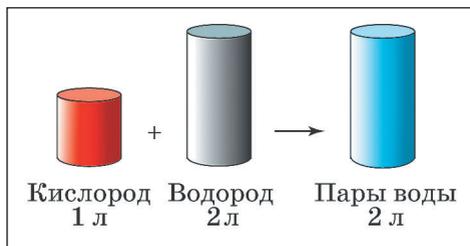


Рис. 41. Результаты опыта по синтезу воды (при температуре выше $100\text{ }^{\circ}\text{C}$)

ла простого вещества кислорода состоит из 2 атомов кислорода, а молекула водорода — из 2 атомов водорода (рис. 43).

Из результатов сопоставления объёмов реагирующих и образующихся газообразных веществ А. Авогадро сделал вывод о составе молекул целого ряда веществ.

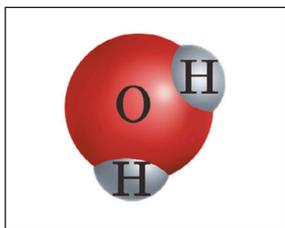


Рис. 42. Модель молекулы воды

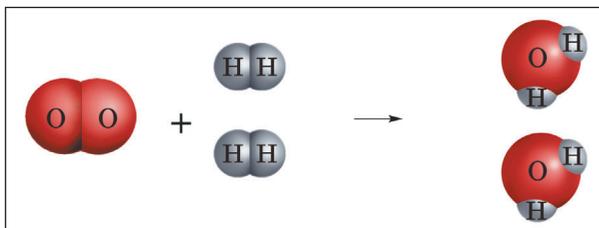


Рис. 43. Схема синтеза воды из простых веществ

Краткие итоги параграфа

- Относительная молекулярная масса вещества — величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы вещества больше $1/12$ массы атома углерода.
- Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс, входящих в её состав атомов.
- Относительную молекулярную массу газообразных веществ можно определить экспериментально, используя закон Авогадро.
- С использованием закона Авогадро можно определить состав молекул газообразных веществ.

Обучающие задания



1. Выполните задания.

1) Вычислите величины относительных молекулярных масс веществ и заполните в тетради таблицу 11.

Таблица 11. Относительная молекулярная масса некоторых веществ

Вещество	Состав	Относительная молекулярная масса
Водород	Два атома водорода	
Метан	Один атом углерода и четыре атома водорода	
Кислород	Два атома кислорода	
Веселящий газ	Два атома азота и один атом кислорода	
Азот	Два атома азота	
Аммиак	Один атом азота и три атома водорода	
Сернистый газ	Один атом серы и два атома кислорода	

2) Все вещества из задания 1) при обычных условиях являются газами. Если взять сосуды одинакового объема, каждый из которых заполнен одним из газов, что можно сказать о соотношении числа молекул в сосудах? На основании какого закона вы сделали вывод?

Задания для закрепления знаний и умений



2. Какова относительная молекулярная масса сероводорода, если известно, что масса водорода, занимающего некоторый объем, равна 4,0 г, а масса сероводорода в таком же объеме при таких же условиях равна 68,0 г?

Задания для применения знаний и умений



3. При горении угля в условиях недостатка кислорода образуется ядовитый угарный газ. В этой реакции на 1 л израсходованного кислорода приходится 2 л угарного газа. Какой вывод о составе молекулы угарного газа можно сделать?

Задания для самоконтроля



- A1. Найдите соответствие между веществом и его относительной молекулярной массой

Название вещества (состав)	Относительная молекулярная масса
1) Азот (в составе 2 атома азота)	А) 28
2) Озон (в составе 3 атома кислорода)	Б) 18
3) Вода (в составе 1 атом кислорода и 2 атома водорода)	В) 30
4) Этан (в составе 2 атома углерода и 6 атомов водорода)	Г) 48

- A2. Масса кислорода равна 4 г. Масса такого же объема водорода при таких же условиях

1) 32 г 2) 0,5 г 3) 16 г 4) 0,25 г

§ 12. Химическая формула вещества

Параграф посвящён символическому обозначению веществ — химической формуле и о том, какую информацию о веществе содержит в себе химическая формула.

Как обозначали те или иные вещества в Средние века?

На протяжении всей истории развития химии предпринимались многочисленные попытки символического обозначения различных веществ. Названия веществ складывались бессистемно. На рисунке 44 изображена так называемая «Рука философа». Рисунок был найден в трактатах алхимика XV в. Иоанна Исаака Голланда. На пальцах находятся символы, обозначающие: на большом — селитру, на указательном — железный купорос, на сред-



Рис. 44. «Рука философа»

в состав молекулы воды входит 2 атома водорода и 1 атом кислорода (рис. 45).

Обратите внимание на то, что индекс, стоящий внизу справа от знака химического элемента водорода, указывает на число атомов этого химического элемента в молекуле. Если в состав молекулы входит один атом какого-либо химического элемента, то цифра 1 не пишется. Справа от знака кислорода цифры 1 — нет.

Перед всей формулой вещества может стоять цифра (коэффициент), например $3\text{H}_2\text{O}$. Цифра, стоящая перед формулой, указывает на число молекул этого вещества. В приведённом примере коэффициент 3 означает три молекулы воды. Чтобы рассчитать суммарное число атомов, входящих в состав нескольких молекул, индекс каждого химического элемента нужно умножить на число молекул. Так, в состав 3 молекул воды входит 6 атомов водорода и 3 атома кислорода.

Какую информацию можно получить, зная химическую формулу вещества?

Рассмотрим пример. Химическая формула углекислого газа CO_2 .

1. Из формулы следует, что в состав вещества входят атомы двух химических элементов углерода и кислорода. Это сложное вещество.

нем — нашатырь, на безымянном — квасцы, на мизинце — поваренную соль, на ладони — ртуть в сере. Как вы видите, по символическому обозначению и названию веществ трудно сделать какие-либо предположения о составе вещества.

Как современные химики обозначают вещества?

В современной химии используется целая система символического обозначения веществ — **химические формулы**.

Что же такое химическая формула вещества? Как вы уже знаете, Й. Берцелиус предложил обозначать химические элементы, входящие в состав вещества, соответствующими знаками. Наряду с этим, он предложил число атомов химического элемента в молекуле указывать с помощью **индексов**. Химическая формула воды показывает, что в

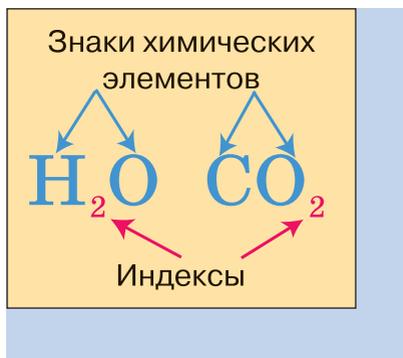


Рис. 45. Объёмная модель молекулы воды и формула воды

2. Молекула вещества состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода.

3. Относительная молекулярная масса этого вещества равна

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

4. По химической формуле можно рассчитать массовую долю химического элемента в веществе.

Массовая доля кислорода в углекислом газе будет равна:

$$w_{\text{O}/\text{CO}_2} = \frac{2 \cdot A_r\text{O}}{M_r\text{CO}_2} \cdot 100\% = \frac{2 \cdot 16}{44} \cdot 100\% = 72,7\%$$

Тогда массовая доля углерода в углекислом газе равна:

$$w_{\text{C}/\text{CO}_2} = 100\% - 72,7\% = 27,3\%$$

Краткие итоги параграфа

- Состав вещества можно выразить химической формулой.
- На основании химической формулы можно получить следующую информацию о веществе:
 1. Какие химические элементы входят в состав вещества, т.е. качественный состав вещества. Простое вещество или сложное.
 2. Сколько атомов каждого химического элемента входит в состав молекулы вещества, т.е. количественный состав вещества.
 3. Вычислить относительную молекулярную массу вещества.
 4. Вычислить массовую долю химических элементов, входящих в состав вещества.

Обучающее задание

1. Как обозначить: а) 2 молекулы углекислого газа; б) 10 молекул воды; в) 6 молекул кислорода; г) 4 молекулы сернистого газа; д) 5 молекул метана. (См. табл. 11, с. 70.)

Задание для закрепления знаний и умений

2. На основании каких данных веществу приписывают ту или иную химическую формулу? Приведите примеры, рассмотренные в предыдущих параграфах.

**Задание для применения знаний и умений**

3. Рассчитайте массовую долю элементов в соединениях: Fe_2O_3 ; H_3PO_4 .

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации

4. Найдите в дополнительных источниках информации формулы веществ, которые используют при приготовлении пищи, например соды, уксусной кислоты, поваренной соли. Опишите вещества по формулам.

Задания для самоконтроля

A1. 2 молекулы кислорода обозначены при помощи записи

- 1) 2O 2) O_2 3) 2O_2 4) OO

A2. Наибольшую относительную молекулярную массу имеет вещество

- 1) CaCO_3 2) H_3PO_4 3) H_2SO_4 4) KNO_3

§ 13. Валентность химических элементов

Состав большинства веществ постоянен. Это позволяет для каждого вещества определить его химическую формулу. Возникает вопрос, почему состав веществ постоянный? Для ответа на него химиками предлагалось и отвергалось много различных моделей строения вещества. В параграфе будет рассмотрена модель, предложенная на основе атомно-молекулярной теории.

Почему вещество имеет определённую химическую формулу?

Рассмотрите химические формулы: H_2O , NH_3 , H_2S , HCl , PH_3 , CH_4 , CaH_2 , NaN .

Вы, наверное, заметили, что в состав веществ входит два химических элемента, один из которых водород. Обратите внимание, на один атом химического элемента может приходиться один, два, три, четыре атома водорода. Но нет вещества, в составе которого на один атом водорода приходилось бы несколько атомов другого химического элемента. Это неслучайно. Атомы химических элементов различаются по своей способности соединяться с атомами других химических элементов. Это свойство химических элементов назвали **валентностью**.

Валентность — это свойство атомов химического элемента присоединять к себе только определённое число атомов других элементов.

Валентность водорода принята за единицу, т.е. водород *одновалентен*. Валентность кислорода — за две единицы, т.е. *кислород двухвалентен*.

Какие значения валентности имеют химические элементы?

В результате анализа формул различных веществ для каждого химического элемента была определена характерная для него валентность. Валентность некоторых химических элементов приведена в таблице 12. Валентность обозначают римской цифрой. Обратите внимание на то, что некоторые элементы (например, фосфор, железо, азот и др.) могут проявлять несколько значений валентности. Их называют химическими элементами с переменной валентностью. Немногие химические элементы имеют постоянную валентность. К таким элементам относятся кислород, водород, кальций, алюминий и др. В таблице 12 знаки химических элементов, имеющих постоянную валентность, выделены жирным шрифтом.

Таблица 12. Валентность некоторых химических элементов

Значения валентности	Химические элементы
I	H, Cl, Na , K , Cu, Ag , Li
II	O , S, Mg, C, Ca , Ba , Cu, Fe, Zn , Sn, Pb
III	N, P, Al , Fe
IV	N, C, S, Si , Sn, Pb
V	P, Cl
VI	S



Возникает вопрос, почему у химических элементов то или иное значение валентности? На этот вопрос атомно-молекулярная теория ответить не может. В этом можно будет разобраться позже с позиции более современной теории.

1

Исходя из валентности химических элементов, можно объяснить, почему вещество имеет именно такую, а не другую химическую формулу. Рассмотрим это подробнее.

Валентные возможности химического элемента (способность его атомов соединяться с атомами других элементов) обозначается с помощью чёрточек у знака этого элемента. Такую чёрточку часто называют химической связью. Формула, в которой показана последовательность соединения атома в молекуле, а также показано, как реализуются валентные возможности каждого атома, называется **структурной**. Например, структурная формула воды будет выглядеть следующим образом: H—O—H , а углекислого газа O=C=O .

Как определить валентность химических элементов по химической формуле вещества?

Как вы считаете, какова валентность азота в веществе, формула которого NH_3 ? На этот вопрос ответить нетрудно. Если водород имеет валентность I, а азот присоединил к себе три атома водорода, значит, валентность азота III. В химической формуле валентность атомов обозначается римскими цифрами над знаком элемента, в данном случае это выглядит так: $\overset{\text{III}}{\text{N}}\overset{\text{I}}{\text{H}}_3$.

Таким образом, для веществ, состоящих из двух химических элементов, один из которых водород, валентность атомов другого химического элемента определить несложно. Атомы водорода всегда одновалентны, поэтому по числу атомов водорода, приходящихся на один атом химического элемента, как правило, можно сделать вывод о его валентности.

Попытаемся определить валентность углерода по формуле углекислого газа CO_2 . Атомы кислорода имеют постоянную валентность II. Запишем значение валентности кислорода над его знаком в формуле $\overset{\text{II}}{\text{C}}\text{O}_2$. Согласно формуле один атом углерода соединен с двумя атома кислорода. Сколько химических связей приходится на два атома кислорода? Очевидно, $2 \times 2 = 4$. Какая же должна быть валентность атома углерода, чтобы он смог удержать два двухвалентных атома кислорода? Вы уже догадались: IV. Поставим значения валентности атома углерода в формулу: $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$.

Сделаем обобщение. Для определения валентности атомов элемента по формуле вещества необходимо выполнить следующие действия:

1) в формуле вещества поставить значение валентности над знаком элемента, проявляющего постоянную валентность (водород, кислород и др.);

2) подсчитать сумму химических связей атомов с постоянной валентностью, для этого валентность элемента следует умножить на число атомов этого элемента в молекуле;

3) найденную сумму химических связей разделить на число атомов другого элемента; тем самым определяется валентность второго элемента в молекуле вещества.

Как составить химическую формулу вещества, зная валентность химических элементов?



Мы с вами рассмотрели теоретическую модель, в соответствии с которой состав вещества объясняется валентными возможностями образующих его атомов химических элементов. Попробуем теперь сделать прогноз количественного состава вещества, т. е. на основании теоретической модели вывести его химическую формулу.

Можно ли выводить химические формулы без использования структурных формул? Для рассмотренных выше примеров запишем знаки химических элементов и значения валентности их атомов (табл. 13).

Таблица 13. Примеры вывода формулы вещества

Знаки химических элементов и валентность их атомов	Сумма химических связей	Химическая формула
$\begin{array}{c} \text{IV} \text{ II} \\ \text{CO} \end{array}$	4	CO_2
$\begin{array}{c} \text{III} \text{ II} \\ \text{NO} \end{array}$	6	N_2O_3

Обратите внимание на то, что сумма химических связей в обоих случаях равна наименьшему общему кратному валентностей элементов. Наименьшее общее кратное чисел 4 и 2 равно 4. Наименьшее общее кратное чисел 3 и 2 равно 6. Если сумму химических связей разделить на валентность элемента, то получится число атомов этого химического элемента в молекуле вещества.

Сделаем обобщение. Для вывода формулы вещества по валентности атомов химических элементов необходимо:

1) записать знаки химических элементов, а над ними указать их валентности;

- 2) определить сумму химических связей, она равна наименьшему общему кратному валентностей элементов;
- 3) определить число атомов химического элемента в молекуле, для чего нужно разделить сумму химических связей на его валентность;
- 4) записать формулу вещества.

Краткие итоги параграфа

- Состав веществ постоянен, т.к. у атомов каждого химического элемента есть определённые валентные возможности.
- Зная химическую формулу вещества, можно определить валентность химических элементов.
- Зная валентность элементов, можно предсказать формулу вещества.

Обучающее задание



1. В формуле каждого вещества выберите сначала элемент с постоянной валентностью и проставьте её над соответствующим знаком, а затем определите валентность второго элемента: CuO , K_2S , Mg_3N_2 , Cl_2O_7 , SO_3 , Na_3P , CaBr_2 .

Задания для закрепления знаний и умений



2. Какова валентность атомов химических элементов в веществах, имеющих формулы: CaO , Fe_2O_3 , P_2O_5 , CH_4 .
3. Составьте химические формулы веществ, в состав которых входят атомы: а) Si и H; б) N(IV) и O; в) Na и O. Для выполнения задания используйте данные, представленные в таблице 12.



Задание для применения знаний и умений

4. Предложите структурную формулу серной кислоты (H_2SO_4), учитывая, что валентность серы равна VI и что атомы кислорода не связаны между собой.

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



5. Какую валентность проявляет железо в буром железняке, магнитном железняке?

Задания для самоконтроля



A1. Такую же валентность, как у серы в сероводороде H_2S , имеет азот в соединении

- 1) Mg_3N_2 2) NO 3) NO_2 4) NH_3

A2. Валентность натрия в соединении Na_2S равна

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

1

§ 14. Названия бинарных веществ

Вы познакомитесь с построением современных названий веществ. Узнаете названия веществ, в состав которых входит только 2 химических элемента. Эти вещества образуют группу бинарных веществ (приставка би- означает «два»).

Как называли вещества в Средние века?

На раннем этапе развития химии веществам давали произвольные исторически сложившиеся названия. Многие такие названия уже совсем не используются или используются редко. Например, в Средние века вещество, формула которого H_2SO_4 , называли купоросным маслом, а вещество, формула которого HNO_3 , — селитряным спиртом. Некоторые исторически сложившиеся названия используются и в настоящее время. Например, H_2O — вода, NaCl — поваренная соль.

Как в настоящее время строят названия бинарных веществ?

Таблица 14. Названия бинарных веществ

Оксиды				
Формула	P_2O_5	CO_2	CaO	Al_2O_3
Название	оксид фосфора(V) или пентаоксид дифосфора	оксид углерода(IV) или диоксид углерода	оксид кальция	оксид алюминия

Сульфиды				
Формула	Na_2S	FeS	Al_2S_3	ZnS
Название	сульфид натрия	сульфид железа(II)	сульфид алюминия	сульфид цинка
Хлориды				
Формула	CaCl_2	NaCl	CuCl_2	AlCl_3
Название	хлорид кальция	хлорид натрия	хлорид меди(II)	хлорид алюминия

Рассмотрите таблицу 14. Из данных таблицы можно сделать следующие выводы о построении названий бинарных веществ.

1. Названия бинарных веществ строятся из двух слов. Первое слово обязательно имеет окончание **–ид** (сульфид, оксид, хлорид).

2. Если в состав вещества входят атомы двух элементов, один из которых кислород, то это вещество — *оксид*, если бинарное вещество образовано серой — то это *сульфид*, если хлором — *хлорид*, бромом — *бромид*, кремнием — *силицид*, фосфором — *фосфид*, азотом — *нитрид*, углеродом — *карбид*.

3. После слова, имеющего окончание **–ид**, следует название второго элемента, образующего это бинарное вещество. Например, оксид кальция, сульфид цинка, хлорид натрия.

4. Если элемент, стоящий в химической формуле на первом месте, имеет переменную валентность, то она указывается в скобках.

5. Сера в сульфидах имеет валентность (II), а хлор в хлоридах — (I), бром в бромиды — (I), кремний в силицидах — (IV), фосфор в фосфидах — (III), азот в нитридах — (III).

6. Можно строить название вещества, указывая, сколько атомов каждого химического элемента содержится в молекуле. Для этого используют приставки «ди», «три», «тетра», «пента» и др.

Таким образом, вещество, которое мы называли углекислым газом, согласно современным правилам имеет название — оксид углерода(IV), или диоксид углерода. Современное название воды — оксид водорода, а поваренной соли — хлорид натрия. За оксидом углерода(II) сохранилось и исторически сложившееся название. Его часто называют угарным газом (название «угарный газ» подчеркивает то, что это вещество ядовитое). И что самое интересное — современное название воды в химии практически не используется. Традиция оказалась сильнее рациональных начал.

Краткие итоги параграфа

- Вы узнали, как строятся современные названия бинарных веществ. По аналогии вы сможете давать названия веществам, которые в параграфе не рассматривались.

Обучающие задания



1. Дайте современные названия веществам, имеющим следующие тривиальные названия (табл. 15). Начертите таблицу в тетради и заполните её.

Таблица 15. Названия некоторых веществ

Формула	Историческое (тривиальное) название	Современное название
CO	Угарный газ	
N ₂ O	Веселящий газ	
NaCl	Трескучая соль, поваренная соль	
Sb ₂ S ₃	Антимонит	
ZnS	Цинковая обманка	
MgO	Жжёная магнезия	

Задания для закрепления знаний и умений



2. Как называются вещества, имеющие формулы: Na₃P, K₃N, NaBr, Mg₂Si, Al₄C₃?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



3. Запишите в таблицу 16 современные названия следующих веществ. Выясните, в каких сферах деятельности человека они получили наибольшее применение.

Таблица 16. Тривиальные и современные названия веществ

Формула	Историческое (тривиальное) название	Современное название	Область применения
SiO ₂	Кремнезём		
CaO	Негашёная известь		
Al ₂ O ₃	Глинозём		
HgCl ₂	Сулема		
MgO	Жжёная магнезия		

Задания для самопроверки



A1. Соотношение числа атомов серы и кислорода в оксиде серы(VI)

- 1) 1:6 2) 6:1 3) 3:1 4) 1:3

A2. Только формулы хлоридов представлены в ряду

- 1) SCl₂, HClO₄, NaCl 3) KCl, CaCl₂, AlCl₃
 2) KClO₃, Cl₂O₇, CuCl₂ 4) FeCl₃, NaClO₄, MgCl₂

§ 15. Молярная масса вещества. Молярный объём вещества

На основании закона Авогадро можно при одинаковых условиях измерить одинаковые объёмы газов и эти газы будут содержать равное число молекул. На основании этого можно сделать выводы о соотношении молекул реагирующих веществ и продуктов реакции.

Как взять порции веществ, содержащие одинаковое число молекул?

Для сопоставления числа молекул в веществе независимо от его агрегатного состояния используется величина, называемая **молярной массой**.

Чтобы раскрыть понятие молярная масса вещества, рассмотрим пример. Один железный шарик имеет массу 8 г, а один стеклянный шарик — 2,5 г. В кузов одной машины погрузили 8 т железных шариков, а в кузов другой — 2,5 т стеклянных шариков. Количество шариков, находящихся в кузове каждой машины, одинаково. Этот вывод нетрудно доказать. Разделив массу шариков, содержащихся в кузове каждой машины, на массу каждого шарика, получим равное количество шариков. Пример наглядно показывает, что вещества, масса которых численно равна относительной молекулярной массе, состоят из одинакового числа молекул.

Рассмотрим ещё пример. Вам уже известно, что относительная молекулярная масса воды равна $M_r(\text{воды}) = 18$; относительная молекулярная мас-

са водорода $M_r(\text{водорода}) = 2$. Если взять 18 г воды и 2 г водорода, то, очевидно, в состав порций этих веществ будет входить равное число молекул.

Молярная масса вещества численно равна его относительной молекулярной массе. Обозначается буквой M .

Что такое количество вещества?

Сравнение, во сколько раз масса вещества больше или меньше его молярной массы, для химиков имеет большое значение. Оно позволяет взять порции веществ с известным соотношением молекул.

Отношение массы вещества к его молярной массе получило название «количество вещества». Эта величина обозначается буквой n .

$$n_{\text{В}} = \frac{m_{\text{В}}}{M_{\text{В}}} \quad (1)$$

где $n_{\text{В}}$ — количество данного вещества; $m_{\text{В}}$ — масса данного вещества; $M_{\text{В}}$ — молярная масса данного вещества.

Количество вещества — это ещё одна количественная характеристика порции вещества, наряду с массой вещества и его объёмом.

Единица количества вещества — моль. Слово «моль» происходит от слова «молекула». Число молекул в порциях вещества одинаково, если взяты равные количества веществ. Например, 1 моль воды содержит такое же число молекул, что и 1 моль водорода.

Сколько молекул содержится в порции количеством вещества 1 моль?

Экспериментально установлено, что 1 моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ назвали в честь А. Авогадро **постоянной Авогадро**. Её обозначают — $N_{\text{А}}$. Таким образом, $N_{\text{А}} = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль. (1/моль означает число молекул, содержащихся в одном моле вещества.)

Какая единица измерения молярной массы вещества?

Преобразуем приведённую выше формулу (1).

$$M_{\text{В}} = \frac{m_{\text{В}}}{n_{\text{В}}} \quad (2)$$

Молярная масса — масса одного моль вещества, поэтому размерность этой величины г/моль. Таким образом, молярная масса воды $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль, а молярная масса водорода $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль.

Какие задачи можно решить, зная, что такое молярная масса вещества и количество вещества?

1

Задача 1. Масса воды равна 3,6 г. Какое количество вещества соответствует этой массе?

Дано:
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 3,6$ г

$n(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение:

Из формулы (1) следует, что для расчёта количества вещества нужно взять отношение массы вещества к его молярной массе.

Относительная молекулярная масса воды $Mr(\text{H}_2\text{O}) = 16 + 1,2 = 18$, поэтому молярная масса воды $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль. Тогда количество вещества воды будет равно

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{3,6 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

Ответ: $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,2$ моль.

Что такое молярный объём газа?

В соответствии с законом Авогадро 1 моль любого газа занимает равный объём. Объём одного моль газа — *молярный объём* обозначается V_m . При нормальных условиях ($t = 0$ °С; $P = 101,3$ кПа)

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}^1.$$

Какие задачи можно решить, зная молярный объём газа?

Если известно количество вещества, то можно определить объём газа при нормальных условиях. Для этого количество вещества нужно умножить на молярный объём газов

$$V_{\text{В}} = n_{\text{В}} \cdot V_m \quad (3)$$

¹ Точнее — это молярный объём идеального газа (при нормальных условиях, н.у.).

Задача 2. Объём углекислого газа при нормальных условиях равен 5 л. Какое количество вещества углекислого газа соответствует этому объёму?

Дано:

$$V(\text{CO}_2) = 5 \text{ л}$$

$$n(\text{CO}_2) = ?$$

Решение:

Из формулы (3) следует, что для вычисления количества вещества газа нужно взять отношение его объёма к молярному объёму газов

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,11 \text{ моль}$$

Ответ: $n(\text{CO}_2) = 0,11$ моль.

1

Краткие итоги параграфа

- Для измерения порций веществ с известным соотношением молекул используют величину, численно равную относительной молекулярной массе вещества, — молярную массу M .
- Отношение массы вещества к его молярной массе равно количеству вещества $n_B = \frac{m_B}{M_B}$.
- Единица количества вещества — 1 моль.
- Количество вещества 1 моль содержит число молекул, равное постоянной Авогадро (N_A).
- $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль.
- Молярный объём газов при нормальных условиях равен постоянной величине $V_m = 22,4$ л/моль.
- Нормальные условия (н.у.): температура 0°C , давление $101,3$ кПа.

Обучающие задания



1. В трёх сосудах при одинаковых условиях находится газообразный хлор Cl_2 (рис. 46). На основании данных рисунка определите:
 - 1) как соотносятся объёмы сосудов;
 - 2) сколько молекул хлора в каждом сосуде? (Задание рекомендуется выполнять парами учащихся.)

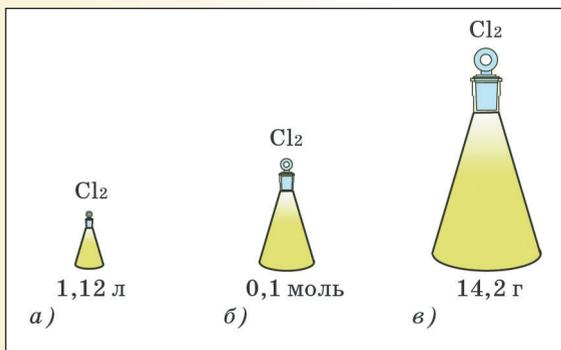


Рис. 46. Различные порции хлора

2. Какой объём займут при нормальных условиях 1 моль воды и 1 моль хлора? Одинаковая или разная последовательность действий при определении объёмов? Почему?



Задание для закрепления знаний и умений

3. Определите массы и объёмы газообразных веществ при н.у., взятых количеством:
- 3 моль угарного газа (оксида углерода(II))
 - 0,2 моль аммиака (NH_3)
 - 5 моль сернистого газа (оксида серы (IV))



Задания для применения знаний и умений

- Масса железного гвоздя равна 2,8 г. Какому количеству вещества железа соответствует данная масса?
- Объём кислорода при нормальных условиях 67,2 л. Какому количеству кислорода соответствует этот объём?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



- Рассчитайте примерное число молекул воды, содержащихся в вашем организме.
- Рассчитайте примерное число молекул, попадающих в лёгкие человека при одном полном вдохе при н.у.

Задания для самопроверки



A1. Масса 0,5 моль оксида калия

1) 28 г

2) 27,5 г

3) 56 г

4) 47 г

A2. Одинаковое число молекул при н.у. содержат

а) 5 моль O_2 б) 128 г SO_2 в) 112 л H_2O г) 44,8 л H_2 д) 7,1 г Cl_2

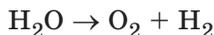
1) а, в 2) б, г 3) а, д 4) г, д

§ 16. Уравнение химической реакции

Вы уже знакомы с химическими формулами. Они представляют собой знаковые модели веществ. В настоящем параграфе будут рассмотрены знаковые модели, отражающие сущность химических реакций с позиции атомно-молекулярной теории.

Что такое схема реакции?

Вспомните, в чём заключается сущность химической реакции с позиции атомно-молекулярной теории: продукты реакции образуются из атомов, входивших в состав исходных веществ. Эти представления о реакции могут быть отражены с помощью объёмных моделей молекул и химических формул. Покажем это на конкретном примере. При разложении воды образуются простые вещества водород и кислород. Запишем сначала химическую формулу исходного вещества, а затем формулы продуктов реакции. Факт течения химической реакции обозначим стрелкой.

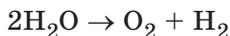


Представленная запись называется **схемой реакции**. В схеме слева от стрелки записываются химические формулы исходных веществ, справа — продуктов реакции.

Что такое уравнение химической реакции?

Схема не полностью отражает сущность химической реакции. Чтобы образовалась одна молекула кислорода, в реакцию должны вступить две молекулы воды.

Отообразим это на схеме следующим образом:



Как видно из полученной записи, две молекулы воды содержат четыре атома водорода, но из четырёх атомов водорода образуется не одна, а две

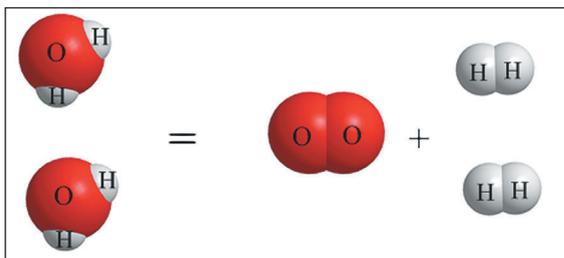


Рис. 47. Модель реакции разложения воды, представленная с помощью объёмных моделей молекул

В уравнении химической реакции цифры, стоящие перед химической формулой, называются **коэффициентами**. Коэффициенты в уравнении называют стехиометрическими коэффициентами, что характеризует количественные соотношения между массами веществ, вступившими в реакцию, и продуктами реакции. Коэффициент 2 перед формулой воды означает 2 молекулы воды, коэффициент 2 перед формулой водорода — 2 молекулы водорода. Коэффициент 1 перед формулами веществ традиционно не записывается.

Уравнение химической реакции показывает сущность химической реакции с позиции атомно-молекулярной теории.

Уравнение химической реакции — модель химической реакции, представленная в виде формул веществ и коэффициентов.

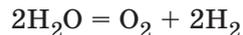
Представим модель этой реакции с помощью объёмных моделей молекул (рис. 47).

Что показывает уравнение химической реакции?

Уравнение реакции отражает сущность химического процесса на микро- и макроуровнях. На микроуровне коэффициенты в уравнении реакции обозначают соотношение молекул исходных и реагирующих веществ. Например, уравнение разложения воды на этом уровне означает, что на каждые 2 молекулы воды в процессе её разложения образуется 1 молекула кислорода и 2 молекулы водорода.

На макроуровне коэффициенты в химическом уравнении отражают мольное соотношение реагирующих веществ и продуктов реакции. Уравнение разложения воды на этом уровне означает: в процессе разложения на каждые 2 моль воды образуется 1 моль кислорода и 2 моль водорода.

молекулы водорода. Отразим это следующим образом:



Таким образом, мы записали *уравнение химической реакции*. В отличие от схемы реакции, уравнение учитывает, что число атомов каждого химического элемента в реакции не меняется. Это показывается с помощью знака равенства.

В чём различие уравнения химической реакции от алгебраического уравнения?

Уравнение химической реакции отличается от алгебраического уравнения. Поскольку в уравнении реакции в левой части записываются только химические формулы исходных веществ, а в правой — продуктов реакции, то в химическом уравнении нельзя левые и правые части менять местами. Если это сделать, то получится уравнение уже другой реакции. В отличие от алгебраического уравнения в химическом уравнении запрещено химические формулы переносить из левой части в правую часть и наоборот, поскольку формулы веществ в левой части уравнения обозначают исходные вещества, а в правой части уравнения — продукты реакции.

1

Краткие итоги параграфа

- Уравнение химической реакции отражает сущность химической реакции с позиции атомно-молекулярной теории.
- Уравнение химической реакции представляет собой знаковую модель химической реакции.

Обучающие задания



1. По описанию процессов, приведённых ниже, составьте уравнения реакций. Для выполнения задания потребуется разделиться на группы по 4 человека. Каждая группа составляет одно уравнение реакции и представляет результаты одноклассникам. Результаты работы всех групп объедините в общую таблицу.

Группа 1. Каждые два атома углерода взаимодействуют с молекулой кислорода, в результате чего получаются 2 молекулы оксида углерода(II).

Группа 2. Каждая молекула азота (состоит из двух атомов) взаимодействует с молекулой кислорода, в результате чего получаются 2 молекулы оксид азота(II).

Группа 3. Каждые 2 молекулы аммиака (каждая состоит из азота с валентностью III и водорода) разлагаются на 1 молекулу азота (каждая состоит из двух атомов) и 3 молекулы водорода (каждая состоит из двух атомов).

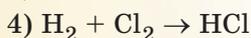
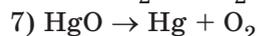
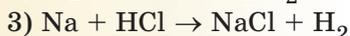
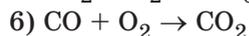
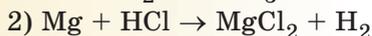
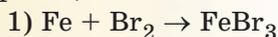
Группа 4. Каждая молекула метана разлагается на 1 атом углерода и 2 молекулы водорода (каждая состоит из двух атомов).

Группа 5. Каждые 2 молекулы оксида серы(IV) взаимодействуют с 1 молекулой кислорода, в результате получаются 2 молекулы оксида серы(VI).

Задания для закрепления знаний и умений



2. Чем отличается схема реакции от уравнения? Составьте уравнения реакций на основе схем



Задания для применения полученных знаний и умений

3. Запишите уравнение реакции разложения малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ на оксид меди(II), воду и углекислый газ.

Задания, требующие умений работать с дополнительными источниками информации

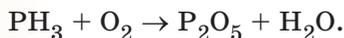


4. Можно ли химический процесс, лежащий в основе работы автомобильного двигателя, описать одним уравнением реакции?

Задания для самоконтроля



A1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Коэффициент перед формулой кислорода равен

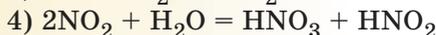
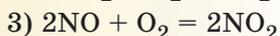
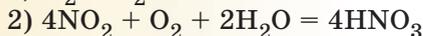
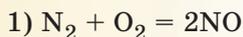
1) 1

2) 2

3) 3

4) 4

A2. Уравнение реакции, отражающее превращение оксида азота(II) в оксид азота(IV), — это



§ 17. Расчёт количества вещества по уравнению реакции

В параграфе будет рассмотрено, как уравнение реакции помогает предсказать, в каком количественном отношении вещества вступают в реакцию и получаются в результате реакции.

1

Как проводить расчёты по уравнению химической реакции?

Уравнение химической реакции позволяет проводить количественные расчёты. Приведём пример решения задачи.

Задача. Количество вещества воды, разложившейся под действием электрического тока, равно 8 моль. Какое количество вещества кислорода образуется в результате реакции? Запишем краткое условие этой задачи.

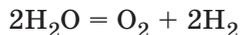
Дано:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 8 \text{ моль}$$

$$n(\text{O}_2) = ?$$

Решение:

Запишем химическое уравнение.



Представим условие задачи следующим образом:

	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{O}_2)$
В соответствии с уравнением	2 моль	1 моль
По условию задачи	8 моль	x

Составим пропорцию:

$$\frac{2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{8 \text{ моль}}{x}$$

Решаем уравнение:

$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 8 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 4 \text{ моль}$$

Ответ: $n(\text{O}_2) = 4$ моль.

Краткие итоги параграфа

- Уравнение химической реакции показывает соотношение молекул или количеств веществ участников реакции (исходных веществ и продуктов реакций).
- Изменение количества вещества одного из участников реакции приводит к изменению количеств веществ других участников.

Обучающие задания



1. Проанализируйте в таблице 17 мольное соотношение участников реакций и вставьте вместо знака «?» нужные количества веществ. Запишите таблицу в тетради. Придумайте самостоятельно задание для соседа по парте, обменяйтесь заданиями и выполните их.

Таблица 17. Мольное соотношение участников некоторых реакций

Реакция фосфора с кислородом

	$4P +$	$5O_2 \rightarrow$	$2P_2O_5$
По уравнению	4 моль	5 моль	2 моль
Задание 1	8 моль	?	?
Задание 2	?	?	0,2 моль
Задание 3	?	25 моль	?
Задание 4			

Задания для закрепления знаний и умений



2. Уравнение реакции получения железа из оксида железа(III) при помощи водорода: $3H_2 + Fe_2O_3 = 2Fe + 3H_2O$.
 - 1) Сколько молей железа можно получить из 5 моль оксида железа(III)?
 - 2) Сколько молей водорода потребуется для восстановления 0,2 моль железа?
 - 3) Сколько молей оксида железа может вступить в реакцию с 15 моль водорода?

Задания для применения полученных знаний и умений



3. В реакцию соединения с кислородом вступило 5 моль меди. Какое количество вещества кислорода потребуется для этой реакции?
4. Какое количество воды образуется при разложении 5 моль сахара?

Задание, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



5. Найдите сведения о других кристаллогидратах, например о гипсе, глауберовой соли и др. Какое количество вещества воды могут потратить 5 моль каждого кристаллогидрата при прокаливании?

Задание для самоконтроля

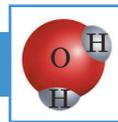


A1. Реакция протекает по уравнению $2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$

Для реакции с алюминием количеством вещества 8 моль потребуется хлор количеством вещества

- 1) 24 моль 2) 8 моль 3) 16 моль 4) 12 моль

Обобщение учебного материала главы 1



Что важно знать о веществе?

● **Вещества** — это то, из чего состоят физические тела. *Вещества* обладают физическими и химическими свойствами. *Вещества* получают и применяют (§ 1). Из *веществ* состоят смеси, например воздух — это смесь веществ кислорода, азота и др. Согласно атомно-молекулярной теории вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов (§ 2). Определённый вид атомов называется элементом (§ 7). Элементы образуют всё многообразие веществ. Каждый элемент имеет свою относительную атомную массу (§ 10) и определённые значения валентностей (§ 3). Иногда вещество и элемент, его образующий, имеют одинаковые названия (§ 8).

Задание 1. Вставьте необходимые термины (вещества, физические тела, молекула, атомы, элементы) в текст вместо цифр: «Вода — самое распространённое ...1... на Земле. Айсберг, сосулька, лужа, капля — это всё ...2..., состоящие из воды. Каждая ...3... воды состоит из двух ...4... водорода

и одного ...5... кислорода. Такое соотношение объясняется валентными возможностями ...6... кислорода и водорода. Под действием электрического тока вода способна разлагаться на ...7... кислород и водород. Интересно, что ...8... кислород и водород способны образовывать другое ...9..., в котором на два ...10... кислорода приходится два ...11... водорода. Оно называется пероксид водорода».

● В природе практически нет чистых (индивидуальных) веществ. Как правило, они образуют смеси или содержат примеси (§ 2). Показателем чистоты вещества служит совокупность характерных только для него свойств. Вспомните, вода имеет следующую совокупность свойств: не имеет запаха, представляет собой жидкость при нормальном давлении, $t_{\text{кип.}} = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$, при $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ $\rho = 1\text{ г/см}^3$. Если перед вами жидкость, отличающаяся по свойствам, то это или смесь, или вообще не вода. Для изучения веществ требуется их очищать. Вы узнали целый ряд методов: отстаивание, фильтрация, выпаривание, действие магнитом, перегонка, адсорбция, хроматография (§ 3).

Задание 2. Из перечня выберите индивидуальные вещества и запишите их в тетрадь: железо, воздух, чёрные чернила, сера, дистиллированная вода, нефть, этиловый спирт, ацетон, поваренная соль, сульфид калия, морская вода, сахар, углекислый газ, уксусная кислота, молоко.

Задание 3. Установите соответствие между смесями веществ и методами, позволяющими их разделить

Смесь	Методы разделения
1) вода и поваренная соль	А) действие магнитом
2) чёрные чернила	Б) фильтрация
3) вода и масло	Г) перегонка
4) порошок железа и меди	Д) отстаивание
5) вода и ацетон	Е) хроматография

Обратите внимание, что в задании требуется указать на метод разделения смеси на компоненты, а не метод выделения одного из компонентов. *Вещества* бывают *простыми* и *сложными* (§ 7). Понятие *сложное* вещество не следует путать с понятием *смесь* веществ.

Задание 4. Рассмотрите рисунок 48 *а* и *б*. Объясните различие понятий смесь и сложное вещество, сложное и простое вещество на конкретных примерах:

● Составы веществ были установлены экспериментально (§ 9, 11) и смоделированы при помощи химических формул (§ 12). Химические формулы можно составить, зная валентности элементов, образующих вещества (§ 13, 14). Веществам дают названия (§ 14), отражающие их состав.

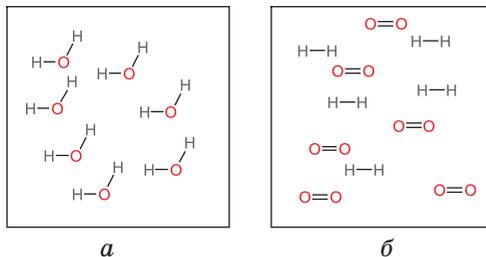


Рис. 48. Модели сложного вещества воды (а) и смеси водорода и кислорода (б)

Задание 5. Составьте формулы веществ по названиям: оксид магния, сульфид серы (VI), хлорид железа(III), нитрид натрия, оксид углерода(II).

В свою очередь, если химическая формула известна, то можно:

- веществу дать название (§ 14);
- определить простое оно или сложное (§ 7);
- определить его количественный и качественный состав (§ 12);
- определить валентности элементов (§ 13);
- вычислить относительную молекулярную (§ 11) и молярную массы (§ 15);
- вычислить массовые доли элементов (§ 12).

Задание 6. Дайте характеристику веществам по их формулам: Al_2S_3 , N_2 . Используйте выше представленный план.

● Для проведения эксперимента необходимо отмерять порции веществ, содержащие определённое число молекул (§ 15). Это стало возможным после того, как было установлено, что масса вещества (в граммах), численно равная его относительной молекулярной массе, содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Таким образом, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль. Массу вещества, численно равную его относительной молекулярной массе, назвали молярной, обозначили M . Её единица измерения г/моль. А количество вещества обозначили буквой n .

$$m_{\text{в}} = n_{\text{в}} \cdot M_{\text{в}}$$

Для газообразного вещества проще определить объём, чем массу. Установлено, что 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях занимает объём 22,4 л. Эту величину назвали молярным объёмом: $V_m = 22,4$ л/моль. Зная объём газа, можно вычислить его количество вещества и наоборот.

$$V_{\text{в}} = n_{\text{в}} \cdot V_m$$

Таким образом, в расчётах используются количественные взаимоотношения следующих величин: количества вещества, массы, числа молекул и объёма (для газов). Эти взаимоотношения отражают формулы:

$$n_B = \frac{m_B}{M_B} \quad n_B = \frac{N_B}{N_A} \quad n_B = \frac{V_B}{V_m}$$

Задание 7. Для углекислого газа (оксида углерода(IV)), по известным данным, определите остальные (табл. 18).

Таблица 18. Количественные данные об углекислом газе

n_B	m_B	N_B	V_B
0,2 моль			
	176 г		
		$3,01 \cdot 10^{22}$	
			33,6 л

Что важно знать о химической реакции?

● Вещества могут участвовать в физических и химических процессах. Последние называют химическими реакциями (§ 1). В них происходит превращение одних веществ в другие. Для начала одних реакций достаточно привести вещества в соприкосновение, для других необходимы дополнительные условия, например, нагревание или пропускание электрического тока. Поскольку исходные вещества отличаются от продуктов реакций по свойствам, то изменения свойств можно обнаружить. Эти изменения называются признаками реакций (§ 5). К ним относят: изменение цвета, выпадение осадка или растворение, появление запаха, выделение тепла и света, выделение газа.

Таковыми признаками могут сопровождаться и некоторые физические явления. Например, при горении лампочки тоже выделяется теплота и свет, однако при этом вольфрам, из которого состоит нить накаливания, не превращается в другое вещество.

Задание 8. Среди перечня явлений выберите химические (выпишите соответствующие буквы в тетради): а) образование зелёного налёта на медных предметах; б) появление пузырьков газа при гашении соды уксусом; в) появление запаха при скисании молока; г) появление радуги после дождя; д) осветление чая при добавлении лимона; е) образование пара при кипении воды; ж) образование кристаллов медного купороса при упаривании раствора; з) изменение цвета белка при жарке куриного яйца.

● Сущность химической реакции отражает химическое уравнение (§ 16), которое является её моделью. В химическом уравнении слева от знака равенства записывают формулы исходных вещества, а справа от знака равенства — формулы продуктов реакции. Расстановка коэффициентов в химическом уравнении отражает выполнение закона сохранения массы в процессе химической реакции. В зависимости от числа исходных и получившихся веществ, различают реакции соединения и разложения (§ 5).

Задание 9. Выполните задания по составлению уравнений реакций (табл. 19).

Таблица 19. Составление уравнений некоторых реакций

На основе приведённых схем составьте уравнения реакций	Допишите формулы пропущенных веществ, составьте уравнения реакций, укажите тип реакции	Допишите уравнения реакций, назовите продукты реакций
1) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ 2) $PH_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5 + H_2O$ 3) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$ 4) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$	1) $\dots + O_2 \rightarrow Al_2O_3$ 2) $\dots + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$ 3) $HgO \xrightarrow{t} \dots + O_2$ 4) $\dots + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$	1) $Al + Cl_2 \rightarrow$ 2) $Na + S \rightarrow$ 3) $Ag_2O \rightarrow$ 4) $Ca + O_2 \rightarrow$

● Коэффициенты в уравнении реакции отражают количественное соотношение всех участников процесса (§ 17).

Задание 10. Реакция между алюминием и серой протекает в соответствии с уравнением $2Al + 3S = Al_2S_3$

1) Какое количество веществ алюминия и серы необходимо взять для реакции, чтобы получить 10 моль сульфида алюминия?

2) Какое количество вещества серы потребуется для взаимодействия с 1 моль алюминия, какое количество вещества сульфида алюминия при этом образуется?

3) Какое количество вещества сульфида алюминия образуется, если в реакцию вступит 9 моль серы? Какое количество вещества алюминия потребуется для данной реакции?

Если вы правильно выполнили задания, значит, содержание темы вами усвоено полностью!

ВЕЩЕСТВА И ИХ ПРЕВРАЩЕНИЯ



В этой главе мы рассмотрим свойства наиболее важных неорганических веществ. Вы познакомитесь с физическими и химическими свойствами некоторых простых и сложных веществ, а также с историей их открытия и использования человеком.

§ 18. Становление в науке представлений о простых веществах — металлах и неметаллах

Чтобы лучше ориентироваться в многообразии веществ, химики подразделили их на классы. Что явилось признаком для классификации простых веществ?

Как была построена классификация простых веществ?

Продедаем опыт, позволяющий разделить простые вещества на группы, определив такой признак (признаки).

Опыт. Вам выданы образцы простых веществ: меди, алюминия, железа, серы и графита. Изучите их физические свойства и заполните таблицу 20.

Таблица 20. Физические свойства некоторых простых веществ

Вещество	Агрегатное состояние	Цвет	Блеск	Пластичность (ковкость)	Теплопроводность	Электропроводность
Медь						
Алюминий						
Железо						
Сера						
Графит						

1

2

Для определения блеска рассмотрите образцы на свету. Для определения пластичности попробуйте их согнуть.

Положите образцы на запястье. Те вещества, от которых возникло ощущение пролады, обладают более высокой теплопроводностью.

Опыт по электропроводности можно поставить, собрав последовательно электрическую цепь из батарейки, лампочки, клемм. По загоревшейся лампочке можно определить, какие вещества проводят электрический ток.

Опытным путём вы убедились, что медь, алюминий и железо обладают целым рядом общих свойств. Они твёрдые с особенным блеском, пластичны. Вспомните знакомый вам пластилин. Медь, алюминий и железо имеют аналогичное свойство, только они обладают существенно большей, чем пластилин, твёрдостью. Все они хорошо проводят теплоту и электрический ток. Вещества с такой совокупностью свойств объединены в группу металлов.

С древних времён среди всех веществ металлы занимали особое место в жизнедеятельности человека, т.к. находили широкое применение, например для изготовления орудий труда и оружия. В связи с этим все вещества были подразделены на металлы и остальные вещества (*рис. 49*).

У графита и серы трудно выявить общность физических свойств. Например, графит — чёрное тугоплавкое вещество с металлическим блеском, обладает малой твёрдостью, поэтому оставляет следы на бумаге. Графит электропроводен, но в отличие от металлов очень хрупок. Сера — жёлтое хрупкое легкоплавкое вещество. Вспомните, простые вещества кислород и водород — газы, а алмаз по твёрдости вообще превосходит все

1
2

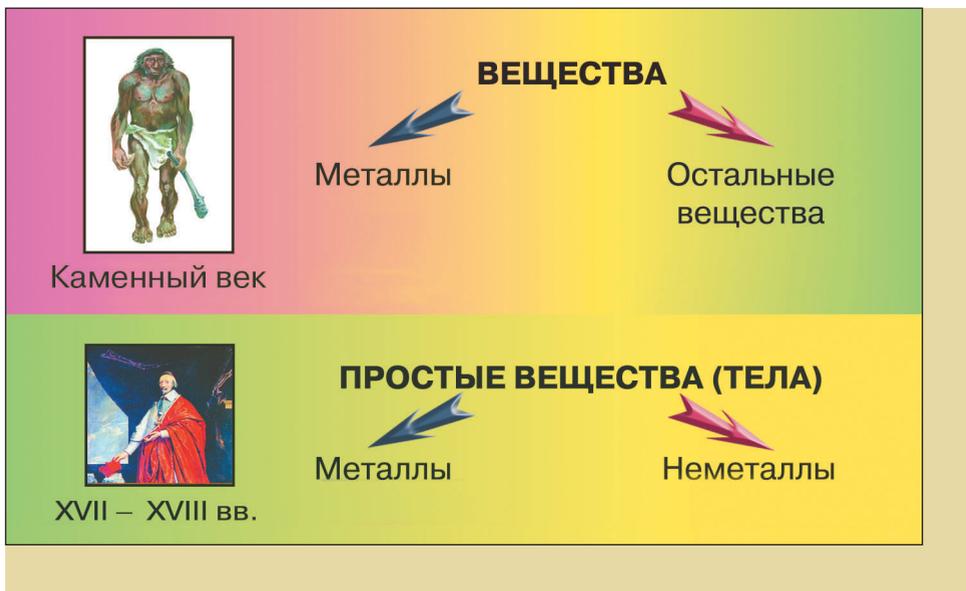


Рис. 49. Развитие представлений о классификации веществ

вещества. Простые вещества неметаллы объединяет только то, что они не обладают свойствами, характерными металлам. Таким образом простые вещества подразделены на металлы и неметаллы. Такая классификация простых веществ сложилась в химии на рубеже XVII—XVIII вв. (рис. 49).

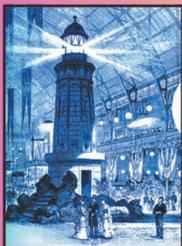
На какие две группы можно подразделить элементы?

На рубеже XIX—XX вв. подразделение веществ на металлы и неметаллы послужило основой подразделения и химических элементов на те, которые образуют металлы, и те, которые образуют неметаллы (рис. 50).

Обратите внимание на то, что мы пока не можем дать объяснение, почему одни химические элементы образуют простые вещества металлы, а другие — нет.



Классификация — метод познания, позволяющий «навести порядок» в многообразии изучаемых объектов. Многообразные объекты классифицируют по наиболее существенному признаку, который позволяет сделать распределение по классам.



XIX – XX вв.

ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Образуют простые
вещества

металлы

Al, Fe, Mg, Ti ...

Образуют простые
вещества

неметаллы

H, C, O, S ...

1

2

Рис. 50. Подразделение химических элементов

Краткие итоги параграфа

- Все простые вещества в зависимости от физических свойств подразделяются на металлы и неметаллы. Металлы обладают общими физическими свойствами: металлический блеск, пластичность, твёрдость, тепло- и электропроводность.
- Класс неметаллов объединяет то, что представители этого класса не обладают физическими свойствами, характерными для металлов.
- Все химические элементы подразделяются на те, которые образуют простые вещества металлы, и на те, которые образуют простые вещества неметаллы.

Обучающие задания



1. Прочитайте описания свойств веществ, на основании которых определите их принадлежность к металлам или неметаллам.

1) Вещество используется человеком в качестве дезинфицирующего средства. В аптеках мы приобретаем 3,5% -ный раствор данного вещества, называемый настойкой. Для приготовления такой настойки тёмно-серые, блестящие кристаллы растворяют в спирте. Кристаллы данного вещества очень хрупкие. При поднесении к кристаллу электродов лампочка, включённая в цепь, не загорается.

2) Это самое твёрдое вещество на Земле природного происхождения. Представляет собой прозрачные кристаллы, которые после огранки используются в ювелирном деле. Не проводит электрический ток, плохо проводит теплоту.

3) Вещество не является проводником электричества и плохо проводит теплоту. Своему названию вещество обязано одному из свойств — способности светиться в темноте. Это свойство описал Артур Конан Дойл в произведении «Собака Баскервиллей». Однако автор не учёл, что это белое пластичное вещество легко испаряется, чрезвычайно ядовито и легко самовоспламеняется на воздухе.

Задания для закрепления знаний и умений



2. Можно ли на основании атомно-молекулярной теории объяснить под-разделение веществ а) на простые и сложные; б) на металлы и неметаллы? Ответ поясните.

Задания для применения полученных знаний и умений



3. Почему графит не отнесли к металлам, несмотря на его металлический блеск и электропроводность?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



4. Из какого металла изготавливали оружие во времена восстания Спартака?
5. Из чего были изготовлены доспехи Ахилла (Ахиллеса), защищавшие его от врагов?

Задание для самоконтроля



A1. К типичным металлам можно отнести вещество, обладающее следующими физическими свойствами

- 1) жидкое, бурое, не проводит электрический ток
- 2) тёмно-серое, очень хрупкое, проводит электрический ток
- 3) жёлтое, хрупкое, не проводит тепло и электрический ток
- 4) серебристо-серое, пластичное, электропроводное

§ 19. Металлы в природе. Первые представления о химических свойствах металлов

В виде каких веществ металлы находятся в природе? На основании этого будут построены предположения об их химических свойствах.

Какие металлы встречаются в природе в самородном состоянии?

Таких металлов не очень много. Вы, наверное, читали рассказы Джека Лондона о поисках золота на Аляске. Старатели искали самородное золото и для этого промывали речной песок водой. Частички золота имеют плотность больше, чем обыкновенный песок, поэтому в воде оседают быстрее. Таким нехитрым способом отделялся золотой песок от речного. Интересно, что золото встречается в природе главным образом в самородном состоянии.

Золото — не единственный металл, который находится в земной коре в виде простого вещества. Самородными могут быть серебро, медь, платина и некоторые другие металлы (рис. 51). Самые крупные, найденные когда-либо самородки золота, серебра и меди, весят соответственно 112 кг, 13,5 т и 420 т. Серебро, медь, ртуть могут находиться как в самородном состоянии, так и в виде соединений.

В состав каких природных веществ входят металлы?

Многие химические элементы, образующие металлы, входят в состав сложных веществ, которые встречаются в природе. Из курса географии вы знаете о том, что вещества, находящиеся в природе в относительно чистом виде, называют *минералами*. Минералы, пригодные для получения металлов, называют *рудами*. Если в состав руды входит железо, то её называют железной рудой, если медь — медной и т.д.

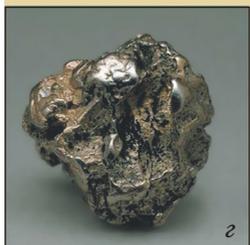
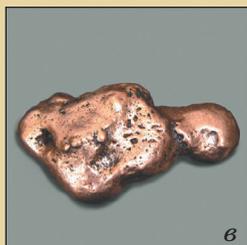
Рассмотрим руды некоторых металлов.

Важнейшие природные соединения железа (рис. 52): магнитный железняк — Fe_3O_4 , красный железняк — Fe_2O_3 , бурый железняк — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, пирит — FeS_2 и др. Благодаря примеси соединений железа глина и речной песок и другие горные породы имеют бурую окраску.

Самородная медь встречается в природе редко. Однако этот химический элемент входит в состав около двухсот минералов. Наиболее распростра-

1

2



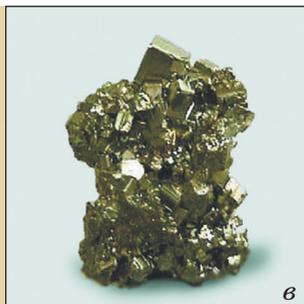
нены халькопирит (он же медный колчедан) — CuFeS_2 , халькозин (медный блеск) — Cu_2S , ковеллин — CuS (рис. 53).

Вы много раз слышали о минерале малахите. Он имеет красивый зелёный цвет. Химическая формула малахита $\text{CuCO}_3 \cdot \text{CuO}_2\text{H}_2$.

Самородный алюминий в природе не встречается. Одним из минералов, содержащих алюминий, является *корунд* (рис. 54 а), отличающийся большой твёрдостью. Из природных минералов твёрже корунда только алмаз. Корунд входит в состав наждака, из которого делают наждачную бумагу и наждачные круги. Химическая формула корунда Al_2O_3 .

Рис. 51. Самородные металлы:
а — золото; б — серебро; в — медь; г — платина; д — ртуть

Рис. 52. Железные руды:
а — магнитный железняк;
б — бурый железняк; в — пирит



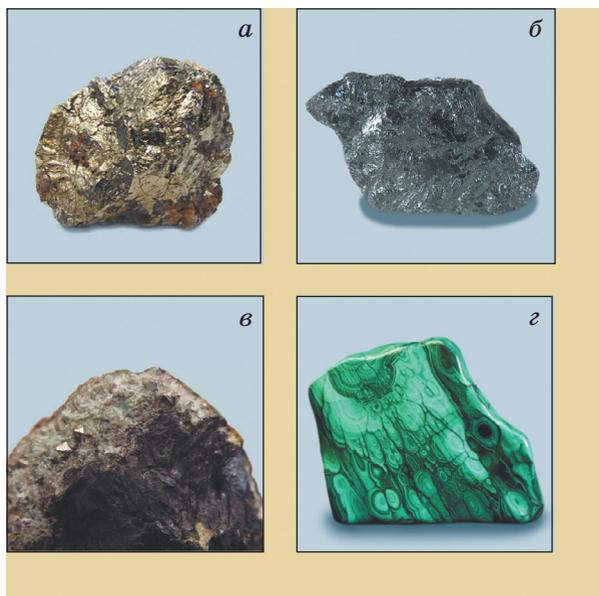


Рис. 53. Минералы, содержащие медь:

а — халькопирит; *б* — халькозин; *в* — ковеллин; *г* — малахит

Оксид алюминия образует и некоторые драгоценные камни. Их называют корундовыми.

Окраска этих камней зависит от содержащихся в них примесей. Например, рубин окрашен в красный цвет за счёт соединений хрома. Сапфир имеет голубой и даже синий цвет за счёт примеси соединений железа и титана.

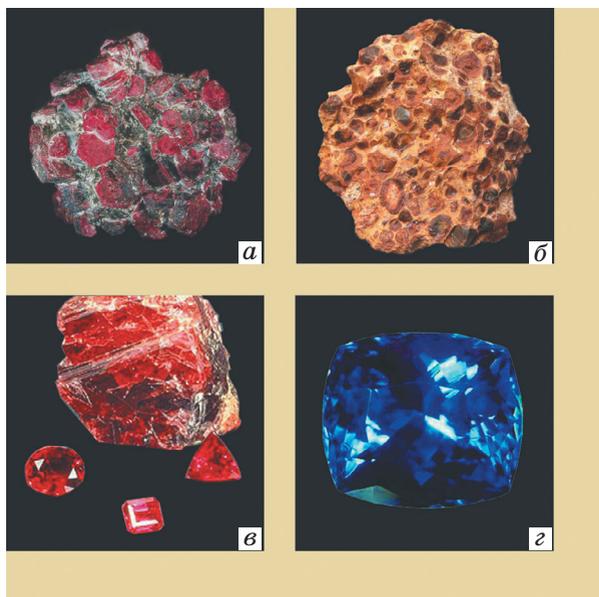


Рис. 54. Минералы, содержащие алюминий:

а — корунд; *б* — боксит (основной компонент глины); *в* — рубин; *г* — сапфир

Алюминий содержится также в глине (*рис. 54 б*). Её состав отвечает формуле $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Обратите внимание на точки между частями формулы. Это не знак умножения. Точки означают, что оксид алюминия, оксид кремния и вода образуют сложное кристаллическое вещество и их невозможно разделить

физическими методами. Поэтому этот минерал является не смесью, а индивидуальным веществом с такой сложной химической формулой.

В природе встречаются минералы, растворимые в воде (рис. 55). Например, широко известна поваренная (каменная) соль, или галит NaCl . Природный хлорид калия KCl имеет название сильвин. Минерал, представляющий собой смесь хлоридов натрия и калия, называется сильвинитом ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$).

Растворимые в воде соединения калия, натрия, кальция и многих других металлов входят в состав морской воды.



Рис. 55. Растворимые в воде минералы:
 а — галит; б — сильвин; в — сильвинит

Какие металлы наиболее распространены в природе?

Среди металлов самое большое распространение в земной коре имеет алюминий. Посмотрите на рисунок 56. Массовая доля алюминия составляет 8,1%.

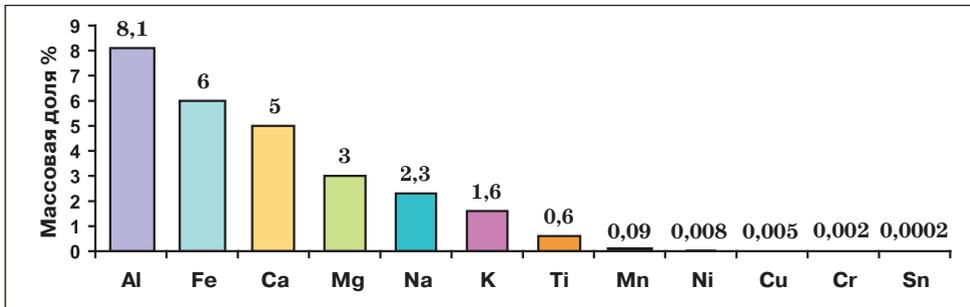


Рис. 56. Массовая доля металлов в земной коре

Следующий по распространённости металл — железо (6%). Массовая доля кальция и магния составляет соответственно 5 и 6%. Массовая доля хорошо вам известной меди составляет в земной коре всего 0,005%.

Какие химические реакции характерны для металлов?

Как вы уже знаете, в природе некоторые металлы встречаются в самородном состоянии, большинство же образуют оксиды, сульфиды и хлориды. Попробуем ответить на вопрос, почему в природе некоторые металлы встречаются в виде простых веществ, а другие существуют только в составе сложных. Может ли это быть связано с их химическими свойствами?

1

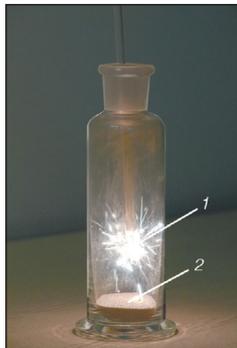
2



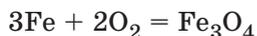
Для ответа на этот вопрос проведём исследование. Любое исследование начинается с обоснования предположения. **Обоснованное предположение называется гипотезой.** Для подтверждения гипотезы проводится эксперимент, на основании которого делаются выводы. Итак, в ходе исследования нужно будет пройти следующие этапы: **предположение** → **гипотеза** → **эксперимент** → **выводы.**

Теперь обратимся к опытам, которые позволили бы подтвердить или опровергнуть нашу гипотезу. Драгоценные металлы, находящиеся в природе в самородном состоянии, в химическом отношении крайне пассивны. Поэтому из них и делают украшения, внешний вид которых веками не изменяется. Проверять химическую пассивность драгоценных металлов нет необходимости.

Попробуем выяснить, реагируют ли с кислородом, серой и хлором металлы, образующие оксидные, сульфидные и хлоридные руды?



Опыт 1. Подожжём тонкую железную проволоку в атмосфере кислорода. Железо будет гореть искрящимся пламенем (рис. 57). В результате образуется железная окалина:



Вспомните, такую же формулу Fe_3O_4 имеет магнитный железняк.

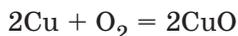
Рис. 57. Горение железной проволоки:

1 — тонкая железная проволока; 2 — речной песок

Вы наверняка заметили, что железные предметы со временем покрываются слоем ржавчины. Формула ржавчины $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Латинская буква *n* означает, что число молекул воды может быть разным, т.е. вещество не имеет постоянного состава. Вспомните, какой минерал имеет аналогичную химическую формулу?

1
2
Попытка сжечь медную проволоку в атмосфере кислорода ни к чему не приводит. Медь не горит в атмосфере кислорода. Связано ли это с тем, что медь встречается в самородном состоянии? При нагревании медь покрывается плотным слоем оксида, который препятствует притоку кислорода. В результате реакция останавливается. То же самое происходит и с самородной медью. Поверхность металла на воздухе покрывается слоем оксида меди, который и предохраняет металл от воздействия кислорода. Проверим это на опыте.

Опыт 2. Поместим в пробирку с кислородом кусочек медной проволоки и нагреем её (рис. 58). Через некоторое время медь покрывается плотным слоем вещества чёрного цвета. Это не что иное, как оксид меди(II). Реакция протекает по уравнению:



Вспомните, какой минерал имеет формулу CuO ?

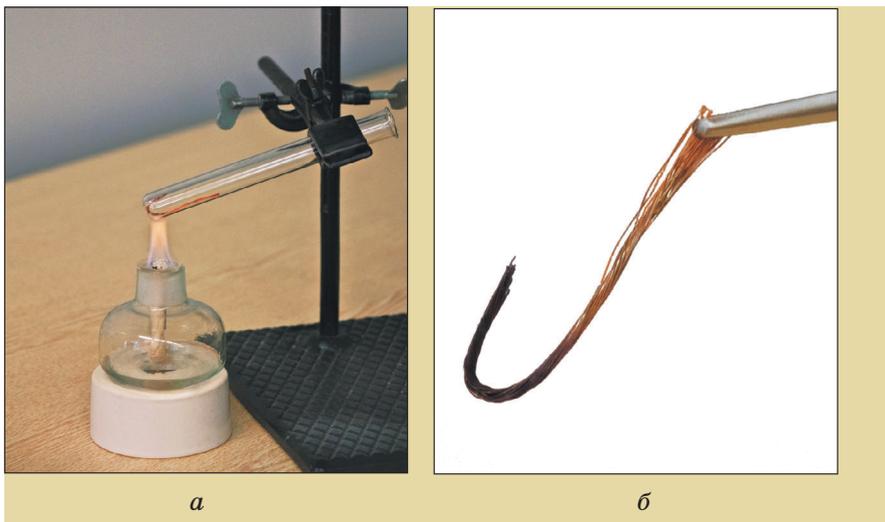
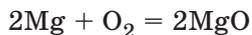


Рис. 58. Нагревание медной проволоки в пробирке с кислородом (а), результат нагревания (б)

Опыт 3. Подожжём в пламени спиртовки кусочек магниевой ленты. В отличие от железа и меди магний сгорает уже на воздухе. Для этого достаточно его только поджечь. Уравнение этой реакции записывается следующим образом:



Реакция сопровождается выделением света и теплоты.

Итак, вы убедились, что с кислородом реагируют многие металлы. Некоторые из них сгорают в кислороде или на воздухе.

Теперь выясним способности металлов к реакции с серой.

Опыт 4. Нагреем в пробирке смесь порошков серы и железа (*рис. 59*).

Рис. 59. Протекание реакции между серой и железом

Через некоторое время реакционная масса накалилась докрасна. Реакция продолжает протекать даже после прекращения нагревания. В результате получается сульфид железа:



Установлено, что с серой способны реагировать и магний, и цинк, и многие другие металлы.

Теперь остаётся выяснить, реагируют ли металлы с хлором.

Опыт 5. Попытаемся сжечь в атмосфере хлора медную проволоку. Удивительно, в атмосфере хлора медь горит (*рис. 60*). Получающийся в результате реакции хлорид меди(II) образует своеобразный дым, поэтому для проникновения хлора к поверхности меди помех не создаётся. Эта реакция протекает по уравнению:

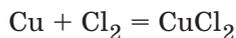


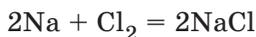
Рис. 60. Горение меди в атмосфере хлора



1

2

С хлором хорошо реагируют и другие металлы. Например, если поджечь кусочек натрия и поместить его в банку с хлором, то натрий будет продолжать гореть. Реакция хлора с натрием протекает по уравнению:



Вспомните, есть ли минерал, формула которого NaCl и как он называется?

Краткие итоги параграфа

- Металлов, встречающихся в природе в самородном состоянии, не так много это: золото, серебро, платина, медь, ртуть и др.
- Большинство металлов встречаются в природе в виде оксидов, сульфидов и хлоридов не случайно. Многие металлы способны реагировать с кислородом, серой и хлором. Эти реакции во многом характеризуют общие химические свойства металлов.

Обучающие задания



1. Выберите среди примеров минералов, приведённых в параграфе те, которые относятся к оксидам, сульфидам и хлоридам. Используя общий подход к названию бинарных соединений, дайте названия основному веществу, составляющему минерал. Например, магнитный железняк — Fe_2O_3 — оксид железа(III).
2. Охарактеризуйте рассмотренные в параграфе реакции, для этого заполните таблицу 21.

Таблица 21. Химические свойства металлов

Формулы		Уравнение реакции	Условия начала реакции	Условия течения реакции	Признаки реакции
Исходные вещества	Продукты реакции				

Задание для закрепления знаний и умений



3. Допишите уравнения реакций (табл. 22), назовите продукты.

Пользуйтесь правилами:

- 1) В формулах продуктов реакции металл записывается первым, неметалл вторым.

2) В соединении с металлом неметалл имеет минимальную из характерных ему валентность.

3) Формула продукта реакции составляется по валентности.

4) В названии вещества не забывайте указывать валентность металла, если она переменная.

5) Коэффициенты в уравнении подбираются только после того, как составлены формулы всех участников реакции.

Таблица 22. Схемы реакций, характеризующих химические свойства металлов

1 вариант	2 вариант	3 вариант	4 вариант
$\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$	$\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$	$\text{Ca} + \text{P} \rightarrow$	$\text{Zn} + \text{Br}_2 \rightarrow$
$\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Fe(III)...}$	$\text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow$	$\text{Al} + \text{Br}_2 \rightarrow$	$\text{Ba} + \text{P} \rightarrow$
$\text{Al} + \text{S} \rightarrow$	$\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow$	$\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow$	$\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow$
$\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow$	$\text{Ba} + \text{Br}_2 \rightarrow$	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow$	$\text{Cu} + \text{S} \rightarrow$

Задания целесообразно выполнять в группах по 4 человека. Каждый учащийся группы выполняет свой вариант, показывает результаты учителю, после чего становится экспертом заданий своего варианта. После этого каждый участник группы стремится выполнить задания всех вариантов и проверить их у эксперта.

Задание для применения полученных знаний и умений



4. Хромистый железняк имеет химическую формулу $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$. Массовая доля какого химического элемента, хрома или железа, в нём больше?

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации

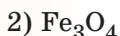


5. Подготовьте сообщение об основных областях и направлениях применения металлов и их сплавов в зависимости от их свойств.

Задания для самоконтроля



A1. Наибольшая массовая доля железа в минерале



A2. Алюминий и сера реагируют в мольном соотношении

1) 3:2

2) 2:3

3) 1:1

4) 1:2

§ 20. История открытия кислорода. Состав воздуха

Вы узнаете историю открытия кислорода, а также историю изучения состава воздуха.

1

Почему кислород был открыт так поздно?

Кислород относится к веществам, без которых невозможна жизнь. С этим веществом человек соприкасается постоянно, но, удивительно, кислород был открыт лишь в XVIII в.



Удивительно, но до конца XVIII в. учёные практически не занимались исследованием газообразных веществ, хотя в результате некоторых реакций, известных ещё в ранний период алхимии, наблюдали выделение кислорода. Причина этому — стереотип мышления. Любой газ представлялся воздухом. Если газ имел неприятный запах, то его считали испорченным воздухом.

В 1724 г. английский ботаник и химик С. Гейлс предложил устройство прибора для сбора газов. Заполненную водой и перевёрнутую вверх дном колбу он опустил в воду горлом вниз (рис. 61), в горло колбы поместил изогнутый ружейный ствол, по которому в сосуд, вытесняя воду, поступали газы. С этого изобретения в истории химии начался новый период, названный газовой химией (или пневматической химией). Открытие кислорода связано именно с этим периодом.



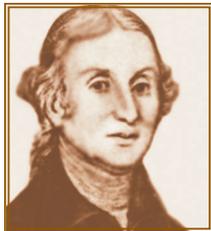
Рис. 61. Прибор С. Гейлса для сбора газов

Как и кем был открыт кислород?

Увлечённый химией англичанин Джозеф Пристли в 1774 г. обнаружил, что при нагревании оксида ртути образуется малорастворимое в воде газообразное вещество:



В атмосфере этого газа тлеющая лучина вспыхивает, а свеча горит очень ярко. Учёный также заметил, что дышать этим газом особенно легко.



Джозеф Пристли (1733—1804)

Английский химик и философ Дж. Пристли — один из основоположников химических исследований газов (пневматической химии). Растворением углекислого газа в воде получил газированную воду и предложил использовать её для лечения морской болезни. Открыл кислород, получив его при нагревании оксида ртути. Впервые получил хлороводород, аммиак и другие газы.

Газ, который открыл и описал Пристли, — кислород. Своим открытием Дж. Пристли поделился с великим французским учёным Антуаном Лавуазье, который разобрался, что это за вещество, и дал этому газу современное название — кислород. Почему именно такое название дал Лавуазье, вы узнаете позже.

Следует отметить, что ещё до работ Пристли в 1771 г. опыты по разложению оксида ртути и изучению свойств образующегося газа проделал помощник аптекаря, впоследствии знаменитый шведский учёный Карл Шееле. Однако результаты его исследования были опубликованы только в 1775 г., поэтому Пристли ничего о них не знал.

Какую часть воздуха образует кислород?

Французский учёный Антуан Лоран Лавуазье установил, что в процессе горения веществ расходуется не весь воздух, а только его часть — кислород. В результате чего воздух стали рассматривать как смесь газообразных веществ.



Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794)

Французский химик. Один из основоположников классической химии. Ввёл в химию строгие количественные методы исследования. Доказал сложный состав атмосферного воздуха. Создал кислородную теорию горения. Совместно с французским математиком и химиком Ж.Б. Мёнье установил состав воды, синтезировал воду из кислорода и водорода. Показал, что процесс дыхания подобен горению и что образование углекислого газа при дыхании является главным источником теплоты в живом организме.

Обратимся к опыту А. Лавуазье.

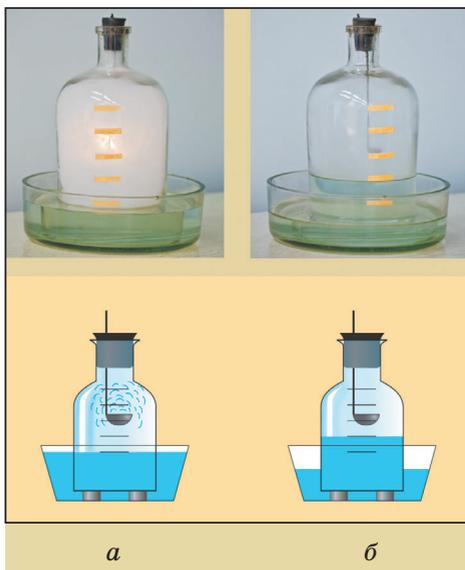
Сожжём фосфор под колоколом, опущенным в воду. На рисунке 62 показано, что до опыта вода под колоколом доходила до уровня соответствующего первому делению. После того как прошла реакция горения фосфора, вода под колоколом поднялась на одно деление, т.е. на $1/5$ часть от объёма

1

2

1

2



колокола, занимаемого ранее воздухом. Избыток фосфора остался в ложечке. Реакция прекратилась не оттого, что сгорел весь фосфор, а потому, что израсходовался весь поддерживающий горение кислород.

На этом основании можно сделать вывод о том, что кислороду в воздухе принадлежит $1/5$ часть.

Рис. 62. Опыт по сжиганию фосфора под колоколом:

а — начало опыта; *б* — окончание опыта

В чём суть кислородной теории горения?

А. Лавуазье является основоположником *кислородной теории горения*. Сформулируем основное положение этой теории.

Горение — это взаимодействие веществ с кислородом, сопровождающееся выделением теплоты и света.

Этой теории мы с вами некоторое время будем придерживаться, пока не столкнёмся с фактами, противоречащими ей.

Какие ещё вещества входят в состав воздуха?

Независимо друг от друга сразу несколько учёных Дж. Пристли, Г. Кавендиш и Д. Резерфорд установили, что при дыхании и при горении угля и свечи в воздухе увеличивается доля углекислого газа.

После удаления из воздуха кислорода и углекислого газа оставшееся вещество не поддерживает ни дыхания, ни горения. А. Лавуазье назвал этот газ *азотом*, что буквально означает «безжизненный» (это название происходит от греческого слова «зое» — жизнь и приставки «а», означающей

«не»). В дальнейшем было выяснено, что в состав молекулы азота входят два атома химического элемента азота. Из этого следует, что химическая формула простого вещества азота N_2 .

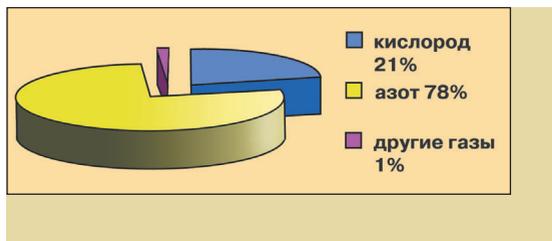


Рис. 63. Состав воздуха

На рисунке 63 представлена диаграмма, отражающая результаты изучения состава воздуха. Из диаграммы видно, что 21% объёма воздуха занимает кислород, 78% — азот. Один сектор диаграммы самый маленький (1%). Этот процент составляют углекислый газ, пары воды и инертные газы.

Что такое инертные газы?

К инертным (благородным) газам относится гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), ксенон (Xe) и криптон (Kr). Эти газы были так названы потому, что долгое время с их участием не удавалось провести ни одной химической реакции.

Как изменяется в составе воздуха доля углекислого газа?

Объёмная доля углекислого газа (CO_2) в составе воздуха всего 0,03–0,04%. В промышленных районах объёмная доля этого вещества составляет 0,05–0,06%. Установлено, что углекислый газ не наносит вреда здоровью, если его объёмная доля в воздухе не превосходит 0,1%. В учебных непроветриваемых аудиториях объёмная доля углекислого газа может возрасти до 1%, что сказывается негативно на общем физическом состоянии учащихся и учителя.

В настоящее время учёные прогнозируют повышение содержания углекислого газа в атмосфере. Вам известно, что на свету растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород. Развитие промышленности, энергетики и автомобильного транспорта приводит к таким выбросам в атмосферу углекислого газа, с которыми растения уже не справляются. Возникает опасность потепления климата планеты. Дело в том, что углекислый газ хорошо поглощает тепловые инфракрасные лучи, испускаемые Землёй. В результате температура атмосферы повышается (*парниковый эффект*).

Краткие итоги параграфа

- Кислород был открыт в конце XVIII в. Первооткрывателем кислорода принято считать А.Л. Лавуазье.
- Состав воздуха в объёмных долях газообразных веществ: 21% — кислорода, 78% — азота, 1% — углекислого газа, паров воды, инертных газов. Доли кислорода, азота, инертных газов практически не изменяются. Доля углекислого газа изменяется в результате деятельности человека.

1

2

Обучающие задания



1. Вещества, которые содержатся в составе воздуха в строго определённом количестве, называют *постоянными составными частями воздуха*. Вещества, содержание которых в воздухе разное в зависимости от места отбора пробы воздуха, называются *переменными составными частями*. Если какие-либо вещества попадают в воздух вместе с промышленными выбросами и т.п., то их называют *случайными составными частями*. Пользуясь этими понятиями, составьте таблицу 23.

Таблица 23. Составные части воздуха

Постоянные	Переменные	Случайные

2. Почему учёные не сразу поняли, что открытый ими кислород входит в состав воздуха? Какие свойства «нового» газообразного вещества отметили учёные?

Задания для закрепления знаний и умений



3. Какое количество вещества оксида ртути необходимо разложить для получения 3 моль кислорода?
4. Каковы объёмы кислорода и азота в помещении размером $25\text{ м} \times 10\text{ м} \times 3\text{ м}$?
5. В каком объёме воздуха (л) при нормальных условиях содержится 6,4 г кислорода?

Задания для применения полученных знаний и умений



6. Установлено, что четыре взрослых дерева (тополь, липа) обеспечивают суточную потребность в кислороде одного человека, которая составляет 700 г. Вычислите объём кислорода (н.у.), который в среднем выделяет одно взрослое растение.

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



7. По данным экологических мониторингов, выбросы в атмосферу загрязняющих веществ составляют более 800 тыс. т в год по всему миру. Из них около 100 тыс. т приходится на оксид серы(IV), 500 тыс. — на оксид углерода(IV), 100 тыс. — на оксид азота(IV). Постройте диаграмму, отражающую массовые доли выбросов этих газов в атмосферу. Найдите информацию о том, какие вещества могут входить в оставшийся сектор диаграммы. О каких путях решения проблем выброса загрязнённых веществ вы знаете?

Задания для самоконтроля



A1. Объём кислорода, содержащийся в помещении размером $4 \text{ м} \times 10 \text{ м} \times 2,5 \text{ м}$

- 1) 21 м^3 2) 78 м^3 3) 36 м^3 4) 1 м^3

A2. Оцените верность суждений о воздухе

А) Это сложное вещество.

Б) В его составе 78% кислорода.

1) верно только А

3) оба суждения верны

2) верно только Б

4) оба суждения неверны

§ 21. Аллотропные модификации кислорода. Получение кислорода и озона

Способность одного элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией. У элемента кислорода две модификации: кислород и озон. Сравним их.

Какими физическими свойствами обладают озон и кислород?

Вы уже знаете, что в состав молекулы простого вещества кислорода входят два атома химического элемента кислорода. Значит, химическая формула этого вещества O_2 .

Кислород представляет собой бесцветный газ без вкуса и запаха. Растворяется в воде. В 100 л воды при $0^\circ C$ и нормальном давлении (101,3 кПа) можно растворить 5 л кислорода; а при $20^\circ C$ — около 3 л. Такого количества кислорода вполне достаточно для дыхания рыб и водорослей.

Из курса физики вы знаете, что при высоком давлении и низкой температуре любой газ можно превратить в жидкость и твёрдое вещество. Сжиженный кислород кипит при температуре $-183^\circ C$, а будучи в твёрдом состоянии плавится при $-219^\circ C$. Что интересно, жидкий и твёрдый кислород притягивается магнитом.

Формула озона O_3 . Он представляет собой газ синего цвета с резким раздражающим запахом. Жидкий озон имеет тёмно-синий цвет, а твёрдый — тёмно-фиолетовый. Температура плавления твёрдого озона составляет $-192^\circ C$, температура кипения жидкого озона равна $-12^\circ C$. Растворимость озона в воде в десять раз больше растворимости кислорода. При нормальных условиях в 100 л воды растворяется 49,4 л озона. В больших концентрациях озон — ядовитое вещество. Озон разрушительно действует на слизистую оболочку дыхательных путей, на органы дыхания и кровь. Горение озон поддерживает лучше кислорода. Способность озона убивать микроорганизмы используется при очистке питьевой воды. На станциях водочистки осуществляется *аэрация* (продувание) воды озоном. Со временем оставшийся в воде озон превращается в кислород, поэтому вода становится чистой и не содержит вредных примесей.

Как получают кислород?

Получение кислорода в промышленности. Современный метод выделения кислорода из воздуха для промышленных нужд предложил наш соотечественник, лауреат Нобелевской премии Пётр Леонидович Капица. Он изобрёл эффективную установку для сжижения воздуха. Из жидкого воздуха кислород выделяется методом перегонки. Кислород закипает при температуре — $(-183)^\circ C$, а азот при $-196^\circ C$. Если сжиженный воздух нагревать, то сначала закипит и выделится азот, а затем — кислород. Таким образом, можно разделить все компоненты, составляющие воздух.

В современные химические лаборатории кислород привозят в баллонах, в которых он находится под давлением. Вы, наверное, обращали внимание на голубые стальные баллоны. В таких баллонах привозят кислород на стройки, промышленные предприятия, в аптеки и в лаборатории.

Получение кислорода в лаборатории. В некоторых случаях требуется получить кислород химическим путём. Для этого применяют реакции разложения. Обычно разлагают пероксид водорода или перманганат калия.

1. Разложение пероксида водорода. Пероксид водорода имеет формулу H_2O_2 . В молекуле этого вещества два атома кислорода соединены между собой, образуя так называемый кислородный мостик $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$. Пероксид водорода разлагается с образованием воды и кислорода:



(стрелка означает выделение газа из раствора).

С раствором пероксида водорода вы наверняка сталкивались в повседневной жизни. Его часто называют перекисью водорода. Он используется для обеззараживания ран. Проведём опыт.

Опыт 1. При комнатной температуре и в тёмноте разложение пероксида водорода идёт медленно. Но его можно ускорить. Налейте в чашку Петри раствор пероксида водорода (раствор должен покрыть все дно чашки) и внесите в него маленькую крупинку оксида марганца(IV). Обратите внимание на то, что вокруг крупинки сразу начнут выделяться пузырьки газа. Это кислород. Но что удивительно, как бы долго не проходила реакция, помещённая в раствор крупинка оксида марганца(IV) не исчезает. Вещество участвует в реакции, ускоряет её, но само не расходуется.

Вещества, которые увеличивают скорость реакции, но при этом не входят в состав исходных веществ и продуктов, называют **катализаторами**.

Таким образом, оксид марганца(IV) в реакции разложения пероксида водорода является катализатором.

На рисунке 64 изображён прибор, используемый для получения кислорода путём разложения пероксида водорода. Из капельной воронки раствор пероксида водорода по каплям подаётся в колбу Вюрца, в которой находится катализатор. Реакция разложения протекает на поверхности катализатора. В результате реакции выделяется кислород, который выходит из колбы через газоотводную трубку.

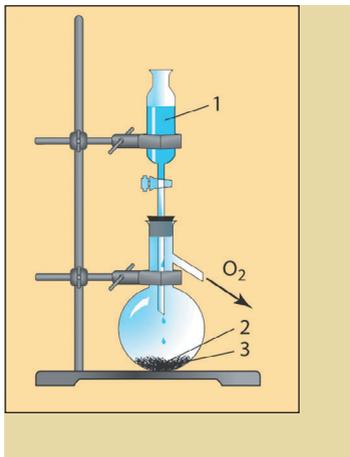


Рис. 64. Прибор для получения кислорода каталитическим разложением пероксида водорода и собирания его вытеснением воды:

1 – капельная воронка с раствором пероксида водорода; 2 – колба Вюрца; 3 – порошок оксида марганца(IV)

2. Разложение перманганата калия. В повседневной жизни вы наверняка сталкивались с веществом, которое в быту называется «марганцовкой». Она представляет собой тёмно-фиолетовые кристаллы, при растворении которых в воде получается яркий фиолетовый раствор. Этот раствор (как и раствор пероксида водорода) используют в медицине для дезинфекции ран. Химическое название «марганцовки» — перманганат калия, его химическая формула KMnO_4 .

При нагревании перманганат калия разлагается с образованием кислорода. Реакция протекает в соответствии с уравнением:



Прибор, в котором может проводиться эта реакция, изображён на рисунке 65.

Выделяющийся при нагревании порошок кислорода фильтруется с помощью тампона ваты и выходит из газоотводной трубки. Кислород можно собирать не только методом вытеснения воды (см. рис. 68 б), но и методом вытеснения воздуха (см. рис. 68 а). В последнем случае важно определить момент, когда сосуд наполнится кислородом. Для этого используется тлеющая лучина. Если при поднесении лучины к горлу сосуда она вспыхивает, значит, сосуд кислородом заполнен, и газ уже выходит из сосуда.

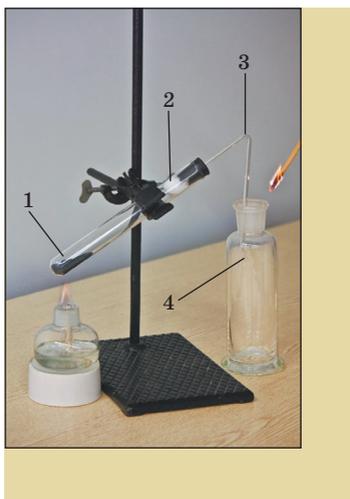
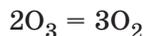


Рис. 65. Прибор для разложения перманганата калия и собирания его вытеснением воздуха:

1 — порошок перманганата калия; 2 — тампон ваты; 3 — газоотводная трубка с пробкой; 4 — сосуд, заполняемый кислородом

Могут ли кислород и озон превращаться друг в друга?

Озон находится в верхних слоях атмосферы. Он поглощает жёсткие ультрафиолетовые лучи и тем самым защищает от их разрушающего действия всё живое на Земле. Озон легко превращается в кислород:



Кислород тоже может превратиться в озон, например, при электрическом разряде. В природе озон из кислорода образуется во время молнии. Запах свежести воздуха после грозы обусловлена появлением озона. При получении озона в лаборатории создают как бы «искусственную грозу». Через кислород пропускают разряд напряжением в несколько тысяч вольт.

Озон может образоваться из кислорода и под действием жёстких ультрафиолетовых лучей. Для создания таких условий в медицинских помещениях используют лампы из кварцевого стекла, пропускающего ультрафиолет. При их включении в воздухе образуется озон. Сам процесс медики часто называют кварцеванием.

Озон образуется и при работе множительной техники, действующей с использованием ультрафиолетового излучения (копировальные аппараты и лазерные принтеры). Эти устройства снабжены специальными фильтрами из диоксида марганца, разрушающими озон, но фильтры часто засоряются, поэтому при длительной работе с множительной техникой необходимо проветривать помещение.

1

2

Краткие итоги параграфа



Рис. 66. Аллотропические модификации кислорода

сжиженного воздуха, в лаборатории — реакцией разложения пероксида водорода или перманганата калия.

- Химический элемент кислород образует две аллотропические модификации — кислород O_2 и озон O_3 (рис. 66).
- Несмотря на то что кислород и озон образованы атомами одного и того же химического элемента, их свойства различаются.

- В промышленности кислород получают методом перегонки

- Озон получают из кислорода при высоковольтном разряде или при облучении ультрафиолетовыми лучами.
- Вещество, ускоряющее реакцию, но не расходующееся в процессе реакции, называется катализатором.

1

2

Обучающие задания



1. Сравните кислород и озон по составу и свойствам. Результаты запишите в таблицу 24. Начертите таблицу в тетради и заполните её.

Таблица 24. Сравнение свойств кислорода и озона

Характеристики	Кислород	Озон
Химическая формула		
Количественный состав		
Относительная молекулярная масса		
Растворимость в воде		
Температура плавления		
Температура кипения		
Способность поддерживать дыхание		
Способность поддерживать горение		

Задания для закрепления знаний и умений



2. Запишите уравнение реакции получения озона из кислорода. Если реакцию проводить в замкнутом сосуде, изменятся ли в процессе: а) масса содержимого, б) давление, в) суммарное число молекул?
3. Одинаковое или разное количество вещества перманганата калия и пероксида водорода потребуется для получения 5 моль кислорода?

Задания для применения полученных знаний и умений



4. Можно ли на основе атомно-молекулярной теории объяснить, что твёрдый и жидкий кислород притягиваются магнитом?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



5. В 1985 г. в английском журнале «Nature» («Природа») была опубликована статья группы сотрудников Британской антарктической службы, в которой говорилось, что начиная с 1977 г. в небе над Антарктидой наблюдалось сезонное снижение концентрации озона. Подготовьте сообщение о современном состоянии проблемы снижения концентрации озона.

Задания для самоконтроля



A1. И озон и кислород

- | | |
|-------------------------|--------------------|
| 1) поддерживают горение | 4) тяжелее воздуха |
| 2) поддерживают дыхание | 5) имеют молярную |
| 3) имеют запах | массу 16 г/моль |

A2. Количество вещества пероксида водорода, необходимое для получения 4 моль кислорода –

- | | | | |
|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 1) 1 моль | 2) 8 моль | 3) 3 моль | 4) 4 моль |
|-----------|-----------|-----------|-----------|

§ 22. Химические свойства кислорода. Применение кислорода

В параграфе будут рассмотрены химические реакции, характерные для кислорода.

Что такое экзотермическая и эндотермическая реакция?

Чтобы наиболее полно охарактеризовать химические свойства кислорода, познакомимся, как можно разделить химические реакции на два больших типа.

Опыт 1. Сожжём кусочек угля в банке с кислородом. Вы хорошо знаете, что уголь горит на воздухе. Горение сопровождается выделением теплоты и света.

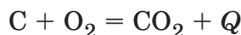
Как вы знаете из курса физики, теплота обозначается буквой Q . Если в результате реакции тепло выделяется, то в уравнении пишут «+ Q », если поглощается, то записывают — «- Q ».

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют **экзотермическими**.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называют **эндотермическими**.

1

Выделение теплоты в уравнении реакции горения угля обозначают:



Разложение перманганата калия сопровождается поглощением теплоты, поэтому известное вам уравнение реакции с учетом её теплового эффекта записывается так:

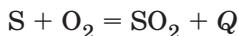


Обратите внимание, буква «t» над знаком равенства означает, что реакция идёт при нагревании.

2

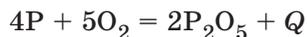
С какими ещё простыми веществами реагирует кислород?

Опыт 2. Поместим в банку с кислородом ложечку с горячей серой. Пламя становится ярко-фиолетовым. Реакция протекает в соответствии с уравнением



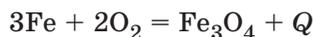
Также как и уголь, сера в кислороде сгорает быстрее, чем на воздухе.

Опыт 3. Поместим в банку с кислородом ложечку с горящим фосфором. При горении выделяется настолько много света, что склянка, в которой происходит реакция, становится похожа на электролампу высокой мощности. Реакция описывается уравнением



В атмосфере кислорода скорость горения фосфора больше, чем на воздухе.

Опыт 4. В атмосфере кислорода горят и некоторые металлы, например железо. С помощью щипцов внесём в банку с кислородом раскалённую железную проволоку. При горении разлетается множество искр. В результате получается вещество, называемое железной окалиной. Реакция протекает по уравнению





Обратите внимание на химическую формулу железной окалины. Установлено, что этот оксид имеет сложный состав. Часть атомов железа в нём имеет валентность II, а часть — III. Упрощённо формулу железной окалины можно представить так: $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

Следует отметить, что не все металлы горят в атмосфере кислорода, хотя способны с ним реагировать. Вам уже известно, что медь при нагревании на воздухе и в атмосфере кислорода покрывается чёрным налётом оксида меди(II):



Обратите внимание, рассмотренные реакции относятся к реакциям соединения, поэтому *в результате взаимодействия простых веществ с кислородом ничего, кроме оксида, как правило, не образуется.*

С какими сложными веществами реагирует кислород?



Кислород способен реагировать и со сложными веществами. Вы, например, хорошо знаете, как горит природный газ метан:



При автогенной сварке (рис. 67) металлов используется горение ацетилена в атмосфере кислорода:



Рис. 67. Автогенная сварка

Внимание!

При горении дров, бытового газа, бензина в двигателе автомобиля, в условиях, когда не достаёт воздуха, образуется **очень ядовитый угарный газ — оксид углерода(II) CO**.

Он особенно опасен тем, что человек не ощущает отравляющего действия. Человек медленно засыпает с потерей сознания. В связи с этим никогда не следует закрывать печную трубу, если угли ещё не сгорели, ставить на старую газовую плиту без специальной подставки кастрюли с широким дном, оставлять в гараже автомобиль с работающим двигателем.

Сжечь можно не только углеводороды. Например, на первой стадии получения серной кислоты из пирита его обжигают в воздухе, обогащённом кислородом:



При взаимодействии сложных веществ с кислородом, как правило, образуется столько оксидов, сколько элементов в сложном веществе.

Что такое реакции окисления?

Реакции простых и сложных веществ с кислородом с позиции атомно-молекулярной теории называют **окислением**. Окисление может протекать как быстро (горение серы, фосфора или железа в атмосфере кислорода), так и медленно. Вы, наверное, обращали внимание, что со временем медные изделия покрываются чёрным налётом. Этот налёт появляется в результате медленного окисления меди кислородом воздуха.

Где применяют кислород?

Рассмотрим применение кислорода, обусловленное уже известными вам свойствами.

Кислород обеспечивает дыхание. Жизнь на Земле во многом обязана тому, что в состав воздуха входит кислород. Вспомните, что в атмосфере чистого кислорода дышится особенно легко. Это свойство кислорода используется в медицине для поддержания дыхания больных.

Кислород поддерживает горение. Это свойство кислорода использует каждый человек. Если бы люди не научились «добывать огонь», то не возникла бы и цивилизация. Тысячелетия человечество сжигает дрова и другие виды топлива для того, чтобы согреться и приготовить пищу. В настоящее время кислород, входящий в состав воздуха, используют для сжигания топлива в двигателях автомобилей, тепловозов и теплоходах, а также для выработки электроэнергии на тепловых электростанциях. В двигателях ракет в качестве окислителя иногда используют сжиженный кислород.

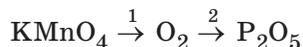
В качестве окислителя кислород применяют в химической промышленности для получения различных веществ, например для производства стали, некоторых удобрений, целого ряда пластмасс.

Однако есть и отрицательная сторона, характеризующая способность кислорода поддерживать горение — возникновение пожаров. Чтобы справиться с ситуацией, важно знать основы пожаротушения. Каждое вещество имеет свою температуру воспламенения. Первое, что можно предпри-

нять, — снизить температуру. Для этого используют воду, песок, грунт. Поскольку горение происходит с участием кислорода, то важным является прекращение его доступа. Небольшое воспламенение можно закрыть подручными средствами, например одеялом или покрывалом. В лабораториях для этого используют специальные ткани из негорючих веществ. Эффективными средствами являются огнетушители. Суть действия большинства из них сводится к обработке горячей поверхности «укрывающими» веществами, перекрывающими поступление кислорода (например, углекислый газ).

Как осуществить цепочку превращений с участием кислорода и оформить соответствующие ей записи?

Предположим, необходимо сжечь фосфор в атмосфере кислорода. Чистого кислорода в лаборатории нет. Вам хорошо известно, что кислород можно получить разложением перманганата калия. Таким образом, вам необходимо осуществить цепочку из двух превращений: 1) из перманганата калия получить кислород, 2) в полученном кислороде сжечь фосфор. Эту цепочку можно записать в виде схемы, отражающей последовательность действий:

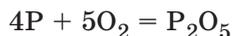


А дальше необходимо составить столько уравнений реакций, сколько стрелочек в схеме. В нашем случае уравнений будет два:

1) Получение кислорода из перманганата калия



2) Сжигание фосфора в получившемся кислороде



Обратите внимание, что из первого уравнения реакции во второе пересылается только формула вещества, которое участвует в реакции.

Краткие итоги параграфа

- В зависимости от теплового эффекта можно выделить два типа реакций — экзотермические и эндотермические. Практически все реакции с кислородом экзотермические.
- Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом называется окислением. При этом в основном образуются оксиды.
- Применение кислорода связано с его способностью поддерживать дыхание и горение.

Обучающие задания



1. Вспомните, что такое оксиды. Среди формул веществ выберите, выпишите и назовите оксиды CaCO_3 , P_2O_3 , HCl , MgO , H_2CO_3 , C_2H_2 , SiO_2 , NaOH , Al_2O_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, H_2O . Составьте уравнения реакций получения этих оксидов из простых веществ.
2. Как практически осуществить следующие цепочки превращений? Составьте соответствующие уравнения реакций, укажите их типы и тепловые эффекты
 - 1) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
 - 2) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$
 - 3) $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$
 - 4) $\text{HgO} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$

Задание целесообразно выполнять в группах по 4 человека. Каждый учащийся группы записывает уравнения реакции, соответствующие одной цепочке. Показывает выполненную работу учителю, после чего он становится экспертом по данной цепочке. После этого каждый участник группы стремится выполнить задания всех вариантов и проверить правильность у эксперта.

Задания для закрепления знаний и умений

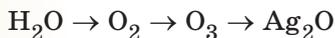


3. Составьте уравнения реакций с кислородом трёх известных вам металлов. Все ли металлы могут реагировать с кислородом?
4. Составьте уравнения реакций горения сложных веществ, учитывая, что в продуктах реакции валентности элементов следующие: S(IV), C(IV), Fe(III), Cu(II).
 - 1) $\text{CuS} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - 2) $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
 - 3) $\text{SiC} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - 4) $\text{CuFeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
 - 5) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$

Задания для применения полученных знаний и умений



5. Как практически осуществить цепочку превращений веществ? Составьте соответствующие уравнения реакций, укажите их типы и тепловые эффекты:



6. Если элемент может образовывать несколько оксидов, то и при помощи кислорода можно превращать один оксид в другой. Например,

для превращения угарного газа (оксида углерода(II)) в углекислый (оксид углерода(IV)) достаточно его сжечь. Составьте уравнение этой реакции. В каком мольном соотношении должны прореагировать угарный газ и кислород?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



- Нарисуйте в тетради схему, изображающую области применения кислорода человеком.
- Долго дышать чистым кислородом вредно для здоровья. Объясните почему? Приведите факты, подтверждающие ваш ответ.

Задания для самоконтроля



A1. Горение железной проволоки в кислороде — это реакция

- экзотермическая
- с образованием только оксида железа(II)
- соединения
- с мольным соотношением исходных веществ 3:4
- окисления

A2. Вещество X в цепочке превращений $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CO}_2$

- K_2MnO_4
- MnO_2
- C
- O_2

Практическое занятие 2

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА И ИЗУЧЕНИЕ ЕГО СВОЙСТВ

Для выполнения работы:

- повторите правила безопасной работы в химической лаборатории;
- прочитайте методику выполнения опытов и проведите каждый опыт;
- после проведённого опыта. Опишите свои наблюдения, приведите уравнения реакции и ответьте на вопросы. Результаты работы запишите в таблицу 25.

Таблица 25. Результаты проведённых опытов

Название опыта, порядок выполнения	Рисунки, наблюдения	Уравнения реакций	Ответы на контрольные вопросы

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА ИЗ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ, СОБИРАНИЕ ЕГО МЕТОДОМ ВЫТЕСНЕНИЯ ВОЗДУХА

1

Опыт 1. Насыпьте в сухую пробирку порошок перманганата калия в таком количестве, чтобы высота его слоя была приблизительно равна 3–4 мм. Вложите в пробирку небольшой рыхлый тампон ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите её в лапке штатива и опустите конец газоотводной трубки в другую пробирку, как показано на рисунке 68 а.

2

Прогрейте сначала всю пробирку с перманганатом калия, затем продолжайте нагревать её около того места, где находится вещество. Через 0,5 минуты поднесите к отверстию пробирки-приёмника тлеющую лучину. Если она вспыхнет, то осторожно выньте трубку и закройте пробирку-приёмник пробкой.

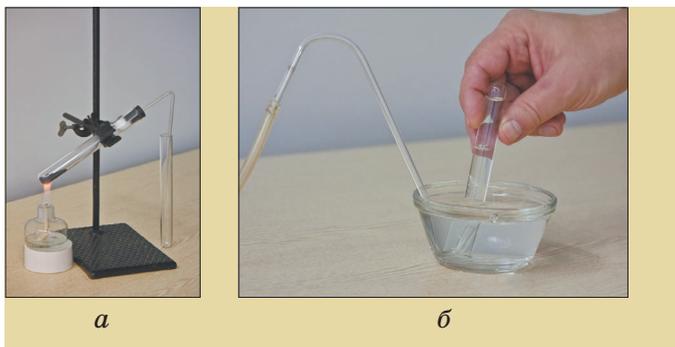


Рис. 68. Получение кислорода и его собирание: методом вытеснения воздуха (а). Собирание кислорода методом вытеснения воды (б)

Контрольные вопросы

1. Как называется метод собирания кислорода в данном опыте?
2. Почему пробирка-приёмник устанавливается доньшком вниз?
3. Зачем необходимо помещать тампон ваты около выходящего отверстия газоотводной трубки?
4. Почему тлеющая лучина вспыхивает при поднесении к отверстию пробирки-приёмника?
5. Почему фитилём спиртовки нельзя касаться нагретой пробирки?

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА ИЗ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ И СОБИРАНИЕ ЕГО МЕТОДОМ ВЫТЕСНЕНИЯ ВОДЫ

Опыт 2. Насыпьте в сухую пробирку порошок перманганата калия (слоем примерно в 5 мм по высоте). Вложите в пробирку около её отверстия небольшой рыхлый тампон ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепите её в лапке штатива. Проверьте прибор на герметичность. Для этого нагрейте пробирку рукой. Если из трубки, опущенной в воду, выйдет пузырёк воздуха, то значит, прибор герметичен. Введите конец газоотводной трубки в пробирку, заполненную водой и помещённую в кристаллизатор с водой (рис. 68 б). Далее нагревайте пробирку с перманганатом калия, как вы это выполняли в опыте 1. Когда кислород полностью вытеснит воду, пробирку-приёмник плотно закройте пробкой или пальцем и выньте её из кристаллизатора. Не забудьте о том, что прежде чем прекратить нагревание, необходимо вынуть конец газоотводной трубки из воды.

1

2

Контрольные вопросы

1. Как называется метод собирания кислорода в данном опыте?
2. На каком физическом свойстве кислорода основан данный метод его собирания?
3. Почему перед прекращением нагревания необходимо вынуть газоотводную трубку из воды?

СЖИГАНИЕ УГЛЯ В КИСЛОРОДЕ

Опыт 3. В пробирку с кислородом, полученном в опыте 1 или 2, поместите раскалённый уголёк. После того как горение прекратится, прилейте в пробирку около 2 мл известковой воды. Закройте пробирку пробкой и встряхните её.

Запишите условия выполнения опыта и полученные результаты (в виде таблицы) в рабочую тетрадь.

Контрольные вопросы

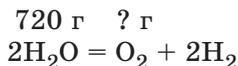
1. Как объяснить свечение раскалённого уголька в атмосфере кислорода?
2. Как вы доказали, что в результате реакции получился углекислый газ?

§ 23. Расчёты по уравнению химической реакции

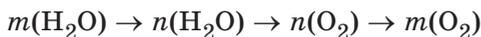
Как рассчитать массу получившегося вещества?

Задача 1. На установке для получения кислорода и водорода разложили 720 г воды. Чему равна масса полученного кислорода?

Решение. Запишем данные условия задачи над уравнением реакции.



Уравнение показывает, что при разложении на каждые 2 моль воды образуется 1 моль кислорода. Если мы узнаем количество вещества воды, подвергшейся разложению, то можем рассчитать количество вещества полученного кислорода. Зная его, можно вычислить и массу. Таким образом, решение этой задачи складывается из следующей последовательности действий:



1. Рассчитаем количество вещества разложенной воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{720 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 40 \text{ моль}$$

2. Определим количество вещества кислорода.

Согласно уравнению реакции на 2 моль воды приходится 1 моль кислорода. Согласно проведённым расчётам, воды было разложено 40 моль. Составляем пропорцию:

	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{O}_2)$
По уравнению реакции	на 2 моль	приходится 1 моль
В ходе решения задачи	на 40 моль	приходится x моль

Из пропорции находим x :

$$x = \frac{40 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 20 \text{ моль}$$

То есть $n(\text{O}_2) = 20 \text{ моль}$

3. Вычислим массу кислорода:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 20 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 640 \text{ г}$$

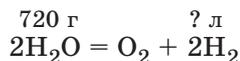
Ответ: $m(\text{O}_2) = 640 \text{ г}$.

Как вычислить объём получившегося газа?

Немного усложним предыдущую задачу.

Задача 2. Какой объём (н.у.) займёт водород, выделившийся при разложении 720 г воды?

Решение. Запишем данные условия этой задачи над уравнением реакции



Этапы решения этой задачи следующие: нужно определить количество вещества воды, затем количество вещества водорода, после чего можно рассчитать его объём: $m(\text{H}_2\text{O}) \rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) \rightarrow n(\text{H}_2) \rightarrow V(\text{H}_2)$

1. Первый этап мы уже выполнили, решая предыдущую задачу. Помните, мы рассчитали, что количество вещества воды равно 40 моль.

2. Определим количество вещества выделившегося водорода.

Из уравнения реакции следует, что

	$n(\text{H}_2\text{O})$	$n(\text{H}_2)$
По уравнению реакции	на 2 моль	2 моль
В ходе решения	на 40 моль	x моль

Таким образом,

$$n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 40 \text{ моль}$$

3. Рассчитаем объём выделившегося водорода, используя значение молярного объёма газов:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m = 40 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 896 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 896 \text{ л}$.

Аналогично решаются задачи, в которых дана масса продукта реакции, а нужно рассчитать массу или объём исходного вещества.

Краткие итоги параграфа

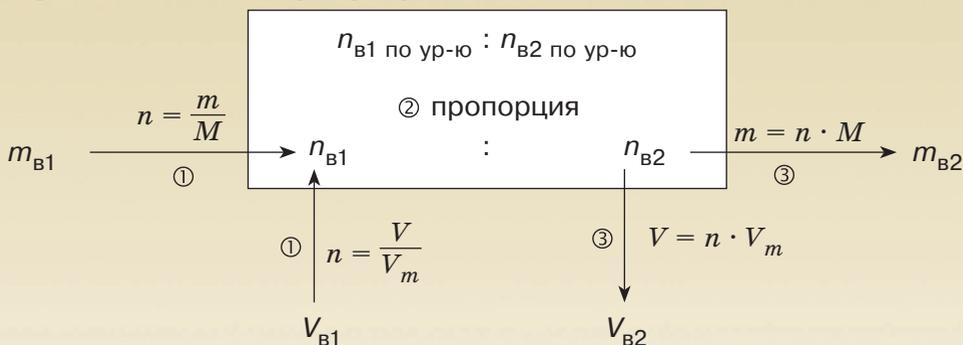


Рис. 69. Проведение расчётов по уравнению реакции:

m_{B1} — масса вещества 1 по условию задачи;

1

2

V_{B1} — объём газообразного вещества 1 по условию задачи (н.у.);
 n_{B1} — количество вещества 1 (из расчётов по условию задачи);
 n_{B1} по ур-ю : n_{B2} по ур-ю — мольное соотношение вещества 1 и вещества 2, по уравнению реакции;
 n_{B2} — количество вещества 2, рассчитанное из пропорции;
 m_{B2} — масса вещества 2;
 V_{B2} — объём газообразного вещества 2 (н.у.).

Если по условию задачи (рис. 69) известна масса одного из участников реакции m_{B1} или его объём V_{B1} (в этом случае это — газ), а требуется рассчитать массу другого участника реакции m_{B2} или его объём V_{B2} (если это газ), то следует осуществить следующие действия (на схеме обозначены цифрами в кружке):

1. Рассчитать количество вещества n_{B1} первого из участников реакции (рис. 69).
2. Используя мольные соотношения веществ по уравнению реакции n_{B1} по ур-ю : n_{B2} по ур-ю, составить пропорцию, из которой рассчитать количество вещества второго участника реакции n_{B2} .
3. Рассчитать массу m_{B2} или объём V_{B2} второго участника реакции (рис. 69).

Обучающие задания



1. Пользуясь схемой на рисунке 69, прокомментируйте порядок действий при нахождении:
 - 1) массы исходного вещества по объёму газообразного продукта реакции, измеренному при н.у.;
 - 2) объёма (при н.у.) исходного газообразного вещества по массе продукта реакции;
 - 3) массы одного продукта реакции по известной массе другого продукта реакции;
 - 4) массы одного исходного вещества по известному объёму другого исходного газообразного вещества.
2. По уравнению реакции $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$ рассчитайте:
 - 1) массу фосфора, необходимую для получения оксида фосфора(V) массой 28,4 г;

- 2) объём (при н.у.) кислорода, необходимый для полного сгорания фосфора массой 12,4 г;
- 3) массу фосфора, на полное сжигание которого израсходовался кислород объёмом 11,2 л (при н.у.);
- 4) массу оксида фосфора(V), который получится, если фосфор полностью сгорит в кислороде массой 16 г.

Задания 1 и 2 целесообразно выполнять в группах по 4 человека. Каждый участник группы решает одну задачу. Результаты решения всех участников обсуждаются в группе.

Задания для закрепления знаний и умений



3. Вычислите объём (н.у.) кислорода, который потребуется для сжигания:
 - 1) магния массой 6 г;
 - 2) железной проволоки массой 8 г;
 - 3) водорода массой 10 г;
 - 4) серы массой 8 г.
4. По уравнению горения ацетилена $2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$ вычислите:
 - 1) какой объём кислорода потребуется на горение 10 л ацетилена;
 - 2) какой объём углекислого газа образуется при полном сжигании 5 л ацетилена;
 - 3) какой объём ацетилена может полностью сгореть в 1 л кислорода;
 - 4) какой объём ацетилена полностью сгорел, если объём получившегося углекислого газа составил 20 л?
5. Почему в случае, когда в условии задачи дан объём одного газообразного участника реакции, а требуется найти объём другого газообразного участника реакции (объёмы газов измерены при одинаковых условиях), то задачу можно решить в одно действие?

Задания для применений полученных знаний и умений



6. Какой объём (л) природного газа метана CH_4 полностью сгорел в атмосфере кислорода и оксид углерода(IV) какого объёма образовался, если масса образовавшейся в результате реакции воды равна 3,6 г? Приведите значения объёмов газов при н.у.

Задания для самоконтроля



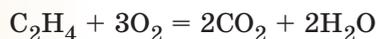
A1. Кислород большего объёма потребуется для сжигания 1 моль

- 1) магния 2) серы 3) метана 4) угля

1

2

А2. Объём кислорода, необходимый для полного сгорания 30 л этана в соответствии с уравнением



1) 10 л

2) 22,4 л

3) 67,2 л

4) 90 л

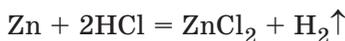
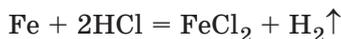
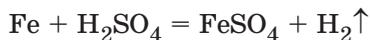
§ 24. История открытия водорода. Получение и физические свойства водорода

Открытие водорода, как и открытие кислорода, произошло в конце XVIII в., хотя выделение этого газа в ряде реакций наблюдали и значительно раньше. Как был открыт водород? Какими свойствами он обладает?

Почему многие учёные наблюдали за выделением водорода, но не смогли его открыть?

Со времён алхимии известны вещества, способные растворять многие металлы (реагировать с ними). Эти вещества имеют кислый вкус, поэтому им дали название «кислоты». Вам известны лимонная, яблочная и уксусная кислоты. Витамин С — аскорбиновая кислота. Есть кислоты, которые называют минеральными, т.к. их получают из минералов. Например, серную кислоту, формула которой H_2SO_4 , получают из пирита или серы. Исходным сырьём для получения соляной кислоты может быть каменная соль. Эта кислота имеет формулу HCl .

Долгое время водород называли «горючим воздухом». Подробно свойства «горючего воздуха» изучил и описал в 1766 г. английский учёный Генри Кавендиш. Он помещал некоторые металлы (железо, цинк, олово) в растворы серной и соляной кислот и во всех случаях получал одно и то же газообразное вещество, поражающее своей лёгкостью. Впоследствии этому газу было дано название **водород**. Запишем уравнения реакций:





Генри Кавендиш (1731–1810)

Английский физик и химик, член Лондонского королевского общества (с 1760 г.). Его работы в области химии связаны с химией газов, одним из основателей которой он является (пневматическая химия). В 1766 г. получил водород. Показал, что продуктом сгорания водорода является вода. Синтезировал оксиды азота, пропуская электрический заряд через воздух. Обнаружил в воздухе ни с чем не реагирующие газы (инертные газы).

К какому типу относится реакция получения водорода из кислот?

Обратите внимание на уравнения реакции металлов с кислотами. Атомы простого вещества металла вытесняют или замещают атомы водорода из кислоты, которые, свою очередь, образуют новое простое вещество — водород.

Реакция, в которую вступает простое вещество и сложное вещество, а в качестве продуктов получается новое простое вещество и новое сложное вещество, называется **реакцией замещения**.

Таким образом, водород был получен с помощью реакции замещения. В этих реакциях водород замещался из кислоты металлами.

Что такое кислоты?

В истории химии все кислые на вкус вещества и их растворы называли кислотами. Мы познакомились с одним из химических свойств кислот со способностью реагировать с металлами с выделением водорода. Очевидно, в состав кислот входят атомы водорода. На основании уже известных сведений о составе и свойствах кислот дадим определение этому новому для вас классу веществ.

Кислоты — сложные вещества, в состав которых входит элемент водород, способный замещаться металлами, и кислотный остаток.

Почему водороду дали такое название?

Свое латинское название «гидрогениум» водород получил от греческих слов «гидр» и «генао», означающих «рождаю воду». Его предложил

1

2

в 1779 г. Антуан Лавуазье после того, как был установлен состав воды, и в результате горения водорода была получена вода.

Распространён ли водород на Земле?

1
2
Водород — весьма распространённый на Земле жизненно важный элемент. На его долю приходится 1% от массы Земли. Он входит в состав всех растений и животных, а также самого распространённого на Земле вещества — воды. Водород является самым распространённым элементом во Вселенной. Изучение состава звёзд показало, что они в основном состоят из водорода.

Какими физическими свойствами обладает водород?

Как вы уже знаете, молекула простого вещества водорода состоит из двух атомов. Поэтому формула простого вещества водорода H_2 .

Водород не имеет цвета, вкуса и запаха, мало растворим в воде (в 1 л воды при 20 °С растворяется всего 18 мл водорода). Температура кипения водорода при атмосферном давлении — (–253) °С. Водород — самый лёгкий из всех газообразных веществ. Он в 14,5 раз легче воздуха, поэтому он нашёл широкое применение в воздухоплавании. Воздушные шары и дирижабли некоторое время заполняли водородом¹.

Как получают водород?

Для заполнения воздушного шара водородом использовали самый простой способ получения водорода — взаимодействие железных стружек с разбавленной серной кислотой. Этот метод и в настоящее время не потерял своего значения и используется в лабораторной практике. Для получения водорода часто используют реакцию между соляной кислотой и цинком. Реакцию проводят в аппарате Киппа (рис. 70).

Если кран аппарата Киппа закрыт (рис. 70 а), то выделяющийся водород вытесняет раствор соляной кислоты в воронку. В результате цинк перестаёт соприкасаться с кислотой и выделение водорода прекращается. Если

¹ Первым, кто поднялся на воздушном шаре, заполненном водородом, был французский физик Ж. Шарль (1783 г.). До открытия водорода воздушные шары заполнялись горячим воздухом, который быстро остывал. В результате такие шары теряли подъёмную силу и снижались.

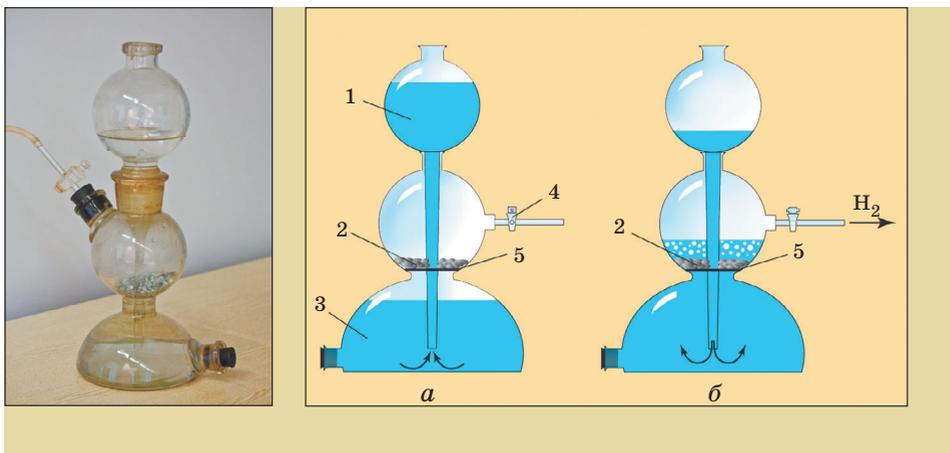


Рис. 70. Устройство аппарата Киппа:

1 — воронка с кислотой; 2 — гранулированный цинк на решётке; 3 — раствор соляной кислоты; 4 — кран; 5 — решётка: *а* — кран закрыт, цинк не соприкасается с кислотой, аппарат не работает, водород не выделяется; *б* — кран открыт, цинк соприкасается с кислотой, водород выделяется

же кран открыть (рис. 70 б), то соляная кислота из воронки перетекает к цинку. Реакция возобновляется, и поток выделяющегося водорода выходит через газоотводную трубку.

Вы знаете, что водород содержится в самом распространённом веществе на Земле — воде. Это вещество доступно и дёшево, поэтому в некоторых случаях водород получают разложением воды под действием электрического тока. Уравнение этой реакции:



Как можно собрать получившийся газообразный водород?

Как и кислород, водород собирают двумя методами: вытеснением воды (рис. 71 а) и вытеснением воздуха (рис. 71 б). При использовании метода вытеснения воды пробирку, заполненную водой, устанавливают в кристаллизатор с водой верх дном. Конец газоотводной трубки от аппарата Киппа помещают в горлышко пробирки. Выделяющийся водород вытесняет воду и остаётся в пробирке. Пробирка для собирания водорода методом вытеснения воздуха устанавливается доньшком вверх. Это связано с тем, что водород легче воздуха.

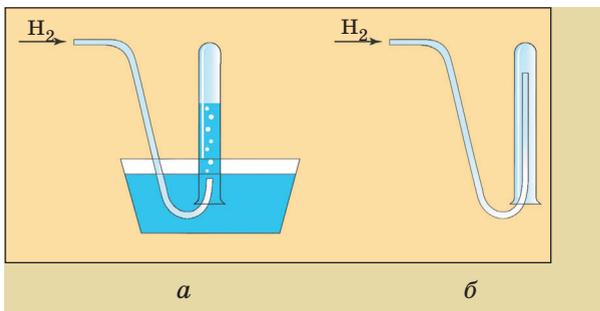


Рис. 71. Способы собирания водорода:

- а* — вытеснением воды;
б — вытеснением воздуха

1

2

Краткие итоги параграфа

- Свойства водорода были изучены в конце XVII в. выдающимся английским исследователем Г. Кавендишем.
- Водород — бесцветный газ без вкуса и запаха, практически нерастворим в воде, существенно легче воздуха.
- В лаборатории водород получают из соляной кислоты реакцией замещения цинком. Собрать водород можно методами вытеснения воздуха и воды.

Обучающие задания



1. Почему газы, такие как водород и кислород, можно собрать методом вытеснения воды?
2. Запишите уравнения реакций получения водорода, в результате взаимодействия соляной кислоты и: а) магния; б) алюминия. Укажите тип реакций. Вычислите массы этих веществ, необходимые для получения водорода объёмом 33,6 л (н.у.).
3. Расскажите о химических свойствах металлов, с которыми вы познакомились в данном параграфе.

Задание для закрепления знаний и умений



4. Как «перелить» из пробирки в пробирку а) кислород; б) водород?

Задания для применения знаний и умений



5. Какой объём водорода выделится при разложении 18 мл воды электрическим током? (Плотность воды 1 г/мл.)

6. В каком случае объём получившегося водорода будет больше: при взаимодействии 11,2 г железа с избытком раствора серной кислоты или при взаимодействии 13 г цинка с избытком соляной кислоты? (Избыток кислоты берётся для того, чтобы прореагировал весь металл.)

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



7. Металлы и кислоты были известны людям со времён алхимии. Объясните, почему водород был открыт только в XVIII в.? Какие ещё вещества были открыты примерно в это же время?

Задание для самоконтроля



A1. И водород и кислород (несколько ответов)

- 1) можно получить при пропускании электрического тока через воду
- 2) можно получить при взаимодействии металлов с кислотами
- 3) можно получить при разложении перекиси водорода
- 4) можно собрать методом вытеснения воды
- 5) можно собрать в перевернутую вверх дном пробирку

§ 25. Химические свойства водорода. Применение водорода

Изучим свойства водорода. Проследим, какие свойства водорода позволили его применять?

Какими химическими свойствами обладает водород?

1. Реакция с кислородом. Как вы уже знаете, некоторое время после открытия водород назывался «горючим воздухом». Нетрудно догадаться, с чем связано такое название. Водород горит на воздухе и в атмосфере кислорода.

Опыт 1. Подожжём на воздухе водород, выходящий из трубки аппарата Киппа. Он горит ровным, еле заметным пламенем (рис. 72 а).

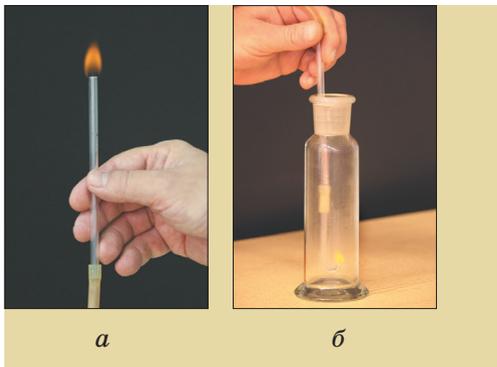


Рис. 72. Горение водорода
а — на воздухе; б — в кислороде

Определить, горит водород или нет, можно только поместив в пламя спичку — она загорается от пламени водорода.

Опыт 2. Поместим в сосуд с кислородом трубку с горящим водородом. Горение водорода продолжается (рис. 72 б). При этом на холодных стенках сосуда конденсируется получающаяся в результате реакции вода:



При горении водорода выделяется много теплоты. Температура кислородно-водородного пламени достигает более 3000 °С.

Реакцию водорода с кислородом можно провести без поджигания водорода. Для этого достаточно поместить в сосуд со смесью кислорода и водорода платиновую проволоку. Платина является катализатором этой реакции. Такой вариант проведения реакции называется **каталитическим окислением водорода**.

Реакция водорода с кислородом может протекать со взрывом.

Опыт 3. Наполним водородом обыкновенную консервную банку и подожжём вытекающий из отверстия в банке водород. Через некоторое время услышим гудение, а затем раздастся взрыв. При этом банка подлетает вверх.

Почему же взрыв происходит не сразу? По мере сгорания водорода через щель между поверхностью стола и нижнем краем банки проходит воздух. Наступает момент, когда образуется смесь воздуха с водородом, которая взрывается. Её название «гремучая смесь».

В истории человечества взрывы образующейся гремучей смеси не раз приводили к катастрофическим последствиям. В начале XX в. дирижабли и воздушные шары заполнялись водородом. Нарушение герметичности оболочки приводило к образованию гремучей смеси и, как следствие, к взрыву (рис. 73).



Рис. 73. Взрыв дирижабля

При работе с водородом необходимо соблюдать большую осторожность: предварительно проверять герметичность прибора, а также чистоту водорода перед его поджиганием. Для определения чистоты заполняют водородом сухую чистую пробирку и подносят её открытым концом к пламени. Глухой хлопок свидетельствует о чистоте водорода, свистящий звук — о загрязнённости газа.

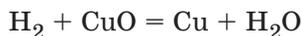
1

2

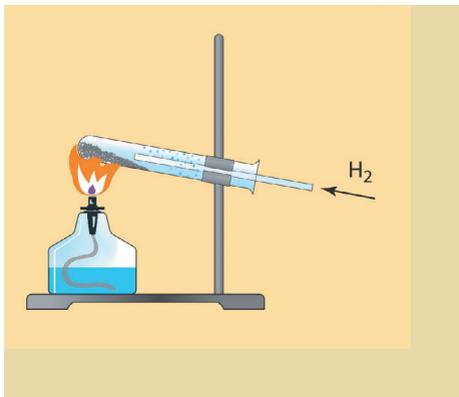
Что такое реакция восстановления?

Следующее свойство водорода не менее интересно и удивительно, чем горение. Проведём опыт.

Опыт 4. Поместим в сухую пробирку немного порошка оксида меди и закрепим пробирку в лапке штатива. В пробирку через трубку будем подавать водород. При нагревании пробирки открытым пламенем (рис. 74) порошок становится красным, а на стенке пробирки появляются капельки бесцветной жидкости. Реакция протекает по уравнению:



Образовавшийся красный порошок — это медь, а капельки бесцветной жидкости — вода.



Эта реакция показывает, что водород способен отнимать из оксида металла кислород. В результате образуется простое вещество — металл.

Водород благодаря его способности отнимать из оксидов металлов кислород называют **восстановителем**. Помните, кислород мы называли окислителем.

Рис. 74. Восстановление меди водородом из оксида

Химическую реакцию, в результате которой из оксида металла образуется простое вещество, называют **восстановлением**.

Восстановление — процесс, обратный окислению.

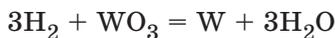
1

В каких областях применяется водород?

Водород существенно легче воздуха. В воздухоплавании это вещество уже не используется. Это слишком опасно. Однако водородом заполняют шары — зонды, служащие для изучения атмосферы.

Водород горит. Водород часто называют топливом будущего. Уже созданы опытные образцы автомобилей, двигатели которых работают на водородном топливе. В настоящее время с помощью кислородно-водородного пламени осуществляют сварку некоторых металлов.

Водород — восстановитель. Находят применение и восстановительные свойства водорода. Например, восстановлением водородом из оксида получают самый тугоплавкий металл — вольфрам¹:



Краткие итоги параграфа

- К наиболее характерным химическим свойствам водорода относится реакция с кислородом, а также восстановление металлов из оксидов. Эти свойства находят широкое применение.
- Восстановление — процесс, обратный окислению.

Обучающие задания



1. Водород способен взаимодействовать со многими простыми веществами. Эти реакции позволяют получать вещества, находящие широкое применение. Составьте уравнения реакций получения из простых веществ: а) аммиака (NH_3); б) хлороводорода (HCl); в) сероводорода (H_2S); г) гидрида кальция (CaH_2). (При составлении уравнений учитывайте, что молекулы газообразных веществ азота и хлора состоят из двух атомов.)

¹ Из вольфрама делают спирали для лампочек накаливания.

2. Составьте уравнения получения металлов из оксидов (табл. 26).

Таблица 26. Задания на написание уравнений реакций с участием водорода

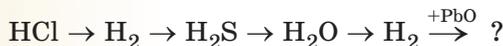
1 вариант	2 вариант	3 вариант	4 вариант
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$	$\text{NiO} + \text{H}_2 \rightarrow$	$\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow$	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \rightarrow$
$\text{CrO} + \text{H}_2 \rightarrow$	$\text{SnO} + \text{H}_2 \rightarrow$	$\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow$

Задание целесообразно выполнять в группах по 4 человека. Каждый учащийся группы выполняет задания своего варианта, показывает учителю, после чего он становится экспертом заданий своего варианта. После этого каждый участник группы выполняет задания всех вариантов и проверяет их у эксперта.

Задания для закрепления умений и навыков



3. Как практически осуществить цепочку превращений? Составьте уравнения реакций в соответствии с цепочкой



4. Какой объём водорода (при н.у.) потребуется для восстановления 128 г меди из оксида меди(II)?
5. Какой объём «гремучей смеси» (н.у.) позволит получить воду массой 18 г?

Задания для применения полученных знаний и умений



6. Магний какой массы необходимо поместить в избыток соляной кислоты, чтобы выделившегося водорода хватило для восстановления 3,2 г меди из оксида меди(II)?
7. В вашем распоряжении цинк, серная кислота, оксид железа(III). Какую цепочку превращений необходимо осуществить, чтобы получить железо? Запишите уравнения соответствующих реакций.

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации

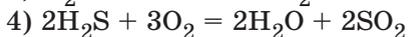
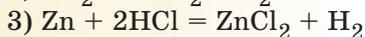
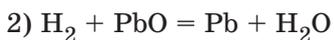
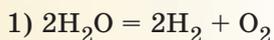


8. В отличие от кислорода хранение водорода представляет определённую проблему. В чём суть этой проблемы и как она решается?



Задания для самоконтроля

A1. Реакция, в которой водород — восстановитель,



A2. Железо из оксида железа(II) можно получить при

1) использовании магнита

3) восстановлении водородом

2) окислении кислородом

4) фильтровании расплава

Практическое занятие 3

ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА И ИЗУЧЕНИЕ ЕГО СВОЙСТВ

Для выполнения работы:

1) повторите необходимые правила безопасной работы в химической лаборатории (правила работы с лабораторным оборудованием, правила нагревания);

2) прослушайте инструктаж учителя о правилах работы с кислотами и о проверке водорода на чистоту;

3) внимательно ознакомьтесь с методикой проведения каждого опыта и затем проведите его.

Результаты опытов впишите в таблицу 27.

Таблица 27. Результаты опытов с водородом

Название опыта, порядок выполнения	Наблюдения, рисунки	Уравнения реакций	Ответы на контрольные вопросы

ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ВЗАИМОДЕЙСТВИЕМ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ И ЦИНКА. ПРОВЕРКА ВОДОРОДА НА ЧИСТОТУ

Опыт 1. Поместите на дно пробирки 3 гранулы цинка и прилейте 2 мл раствора соляной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, на которую наденьте пробирку (рис. 75 а).

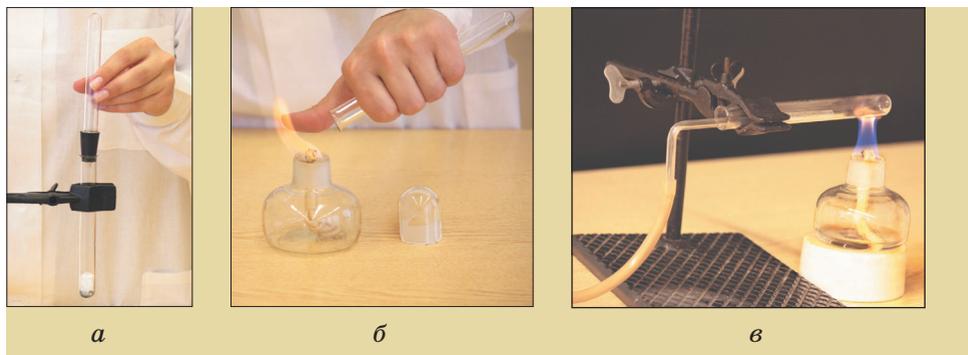


Рис. 75. Получение водорода и опыты с ним:

а — получение водорода; *б* — проверка водорода на чистоту; *в* — восстановление меди из оксида водородом

Через некоторое время после начала реакции полученный водород необходимо проверить на чистоту. Для этого снимите перевёрнутую вверх дном пробирку, закройте её пальцем. Поднесите закрытым концом пробирку к пламени спиртовки (рис. 75 б), откройте пробирку. Глухой хлопок свидетельствует о том, что водород чистый, свистящий звук — водород загрязнён. Дальнейшие опыты с водородом можно проводить только в том случае, если он чистый.

Контрольные вопросы

1. Как называется метод собирания водорода в данном опыте?
2. Почему пробирка-приёмник при получении водорода закрепляется доньшком вверх?
3. Почему перед проведением опытов с водородом его необходимо проверить на чистоту?

ГОРЕНИЕ ВОДОРОДА

Опыт 2. После проверки водорода на чистоту подожгите его.

Запишите условия проведения опыта и полученные результаты (в виде таблицы) в тетради.

Контрольные вопросы

1. Какое вещество образуется при горении водорода на воздухе? Напишите соответствующее уравнение реакции.
2. Почему опыт по наблюдению горения водорода необходимо проводить с большой осторожностью?

ВОССТАНОВЛЕНИЕ МЕДИ ИЗ ОКСИДА МЕДИ(II) ВОДОРОДОМ

Опыт 3. На дно сухой пробирки микрошпателем насыпьте две порции порошкообразного оксида меди(II). Укрепите пробирку в лапке штатива, как показано на рисунке 75 в. В другую пробирку внесите вещества, необходимые для получения водорода по методу, предложенному в опыте 1. Газоотводную трубку, выходящую из этой пробирки, введите в пробирку с оксидом меди так, чтобы её конец находился над порошком оксида. Пробирку с оксидом меди(II) сначала прогрейте целиком, а затем в течение нескольких минут нагревайте только тот её участок, где находится оксид. Когда окраска порошка изменится, нагревание прекратите и дайте пробирке остыть. Разберите прибор.

Контрольные вопросы

1. Какое вещество конденсируется на стенках пробирки? Какого оно цвета? Ответы на эти вопросы запишите в таблице в графе «Наблюдения».
2. Исходя из наблюдений, предположите, какие продукты образуются. Запишите соответствующие уравнения реакций.
3. Объясните, почему водород в этой реакции является восстановителем.
4. К какому типу относится реакция водорода с оксидом меди(II)?

§ 26. Углекислый газ и его получение

Вы начинаете изучать свойства наиболее важных сложных веществ. При горении топлива и при дыхании живых организмов образуется углекислый газ. Современное название этого вещества — оксид углерода(IV), или диоксид углерода.

Какие физические свойства у углекислого газа?

Оксид углерода(IV) — бесцветное газообразное вещество с кисловатым вкусом, не имеющее запаха. Примерно в 1,5 раза тяжелее воздуха. Относительно хорошо растворяется в воде. При 20 °С и нормальном давлении (1 атм.) в одном объёме воды растворяется около одного объёма углекислого газа. Углекислый газ не поддерживает горения. При большой концентрации углекислого газа человек и животные задыхаются. При комнатной температуре и давлении около 50 атм. оксид углерода(IV) сжижается. Сжиженный диоксид углерода хранят и транспортируют в стальных баллонах чёрного цвета. Сжиженный углекислый газ используется в огнетушителях. При сильном охлаждении жидкий диоксид углерода затвердевает, напоминая по внешнему виду лёд. На воздухе при -78 °С, не образуя жидкость, он переходит в газообразное состояние, поэтому твёрдый диоксид углерода называется «сухим льдом». «Сухой лёд» широко используют при хранении скоропортящихся продуктов, например мороженого.

Как был открыт углекислый газ?

Впервые углекислый газ стали рассматривать как индивидуальное вещество с 1620 г., когда Я. Гельмонт, нагревая древесный уголь на воздухе, наблюдал образование «связанного воздуха» $C + O_2 = CO_2$.

Шотландский физик и химик Дж. Блэк в 1754 г. получил углекислый газ при прокаливании известняка. В состав этого минерала входит вещество, химическая формула которого $CaCO_3$. Реакция протекает согласно уравнению



Этот способ получения оксида углерода(IV) применяют в промышленности и в настоящее время.

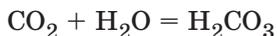
Как получают углекислый газ в лаборатории?

В лаборатории углекислый газ получают действием соляной кислоты на мрамор, мел, ракушечник или известняк (эти минералы образованы веществом, химическая формула которого $CaCO_3$):



Что происходит при растворении углекислого газа в воде?

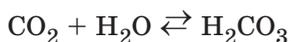
При растворении в воде оксида углерода(IV) образуется угольная кислота:



Угольная кислота нестойкая и разлагается на диоксид углерода и воду:



поэтому в растворе происходит одновременно как образование угольной кислоты, так и её разложение. В уравнении реакции этот процесс обозначается двумя стрелками:



Следует отметить, что на образование угольной кислоты расходуется только 30% растворённого в воде углекислого газа.

В том, что раствор углекислого газа в воде имеет слабокислый вкус, вы не раз могли убедиться сами. Любой газированный напиток содержит растворённый углекислый газ.

Как определить наличие углекислого газа?

Опыт 1. Пропустим через известковую воду углекислый газ. Через некоторое время жидкость становится мутной. Выпадает белый осадок.

О том, что такое известковая вода и о сущности этой реакции, вы узнаете в следующем параграфе.

Краткие итоги параграфа

- Как многие газы, углекислый газ долгое время считался воздухом и на него не обращали внимание. Среди газообразных веществ углекислый газ был изучен одним из первых ещё в начале XVII в.
- В промышленности углекислый газ получают разложением известняка (карбоната кальция), в лаборатории реакцией известняка, мрамора или ракушечника с соляной кислотой.
- Наличие углекислого газа определяют по выпадению осадка при пропускании через известковую воду.

Обучающие задания



1. В 4-х сосудах при одинаковых условиях находятся водород, кислород, воздух, углекислый газ. Предложите эксперимент по распознаванию содержимого сосудов.
2. Источники углекислого газа схематично представлены на рисунке 76.



Рис. 76. Источники углекислого газа

Составьте уравнения реакций в соответствии с некоторыми направлениями поступления углекислого газа в атмосферу, учитывая данные, приведённые в таблице 28.

Таблица 28. Состав некоторых видов топлива

Топливо	Горючие вещества в составе топлива
Природный газ	CH ₄ , C ₂ H ₆ , C ₃ H ₈ и др.
Бензин	C ₆ H ₁₄ , C ₆ H ₆ , C ₇ H ₁₆ , C ₈ H ₁₈ и др.
Керосин	C ₁₀ H ₂₂ , C ₁₀ H ₂₀ , C ₁₁ H ₂₄ и др.

Задание для закрепления знаний и умений



3. Одинаковый или разный объём углекислого газа выделится, если на один моль известняка подействовать избытком кислоты или разложить столько же известняка при нагревании?

Задания для применения полученных знаний и умений



4. В Италии существует знаменитая «собачья пещера». Человек может стоять в ней довольно долго, а забежавшая туда собака погибает через несколько минут. Почему?
5. В 1772 г. в Англии Джозеф Пристли пытался найти способ, как имитировать журчащую из минеральных источников воду. Так зародилась идея многих популярных сегодня напитков. Что предложил Пристли?

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



6. В чём опасность «парникового эффекта»? Какие пути решения данной проблемы предлагают учёные?

Задание для самоконтроля



A1. И углекислый газ и кислород (несколько ответов)

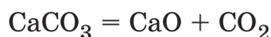
- | | |
|-------------------------|----------------------------|
| 1) поддерживают дыхание | 4) поддерживают горение |
| 2) содержатся в воздухе | 5) взаимодействуют с водой |
| 3) тяжелее воздуха | |

§ 27. Оксид кальция. Свойства и применение

На стройке для связывания кирпичей используют цементный раствор. В древние времена для этой цели использовали известковый раствор.

Что такое известковая вода?

Из предыдущего параграфа вы узнали, что углекислый газ в промышленности получают разложением известняка:



Несколько тысяч лет люди использовали эту реакцию для получения оксида кальция. Однако то, что в этом процессе выделяется углекислый газ, стало известно только чуть более 250 лет назад.

Оксид кальция представляет собой твёрдое белое вещество. Его химическая формула CaO . Исторически сложившееся название этого вещества, нередко используемое и в настоящее время, — *негашёная известь*.

Чем вызвано такое название? Дело в том, что если негашёную известь поместить в воду, то пройдёт экзотермическая реакция. Теплоты выделится так много, что вода может даже закипеть. Полученное в результате этой реакции вещество получило название *гашёной извести*. То есть продукт «гашения» негашёной извести.

Какой же состав гашёной извести? Экспериментально установлено, что в результате этой реакции образуется только одно вещество. Это означает, что в процессе гашения оксид кальция соединяется с водой. Ещё установлено, что в этой реакции на 1 моль оксида кальция приходится 1 моль воды. Запишем схему химической реакции, формула продукта которой нам предстоит ещё выяснить:



Из этой схемы следует, что в гашёной извести на каждый атом кальция приходится два атома кислорода и два атома водорода — CaO_2H_2 . Эту формулу принято записывать так — $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Современное название этого вещества — гидроксид кальция. Название показывает, что в состав вещества входят атомы водорода, кислорода и кальция. Группа атомов OH называется гидроксильной группой.

Гидроксид кальция — твёрдое едкое вещество, малорастворимое в воде. Смесь гашёной извести и воды условно называют известковым раствором (рис. 77). Так же как на стройке смесь цемента, воды и песка условно называют цементным раствором. С точки зрения химии ни известковый раствор, ни цементный раствор истинными растворами не являются. Истинный раствор не может быть мутным.

Из известкового раствора со временем выпадает осадок не растворившегося в воде гидроксида кальция. Истинный раствор этого вещества и стали называть известковой водой.



Рис. 77. Известковый раствор

Что происходит при пропускании углекислого газа через известковую воду?



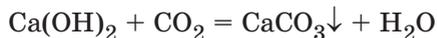
Рис. 78. Появление осадка из известковой воды

Установлено, что если прокалить вещество, получившееся при пропускании углекислого газа через известковый раствор (белый осадок, рис. 78), то получается оксид кальция и углекислый газ в мольном соотношении 1:1.



Вспомните, при разложении какого вещества образуется оксид кальция и углекислый газ? Это карбонат кальция CaCO_3 .

Запишем уравнение реакции между гидроксидом кальция и углекислым газом:



Обратите внимание, стрелка справа от формулы карбоната кальция показывает, что это вещество выпадает в осадок.

Как использовался известковый раствор в строительстве?

Несколько тысячелетий известковый раствор используется в строительстве в качестве средства, связующего камни и кирпичи. Получение известкового раствора и его использование может быть представлено следующей схемой (рис. 79).

Краткие итоги параграфа

- Негашёная известь представляет собой оксид кальция. Он образуется при прокаливании известняка, мела, мрамора или ракушечника.
- При взаимодействии с водой (при гашении) оксида кальция образуется гидроксид кальция (гашёная известь).
- Затвердевание известкового раствора во многом обусловлено реакцией гидроксида кальция с углекислым газом, находящимся в воздухе. При этом снова образуется карбонат кальция.

Обучающее задание



1. Приведите все известные вам названия оксида и гидроксида кальция. Объясните смысл каждого названия.

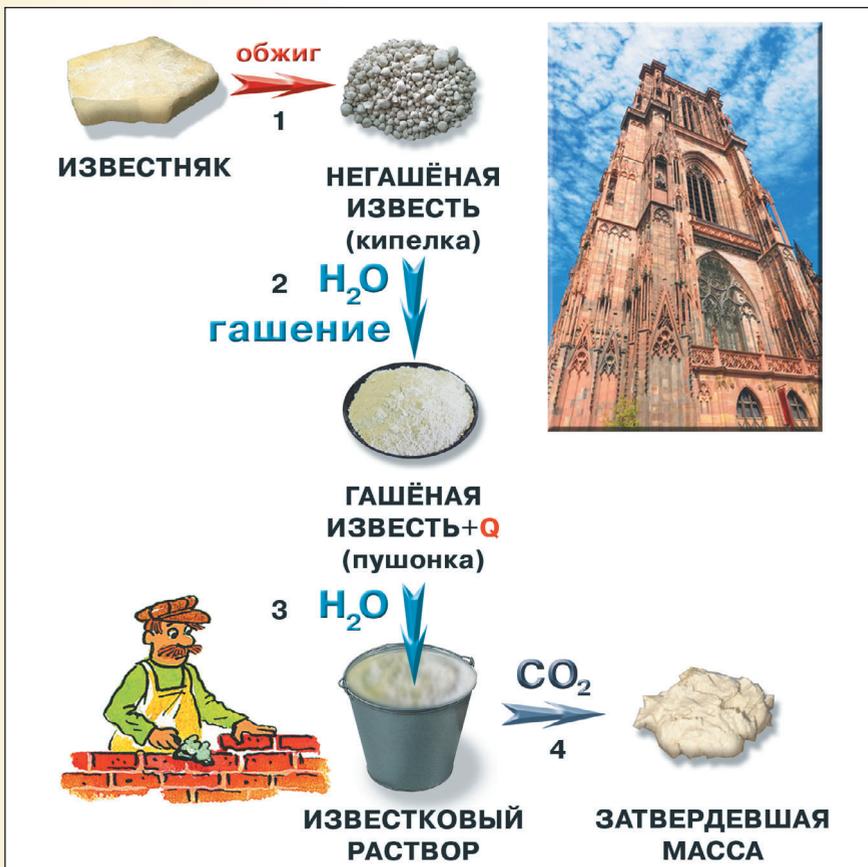


Рис. 79. Получение и использование известкового раствора

Задания для закрепления знаний и умений



2. Составьте уравнения реакций в соответствии с цепочками превращений





а

б

3. На дно пластиковой бутылки, заполненной углекислым газом, поместили твёрдый гидроксид кальция (рис. 80 а), и бутылку плотно закрыли. Через некоторое время бутылка деформировалась (рис. 80 б). Объясните происходящее явление.

Рис. 80. Пластиковая бутылка с углекислым газом после добавления гидроксида кальция:

а — начало реакции; б — окончание реакции



Задания для применения полученных знаний и умений

4. Дана цепочка превращений:



1) Исходя из изученных свойств веществ, предположите, какое вещество зашифровано под «X»?

2) Составьте уравнения реакций в соответствии с цепочкой превращений.

5. Для побелки стен и деревьев часто используют известковый раствор. Какие реакции происходят при высыхании побеленной поверхности?

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



6. Что такое сталактиты и сталагмиты? Каков их химический состав? Какие процессы способствуют их формированию?

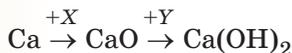
Задания для самоконтроля



A1. Вещество, используемое для качественного обнаружения CO_2 , — это

- | | |
|---------------------|----------------------|
| 1) оксид кальция | 2) гидроксид кальция |
| 3) карбонат кальция | 4) оксид бария |

A2. Веществами X и Y в цепочке превращений являются



- | | | | |
|--|---|--------------------------------|---------------------------------------|
| 1) O_2 и H_2O | 2) CO_2 и H_2O | 3) O_2 и H_2 | 4) H_2O и CO |
|--|---|--------------------------------|---------------------------------------|

Обобщение учебного материала главы 2



Что нового вы узнали о веществах?

● Все *простые вещества* в начале XVIII в. были подразделены на металлы и неметаллы на основании совокупности проявляемых ими физических свойств (§ 18). В связи с этим и все элементы были подразделены на две группы: образующие металлы и образующие неметаллы.

Задание 1. Перечислите физические свойства, характерные для всех металлов.

Задание 2. Среди перечня элементов выберите те, которые образуют простые вещества неметаллы: S, Fe, Cu, O, Mg, P, H, Al, C.

● Металлы в природе встречаются как в самородном состоянии, так и в виде соединений, образуя минералы (§ 19). Минералы, пригодные для получения металлов, называют рудами. Некоторые металлы широко распространены, другие встречаются крайне редко.

Задание 3. Распределите элементы: Cu, Ag, Al, Fe, Na в порядке увеличения их содержания в земной коре.

Задание 4. Найдите соответствие между названием минерала и металлом, который может быть получен из этого минерала:

Название минерала	Металл
1) пирит	А) Cu
2) корунд	Б) Na
3) галит	В) Ag
4) куприт	Г) Fe
5) аргентит	Д) Al

Задание 5. Во сколько раз отличаются массовые доли меди в халькозине (Cu_2S) и халькопирите (CuFeS_2)?

● При изучении темы вы познакомились с составом, некоторыми свойствами, способами получения и направлениями применения четырёх газообразных веществ: кислорода

1

2

(§ 21, 22), озона (§ 21), водорода (§ 24, 25), углекислого газа (§ 26). Три из них — простые, а одно — углекислый газ — сложное. Все могут быть собраны методом вытеснения воздуха. Однако способ закрепления сосуда для сбора зависит от того, тяжелее или легче воздуха собираемый газ. Невысокая растворимость в воде кислорода, озона и водорода позволяет собирать их методом вытеснения воды. Кислород и озон — сильные окислители. Водород — восстановитель. Эти свойства применяют для получения различных веществ. Например, кислород — для получения оксидов. А водород — для освобождения оксидов от кислорода и получения, например, металлов. Углекислый газ, кислород и озон содержатся в атмосфере и играют определённую роль в обеспечении условий жизни на Земле.

1

2

Задание 6. Выберите утверждения, которые относятся к: а) кислороду; б) озону; в) водороду; г) углекислому газу.

1. Молекула состоит из двух атомов.
 2. Молекула состоит из атомов двух элементов.
 3. Относительная молекулярная масса равна 44.
 4. Молярная масса равна 32 г/моль.
 5. 2 моль при н.у. занимают объём 44,8 л.
 6. Легче воздуха.
 7. Занимает 21% объёма воздуха.
 8. Может быть получен из воды под действием электрического тока.
 9. Образуется при разложении пероксида водорода.
 10. Образуется при взаимодействии цинка с серной кислотой.
 11. Образуется при действии соляной кислоты на мел.
 12. Может быть собран в пробирку, перевёрнутую вверх дном.
 13. Может быть собран методом вытеснения воды.
 14. Может быть обнаружен по воспламенению тлеющей лучины.
 15. Может быть обнаружен при помощи известковой воды.
 16. Используют в производстве газированных напитков.
 17. Может применяться для окисления как простых, так и сложных веществ.
 18. Применяют для восстановления металлов из оксидов.
 19. Применяют для обеззараживания воды в плавательных бассейнах.
 20. Способствует «парниковому эффекту».
 21. Защищает планету от ультрафиолетовых лучей.
- Из твёрдых, при обычных условиях, сложных веществ вы познакомились с двумя очень важными соединениями кальция — его оксидом и гидроксидом. Эти вещества широко применяли в строительстве для получения раствора, являющегося связующим материалом (§ 27).

Задание 7. Запишите формулы и систематические названия для веществ с тривиальными названиями: негашёная известь, гашёная известь, известняк.

Что нового вы узнали о химических реакциях?

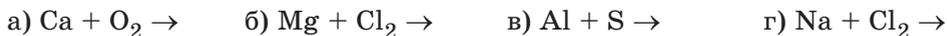
● По числу и составу участников реакции, помимо реакций соединения и разложения, вы узнали о реакциях замещения (§ 24, 25). Например, к реакциям замещения относятся процессы вытеснения водорода из кислот при помощи металлов, а также реакции восстановления металлов из оксидов при помощи водорода.

По тепловому эффекту выделяют экзо- и эндотермические реакции (§ 22). К экзотермическим реакциям относится большинство реакций окисления веществ кислородом. Многие реакции разложения протекают с поглощением теплоты, поэтому их относят к эндотермическим реакциям.

При характеристике некоторых реакций используют понятия «окисление» (§ 22) и «восстановление» (§ 25). Данные характеристики рассматривают как противоположные: окисление — процесс взаимодействия с кислородом, приводящий к образованию оксида, восстановление — процесс удаления кислорода из оксида металла, например, при помощи водорода.

Задание 8. Допишите уравнения реакций. Укажите тип реакций и условия их протекания.

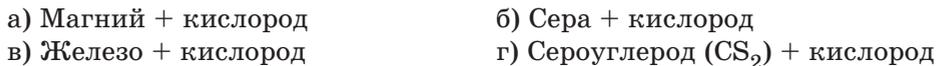
1) Реакции, характеризующие способность металлов взаимодействовать с неметаллами



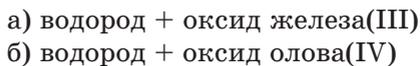
2) Реакции, лежащие в основе получения кислорода и водорода в лаборатории



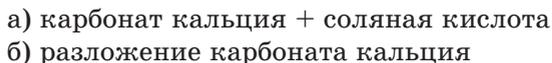
3) Химические свойства кислорода. Реакции окисления



4) Химические свойства водорода. Реакции восстановления.



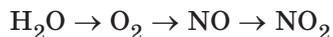
5) Химические свойства и способы получения углекислого газа, оксида и гидроксида кальция.



- в) известковая вода + углекислый газ
- г) углекислый газ + вода
- д) оксид кальция + вода

Знания способов получения и химических свойств веществ позволяют последовательно осуществить целую цепь превращений и записать соответствующие им уравнения реакций (§ 22).

Задание 10. Запишите уравнения в соответствие с цепочкой превращений



По уравнению химической реакции можно определять не только соотношения количеств веществ участников реакции, но и их масс, а также объёмов для газов (§ 23).

Задание 11. Какой объём водорода выделится максимально при взаимодействии алюминия с раствором, содержащим 73 г хлороводорода?

Если необходимо сравнивать объёмы газообразных веществ, участвующих в реакции, то достаточно воспользоваться следствием из закона Авогадро: если объёмы газов измерены при одинаковых условиях, то отношение их объёмов равно отношению их количеств в соответствии с уравнением.

Задание 12. Какой объём кислорода потребуется для полного окисления 5 м³ метана (н.у.)?

Если с заданиями вы справились, то это означает, что содержание темы вами усвоено хорошо!

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ Веществ



1

2

3

Для того чтобы лучше ориентироваться в многообразии веществ, учёные стали предлагать различные их классификации. Вещества, выделенные из организмов растений и животных, и большинство продуктов их превращения объединили в большую группу **органических веществ**. Вещества, выделенные из воздуха, горных пород и минералов, а также продукты их превращения стали относить к другой группе — к **неорганическим веществам**.

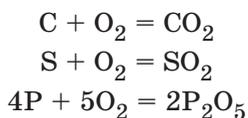
Вы уже знаете, что все неорганические вещества подразделяются на простые и сложные. Простые вещества, в свою очередь, подразделяются на металлы и неметаллы. Настоящая глава посвящена построению классификации сложных неорганических веществ.

§ 28. Кислотные оксиды

Среди сложных веществ вам известны оксиды. Свойства оксидов во многом зависят от того, образованы они металлом или неметаллом.

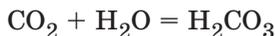
Какие общие свойства характерны многим оксидам неметаллов?

Вам известно, что в атмосфере кислорода горят уголь, сера, фосфор. При этом образуются соответственно: оксид углерода(IV) — газ без цвета и запаха, оксид серы(IV) — газ с резким запахом, оксид фосфора(V) — порошок белого цвета. Запишем уравнения этих реакций:



Удивительно то, что в результате растворения этих оксидов в воде образуются растворы, кислые на вкус. Это свойство дало название продуктам взаимодействия оксидов неметаллов с водой — кислоты, а сами оксиды стали называть кислотными.

Оксид углерода(IV) при пропускании через воду образует раствор, содержащий угольную кислоту — H_2CO_3 :

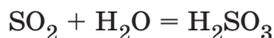


Эта кислота нестойкая и разлагается на исходные вещества — воду и оксид углерода(IV):



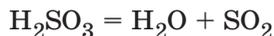
Вы наблюдаете за разложением угольной кислоты, например, когда пьёте газированную воду.

Оксид серы(IV) с водой образует раствор сернистой кислоты:

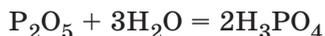


Современные исследования показали, что сернистая кислота не имеет постоянного состава, поэтому формулу сернистой кислоты правильнее записывать $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Эта запись означает, что в растворе молекула оксида серы(IV) окружена молекулами воды, число которых непостоянно. Однако формула H_2SO_3 используется в силу традиции.

Раствор сернистой кислоты имеет резкий запах, так как она, как и угольная, разлагается с образованием исходных веществ:



Оксид фосфора(V) хорошо растворяется в воде с образованием ортофосфорной кислоты (её часто называют просто фосфорной кислотой):



Вкус этой кислоты вам знаком, так как фосфорная кислота входит в состав большинства фруктовых газированных напитков.

Почему кислороду Лавуазье дал именно такое название?

Многие оксиды неметаллов реагируют с водой с образованием кислот. Эти оксиды можно получить реакцией простых веществ неметаллов с кислородом. Кислород как бы рождает кислоты. Именно поэтому А. Лавуазье дал кислороду такое название.

Оксиды, которым соответствуют кислоты, называют **кислотными оксидами**.

Все ли кислотные оксиды реагируют с водой?

Вам хорошо известно, что такие минералы, как горный хрусталь, кварц, белый речной песок, в воде не растворяются. В их состав входит диоксид кремния SiO_2 , который не взаимодействует с водой. Почему же тогда этот оксид относят к кислотным оксидам?

Дело в том, что существует кремниевая кислота H_2SiO_3 , представляющая собой твёрдое вещество, нерастворимое в воде. При нагревании кремниевая кислота разлагается:



В результате реакции образуется оксид кремния и вода. Поэтому и был сделан вывод, что оксид кремния кислотный оксид, и ему соответствует кремниевая кислота.

Следует отметить, что кремниевая кислота, как и сернистая, не имеет постоянного состава, поэтому её правильнее обозначать формулой $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, но формулу H_2SiO_3 используют чаще, понимая её условность.

Образуются ли кислотные оксиды из металлов?

Кислотные оксиды могут образовывать некоторые металлы с переменной валентностью, если способны проявлять валентность больше IV. Например, у хрома несколько оксидов, в которых имеет валентность II (CrO), III (Cr_2O_3) и VI (CrO_3). Оксид хрома(VI) — типичный кислотный оксид. Он реагирует с водой, образуя хромовую кислоту H_2CrO_4 . Марганец образует кислотный оксид — Mn_2O_7 . В результате реакции с водой этого оксида получается марганцевая кислота — HMnO_4 .

Какая кислота соответствует кислотному оксиду?

Формулы кислотных оксидов и соответствующих им кислот представлены в таблице 29.

1

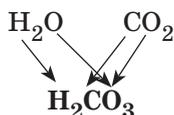
2

3

Таблица 29. Формулы кислотных оксидов и соответствующих им кислот

Формула кислотного оксида	Формула соответствующей кислоты	Название кислоты
CO_2	H_2CO_3	Угльная кислота
SO_2	H_2SO_3	Сернистая кислота
SO_3	H_2SO_4	Серная кислота
SiO_2	H_2SiO_3	Кремниевая кислота
P_2O_5	H_3PO_4	Фосфорная кислота
N_2O_3	HNO_2	Азотистая кислота
N_2O_5	HNO_3	Азотная кислота
Mn_2O_7	HMnO_4	Марганцовая кислота
CrO_3	H_2CrO_4	Хромовая кислота

Приведённые химические формулы не предназначены для заучивания. Определить, какой оксид соответствует какой кислоте, несложно. Вы, наверное, заметили, что взаимодействие кислотного оксида и воды относится к реакциям соединения. Если суммировать атомы, входящие в состав молекулы воды и кислотного оксида, то, как правило, получится формула кислоты. Покажем, как вывести формулу кислоты, соответствующую диоксиду углерода



Теперь попробуем вывести формулу кислоты, соответствующей оксиду азота(V). Если сложить число атомов каждого химического элемента, входящих в состав молекул воды H_2O и оксида N_2O_5 , то получится формула $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$. Так как обычно в формуле соотношение элементов минимально, то индексы сокращаем в 2 раза и получаем формулу кислоты — HNO_3 . Как вы видите из таблицы 29, оксиду азота(V) действительно соответствует азотная кислота, формула которой HNO_3 . Однако в некоторых случаях одна молекула кислотного оксида присоединяет несколько молекул воды. Примером может служить образование ортофосфорной кислоты.

Краткие итоги параграфа

- Кислотные оксиды могут образовывать неметаллы и металлы с валентностью больше IV. Кислотным оксидам соответствуют кислоты.

- О соответствии оксиду кислоты, можно судить по результатам реакций
1) соединения оксида с водой; 2) разложения кислоты.

Обучающее задание



1. Среди перечня оксидов выберите кислотные: N_2O_5 , FeO , CuO , P_2O_5 , SO_2 , Al_2O_3 .
2. Составьте уравнение реакции в соответствие с цепочкой превращений: $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$. На основании записей прокомментируйте, из чего образован кислотный оксид и что ему соответствует.
3. Как вы понимаете фразу: кислота соответствует оксиду. Составьте формулы кислот, соответствующих оксидам хлора: Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 .

Задание на закрепление знаний и умений



4. Какие кислоты соответствуют кислотным оксидам, формулы которых:
а) As_2O_5 ; б) SeO_3 ? Напишите формулы этих кислот.

Задания на применения полученных знаний и умений



5. Вычислите массу ортофосфорной кислоты, которую можно получить при растворении в воде 0,1 моль оксида фосфора(V).
6. Для обработки зернохранилищ против насекомых и клещей сжигают серу, исходя из нормы 100 г серы на 1 м^3 помещения. Определите массу (в кг) оксида SO_2 , необходимого для обработки помещения объёмом в 100 м^3 .

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



7. Подготовьте краткое сообщение: «Причины выпадения кислотных дождей».

Задания для самоконтроля



- A1. Формулы только кислотных оксидов находятся в ряду
- | | |
|-----------------------------|-------------------------------|
| 1) SO_3 , SO_2 , CO_2 | 2) P_2O_5 , CO , Na_2O |
| 3) Na_2O , K_2O , CaO | 4) CrO_3 , NO_2 , Na_2O |

1

2

3

А2. Объём оксида углерода(IV), выделяющегося при разложении 500 г карбоната кальция, равен

1) 112 л

2) 224 л

3) 11,2 л

4) 22,4 л

1

§ 29. Общие свойства кислот

2

Кислоты – класс неорганических веществ, обладающих сходством состава. Рассмотрим свойства, объединяющие кислоты.

3

Что такое кислотные индикаторы?

Вы, наверное, заметили такое явление: если в крепкий чай опустить кусочек лимона, то его цвет изменяется. Под действием кислоты изменяется цвет многих природных веществ. Проведём несколько опытов.

Опыт 1. В насыщенно коричневый раствор крепкого чая (рис. 81 а) и в фиолетовый раствор сока краснокочанной капусты (рис. 82 а) добавим немного фосфорной кислоты. И в том и в другом случае происходит изменение цвета — раствор чая стал значительно светлее (рис. 81 б), раствор сока краснокочанной капусты изменил цвет на красный (рис. 82 б).



Рис. 81. Изменение цвета чёрного чая под действием растворов кислот:

а — до добавления кислоты;

б — после добавления кислоты



Рис. 82. Изменение цвета сока краснокочанной капусты под действием растворов кислот:

а — до добавления кислоты;

б — после добавления кислоты

Таким образом, растворы кислот изменяют цвет веществ, входящих в состав некоторых растений. Это свойство можно использовать для обнаружения кислот. Это предложил более трехсот лет назад английский учёный Роберт Бойль.

Вещества, изменяющие свой цвет, называют **индикаторами**. Кислотные индикаторы используют для обнаружения кислот.

Способность изменять цвет индикаторов является общим свойством для растворимых в воде кислот. Индикаторы подобно сигнальной лампочке указывают — есть в растворе кислота или нет. Проведём опыт.

Опыт 2. В раствор фосфорной кислоты добавим по несколько капель различных индикаторов: фиолетового лакмуса (рис. 83), метилового оранжевого (рис. 84), универсального (рис. 85). Все перечисленные индикаторы изменяют цвет на красный.

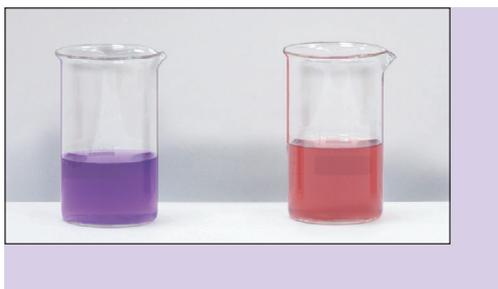


Рис. 83. Изменение цвета лакмуса под действием раствора кислоты



Рис. 84. Изменение цвета метилового оранжевого индикатора под действием раствора кислоты

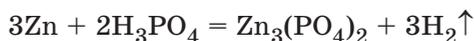
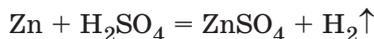
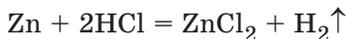


Рис. 85. Изменение цвета универсального индикатора под действием кислоты

Является ли взаимодействие с металлами общим свойством кислот?

Вспомните, как получают водород. Для этого проводят реакцию между цинком и соляной кислотой. Выясним, реагирует ли цинк с другими кислотами? Проведём опыт.

Опыт 3. Поместим по грануле цинка в растворы соляной, серной и фосфорной кислот. Через некоторое время наблюдается выделение водорода. Цинк реагирует и с соляной, и с серной, и с фосфорной кислотами. Запишем уравнения этих реакций.



Что такое соль?

Рассмотренные химические процессы, как уже отмечалось, относятся к реакциям замещения. Атомы металла замещают атомы водорода в молекуле кислоты. Обратите внимание, группа атомов, оставшаяся от кислоты, переходит в вещество без изменения. Эта группа атомов называется **кислотным остатком**. Вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки, образуют отдельный класс соединений — **соли**.

В быту солью часто называют только один из представителей солей — хлорид натрия NaCl.

Все ли металлы замещают водород из кислот?

Опыт 4. Поместим в растворы серной кислоты по грануле алюминия, цинка, железа и меди. В первых трёх случаях реакция идёт. Медь же из раствора кислоты водород вообще не замещает, даже если раствор нагреть.

Таким образом, на основании опыта мы узнали, что не все металлы реагируют с кислотами. По результатам многочисленных экспериментов был создан так называемый заместительный ряд металлов (он ещё называется рядом активности металлов):

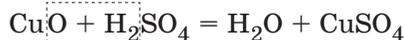


Металлы, стоящие в этом ряду левее водорода, способны замещать водород из кислот. Металлы, стоящие в ряду правее водорода, водород из кислот не замещают. Из известных вам к таким металлам относятся медь, ртуть, серебро, платина и золото.

Может ли оксид металла реагировать с кислотой?

Опыт 5. Поместим в пробирку немного порошка оксида меди(II) и прильём к нему раствор серной кислоты. Нагреем пробирку. Наблюдаем образование ярко-голубого раствора.

В этой реакции атом меди связывается с кислотным остатком, а атомы водорода – с атомом кислорода:

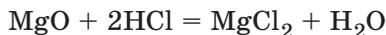


Атомы меди вместе с кислотным остатком образовали соль серной кислоты.

Произошла реакция обмена: два сложных вещества обменялись своими составными частями.

Опыт 6. В одну пробирку поместим немного порошка оксида магния, в другую — оксида кальция. В каждую пробирку прильём 1–2 мл раствора соляной кислоты.

Убеждаемся, что соляная кислота реагирует и с оксидом магния, и с оксидом кальция, поскольку в результате образуются прозрачные растворы. Запишем уравнения этих реакций:



Аналогичные результаты получаются, если вместо соляной кислоты использовать, например, азотную кислоту. Таким образом, можно сделать вывод о том, что с кислотами способны реагировать многие оксиды металлов.

Краткие итоги параграфа

- К общим свойствам кислот можно отнести:
 - 1) способность менять цвет индикаторов;
 - 2) вступать в реакцию замещения с металлами, стоящими в ряду активности металлов левее водорода;
 - 3) реагировать с оксидами металлов.
- В результате реакций кислот с металлами и с оксидами металлов образуются вещества, принадлежащие к классу солей. В состав солей входят атомы металлов и кислотные остатки.
- Реакцию, в которой два сложных вещества обмениваются составными частями, относят к реакциям обмена.

1

2

3

Обучающее задание



1. Составьте уравнения возможных реакций между серной кислотой и а) Mg; б) Ag; в) Hg; г) MgO; д) Al₂O₃; е) HgO.

Задание на закрепление знаний и умений

2. Запишите уравнения реакций оксида железа(III): а) с соляной кислотой, б) с азотной кислотой.

Задания для применения полученных знаний и умений



3. Соляную кислоту — водный раствор газа хлороводорода HCl — используют для очистки металлических изделий перед пайкой. В промышленности хлороводород получают из простых веществ — водорода и хлора.
 - 1) Напишите уравнение реакции синтеза хлороводорода, учитывая, что молекулы хлора и водорода состоят из двух атомов.
 - 2) Рассчитайте, какое количество веществ хлора и водорода необходимо для получения 0,5 моль хлороводорода.
 - 3) Запишите уравнение реакции соляной кислоты с алюминием.
4. Стеариновая кислота не растворяется в воде (из неё делают стеариновые свечи). Будет ли она менять цвет индикаторов?
5. Вычислите массу воды, которая получится в результате реакции 0,1 моль оксида кальция с серной кислотой.

Задание, требующее умений работать с дополнительными источниками информации

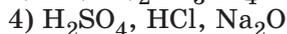


6. Почему азотную кислоту никогда не используют для получения водорода?



Задания для самоконтроля

A1. Формулы только кислот записаны в ряду



A2. Установите соответствие:

Оксид

1) оксид серы(VI)

2) оксид углерода(IV)

3) оксид кремния(IV)

4) оксид фосфора(V)

Кислота

A) угольная

Б) серная

В) кремниевая

Г) сернистая

Д) фосфорная

§ 30. Классификация кислот. Особые свойства некоторых кислот

Для всех кислот общим является наличие атомов водорода, способных замещаться на металл. Кислотные остатки у всех кислот разные, а значит, стоит предположить наличие индивидуальных свойств у каждой кислоты.

По какому признаку можно классифицировать кислоты?

При изучении темы вы познакомились с рядом кислот. Например, H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 . Вспомните опыт по получению водорода. Для этого использовалась реакция цинка с соляной (хлороводородной) кислотой. Формула соляной кислоты HCl . Кислотные остатки в формулах выделены цветом. Сравнивая состав веществ, нетрудно заметить, что кислотный остаток соляной кислоты в отличие кислотных остатков серной, фосфорной и угольной кислот не содержит атомов кислорода.

Кислоты, в состав молекул которых входят атомы кислорода, называют **кислородосодержащими**. Остальные — **бескислородными**.

Большинство кислородосодержащих кислот можно получать при взаимодействии соответствующих оксидов с водой. Бескислородные кислоты получают при растворении в воде газообразных соединений неметаллов с водородом. Так, например, соляная кислота получается в результате растворения газа хлороводорода HCl в воде. Растворением в воде сероводорода получают сероводородную кислоту.

Таким образом, кислоты подразделяют на две группы (рис. 86) — кислородсодержащие и бескислородные.



Рис. 86. Классификация кислот

Какие свойства кислот относятся к особым?

Каждая кислота обладает особыми свойствами, которые обусловлены составом её кислотного остатка. Рассмотрим особые свойства некоторых кислот.

Серная кислота H_2SO_4 . Тяжёлая маслянистая жидкость, не имеет запаха. Растворяется в воде, при этом так сильно нагревается, что вода может закипеть. При разбавлении *концентрированную серную кислоту нужно приливать к воде, а не наоборот!*

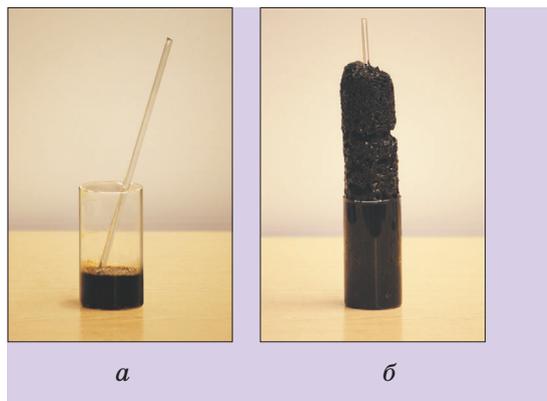
Концентрированная серная кислота, в отличие от разбавленной, реагирует с некоторыми металлами, стоящими в ряду активности после водорода, при этом водород не выделяется (с этим свойством подробнее вы познакомитесь в 9 классе). Концентрированная серная кислота поглощает влагу и используется для осушки многих газов и жидкостей. К особым свойствам серной кислоты относится её способность к обугливанию бумаги и сахара.

Опыт 1. Поместим лучину в концентрированную серную кислоту. Наблюдаем, что она начинает чернеть и в результате обугливается.

Опыт 2. Поместим в химический стакан немного сахарной пудры и прильём к ней концентрированной серной кислоты. Сахар сначала темнеет. Через некоторое время начинает выделяться газ, после чего из стакана поднимается рыхлая угольная масса (рис. 87).

Рис. 87. Обугливание сахара серной кислотой:

- а — в начале опыта;
- б — в конце опыта



Из опытов 1 и 2 вы узнали об уникальной способности концентрированной серной кислоты обугливать органические вещества. Опыты наглядно демонстрируют, насколько серная кислота опасна в обращении.

Фосфорная кислота H_3PO_4 (её более точное название — ортофосфорная). В отличие от большинства кислот, фосфорная кислота — белое твёрдое вещество. Хорошо растворяется в воде. В лаборатории обычно находится в форме растворов. Не имеет запаха. Интересно, что едкостью фосфорная кислота не отличается. Слабый раствор фосфорной кислоты используется в пищевой промышленности.

Азотная кислота HNO_3 . В большой концентрации имеет резкий запах и жёлто-бурый цвет. Кислота, разбавленная водой, бесцветная и не имеет запаха. Очень едкая. На руках оставляет жёлтые пятна. Реагирует с металлами, но при этом водород практически не выделяется. В результате этой реакции, как правило, образуются различные оксиды азота. С азотной кислотой реагирует многие металлы, стоящие в заместительном ряду правее водорода, например медь, серебро и ртуть и др.

Соляная (хлороводородная) кислота HCl . Представляет собой раствор газа хлороводорода в воде. Концентрированный раствор кислоты дымит на воздухе. Имеет резкий запах. Это очень едкое вещество. Слабый 0,1%-ный раствор соляной кислоты содержится в желудочном соке животных и человека.

Сероводородная кислота H_2S . Образуется в результате растворения газа сероводорода в воде. Тухлые яйца пахнут сероводородом. К особым свойствам этой кислоты относится то, что она не очень едкая и очень ядовита.

1
2
3

Обращаем ваше внимание на то, что многие кислоты отличаются едкостью, поэтому требуют осторожного обращения. Кислоту, разлитую на лабораторном столе, нейтрализуют с помощью раствора соды.

Краткие итоги параграфа

- Общие свойства кислот обусловлены наличием в их составе «подвижных» атомов водорода.
- Кислоты подразделяют на кислородосодержащие и бескислородные.
- Каждая кислота обладает некоторыми особыми свойствами, которые определяются составом её кислотного остатка.

Обучающее задание



1. Проиллюстрируйте уравнениями реакций общие свойства растворов серной, хлороводородной и фосфорной кислот. В чём проявляется различие каждой из этих реакций?

Задания для закрепления знаний и умений



2. Почему сернистая кислота имеет резкий запах?
3. Почему при разбавлении концентрированную серную кислоту нужно приливать к воде, а не наоборот?
4. Даны вещества: цинк, медь, сера, калий, магний. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота? Запишите уравнения возможных реакций.

Задания для применения полученных знаний и умений



5. Вычислите объём водорода, который выделится в результате взаимодействия 3 г цинка с раствором серной кислоты.
6. Соединение А — газ с резким запахом, его водный раствор — кислота Б. Входит в состав желудочного сока, убивает большую часть бак-

терий, попадающих в желудок вместе с пищей, и создаёт условия для действия ферментов. Запишите формулу кислоты Б.

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



7. Когда во время Второй мировой войны фашистские войска в апреле 1940 г. оккупировали датскую столицу Копенгаген, венгерский химик Хевеши растворил в царской водке нобелевские медали немецких физиков Макса фон Лауэ и Джеймса Франка, чтобы спрятать их от оккупантов. После войны де Хевеши выделил спрятанное в царской водке золото и передал его шведской королевской академии наук, которая изготовила новые медали и передала их фон Лауэ и Франку. Какой химический состав царской водки, как она реагирует с золотом?

Задания для самоконтроля



- A1. При комнатной температуре твёрдое вещество кислота

- | | |
|-------------|---------------|
| 1) азотная | 2) серная |
| 3) угольная | 4) кремниевая |

- A2. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций

Исходные вещества

- $Al + H_2SO_4 \rightarrow$
- $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
- $K + HCl \rightarrow$
- $K_2O + HCl \rightarrow$

Продукты реакции

- $Al_2(SO_4)_3 + H_2$
- $KCl + H_2$
- $Al_2(SO_4)_3 + H_2O$
- $KCl + H_2O$

- A3. Раствор серной кислоты реагирует с каждым из двух веществ

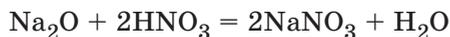
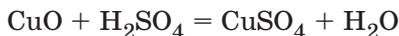
- | | |
|-------------|------------------------|
| 1) Zn и CuO | 2) Mg и HCl |
| 3) Cu и MgO | 4) Ba и H ₂ |

§ 31. Основные оксиды

Вам известно, что многие оксиды неметаллов обладают свойствами, присущими кислотным оксидам. А какими свойствами обладают большинство оксидов металлов с низкой валентностью?

Что такое основные оксиды?

Вам известно, что оксиды металлов способны взаимодействовать с кислотами. Приведём уравнения реакций:



Такие оксиды выделили в отдельный класс и назвали *основные оксиды*.

Оксиды, способные реагировать с кислотами, называются основными оксидами.

Характерна ли для основных оксидов реакция с водой?

Опыт 1. Внесём в один стакан с водой немного оксида кальция, в другой — оксида бария, в третий — оксида меди(II), в четвёртый — оксида железа(III). Наблюдаем, что в первом и втором стаканах получают бесцветные растворы (рис. 88).

Реакция оксида кальция (негашёная известь) с водой вам известна. В результате образуется гидроксид кальция (гашёная известь)

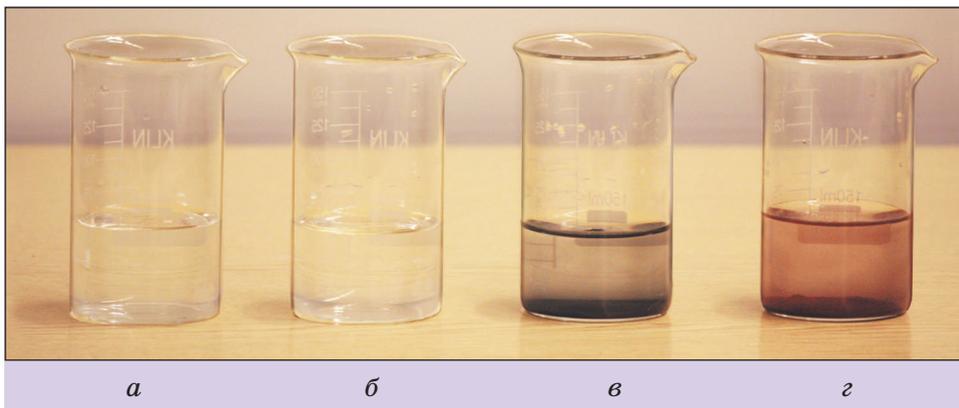
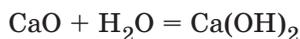
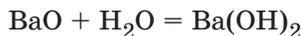


Рис. 88. Отношение к воде некоторых основных оксидов.

Растворяются: а — оксид кальция; б — оксид бария; не растворяются: в — оксид меди(II); г — оксид железа(III)

С оксидом бария реакция протекает аналогично



В третьем и четвёртом стаканах признаков реакции нет (рис. 88).

По результатам проведённого опыта можно сделать вывод о том, что не все основные оксиды реагируют с водой.

Реагируют ли основные оксиды с кислотными?

Опыт 2. В круглодонную колбу, наполненную оксидом углерода(IV), внесём немного порошка оксида кальция. Колбу закроем пробкой с газоотводной трубкой и краном (рис. 89 а). Газоотводную трубку опустим в кристаллизатор с водой.

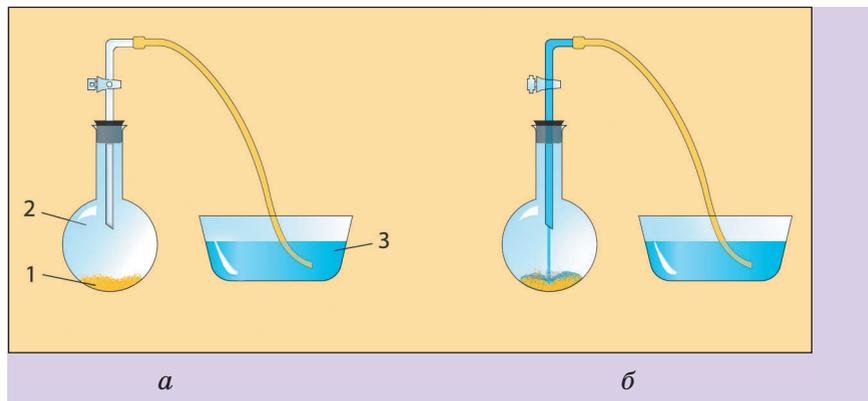
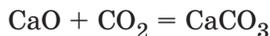


Рис. 89. Взаимодействие оксида кальция с оксидом углерода(IV):

а — общий вид прибора; *б* — кран открыт; 1 — порошок оксида кальция; 2 — колба, наполненная оксидом углерода(IV); 3 — кристаллизатор с водой

Если оксид углерода(IV) реагирует с оксидом кальция, то при закрытом кране (рис. 89 а) давление в колбе понизится, поскольку часть оксида углерода(IV) израсходуется. Открытие крана приведёт к поступлению в колбу воды (рис. 89 б).

Опыт показывает, что давление в колбе действительно понижается. При открытом положении крана в колбу устремляется вода. Реакция идёт в соответствии с уравнением:



Опыт протекает аналогично, если вместо оксида углерода(IV) колбу наполнить оксидом серы(IV). Но если в колбу внести вместо оксида кальция оксид железа(III), то никаких изменений не происходит. Этот оксид с оксидом углерода(IV) и с оксидом серы(IV) не реагирует.

1

Краткие итоги параграфа

- Некоторые металлы с валентностью I и II образуют основные оксиды. Для основных оксидов характерны следующие химические свойства:
 - 1) все основные оксиды реагируют с кислотами;
 - 2) наиболее активные основные оксиды реагируют с водой;
 - 3) наиболее активные основные оксиды реагируют с кислотными оксидами.

2

3

Обучающие задания

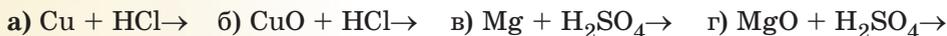


1. Сравните способность оксида кальция и оксида меди(II) взаимодействовать с водой, соляной кислотой, оксидом серы (IV).

Задания для закрепления знаний и умений



2. Составьте уравнения возможных реакций, укажите их типы, назовите продукты:



Задания для применения полученных знаний и умений



3. В чём сходство и различие реакций с водой кислотного и основного оксидов? В качестве примера рассмотрите взаимодействие с водой оксида бария и оксида серы(VI).
4. Как можно определить, является ли оксид металла основным или кислотным, если он с водой а) взаимодействует; б) не взаимодействует?
5. Вычислите объём углекислого газа (н.у.), при взаимодействии которого с оксидом кальция образовалось 2,0 г карбоната кальция CaCO_3 .

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



6. В первой половине XIX в. каждую соль представляли веществом, состоящим из основного и кислотного оксидов. В соответствии с этим формулу сульфата калия писали: $K_2O \cdot SO_3$. Как бы в начале XIX в. записали формулы: поташа, медного купороса, глауберовой соли, калийной селитры, малахита? Соответствует ли такое представление о солях современной науке?

Задания для самоконтроля



A1. С соляной кислотой взаимодействует

- 1) P_2O_5 2) CaO 3) SO_2 4) CO_2

A2. С водой реагирует

- 1) оксид железа(III) 2) оксид бария
3) оксид марганца(IV) 4) оксид кремния

1

2

3

§ 32. Основания

Вы уже знаете, что оксиды подразделяются на основные и кислотные. Некоторые из основных и кислотных оксидов способны взаимодействовать с водой. Продукты реакции оксидов с водой принято называть гидроксидами, что означает водные соединения оксидов. Гидроксиды неметаллов – кислородосодержащие кислоты. Они существенно отличаются по свойствам от гидроксидов металлов, которые называют **основаниями**.

Какой у оснований состав?

В состав оснований входят атомы металлов и гидроксильные группы OH. Валентность гидроксильной группы равна I. Например, формула гидроксида натрия — NaOH, гидроксида кальция — $Ca(OH)_2$, а гидроксида железа(III)¹ — $Fe(OH)_3$.

¹ Гидроксид железа(III) не имеет постоянного состава, поэтому его формулу правильно записывать $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.

Что такое щёлочь?

Опыт 1. В четыре стакана с водой внесём соответственно гидроксид натрия, гидроксид калия, гидроксид меди(II) и гидроксид железа(III). Наблюдаем, что гидроксиды натрия и калия растворяются в воде, а гидроксид меди(II) и гидроксид железа(III) в воде не растворяются.

Из опыта можно сделать вывод, что не все основания растворяются в воде.

Растворимые в воде основания называют **щелочами**.

Как щёлочь действует на индикаторы?

Опыт 2. В три стакана нальём крепкого чая. В первый стакан добавим несколько капель раствора гидроксида кальция, во второй — раствор гидроксида бария. Третий стакан с чаем оставим для сравнения. Как вы помните, под действием кислоты чай становится светлее. В испытуемых растворах цвет чая становится тёмно-коричневым. Проведём ещё один опыт.

Опыт 3. Подействуем на фиолетовый сок краснокочанной капусты раствором кислоты и щёлочи. В кислоте цвет изменяется на красный, в растворе щёлочи — на светло-зелёный (рис. 90). Таким образом, не только кислоты, но и щёлочи меняют цвет некоторых природных веществ.

Рассмотрим, как раствор щёлочи действует на известные вам индикаторы.

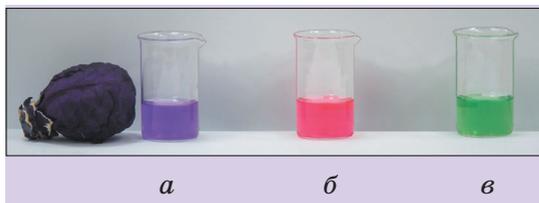


Рис. 90. Цвет сока краснокочанной капусты в различных средах:

а — в нейтральной среде; *б* — в кислой среде; *в* — в щелочной среде

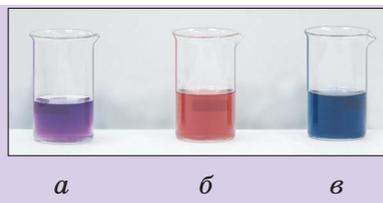


Рис. 91. Цвет лакмуса в различных средах:

а — в нейтральной среде; *б* — в кислой среде; *в* — в щелочной среде

Опыт 4. Добавим в раствор гидроксида кальция растворы следующих индикаторов: лакмуса (рис. 91) — его окраска меняется с фиолетовой на синюю, метилового оранжевого (рис. 92) — цвет меняется на жёлтый (рис. 92). Изменение цвета трудно различимо, поэтому метилоранж и лакмус почти не используются для определения щёлочи в растворе.

Для определения щёлочной среды применяются раствор фенолфталеина или универсальный индикатор. В воде и в присутствии кислоты фенолфталеин бесцветный.

Опыт 5. Добавим в раствор щёлочи несколько капель раствора фенолфталеина — раствор приобретает малиновую окраску (рис. 93).

Опыт 6. В щелочной среде универсальный индикатор меняет цвет с жёлтого на сине-фиолетовый (рис. 94).

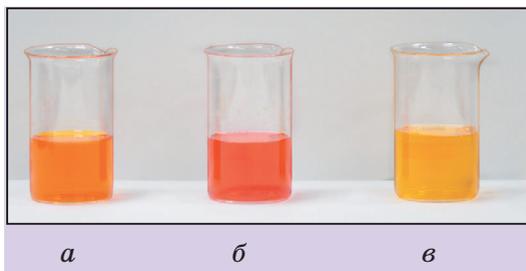


Рис. 92. Цвет метилоранжа в различных средах:
а — в нейтральной среде; б — в кислой среде; в — в щелочной среде

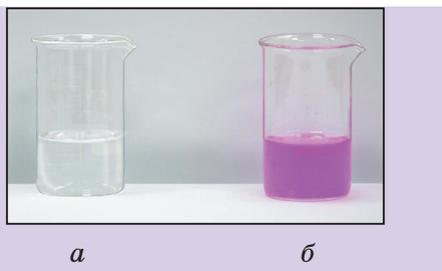


Рис. 93. Изменение цвета фенолфталеина под действием щелочи:
а — раствор фенолфталеина;
б — раствор фенолфталеина в щелочной среде

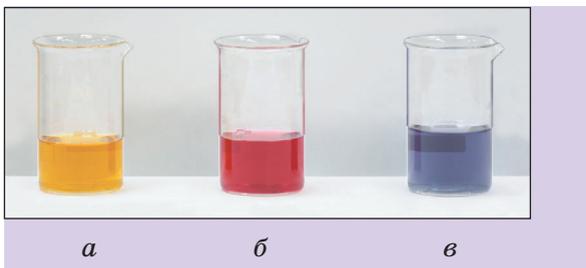


Рис. 94. Цвет универсального индикатора в различных средах:
а — в нейтральной среде;
б — в кислой среде; в — в щелочной среде

На какие две группы веществ подразделяются основания?

Свойства щелочей различаются от свойств оснований, нерастворимых в воде. Например, нерастворимые в воде основания не меняют цвет индикаторов. Это объясняется тем, что в растворе вещества практически нет. В связи с различием свойств основания подразделяют на две группы (рис. 95).

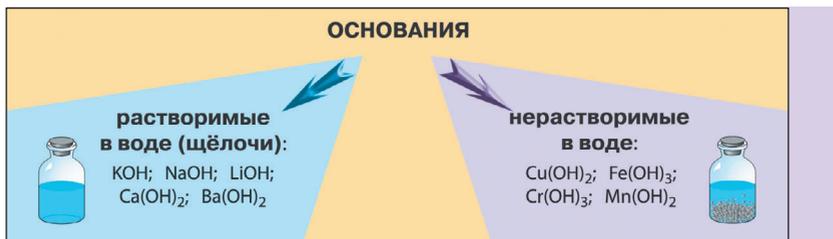


Рис. 95. Классификация оснований

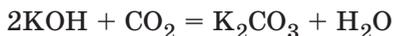
Какие свойства характерны щелочам?

Щёлочи — это твёрдые вещества, мылкие на ощупь, очень едкие.

Попадание щелочей и их растворов на кожу и особенно в глаза вызывает серьёзные ожоги!

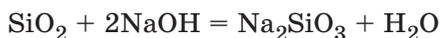
С растворами щелочей следует работать очень осторожно. Если вы ощущаете, что в процессе работы руки стали мылкие, а также в случае попадания раствора щёлочи в глаза и на одежду — сразу промойте поражённое место большим количеством воды и немедленно скажите об этом учителю.

Опыт 7. Соберём прибор, позволяющий зафиксировать изменение давления в замкнутом сосуде в случае поглощения газообразного вещества твёрдым (см. рис. 89, § 31). Сосуд заполним углекислым газом и внесём в него гидроксид калия. Газотводную трубку поместим в кристаллизатор с водой. Через некоторое время откроем кран. При этом в колбу начнёт поступать вода. Значит, в колбе произошло понижение давления из-за взаимодействия углекислого газа гидроксидом калия, в соответствии с уравнением:



Вспомните, что для доказательства наличия оксида углерода(IV) (углекислого газа) используют известковую воду — раствор Ca(OH)₂, который тоже является щёлочью. Это ещё один пример, подтверждающий способность кислотных оксидов взаимодействовать с щелочами.

Реакция со щелочами характерна для всех кислотных оксидов, даже для тех, которые не взаимодействуют с водой. Например, для оксида кремния реакция протекает согласно уравнению



Её используют для получения силикатного клея, который представляет собой водный раствор силиката натрия.

Уточним определение кислотных оксидов.

Кислотные оксиды — это оксиды, способные реагировать с щелочами.

Какие общие свойства у нерастворимых в воде оснований?

Нерастворимые в воде основания не обладают мылкостью и едкостью, не меняют цвет индикаторов. Почти от всех щелочей их отличает способность разлагаться при нагревании. Проведём опыт.

Опыт 7. Поместим в пробирку гидроксид меди(II) — вещество яркого голубого цвета. Нагреем пробирку. Через некоторое время наблюдается образование чёрного вещества (рис. 96). Прошла реакция разложения:

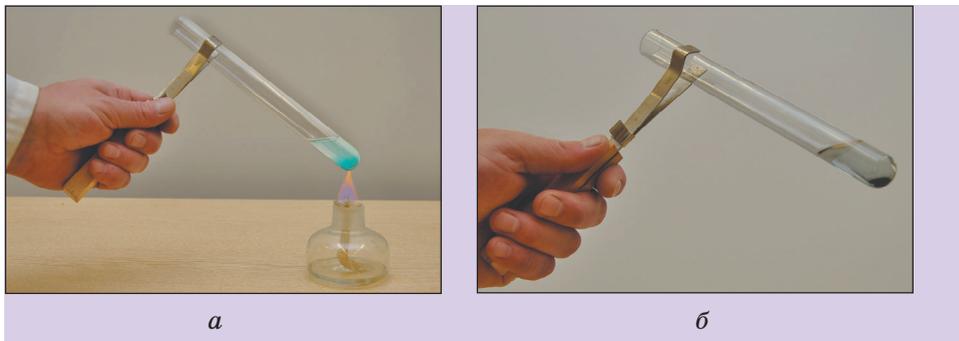
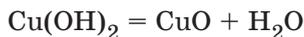


Рис. 96. Разложение гидроксида меди(II):

а — до нагревания; *б* — после нагревания

Аналогично разлагаются и многие другие нерастворимые в воде основания. В результате разложения основания получается оксид металла, в котором металл имеет такую же валентность, как и в основании, и вода.

Краткие итоги параграфа

- **Основания** — вещества, в которых на каждый атом металла приходится одна или несколько гидроксогрупп.
- Растворимые в воде основания называют щелочами. Щёлочи изменяют цвета индикаторов и реагируют с кислотными оксидами.
- Нерастворимые в воде основания цвет индикаторов не меняют. Одно из характерных свойств этих веществ — способность к разложению при нагревании.

1

2

3

Обучающее задание



1. Напишите формулы гидроксида алюминия, гидроксида калия. Сравните их химические свойства. Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.

Задания на закрепление знаний и умений



2. Почему нерастворимые в воде основания не меняют цвет индикаторов?
3. Составьте уравнение реакции между: а) оксидом серы(IV) и гидроксидом натрия; б) гидроксидом калия и оксидом серы(IV).

Задания на применение полученных знаний и умений



4. Как вы считаете, будет ли оксид кальция реагировать с гидроксидом натрия? Ответ аргументируйте.
5. Вычислите массу гидроксида железа(III), который потребуется для получения 3 г оксида железа(III).

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



6. В прежние времена люди использовали вместо мыла щёлок. От этого слова произошло название класса неорганических соединений щёлочи. До сих пор некоторые щёлочи называют щёлоками. Какие? Что такое щёлок? В чём сходство с щелочами?

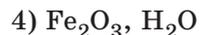
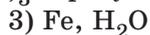
Задания для самоконтроля



A1. Только щёлочи представлены в ряду



A2. При термическом разложении Fe(OH)₃ образуется

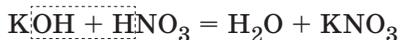


§ 33. Реакция нейтрализации. Соли

Вы уже убедились, что вещества с противоположными свойствами, как правило, реагируют между собой. Металлы взаимодействуют с неметаллами, основные оксиды — с кислотными. Возникает вопрос: будут ли реагировать основания с кислотами?

Реагируют ли кислоты с основаниями?

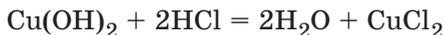
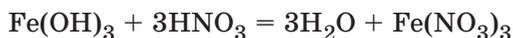
Опыт 1. В раствор азотной кислоты добавим несколько капель лакмуса, а затем по каплям будем добавлять раствор гидроксида калия. Красный цвет лакмуса постепенно изменяется на фиолетовый, то есть по действием щёлочи кислотная среда изменяется на нейтральную. В продуктах реакции нет ни щёлочи, ни кислоты. Составим уравнение:



Как видно из уравнения, между кислотой и щёлочью произошла реакция обмена, в результате которой образовались соль и вода. Данный опыт показывает, что кислота нейтрализовала щёлочь. Такое взаимодействие называют реакцией нейтрализации. Реакция нейтрализации протекает между любыми кислотами и щелочами.

Опыт 2. В два стакана со свежеполученными осадками гидроксида железа(III) и гидроксида меди(II) добавим кислоты: в первый — азотную, во второй — соляную. Осадок растворяется и в том и в другом случае. Первый раствор становится жёлтым, второй приобретает голубую окраску. Таким образом, мы убедились, что нерастворимые в воде основания реагируют с кислотами.

Запишем уравнения проведённых реакций:



По результатам ряда аналогичных опытов можно сделать вывод о том, что все основания реагируют с кислотами.

1

Взаимодействие оснований с кислотами называют реакциями нейтрализации.

2

Что такое соли? Как составить формулы солей и дать им названия?

3

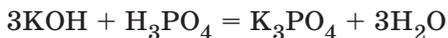
Вы неоднократно встречались с соединениями, образованными атомами металла и кислотными остатками. Их выделяют в особый класс — **соли**.

Соли — это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

Формула соли составляется с учётом валентности металла и кислотного остатка. Валентность кислотного остатка определяется по формуле кислоты. Как правило, она равна числу атомов водорода, входящих в состав молекулы кислоты (см. табл. 42).

Название соли складывается из двух частей. Первая часть названия указывает на кислотный остаток соли. Вторая часть говорит о том, какой металл входит в состав соли. Если валентность металла переменна, то она обязательно указывается.

В качестве примера составим формулу соли, образовавшейся в реакции между гидроксидом калия и фосфорной кислотой, и дадим её название.



Валентность калия равна I, в состав молекулы фосфорной кислоты входит три атома водорода, её кислотный остаток имеет валентность III (табл. 30). Из этого следует, что формула соли K_3PO_4 . Обратите внимание, при составлении формулы соли кислотный остаток рассматривается как отдельная частица.

Руководствуясь таблицей 30, дадим название этой соли. Соли фосфорной кислоты называются фосфатами. Соль образована калием и кислотным остатком фосфорной кислоты. Следовательно, её название фосфат калия.

Таблица 30. Кислоты и названия их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Валентность кислотного остатка	Общее название солей
H_2SO_4	Серная кислота	II	Сульфаты
H_2SO_3	Сернистая кислота	II	Сульфиты
H_2S	Сероводородная кислота	II	Сульфиды
HNO_3	Азотная кислота	I	Нитраты
H_3PO_4	Фосфорная (ортофосфорная) кислота	III	Фосфаты (ортофосфаты)
H_2CO_3	Угольная кислота	II	Карбонаты
H_2SiO_3	Кремниевая кислота	II	Силикаты
HCl	Хлороводородная (соляная) кислота	I	Хлориды
HBr	Бромоводородная кислота	I	Бромиды
HF	Фтороводородная (плавиковая) кислота	I	Фториды

Учтите, если в формулу входит несколько кислотных остатков, то при написании формулы соли атомы кислотного остатка записывается в скобках, а число кислотных остатков обозначается соответствующим индексом. Например, $Fe(NO_3)_3$, $Ca(NO_3)_2$. Если на атом металла приходится один кислотный остаток, то формулу кислотного остатка в скобках записывать не следует. Например, формула нитрата калия KNO_3 .

Краткие итоги параграфа

- Реакция обмена между основаниями и кислотами, приводящая к образованию соли и воды, называется **реакцией нейтрализации**.
- **Соли** — это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

Обучающие задания



1. Составьте уравнения реакций нейтрализации, в некоторых можно получить: а) нитрат бария; б) сульфат калия; в) фосфат кальция.

Задания для закрепления знаний и умений



2. Почему реакция нейтрализации имеет такое название?
3. С какой целью при проведении реакции нейтрализации используют индикаторы? В каком порядке необходимо приливать растворы кислоты и щёлочи, если в качестве индикатора использовать фенолфталеин?

Задания для применения полученных знаний и умений



4. Напишите уравнение реакции нейтрализации: а) гидроксида бария азотной кислотой; б) фосфорной кислоты гидроксидом кальция. Дайте названия получившимся солям.
5. Вычислите массу соли, которая получается при нейтрализации азотной кислотой раствора, содержащего 4 г гидроксида натрия.

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



6. Подготовьте краткое сообщение на тему: «Соли в нашей жизни».

Задания для самоконтроля



A1. Только соли представлены в ряду:

- 1) негашёная известь, угарный газ, мел
- 2) мел, сода, поваренная соль
- 3) мел, вода, негашёная известь
- 4) кремнезём, мел, сода

A2. Установите соответствие.

Название

- 1) нитрат калия
- 2) карбонат калия
- 3) карбонат кальция
- 4) сульфат кальция

Химическая формула

- A) K_2CO_3
- Б) $CaCO_3$
- В) Na_2CO_3
- Г) KNO_3
- Д) $CaSO_4$
- Е) Na_2SO_4

§ 34. Химические свойства солей

Вы уже поняли, что свойства веществ во многом зависят от их состава. Химические свойства солей определяются наличием в них металла и кислотного остатка.

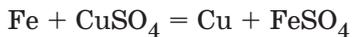
Что определяет цвет раствора соли?

Вы, наверное, обратили внимание на то, что раствор хлорида калия бесцветен. Значит, в составе данной соли нет частей, окрашивающих раствор. Хлорид меди(II) в водном растворе имеет голубой цвет, хлорид железа(III) — жёлтый, раствор перманганата калия (марганцовки) — фиолетовый. Нетрудно предположить, что окраска растворов обусловлена в первых двух случаях наличием определённых металлов, в последнем — кислотного остатка марганцевой кислоты (HMnO_4). Таким образом, цвет раствора соли может определять металл и кислотный остаток.

Интересно, что в отсутствие воды хлорид меди(II) — коричневым, сульфат меди(II) — белый. Растворы обеих солей голубые. Таким образом, на цвет раствора влияет вода.

Могут ли атомы металла, входящие в состав соли, быть замещены атомами другого металла?

Опыт 1. Опустим в стакан с раствором сульфата меди(II) железный гвоздь. Через некоторое время поверхность гвоздя покрывается слоем красной меди, а раствор меняет цвет с голубого на зеленовато-жёлтый (рис. 97). Прошла реакция замещения.



Может ли медь заместить железо из раствора сульфата железа(II)?

Опыт 2. В раствор сульфата железа(II) поместим медный гвоздь. Никаких изменений не происходит. Стоит предположить, что железо активнее меди, поэтому и замещает её из раствора соли, а не наоборот.

1

2

3

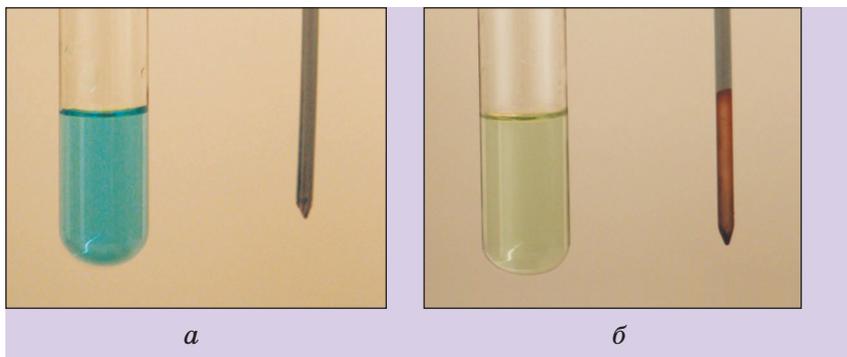


Рис. 97. Железо замещает медь из раствора её соли:

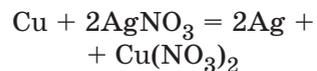
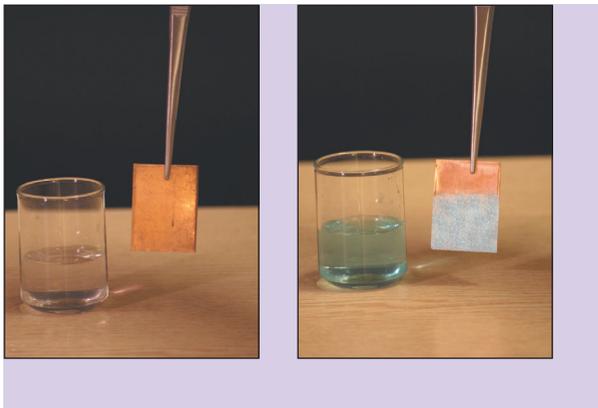
а — раствор сульфата меди и железный гвоздь до опыта; *б* — результаты опыта

На основании ряда опытов был создан ряд активности металлов, о котором вы уже знаете.

К Ca Na Ba Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb **H** Cu Hg Ag Pt Au

В этом ряду железо стоит существенно левее меди, что говорит о его большей активности. Таким образом, более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли. Правда с этой целью никогда не используют те металлы, которые образуют щёлочи, т.к. они взаимодействуют с водой.

Опыт 3. Опустим в раствор нитрата серебра медную пластину. Через некоторое время она покроется слоем серебра. Прошла реакция замещения:



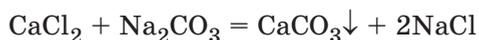
Возможность протекания этой реакции согласуется с рядом активности металлов. Медь имеет большую реакционную способность, чем серебро, поэтому она замещает его из раствора соли (рис. 98).

Рис. 98. Медь замещает серебро из раствора её соли

Могут ли соли взаимодействовать между собой?

Ранее мы не встречали реакций, в которых бы участвовали представители одного класса: кислоты не реагируют с кислотами, щёлочи не реагируют со щелочами. Иначе ведут себя соли. Проведем опыт.

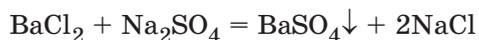
Опыт 4. В стакан с раствором карбоната натрия прибавим раствор хлорида кальция. Сразу видим признак реакции — образование белого осадка. Нетрудно предположить, что произошла реакция обмена в соответствии с уравнением:



Делаем вывод: соли способны взаимодействовать с другими солями.

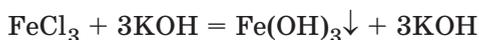
Однако такое взаимодействие возможно не всегда. Растворённые в воде соли легко вступают в реакции обмена, если хотя бы одна из получившихся солей выпадает в осадок. Возможность протекания реакций обмена между солями предсказать нетрудно. Следует воспользоваться таблицей растворимости веществ (см. приложение табл. 43). Если в результате обмена образуется нерастворимое в воде вещество, то реакция пойдёт. Например, определим, возможна ли реакция между хлоридом бария и сульфатом натрия. По таблице растворимости находим, что возможный продукт этой реакции — сульфат бария — не растворяется в воде. Отсюда делаем вывод, что реакция пойдёт. Проверим это на опыте.

Опыт 5. К раствору хлорида бария прильём раствор сульфата натрия. В результате выпадает белый осадок. Запишем уравнение этой реакции:



Могут ли соли вступать в реакции обмена с щелочами и кислотами?

Опыт 6. В раствор хлорида железа(III) прильём раствор гидроксида калия. В результате выпадает бурый осадок:



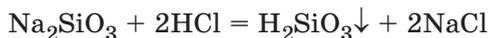
Эта реакция обмена между раствором соли и раствором щёлочи также протекает, потому что в результате образуется нерастворимое в воде вещество.

1

2

3

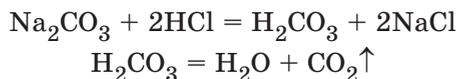
Опыт 7. В раствор силиката натрия добавим немного раствора соляной кислоты — выпадает осадок:



Протекание этой реакции, как и предыдущих, обусловлено выпадением осадка (нерастворимой в воде кремниевой кислоты).

Опыт 8. В раствор карбоната натрия прильём раствор соляной кислоты. Выделяется газ. Попробуем объяснить почему?

Вспомните, угольная кислота — вещество нестойкое. В результате проведённой реакции обмена образуется угольная кислота, которая разлагается на углекислый газ и воду. Запишем уравнения этих реакций:



В аналогичные реакции обмена с кислотами вступают сульфиты, потому что образующаяся сернистая кислота сразу же разлагается.

Краткие итоги параграфа

- Растворы некоторых солей имеют характерные цвета.
- Более активный металл может вытеснить менее активный из раствора соли.
- Соли вступают в реакции обмена с солями, кислотами и щелочами, если в результате этой реакции образуется осадок или выделяется газ.

Обучающее задание



1. В одну пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (CuSO_4), в другую — раствора сульфата калия (K_2SO_4). В каждую из пробирок добавьте такой же объём раствора гидроксида натрия NaOH .

Выполните задания.

- 1) Укажите, в какой из пробирок протекает реакция? Какие признаки свидетельствуют о протекании реакции?
- 2) Напишите уравнение протекающей реакции, назовите полученные вещества.

§ 35. Растворы. Массовая доля вещества в растворе

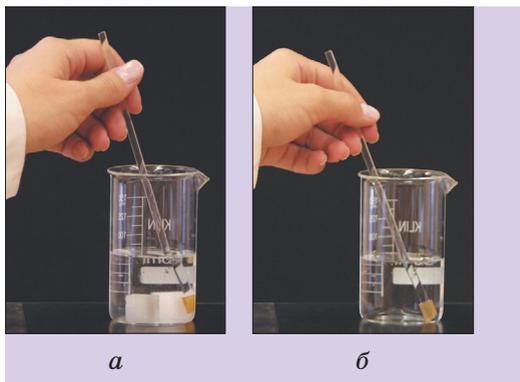
Вам предстоит разобраться в том, что такое растворы, и научиться решать расчётные задачи нового типа.

Что такое растворы?

Опыт 1. Внесём в стакан с водой половину чайной ложки сахара. Получился ли раствор?

Рис. 99. Растворение сахара в воде:

- а* — до перемешивания;
- б* — после перемешивания



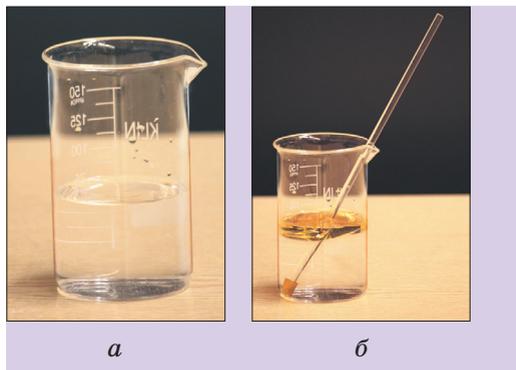
Сахар растворяется не сразу (*рис. 99, а*): между частичками сахара и водой есть граница раздела. В таких случаях химики говорят, что получилась неоднородная система, которую раствором назвать нельзя. Для полного растворения перемешиваем смесь в стакане стеклянной палочкой, получаем истинный раствор (*рис. 99, б*).

Какое вещество может образовать раствор?

Опыт 2. Прильём в один стакан с водой 1 мл ацетона, а в другой — 1 мл растительного масла. Перемешиваем жидкости стеклянными палочками. Возникает ли граница раздела между веществами?

Рис. 100. Результаты смешивания двух жидкостей:

- а* — воды и ацетона; *б* — воды и растительного масла



Ацетон смешивается с водой без границы раздела (рис. 100 а). Образовался истинный раствор

Растительное масло в воде не растворилось. Между двумя жидкостями наблюдается граница раздела (рис. 100 б).

Вспомните, благодаря чему рыбы не задыхаются в воде? Границы раздела между водой и содержащимся в ней кислородом нет. Можно сделать вывод о том, что кислород растворён в воде.

Итак, истинный раствор (однородный) содержит два и более компонента, между которыми нет границы раздела.

Может ли раствор быть твёрдым и газообразным?

При сплавлении некоторых металлов, например олова и свинца, получается однородная система, которую можно назвать твёрдым раствором.

Примером газообразного раствора может быть воздух, так как границы раздела между веществами в его составе нет.

Раствор — это однородная система, состоящая из двух и более веществ, между которыми нет границы раздела. Растворы могут образовывать жидкость и твёрдое вещество, две жидкости, жидкость и газ, газы, а также твёрдые вещества.

Являются ли истинными растворами цементный и известковый растворы? Эти системы имеют границу раздела между жидким веществом (водой) и частицами цемента, песка и извести, а значит, истинными не являются. Строители называют их растворами условно.

Есть ли предел растворимости вещества?

Опыт 3. Поместим в химический стакан 0,5 г хлорида калия, затем прильём к веществу 10 мл воды, перемешаем раствор стеклянной палочкой. Соль растворяется. Будем добавлять порции хлорида калия несколько раз, пока соль не перестанет растворяться и на дне пробирки не останутся не растворённые кристаллы. Образовался *насыщенный раствор*. Нагреем насыщенный раствор с нерастворённым хлоридом калия. При более высокой температуре вещество растворилось.

Способность вещества к растворению называется **растворимостью**. Раствор, в котором вводимое вещество больше не растворяется, называется **насыщенным**.

1

2

3

Как количественно оценивается состав раствора?

Предположим, из 150 г морской воды выпарили всю воду. На дне фарфоровой чашки для выпаривания осталось 5,25 г морской соли (смесь различных солей). Эти данные позволяют найти массовую долю соли в морской воде. Вспомните, массовая доля представляет собой отношение массы части к массе целого. В нашем случае масса части — масса морской соли, масса целого — масса морской воды. Массовая доля соли составит:

$w_{\text{с/м.в.}} = m(\text{морской соли}) / m(\text{морской воды}) = 5,25 \text{ г} : 150 \text{ г} = 0,035$ долей единицы. Результат можно выразить в процентах $0,035 \cdot 100\% = 3,5\%$.

Масса раствора складывается из массы растворителя и массы растворённого в нём вещества:

$$m_{(\text{раствора})} = m_{(\text{растворителя})} + m_{(\text{раств. вещества})}$$

Массовая доля растворённого вещества в растворе — это отношение массы растворённого вещества (в) к массе всего раствора (р)

$$w_{\text{в/р}} = \frac{m_{(\text{в})} \cdot 100\%}{m_{(\text{р})}} \quad (1)$$

Понятие массовая доля вещества в растворе применяется для решения практически важных задач.

Задача 1. Для засолки огурцов требуется раствор с массовой долей поваренной соли (NaCl) 2%. Рассчитайте, какую массу соли и воды необходимо взять для приготовления 3 кг такого раствора.

Дано:

$$m_{(\text{р})} = 3 \text{ кг}$$

$$w_{(\text{NaCl/р})} = 2\% = 0,02$$

д.е.

$$m_{(\text{воды})} = ? \quad m_{(\text{NaCl})} = ?$$

Решение:

1. Найдём массу соли.

Из формулы (1),

$$m_{(\text{NaCl})} = w_{(\text{NaCl/р})} \cdot m_{(\text{р})} = 0,02 \cdot 3 \text{ кг} = 0,06 \text{ кг.}$$

2) Найдём массу воды.

$$m_{(\text{воды})} = m_{(\text{р})} - m_{(\text{NaCl})} = 3 \text{ кг} - 0,06 \text{ кг} = 2,94 \text{ кг.}$$

Ответ: $m_{(\text{воды})} = 2,94 \text{ кг}$; $m_{(\text{NaCl})} = 0,06 \text{ кг}$.

Задача 2. Для приготовления клубничного варенья необходим сахарный сироп. Для этого 1,5 кг сахара растворяют в 1 л воды. Чему равна массовая доля сахара в таком сиропе? Учтите, что плотность воды равна 1 г/мл.

Дано:

$$m_{(\text{сах})} = 1,5 \text{ кг} = 1500 \text{ г}$$

$$V_{(\text{воды})} = 1 \text{ л} = 1000 \text{ мл}$$

$$\rho_{(\text{воды})} = 1 \text{ г/мл}$$

$$w_{(\text{сах/р})} = ?$$

Решение:

1. Найдём массу раствора (сиропа).

$$m_{(\text{р})} = m_{(\text{сах})} + m_{(\text{воды})}$$

$$m_{(\text{воды})} = V_{(\text{воды})} \cdot \rho_{(\text{воды})} = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г.}$$

$$m_{(\text{р})} = 1500 \text{ г} + 1000 \text{ г} = 2500 \text{ г.}$$

2) Найдём массовую долю сахара в растворе. Из формулы (1) следует

$$w_{(\text{сах/р})} = \frac{m_{(\text{сах})} \cdot 100\%}{m_{(\text{р})}} = \frac{1500 \text{ г} \cdot 100\%}{2500 \text{ г}} = 60\%$$

Ответ: $w_{(\text{сах/р})} = 60\%$.

1

2

3

Краткие итоги параграфа

- Растворы могут образовывать твёрдые, жидкие и газообразные вещества. Истинные растворы не имеют границу раздела между веществами.
- Способность вещества к растворению характеризуется растворимостью.
- Массовая доля растворённого вещества в растворе – это отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

Обучающие задания



1. Для приготовления раствора поместили 10 г поваренной соли в 190 г воды. Найдите массовую долю соли в полученном растворе.
2. Сколько по массе соли и воды необходимо для приготовления 25 г 0,5%-ного раствора.

1

Задания для закрепления знаний и умений



3. Образуются ли истинный раствор, если смешать поваренную соль, подсолнечное масло и воду? Ответ поясните.
4. В качестве минерального удобрения используется водный раствор хлорида калия. Для его приготовления 20 г хлорида калия растворяют в 10 л воды. Рассчитайте массовую долю хлорида калия в таком растворе.

2

Задания для применения полученных знаний и умений



5. В магазинах продаётся уксусная эссенция, расфасованная по 200 г в бутылке. На этикетке написано «70%-ная уксусная кислота». Рассчитайте, чему равна масса кислоты и масса воды в бутылке уксусной эссенции.
6. Известно, что массовые доли солей в различных морях неодинаковы. Солёность Средиземного моря составляет 3,9%, Балтийского моря — 0,7%. Какую массу пробы воды Балтийского моря нужно взять, чтобы в ней содержалось столько же солей, сколько их содержится в 200 г пробы воды Средиземного моря?
7. В стакан чая положили две ложки сахара. Какова массовая доля сахара в этом стакане чая? Масса воды в стакане равна 200 г, масса сахара в одной чайной ложке — 5 г.
8. Для дезинфекции ран в медицине применяется иодная настойка, представляющая собой 10%-ный раствор иода в спирте. Вычислите, какая масса иода содержится в 15 г иодной настойки.

3

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



9. Растворы бывают газообразными, жидкими и твёрдыми. Приведите примеры каждого вида растворов. Где в жизни вы встречаетесь с жидкими, твёрдыми и газообразными растворами?

Задания для самоконтроля



- A1. Для приготовления 500 г 30%-ного раствора K_2SO_4 необходимо взять сульфат калия массой
- 1) 230 г 2) 150 г 3) 200 г 4) 180 г
- A2. В 200 г 15%-ного раствора нитрата калия содержится вода массой
- 1) 30 г 2) 15 г 3) 85 г 4) 170 г

§ 36. Классификация неорганических веществ

В химии важно построить такую классификацию веществ, которая бы помогла сориентироваться в их химических свойствах. Выяснено, что свойства веществ во многом определяются их составом. Состав веществ и был использован в качестве основного признака для проведения классификации неорганических веществ (рис. 101).

Какие классы неорганических веществ вы изучили?

Современная классификация химических веществ имеет глубокие исторические корни. Одной из первых классификаций было подразделение веществ на простые и сложные. Вспомните, изначально в качестве критерия использовалась способность вещества к разложению. В дальнейшем было установлено, что способность к разложению связана с составом вещества: простые вещества образованы атомами одного химического элемента, сложные — несколькими.

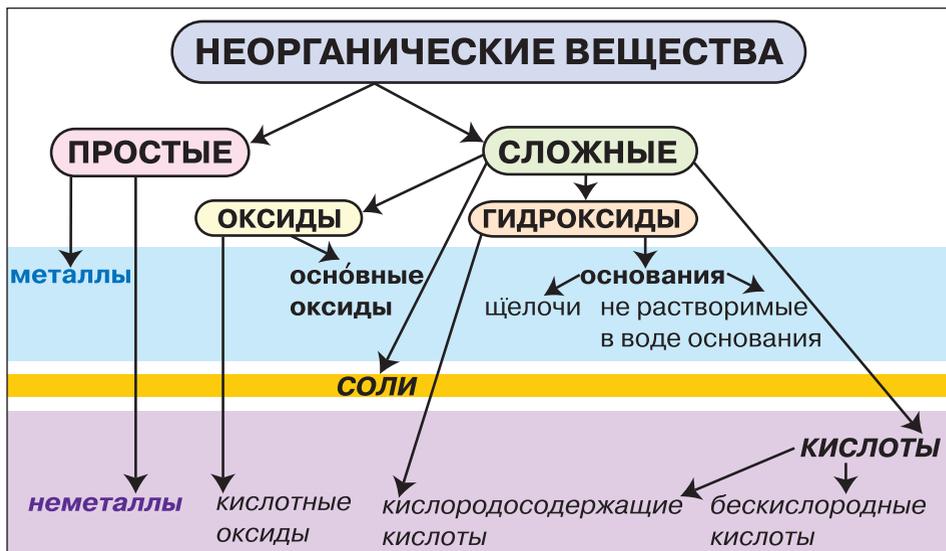


Рис. 101. Классификация неорганических веществ

1
2
3

Все простые вещества подразделены на два класса: металлы и неметаллы. Металлы обладают ярко выраженными характерными физическими свойствами, они имеют характерный блеск, электропроводны, теплопроводны и пластичны. Неметаллы отличаются разнообразием физических свойств. Среди них есть газообразные вещества (например, азот, кислород, водород), твёрдые легкоплавкие вещества (например, сера и фосфор), твёрдые тугоплавкие вещества (графит, алмаз, кремний и др.). Графит, кремний, селен проводят электрический ток.

Вам известно, что сложные вещества в зависимости от состава и свойств образуют следующие классы: оксиды (основные и кислотные), гидроксиды (кислоты и основания), а также соли (см. рис. 101). Причём металлы, как правило, образуют основные оксиды и основания (обозначены синим цветом), неметаллы — кислотные оксиды и кислоты (обозначено красным цветом). Учтите, существуют и другие классы сложных веществ, которые не изучаются в школе.

Основания в зависимости от растворимости в воде подразделяют на щёлочи и нерастворимые в воде основания. Такое подразделение важно, так как, несмотря на сходство состава, у щелочей и нерастворимых оснований много различий в свойствах.

Кислоты имеют много общих свойств. В зависимости от состава молекул они подразделяются на кислородосодержащие кислоты (гидроксиды) и бескислородные кислоты.

Приведённая классификация веществ несовершенна. Это связано с тем, что природа разнообразнее любых схем, описывающих её. Например, среди оксидов можно выделить вещества, которые нельзя отнести ни к кислотным, ни к основным. Их называют несолеобразующими. Пример такого оксида вам известен. Это оксид углерода(II). В дальнейшем мы рассмотрим и другие факты, на основании которых классификация веществ будет уточнена.

Краткие итоги параграфа

- В качестве основного признака при построении классификации неорганических веществ используется состав вещества. Классификация уточняется на основании сведений о свойствах веществ.
- В зависимости от состава неорганические вещества классифицируются на простые и сложные. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. Сложные — на оксиды, основания, кислоты и соли.
- Рассмотренная классификация неорганических веществ не является исчерпывающей.

Обучающее задание



1. Даны вещества: NaCl , NaOH , C , CO_2 , Ba(OH)_2 , H_2SO_4 , Cu(OH)_2 , HF , SO_3 , MgO , Mg(OH)_2 , HNO_3 , Na_2CO_3 , H_2S , Na .

1) Используя рисунок 101, распределите предложенные вещества по основным классам.



Задания для закрепления знаний и умений

2. По каким признакам можно классифицировать вещества? Приведите примеры классификации веществ по разным признакам.

3. Из представленного списка веществ выпишите простые и сложные: CaCl_2 , Fe , N_2O_3 , Al , SO_2 , H_2 , ZnO , H_2SO_4 , CuBr_2 , N_2 , NaNO_3 , KOH , Ag , BaSO_4 , H_3PO_4 , MgCO_3 , O_2 , HF , P_2O_5 , Cu , Fe(OH)_3 , Na_2O , H_2SiO_3 .

Задание для применения полученных знаний и умений



4. Подразделите на классы и назовите следующие вещества: HCl , CaO , Ba(OH)_2 , H_3PO_4 , NaCl , CO_2 , H_2S , CuSO_4 , Al_2O_3 , H_2SO_4 , ZnSO_4 , HNO_3 , P_2O_5 , Fe(OH)_3 , NaOH , K_2CO_3 , Na_2CO_3 , $\text{Al(NO}_3)_3$, KMnO_4 , H_2CO_3 , Mg(OH)_2 .

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



5. При определённых условиях одно простое вещество может превращаться в другое простое вещество. Например, алмаз можно превратить в графит. При каких условиях идёт данный процесс? Можно ли получить алмазы в искусственных условиях?

Задания для самоконтроля



A1. С гидроксидом натрия реагирует

1) CaO

2) K_2O

3) SO_3

4) BaO

A2. Общее свойство для нерастворимых оснований и щелочей

1) взаимодействие с кислотными оксидами

2) взаимодействие с кислотами

3) взаимодействие с солями

4) разложение

1

2

3

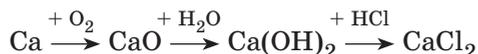
§ 37. Генетические связи между неорганическими веществами различных классов

1
2
3

О веществах, образованных одним элементом, но принадлежащих разным классам, говорят, что они генетически взаимосвязаны. С генетически взаимосвязанными веществами можно осуществлять разнообразные цепочки превращений. Последовательность веществ в такой цепочке называют генетическим рядом. Генетический ряд чаще всего начинают составлять с простого вещества — металла или неметалла.

Что представляет собой генетический ряд металлов?

В качестве примера металла рассмотрим кальций. Из кальция можно последовательно получать оксид, основание (щёлочь) и соль, в соответствии с цепочкой превращений:



Представленную схему называют генетическим рядом кальция. Для кальция и некоторых других металлов в общем виде генетический ряд можно составить так:



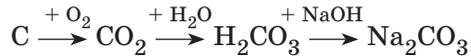
Для меди последовательность классов веществ в генетическом ряду придётся изменить, так как из оксида меди(II) непосредственно нельзя получить гидроксид меди(II). Оксид меди(II) можно превратить в соль, например сульфат меди(II). А из сульфата меди(II) в реакции со щёлочью уже можно получить гидроксид меди(II). Составим генетический ряд меди:



Таким образом, генетический ряд металла включает простое вещество металл, оснóвный оксид, основание, соль. Последовательность включения веществ в ряд зависит от свойств конкретных веществ.

Что представляет собой генетический ряд неметаллов?

Рассмотрим пример превращений типичного неметалла. В результате взаимодействия угля с кислородом образуется оксид углерода(IV). Растворение в воде этого оксида приводит к получению раствора угольной кислоты. В ходе реакции нейтрализации угольной кислоты гидроксидом натрия (с щёлочью) образуется соль — карбонат натрия:



Генетический ряд типичного неметалла в общем виде выглядит следующим образом:



Однако, как и в примере с генетическими рядами металлов, возможен другой порядок включения веществ перечисленных классов в ряд.

Как взаимосвязаны генетические ряды металлов и неметаллов?

Обратите внимание, на схемах, отражающих генетические ряды металлов и неметаллов, соль выделена коричневым цветом. Вам известно, что соль состоит из металла и кислотного остатка, содержащего неметалл. Возможность образования соли и связывает генетические ряды металлов и неметаллов (рис. 102).

Как видно из схемы, взаимодействие веществ, принадлежащих к разным генетическим рядам, может привести к образованию соли, соли и водорода или соли и воды (на схеме показаны коричневым цветом).

Пользуясь этой схемой, вы можете охарактеризовать химические свойства металлов и неметаллов, основных и кислотных оксидов, оснований

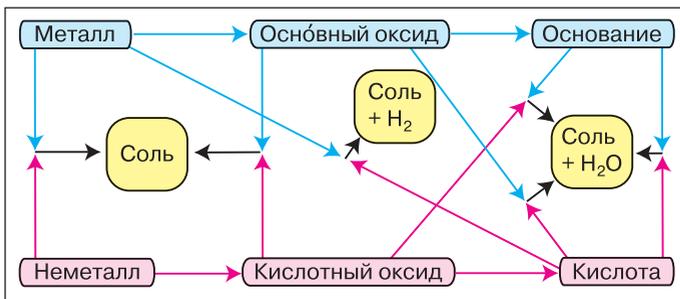


Рис. 102.
Взаимосвязь генетических рядов металлов и неметаллов

и кислот. Для этого нужно найти стрелки, связывающие класс веществ с другими классами, и составить соответствующие уравнения химических реакций.

Краткие итоги параграфа

- Генетические ряды отражают закономерности превращения веществ различных классов.
- Генетический ряд типичного металла обычно включает: металл, основной оксид, основание, соль. Генетический ряд неметалла включает: неметалл, кислотный оксид, кислоту, соль. Последовательность включения веществ разных классов в генетический ряд зависит от их свойств.
- Взаимодействие веществ генетических рядов металлов с веществами генетических рядов неметаллов приводит к образованию солей.

Обучающее задание



1. Составьте генетический ряд кремния. Не забудьте учесть, что оксид кремния не растворяется в воде. Составьте уравнения реакций в соответствие с получившейся цепочкой превращений.
2. Составьте схему превращения веществ, образованных магнием. Запишите уравнения реакций, соответствующие этой схеме.

Задания на закрепление знаний и умений

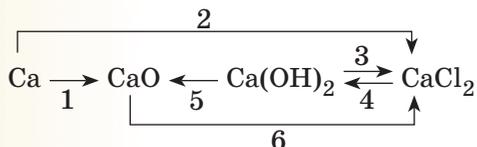
3. С веществами каких классов взаимодействуют: а) основания; б) кислоты; в) основные оксиды; г) кислотные оксиды? Напишите уравнения реакций.
4. Даны вещества: оксид кальция, соляная кислота, оксид серы(IV), гидроксид натрия. Какие из этих веществ будут взаимодействовать между собой? Запишите уравнения реакций.

Задания для применения полученных знаний и умений



5. Запишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba(NO}_3)_2$
б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$

6. Составьте уравнения реакций, соответствующих переходам от одного вещества к другому, указанных стрелками и цифрами.



7. Пластину металла красного цвета нагрели в токе кислорода. Поверхность пластины покрылась чёрным налётом. Налёт счистили, собранный порошок поместили в пробирку с серной кислотой и нагрели. Порошок растворился, а раствор приобрёл голубой цвет. Определите вещества, участвовавшие в цепочке превращений. Составьте уравнения упомянутых реакций.

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



8. Как вы понимаете выражение «генетические связи между классами веществ»? Существуют ли генетические связи между другими объектами живой и неживой природы?

Задания для самоконтроля



A1. В схеме превращений $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{X} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3$ веществом X является:

- 1) Al 2) Al_2S_3 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 4) AlCl_3

Практическое занятие 4

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ ВЕЩЕСТВ»

Вариант 1

Задача 1. Химическим способом очистите железный гвоздь от ржавчины. Помните, что в состав ржавчины входят оксид и гидроксид железа(III).

Задача 2. Подтвердите, что гидроксид кальция обладает свойствами основания.

Задача 3. Определите, в каких пробирках под номерами 1, 2 и 3 содержатся растворы хлорида натрия, гидроксида натрия и соляной кислоты.

Дополнительная задача. Исходя из оксида меди(II), получите гидроксид меди(II).

Вариант 2

Задача 1. Вам выдана порошкообразная смесь веществ чёрного цвета. Не разделяя её, определите, содержит ли эта смесь оксид меди(II).

Задача 2. Опытным путём подтвердите то, что оксид магния обладает основными свойствами.

Задача 3. Исходя из гидроксида натрия, получите и выделите сульфат натрия.

Дополнительная задача. Исходя из меди, получите гидроксид меди(II).

Вариант 3

Задача 1. Вам выдана смесь цинковых и медных опилок. Химическим путём выделите из этой смеси медные опилки.

Задача 2. Опытным путём подтвердите, что фосфорная кислота обладает свойствами кислот.

Задача 3. Исходя из гидроксида кальция, получите и выделите карбонат кальция.

Дополнительная задача. Исходя из цинка, получите гидроксид цинка.

Вариант 4

Задача 1. Проверьте, есть ли в выданном вам белом порошке основной оксид.

Задача 2. Опытным путём подтвердите, что углекислый газ обладает свойствами кислотного оксида.

Задача 3. Определите, в каких пробирках под номерами 4, 5 или 6 держатся растворы сульфата калия, гидроксида калия и серной кислоты.

Дополнительная задача. Исходя из гидроксида меди(II), получите медь.

Обобщение учебного материала главы 3



Что нового вы узнали о веществах?

Принадлежность веществ к тому или иному классу можно определять, зная их состав. Так, в составе любого оксида всегда два элемента, один из которых кислород. Однако свойства оксидов металлов сильно отличаются от свойств оксидов неметаллов. Поэтому внутри класса выделяют группы, называемые основными (§ 31) и кислотными оксидами (§ 28). Каждому основному оксиду соответствует основание — вещество, состоящее из металла и гидроксогруппы (§ 32). Каждому кислотному оксиду соответствует кислородосодержащая кислота, в состав которой входит водород и кислотный

остаток. Среди кислот встречаются бескислородные (§ 29, 30), их получают при растворении в воде газообразных водородных соединений некоторых неметаллов. При взаимодействии веществ, имеющих противоположные свойства, например кислотного и основного оксида, кислоты и основания, получаются соли — вещества, состоящие из металла и кислотного остатка.

Задание 1. Распределите в соответствующие колонки таблицы 31 и назовите вещества, формулы которых: HCl , P_2O_5 , ZnSO_4 , Na_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, SO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HNO_3 , CaCO_3 , FeO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2S , KOH , H_2SiO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Таблица 31. Классы неорганических веществ

Оксиды		Основания		Кислоты		Соли
Основ-ные	Кислот-ные	Щёлочи	Нерастворимые	Кислородосодержащие	Бескислородные	

Задание 2. Составьте формулы солей по их названиям: нитрат калия, хлорид железа(III), сульфат алюминия, фосфат кальция, силикат натрия.

Что нового вы узнали о химических реакциях?

● Вы научились характеризовать свойства и способы получения веществ определённых классов, исходя из их принадлежности к определённому генетическому ряду (§ 37).

Задание 3. Составьте генетические ряды для лития и фосфора, соедините их общей солью. Составьте возможные уравнения реакций между сложными веществами получившихся рядов.

● Давая характеристику свойствам основных и кислотных оксидов, обязательно рассматривают их способность взаимодействовать с водой (§ 28, 31). При этом нужно помнить, что с водой взаимодействуют только те основные оксиды, которые в результате образуют растворимое основание — щёлочь, и те кислотные оксиды, которые образуют растворимую кислоту. Нерастворимые кислоты и основания при взаимодействии оксидов с водой получить нельзя. Зато из них при нагревании можно получить соответствующие оксиды.

Задание 4. Даны формулы оснований и кислот: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , NaOH , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , KOH . Какие из перечисленных оснований и кислот: а) можно получить при взаимодействии оксидов с водой; б) разлагаются при нагревании. Составьте соответствующие уравнения реакций.

● Свойства конкретных веществ каждого класса во многом определяются их индивидуальными особенностями. Например, существенно различаются свойства растворимых и нерастворимых оснований (§ 32). Свойства солей зависят от того, какой именно металл и кислотный остаток образуют соль (§ 34).

Задание 5. На основании содержания таблиц 32—34 охарактеризуйте особенности химических свойств веществ разных классов. Для этого в соответствующие клетки таблиц вставьте «да», «нет», «да, если...» (в этом случае укажите условия протекания реакций).

Таблица 32. Химические свойства оснований

Химические свойства	Растворимые (щёлочи)	Нерастворимые
Изменяют окраску индикаторов		
Взаимодействуют с кислотными оксидами		
Взаимодействуют с кислотами		
Взаимодействуют с солями		
Разлагаются при нагревании		

Таблица 33. Химические свойства кислот

Изменяют окраску индикаторов	
Взаимодействуют с металлами	
Взаимодействуют с основными оксидами	
Взаимодействуют с основаниями	
Взаимодействуют с солями	

Таблица 34. Химические свойства солей

Реагируют с металлами	
Взаимодействуют с основаниями, кислотами, другими солями	

Задание 6. Даны вещества: HCl , Mg , Ag , K_2O , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, SO_3 , NaOH , CuSO_4 . Между какими из них возможны химические реакции? Составьте соответствующие уравнения.

● В ранее изученную классификацию химических реакций по числу и составу участников было внесено дополнение. К известным вам типам реакций: соединения, разложения и замещения добавился ещё один — обмена (§ 29). В процессе реакции обмена два

сложных вещества меняются составными частями. Протекание реакций данного типа возможно, если в результате получаются газ, осадок или вода.

Задание 7. Укажите типы реакций, составленных вами в процессе работы над заданиями обобщения. В реакциях обмена укажите их признаки.

● Реакция обмена между кислотой и основанием, в результате которой получаются соль и вода, носит особое название — **нейтрализация** (§ 33).

Задание 8. Составьте уравнения реакций нейтрализации, которые необходимо осуществить для получения солей из задания 2.

Что вы узнали о растворах?

● При смешивании некоторых веществ образуется система, в которой не видна граница раздела между веществами. В таком случае говорят, что образуется истинный раствор. Раствор состоит минимум из двух компонентов — растворителя и растворённого вещества. При проведении лабораторных и демонстрационных опытов кислоты, щёлочи и соли, как правило, используют в виде водных растворов. Часто для проведения эксперимента нужны растворы с определённой массовой долей растворённого вещества (§ 35).

Задание 9. Для проведения эксперимента необходимо приготовить 50 г 3%-ного раствора гидроксида натрия. Сколько твёрдой щёлочи и воды потребуется для его приготовления?

Если с материалами и заданиями обобщения вы справились, значит, содержание темы вами усвоено полностью!

1

2

3

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА



§ 38. Необходимость систематизации химических элементов

Чтобы ориентироваться в многообразии химических веществ, учёные предложили их классификацию. А чем вызвана необходимость систематизации химических элементов?

Можно ли провести чёткую границу между металлами и неметаллами?

Чтобы ответить на этот вопрос, рассмотрим интересный случай. В давние времена морозной зимой на одном из петербургских военных складов стали исчезать оловянные пуговицы и ложки. Через некоторое время обнаружили, что на месте изделий из олова остаётся странный серый порошок.

Учёные объяснили этот факт тем, что химический элемент олово образует два простых вещества. При комнатной температуре устойчиво белое олово – серебристо-белый металл. При охлаждении ниже $-13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ белое олово превращается в другую аллотропную модификацию — серое олово, которое имеет алмазоподобную структуру и относится к неметаллам. Таким образом, один химический элемент образует два простых вещества: одно из них металл, а другое – неметалл.

Некоторые химические элементы образуют простые вещества неметаллы, но имеющие ряд признаков металлов. Например, германий, подобно металлам, — твёрдое вещество с металлическим блеском, но он хрупок, плохо проводит теплоту и является полупроводником.



Одно из отличий полупроводников от металлов в том, что у металлов с повышением температуры электропроводность уменьшается, а у полупроводников наоборот — увеличивается. Электропроводность полупроводников увеличивается при освещении их ярким светом. Металлы такими свойствами не обладают.

Вы также знаете, что некоторые металлы образуют кислотные оксиды, например, марганец — Mn_2O_7 , хром — CrO_3 . Таким свойством обладают металлы, которые могут иметь высокую валентность (как правило, IV и выше).

Рассмотрим ещё один интересный факт. Вам хорошо известно, что металлы реагируют с кислотами. А могут ли металлы реагировать с щёлочью. Вы конечно же дадите отрицательный ответ. Вам такие реакции не известны. Но как часто говорят химики: не спешите делать вывод о том, что реакция не идёт. Проведём опыт.

Опыт 1. В два стакана поместим по шарик из алюминиевой фольги. В один стакан прильём около 20 мл раствора серной кислоты, а в другую — столько же раствора гидроксида натрия. Нагреем растворы в пламени спиртовки. Наблюдаем выделение газа в каждом из стаканов (рис. 103).

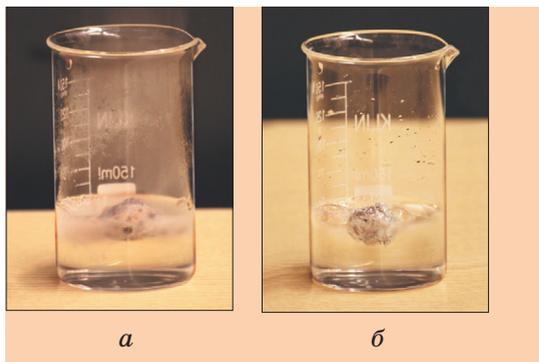
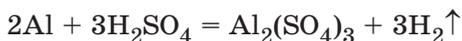
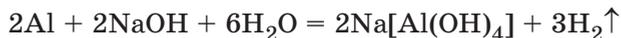


Рис. 103. Взаимодействие алюминия с раствором кислоты и с раствором щёлочи:
а — шарик из алюминиевой фольги в растворе серной кислоты; б — шарик из алюминиевой фольги в растворе щёлочи

Этот опыт показывает, что алюминий взаимодействует как с кислотой, так и со щёлочью! Первая реакция вам хорошо знакома — она иллюстрирует способность металлов замещать водород в кислотах, образуя соль:



Попробуем разобраться, что происходит при взаимодействии алюминия с раствором гидроксида натрия. Участниками этой реакции являются не только алюминий и щёлочь, но и вода. Продуктами, как и в реакции с кислотой, являются соль и водород. Однако, поскольку в этой реакции алюминий проявляет свойства неметалла, его атомы будут входить в состав кислотного остатка.



Обратите внимание, алюминий входит в состав сложного кислотного остатка — $[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Квадратные скобки показывают, что эта группа атомов выступает как единое целое. Название соли $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — *тетрагидроксоалюминат натрия*. Из названия следует, что с атомом алюминия связаны четыре гидроксильные группы (тетра — четыре).

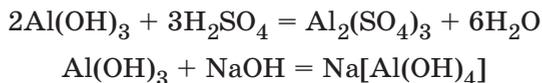
Рассмотренная реакция не является исключением. С раствором щёлочи реагируют многие металлы, например хорошо известный вам цинк.

На основании приведённых фактов можно сделать вывод о том, что чёткой границы между металлами и неметаллами не существует.

Как составить генетический ряд металла с двойственными свойствами?

Для этого изучим свойства соединений такого металла.

Опыт 2. Поместим в две пробирки свежесосаждённый гидроксид алюминия. В одну из них добавим немного серной кислоты, в другую — раствор гидроксида натрия. В обоих случаях наблюдаем растворение осадка. Гидроксид алюминия реагирует и с кислотой, и со щёлочью. Составим уравнения реакций:



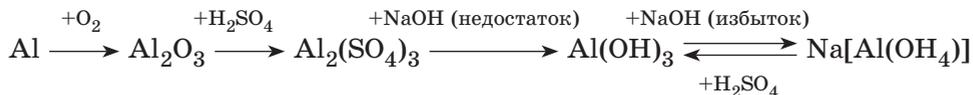
Опыт позволяет сделать вывод, что гидроксид алюминия может проявлять двойственные свойства: основные — при взаимодействии с кислотой, и кислотные при взаимодействии с щёлочью. Аналогичными свойствами обладает и оксид алюминия.

Вещества, способные проявлять как кислотные, так и основные свойства, называются **амфотерными**.



Корень «амфо» греческого происхождения означает «тот и другой», то есть двухсторонний. Вспомните, какова форма амфоры. Этот сосуд, которым пользовались древние греки, симметрично с двух сторон имеет по одной ручке.

Оксид алюминия Al_2O_3 — амфотерный оксид, гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид. Таким образом, генетический ряд алюминия будет включать вещества следующих классов: металл, амфотерный оксид, амфотерный гидроксид и два разных типа солей, в одной из которых алюминий будет соединён с кислотным остатком какой-либо кислоты, в другой — будет входить в состав кислотного остатка. Вспомним, что порядок веществ в генетическом ряду определяется их свойствами. Тогда генетический ряд алюминия может выглядеть так:

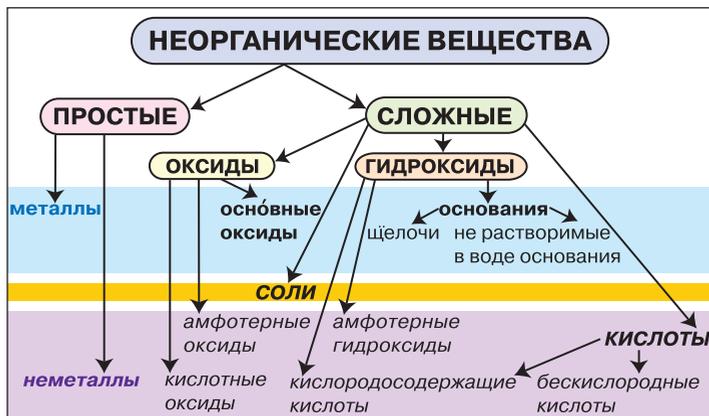


Возможен и другой порядок расположения веществ.

Алюминий не единственный металл, который образует соединения с двойственными свойствами. Амфотерными являются оксиды и гидроксиды цинка, бериллия, железа(III), хрома(III).

Какие дополнения нужно внести в схему классификации веществ на основании новых фактов?

Факт существования амфотерных оксидов и гидроксидов позволяет уточнить известную вам схему классификации неорганических веществ.



Почему классификации веществ недостаточно, чтобы ориентироваться в мире веществ и их превращений?

К середине XIX в. учёным стало известно уже более 60 химических элементов. Вещества, образованные каждым из этих химических элементов, порой сильно различались по свойствам. Образованные ими ряды превращений веществ стали настолько разнообразными, что подчинялись общим закономерностям весьма приблизительно, многое приходилось запоминать. Приведём в качестве примера азот.

Составить генетический ряд веществ, образованных азотом, существенно сложнее, чем для большинства неметаллов, так как он образует пять оксидов и два гидроксида (кислоты) (табл. 35). Двум оксидам (N_2O , NO) вообще не соответствуют кислоты, т.е. они относятся к несолеобразующим оксидам. Один оксид (NO_2) при растворении в воде образует сразу две кислоты.

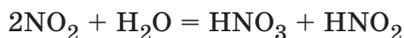


Таблица 35. Азот и его соединения

Простое вещество	Несолеобразующие оксиды	Кислотные оксиды	Кислоты	Соли
N_2	N_2O NO	N_2O_3	HNO_2	KNO_2 , $NaNO_2$ и др.
		NO_2	HNO_2	KNO_2 , $NaNO_2$ и др.
			HNO_3	KNO_3 , $NaNO_3$ и др.
		N_2O_5	HNO_3	KNO_3 , $NaNO_3$ и др.

Таким образом, в генетических рядах неметаллов больше исключений. Большое разнообразие свойств веществ, образуемых различными химическими элементами, поставило учёных перед необходимостью систематизации химических элементов.

Краткие итоги параграфа

- Строгой границы между металлами и неметаллами не существует.
- Оксиды и гидроксиды некоторых металлов (алюминий, цинк) обладают амфотерными свойствами, они способны реагировать как с кислотой, так и с щёлочью.
- Многие неметаллы образуют несколько кислотных оксидов, которым соответствуют свои кислоты и соли. Неметаллы также могут образовывать несолеобразующие оксиды.
- Открытие новых химических элементов привело к тому, что исключений из выявленных ранее закономерностей стало очень много, поэтому возникла необходимость систематизации химических элементов.

1

2

3

4

Обучающие задания

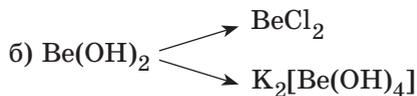


1. Как можно доказать амфотерный характер гидроксида хрома(III)? Запишите уравнения реакций. Учтите, в комплексном кислотном остатке с атомом хрома связано шесть гидроксогрупп, а сам кислотный остаток трёхвалентный.
2. Составьте не менее трёх цепочек превращений, отражающих генетическую взаимосвязь перечисленных веществ: ZnCl_2 , Zn(OH)_2 , Zn , ZnSO_4 , ZnO , $\text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4]$. В соответствии с предложенными цепочками составьте уравнения реакций.

Задания для закрепления знаний и умений



3. Гидроксид железа(III) и гидроксид бериллия обладают амфотерными свойствами. Составьте уравнения следующих превращений, учитывая особенности свойств данных веществ.



Задания для применения полученных знаний и умений



4. Оксид хрома(II) и гидроксид хрома(II) обладают основными свойствами. Оксид хрома(III) и гидроксид хрома(III) обладают амфотерными свойствами. Оксид хрома(VI) является кислотным ок-

сидом и ему соответствует кислота H_2CrO_4 . В соответствии с данными свойствами составьте генетический ряд хрома. Учтите, что соединения хрома с валентностью (III) имеют аналогичный состав, что и соединения железа с валентностью (III).

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



5. Приведите примеры слов, в которых встречается корень «амф». Какое смысловое значение вносит данный корень?

Задания для самоконтроля



A1. Амфотерными свойствами обладают вещества

- | | | | | |
|-----------------------------|-----------------|------------------|-----------------------------|------------------|
| A) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | Б) ZnO | В) SO_3 | Г) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | Д) NaCl |
| 1) а, в | 2) б, д | 3) б, г | 4) а, д | |

Практическое занятие 5

АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ

Прежде чем приступить к выполнению эксперимента, повторите правила безопасной работы в химической лаборатории (см. практическое занятие № 1).

ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДА АЛЮМИНИЯ

Опыт 1. В пробирку налейте 1–1,5 мл раствора гидроксида натрия или калия и прибавьте раствор любой соли алюминия до образования осадка гидроксида алюминия.

ПРОВЕРКА АМФОТЕРНОГО ХАРАКТЕРА ГИДРОКСИДА АЛЮМИНИЯ

Опыт 2. Осадок, полученный в первом опыте, разделите на две части и перенесите их в пробирки. В одну пробирку прилейте раствор кислоты до растворения осадка, во вторую – раствор щёлочи до растворения осадка.

Составьте уравнения реакций для каждого из проведённых опытов и сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

§ 39. Попытки систематизации химических элементов

Систематизировать химические элементы оказалось не простой задачей. Вы узнаете о первых попытках построения системы химических элементов.

Построение любой системы требует определения наиболее существенно признака, обуславливающего свойства элементов, составляющих систему. Историю создания системы химических элементов можно представить как историю поиска наиболее существенного признака, определяющего различия и сходства химических элементов и соответственно свойств образованных ими веществ.

Что такое триады химических элементов?

В начале XIX в. учёные заметили, что вещества, образуемые некоторыми химическими элементами, имеют аналогичный состав и близкие свойства. Такие сходные элементы стали объединять в небольшие группы.



Дёберейнер Иоганн Вольфганг (1780—1849)

Немецкий химик. Свои научные исследования посвятил классификации химических элементов, изучению платиновых металлов, а также катализу.

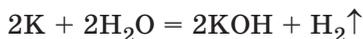
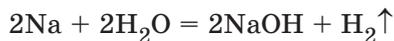
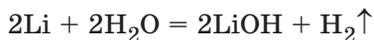
Обнаружил, что порошок платины (платиновая чернь) способен, не расходуясь, вызывать окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI). Выявил правило триад.

Одним из первых объединил химические элементы в такие группы немецкий химик Иоганн Вольфганг Дёберейнер. Из известных к 1817 г. сорока элементов он выделил пять триад.

Li Na K Ca Sr Ba P As Sb S Se Te Cl Br I

В первую триаду вошли металлы: Li — литий, Na — натрий, K — калий. Простые вещества, образованные этими элементами, имеют металлический блеск, тепло- и электропроводны, натрий и калий отличаются мягкостью (легко режутся ножом), им свойственна высокая химическая активность. Эти металлы легко окисляются кислородом воздуха

и энергично взаимодействуют с водой, образуя щёлочь и воду. Эти превращения соответствуют уравнениям реакций:



1
2
3
4

Элементы первой триады образуют вещества со сходным составом и свойствами. Например, образуемые ими хлориды хорошо растворяются в воде, их состав выражается однотипными формулами: LiCl , NaCl , KCl . Гидроксиды лития, натрия и калия LiOH , NaOH , KOH также обладают сходными свойствами: растворяются в воде и являются щелочами. В связи с этим металлы получили название **щелочные**.

Для того чтобы подчеркнуть сходство состава веществ, образованных однотипными элементами, химики заменяют несколько таких элементов буквой Э (что означает элемент) и записывают формулы в общем виде. Например, для всех щелочных металлов формула оксидов в общем виде — $\text{Э}_2\text{O}$, гидроксидов — ЭOH , хлоридов — ЭCl .

Во вторую триаду Дёберейнер объединил следующие элементы: Ca — кальций, Sr — стронций, Ba — барий. Эта группа элементов по свойствам похожа на группу щелочных металлов. Простые вещества, образованные этими элементами, представляют собой металлы, легко окисляющиеся кислородом воздуха. Все три металла реагируют с водой, образуя щёлочи состава Э(OH)_2 и водород. Эта группа элементов была названа **щёлочно-земельными металлами**. Первый корень в названии указывает на способность образовывать щёлочи, второй — связан формой нахождения в природе.

Элементы следующей триады: P — фосфор, As — мышьяк, Sb — сурьма. Простые вещества этих элементов различаются по свойствам. Высшие оксиды элементов триады имеют общую формулу $\text{Э}_2\text{O}_5$ (P_2O_5 ; As_2O_5 ; Sb_2O_5). Эти вещества относятся к классу кислотных оксидов и им соответствуют кислоты.

В ещё одну триаду вошли элементы: S — сера, Se — селен, Te — теллур.

Простые вещества, образуемые этими элементами неметаллов, по физическим свойствам достаточно сильно отличаются друг от друга. Сера — вещество жёлтого цвета, селен — тёмно-серое вещество с коричневым оттенком, теллур — серебристо-серый. Все три вещества хрупкие. Сера не проводит электрический ток, а селен и теллур являются полупроводниками. Объединить их в одну триаду позволило сходство образуемых веществ. Высшие оксиды элементов имеют состав ЭO_3 , обладают кислотным характером. Им соответствуют кислоты, общая формула которых $\text{H}_2\text{ЭO}_4$. Все три

элемента образуют с водородом очень ядовитые, сильно пахнущие газообразные (летучие) соединения: H_2S , H_2Se , H_2Te . Элементы данной триады получили название **халькогены**, что означает «рождающие руды». Помните, что многие руды представляют собой сульфиды металлов. Встречаются в природе и селениды, и теллуриды металлов.

Последняя из триад Дёберейнера: Cl — хлор, Br — бром, I — иод.

Эти элементы получили название **галогены**, что в переводе с греческого означает «рождающие соли». Простые вещества галогенов, как и халькогенов, по физическим свойствам сильно отличаются друг от друга. Хлор — ядовитый газ зеленоватого цвета с резким запахом, бром — ядовитая летучая красно-оранжевая жидкость, иод — серое кристаллическое вещество с металлическим блеском. Но, несмотря на различия физических свойств, галогены образуют похожие соединения. Молекулы простых веществ состоят из двух атомов: Cl_2 , Br_2 , I_2 . Простые вещества галогены химически очень активны. Для них характерны химические реакции с металлами и водородом. Галогеноводороды HCl , HBr , HI — газообразные вещества, которые при растворении в воде образуют кислоты. Соли галогеноводородных кислот — **галогениды** NaCl , NaBr , NaI имеют сходные состав и свойства.

В чём суть правила триад?

И. Дёберейнер обнаружил свойство, которым обладала каждая триада. Если в каждой «тройке» элементы расположить в порядке возрастания относительных атомных масс, то относительная атомная масса среднего элемента окажется примерно равной половине суммы двух других (т.е. их среднему арифметическому). Это правило учёный назвал **правилом триад**.

$$A_r(\text{Na}) = \frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

Что такое естественные семейства химических элементов?

После работ Дёберейнера число элементов, обладающих сходными свойствами, было увеличено до четырёх и до пяти. Таким группам было дано название *естественные семейства*. В пределах этих семейств обнаруживались те же закономерности, что и в триадах Дёберейнера. В начале XIX в. при создании системы элементов учитывали общность химических свойств и схожесть состава образуемых элементами веществ. Такой подход позволял составлять из уже открытых элементов естественные семейства и искать закономерности, связывающие элементы внутри них.

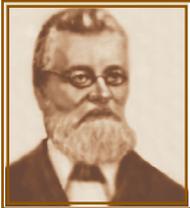
Какой новый подход построения системы элементов был предложен?

К началу 60-х годов XIX в. практически все известные элементы были объединены в естественные семейства. Идея построения системы химических элементов на основе учёта состава и свойств, образуемых ими веществ, себя исчерпала. Стало понятно, что состав и свойства веществ могли быть следствием какого-то главного качества элемента, являющегося причиной разнообразия химических элементов, а также веществ, ими образованных. Правило триад Дёберейнера способствовало развитию идеи о том, что главное качество элемента – его атомная масса. Эту идею развивали в своих исследованиях французский учёный Александр Эмиль Бегье де Шанкуртуа, английский химик Джон Александер Ньюлендс, немецкий учёный Лотар Мейер. Расположив все известные элементы в ряд по возрастанию атомных масс, каждый из учёных заметил, что элементы со сходными свойствами повторяются через правильные интервалы, причём в начале ряда повторяемость наблюдается на каждом восьмом элементе. Дж. Ньюлендс, например, по аналогии с музыкальной гаммой назвал эту закономерность **правилом октав** (рис. 104). «Октавы» в построенной таблице располагались вертикально, а естественные семейства — горизонтально. Однако к концу ряда эта закономерность нарушалась. Среди естественного семейства оказывались элементы с совершенно разными свойствами, например фосфор и марганец, высшая валентность которых соответственно равна V и VII.

Интересно, что выявленная закономерность не нашла всеобщего признания у учёных химиков, поскольку исключений из правила было слишком много, а доказательная база оказалась слишком слабой.

♯ До	H 1	F 8	Cl 15	Co, Ni 22	Br 29	Pd 36	I 43	Pt, Ir 50
Ре	Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51
Ми	Be 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba, V 45	Hg 52
Фа	B 4	Al 11	Cr 18	Y 25	Ce, La 32	U 39	Ta 46	Tl 53
Соль	C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 33	Sn 40	W 47	Pb 54
Ля	N 6	P 13	Mn 20	As 27	Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
Си	O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Rh, Ru 35	Te 42	Au 49	Th 56

Рис. 104. Таблица элементов, составленная Дж. Ньюлендсом



Ньюлендс Джон Александр Рейна (1837–1898)

Английский химик. Занимался аналитической химией. Пытался систематизировать химические элементы, располагая их в порядке возрастания атомных масс. Выявил закономерность, впоследствии названную правилом октав.

1

2

3

4

Краткие итоги параграфа

- Сложности, возникшие при первых попытках построения системы химических элементов, связаны с тем, что причина разнообразия свойств элементов и образуемых ими веществ в начале XIX в. была неизвестна.
- Попытки систематизации химических элементов привели к выявлению среди всех элементов естественных групп (семейств), что было важным этапом в развитии идеи о создании системы всех элементов.
- Выделение атомной массы в качестве признака систематизации химических элементов заложило основу для создания единой системы элементов, позволило установить, что свойства химических элементов повторяются через правильные интервалы.
- Тот факт, что правило октав не соблюдалось для всех известных элементов, не позволил научному миру признать его.

Обучающее задание



1. Познакомьтесь с одной из наиболее известных классификаций элементов, предложенной И. Дёберейнером. Разделитесь на группы. Каждая группа должна найти информацию об одном «семействе» и представить результат в виде краткого рассказа и заполненного фрагмента таблицы. Работайте в соответствии с планом:

1) Пользуясь текстом параграфа и таблицей валентности, заполните таблицу 36.

Таблица 36. Естественные семейства элементов

Название семейства	Элементы в порядке возрастания относительных атомных масс (указать под знаком элемента)	Образуемые простые вещества (металлы или неметаллы)	Высшая валентность	Общая формула для высших оксидов	Общая формула для высших гидроксидов	Низшая валентность	Общая формула для летучих водородных соединений
Щелочные металлы							
Щёлочно-земельные металлы							
Подгруппа фосфора							
Халькогены							
Галогены							

2) Пользуясь правилом триад, рассчитайте относительные атомные массы каждого среднего элемента в триадах и сравните их со значениями, указанными в таблице 40, приведённой в приложении.

3) На основании известных вам свойств алюминия и его соединений сделайте вывод о возможности или невозможности отнести его к какому-либо «естественному семейству». Вывод подтвердите соответствующими формулами и уравнениями реакций.

Задания для закрепления знаний и умений



- Расположите в порядке возрастания относительных атомных масс следующие элементы: кремний, натрий, хлор, алюминий, сера, магний, фосфор. Под каждым элементом укажите, какое простое вещество он образует (металл типичный или переходный, неметалл); составьте формулы высших оксидов и гидроксидов, укажите их характер (основный, амфотерный или кислотный); сделайте вывод о том, как увеличение атомной массы сказывается на изменении высшей валентности и свойствах простых и сложных веществ, образуемых элементами.

3. Составьте генетические ряды кальция и фосфора так, чтобы вещества в них были выстроены следующим образом: *простое вещество* → *высший оксид* → *высший гидроксид*. Какими свойствами обладают вещества двух генетических рядов? Между какими веществами двух рядов возможны взаимодействия? Составьте возможные уравнения реакций.



Задание для применения полученных знаний и умений

4. На основании того, что цезий Cs относится к семейству щелочных металлов, составьте формулы его высших оксида и гидроксида. Какими свойствами будут обладать эти соединения?

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



5. Подготовьте краткие сообщения о попытках систематизации элементов Дж. Ньюлендсом, Л. Мейером, Э. Шанкуртуа.

Задания для самоконтроля



- A1. Элемент, формула высшего гидроксида которого HЭО_4 , относится к семейству
- 1) щелочных металлов
 - 2) щёлочно-земельных металлов
 - 3) халькогенов
 - 4) галогенов
- A2. Оцените верность суждений по отношению к галогеноводородам.
- А) Атом галогена имеет валентность VII.
Б) Раствор в воде представляет собой кислоту.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) оба суждения верны
 - 4) оба суждения неверны

§ 40. Открытие Периодического закона

Проблема систематизации химических элементов заинтересовала молодого 35-летнего профессора Петербургского университета Д.И. Менделеева. В 1869 г. он работал над созданием учебника для студентов «Основы химии». Учёный хорошо понимал, что для того чтобы студенты лучше разобрались в разнообразии свойств химических элементов, их нужно систематизировать.

Какой подход систематизации химических элементов использовал Д.И. Менделеев?

Как вы уже знаете, до Д.И. Менделеева сложилось два подхода к систематизации элементов:

1. Объединение элементов в естественные группы по сходству состава и свойств образованных ими веществ.
2. Расположение химических элементов в порядке увеличения их атомной массы.

Ни один, ни другой подход не привели к созданию системы, объединяющей все элементы.

Д.И. Менделеев решил использовать оба подхода построения системы элементов. Он был убеждён в том, что атомная масса предопределяет все остальные свойства элементов. Кроме того, Д.И. Менделеев принимал во внимание то, что место элемента в системе должно определяться с учётом валентности, а также состава и свойств образуемых им веществ.



Менделеев Дмитрий Иванович (1834—1907)

Российский учёный. Родился в г. Тобольске в семье директора гимназии. В 1855 г. окончил обучение в Главном педагогическом институте в Петербурге. В 1855–1856 гг. работал учителем гимназии в Одессе. В 1857—1890 гг. преподавал в Петербургском университете (с 1865 г. профессор). В 1890 г. покинул университет из-за конфликта с министром просвещения, который отказался принять от него петицию студентов.

С 1893 г. возглавлял Главную палату мер и весов.

Автор первого в России учебника «Органическая химия» (1861 г). В 1869 г., работая над учебником «Основы химии», открыл Периодический закон. На основе этого закона исправил значения атомных масс многих элементов (бериллия, индия, урана и др.). Предсказал существование и описал свойства галлия, скандия, германия, полония, астата, технеция и др., которые ещё не были открыты. Разработал теорию растворов. Вывел общее уравнение состояния идеального газа. Выдвинул гипотезу происхождения нефти. Предложил технологическую схему перегонки нефти и реализовал её на Кусковском заводе под Москвой (сейчас Москва). Выдвинул идею подземной газификации угля. Занимался проблемой использования минеральных удобрений в сельском хозяйстве. Принимал участие в разработке состава бездымного пороха.

К этому времени было известно около 60 химических элементов. Причём, если относительные атомные массы при переходе от одного элемента к другому возрастают до больших значений (от 1 у водорода до 210 у

висмута), то значения валентностей приходится на интервал от I до VII. Д.И. Менделеевым был отмечен ещё один интересный факт. Практически все элементы, имеющие постоянную валентность I, — активные металлы, а высшую валентность VII — активные неметаллы, элементы с промежуточной валентностью часто сочетают в себе и те, и другие свойства, т.е. являются переходными элементами.

В своих поисках построения системы химических элементов Менделеев использовал следующий приём. Он приготовил набор карточек, на каждой записал знак химического элемента, его относительную атомную массу¹, валентность, а также наиболее характерные свойства веществ.

В результате, как и предшественники, учёный получил ряд элементов с многочисленными нарушениями правила октав.

Как Д.И. Менделееву удалось создать единую систему химических элементов?

Д. И. Менделеев в своей работе продвинулся дальше предшественников. Он сделал вывод о том, что правило октав может нарушаться по двум причинам:

- 1) у некоторых элементов неправильно определены валентность или относительная атомная масса;
- 2) существуют ещё неоткрытые химические элементы, которые не заняли свои места.

Данные предположения нашли подтверждение.

Например, относительная атомная масса и валентность были исправлены у бериллия. В результате чего он занял место между литием и бором, что восстановило важные закономерности, прослеживающиеся в рядах элементов. Так, в ряду из семи элементов явно прослеживался переход от металла к неметаллу через элемент, образующий амфотерные соединения. Бериллий образует амфотерный оксид и гидроксид.

При расположении химических элементов по мере возрастания атомных масс Д.И. Менделеев замечал, что между некоторыми элементами наблюдалось большое различие атомных масс, а также свойств образованных веществ. Учёный объяснил это существованием ещё неоткрытого химического элемента.

Приведём пример. Д.И. Менделеев предположил, что между кальцием ($A_r = 40$) и титаном ($A_r = 48$) должен находиться элемент с относительной

¹ Во второй половине XIX в. атомная масса называлась атомным весом.

1
атомной массой, равной примерно 44 (подумайте, почему именно такая масса была предсказана Менделеевым?). Этот элемент должен иметь высшую валентность III, т.к. у кальция высшая валентность II, а у титана IV. По химическим свойствам неизвестный элемент должен быть похож на бор и алюминий, поскольку именно с ними он должен быть в одном естественном семействе. На основании схожести предполагаемых свойств этот элемент Менделеев назвал «экабором». «Эка» означает один, т.е. «бор плюс один». В 1880 г. экабор открыл шведский химик Ларс Нильсон и назвал его скандием.

2
3
Огромное значение для утверждения Периодического закона имело открытие так называемых инертных газов (вспомните, эти газы входят в состав воздуха). В 1870 г. Менделеев писал, что должен быть элемент между водородом ($A_r = 1$) и литием ($A_r = 7$), так как их атомные массы сильно различаются. Кроме того, должен быть элемент с «атомным весом около 20, помещающийся между фтором и натрием». Эти элементы должны составить естественный переход от активных неметаллов к активным металлам.

4
В 1895 г. английский химик, лауреат Нобелевской премии (1904 г.) Уильям Рамзай открывает газообразный гелий ($A_r = 4$), в 1898 г. — неон ($A_r = 20$). Эти элементы и заняли место между водородом и литием, и фтором и натрием, соответственно. После открытия неона и гелия Рамзай уже целенаправленно искал и открыл ещё три инертных газа — аргон, криптон и ксенон, каждый из которых занял своё место в Периодической системе. Таким образом, осуществлялся переход от хлора к калию, от брома к рубидию, от иода к цезию.

Как был открыт Периодический закон? Что из себя представлял первый вариант периодической системы элементов?

В результате кропотливой работы по исправлению атомных масс и валентности элементов, а также по выяснению места ещё неоткрытых химических элементов Д.И. Менделеев открыл закон, который назвал **Периодическим законом**. Этот закон формулировался так:

Свойства элементов и состав и свойства образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величин их относительных атомных масс.



Приведённая формулировка дана с использованием современной терминологии. Во времена Менделеева некоторые термины были иными. Атомная масса называлась атомным весом, вещество — телом. Закон, сформулированный Менделеевым, звучал так: «Физические и химические свойства элементов, проявляющиеся в свойствах простых и сложных тел, ими образуемых, стоят в периодической зависимости от их атомных весов».

Система химических элементов строилась в форме таблицы. В первом варианте Периодической таблицы естественные семейства располагались горизонтально (рис. 105). Позже естественные семейства стали располагать вертикально.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.					
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ					
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4.
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
		Ni =	Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1			Zn = 65,2	Cd = 112	
	Be = 9,4	Mg = 24	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	B = 11	Al = 27,4	? = 70	Sn = 118	
	C = 12	Si = 28	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	N = 14	P = 31	Se = 79,4	Te = 128?	
	O = 16	S = 32	Br = 80	I = 127	
	F = 19	Cl = 35,5	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
Li = 7	Na = 23	K = 39	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		Ca = 40	Ce = 92		
		? = 45	La = 94		
		?Er = 56	Di = 95		
		?Yt = 60	Th = 118		
		?In = 75,6			

Д. Менделѣевъ.

Рис. 105. Один из первых вариантов Периодической таблицы

Краткие итоги параграфа

- Открытие Периодического закона не было случайным. Ему предшествовала большая работа по систематизации химических элементов.

1

- При построении системы элементов Д.И. Менделеев использовал оба сложившихся в науке подхода: выстраивание элементов по возрастанию атомных масс, при учёте состава и свойств образованных ими веществ. При таком расположении, если элемент попадал не в «своё семейство», Д.И. Менделеев исправлял значения относительной атомной массы, или оставлял пустые места, предполагая существование ещё неоткрытых элементов. Периодический закон позволил провести систематизацию химических элементов, даже ещё не открытых.

2

Обучающие задания



3

1. Датой открытия Периодического закона считается 1 марта 1869 г. Однако всеобщее научное признание он приобрёл примерно в 1890 г. Д.И. Менделеев в 1906 г. писал: «Утверждение закона возможно только при помощи вывода из него следствий, без него невозможных и не ожидаемых, и оправдание тех следствий в опытной проверке. Потому-то, увидев Периодический закон, я со своей стороны вывел из него такие логические следствия, которые могли показать — верен ли он или нет. Без такого способа испытания не может утвердиться ни один закон природы».

4

- 1) Какие логические следствия вывел Д.И. Менделеев?
 - 2) Почему, с вашей точки зрения, потребовалось почти 20 лет для утверждения закона в науке?
2. Используя фрагмент периодической системы, попробуйте предсказать свойства элемента:

70		75
Ga	?	As
III		V

Открытый в 1875 г. галлий по своим свойствам очень похож на алюминий. Составьте формулы высших оксидов и гидроксидов галлия. Предскажите характер этих веществ. Какие реакции необходимо провести для подтверждения характера? Составьте соответствующие уравнения реакций.

Задание для закрепления знаний и умений



3. Изучив формулировку Периодического закона, ответьте на вопросы:
- 1) Почему закон называется Периодическим?
 - 2) В каком порядке нужно выстроить все элементы, чтобы обнаружить периодичность в изменении свойств?
 - 3) Какие свойства элементов периодически повторяются?
 - 4) Какие свойства простых и сложных веществ, образованных элементами, периодически повторяются?

Задания для применения полученных знаний и умений



4. Какие свойства химических элементов в зависимости от порядкового номера изменяются: а) периодически; б) не периодически. Приведите примеры.
5. Фтор не может проявлять в соединениях валентность VII. Однако Менделеев расположил хлор и фтор друг под другом. Какие свойства этих элементов позволили объединить их в одну группу?

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



6. Лондонское королевское общество в 1882 г. присудило золотые медали имени Дэви совместно Д. И. Менделееву и Л. Мейеру с формулировкой «За открытие периодических соотношений атомных весов»; в 1887 г. этой награды был удостоен ещё и Дж. Ньюлендс. Расскажите о вкладе каждого учёного в открытие Периодического закона.
7. Что вы знаете об открытии тех химических элементов, свойства которых предсказал Д.И. Менделеев?

Задания для самоконтроля



- A1. Оцените верность суждений для ряда элементов, расположенных по возрастанию относительных атомных масс от Na до Cl.
- А) Валентность изменяется постепенно от I до VII.
Б) Постепенно изменяется способность образовывать простые вещества от металлов до неметаллов через металл с амфотерным оксидом и гидроксидом.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) оба утверждения верны
 - 4) неверны оба утверждения

1

2

3

4

A2. Оцените верность суждений для элементов Li, Na, K.

A) Образуют гидроксиды состава $\text{Э}(\text{OH})_2$.

Б) Подчиняются правилу триад Дёберейнера.

1) верно только А

3) оба утверждения верны

2) верно только Б

4) неверны оба утверждения

§ 41. Структура Периодической системы химических элементов

Периодическая система химических элементов обычно представлена в форме таблицы. Как она устроена?

Какие сведения о каждом элементе записываются в таблице?

На сегодняшний день открыто 118 элементов, каждый из которых занял свою ячейку в Периодической системе. Новые открываемые элементы имеют большую относительную атомную массу, чем уже известные, и попадают в конец таблицы. В настоящее время используется длинная и короткая формы периодических таблиц (см. форзац).

В ячейке записывается символ элемента, его название и порядковый номер (атомный номер), значение относительной атомной массы. Например, химический элемент кислород обозначен символом «O», имеет порядковый номер 8, относительную атомную массу 15,9994.

Где в Периодической таблице располагаются естественные группы химических элементов?

Периодическая таблица (короткая форма) содержит 8 вертикальных столбцов, называемых **группами**, которые нумеруются римскими цифрами. Каждая группа включает в себя главную подгруппу (группа **A**) и побочную подгруппу (группа **B**).

Рассмотрим группу I Периодической системы. Группа **IA** (главная подгруппа) включает элементы: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Это элементы естественного семейства щелочных

металлов, имеющих сходные свойства. Они отличаются высокой химической активностью. Валентность этих элементов — **I, она равна номеру группы.**

В группу IB входят: медь Cu, серебро Ag и золото Au, валентность которых тоже может быть равна I. От щелочных металлов медь, серебро и золото отличаются низкой химической активностью, а также способностью образовывать соединения с другими значениями валентности: медь и серебро — II, золото — III.

Обратите внимание, каждая из подгрупп образует свой вертикальный столбец. Главную подгруппу (A), как правило, составляет большее число элементов, чем побочную (B). Каждая подгруппа элементов (A или B) и представляет собой естественное семейство.

У элементов одной группы высшая валентность в соединениях, как правило, равна номеру группы.

В длиннопериодном варианте таблицы содержится 18 вертикальных столбцов, каждый из которых представляет собой естественное семейство элементов. В учебных целях в таблице, помещённой на форзаце, сохранена и нумерация групп, принятая в короткопериодном варианте.

Для простых веществ, образованных элементами групп IA, IIA и IIIA, характерны свойства металлов, исключение составляют бериллий, бор, алюминий. У бериллия и алюминия оксиды и гидроксиды обладают амфотерными свойствами. Бор вообще является неметаллом. Его оксид B_2O_3 относится к кислотным, а гидроксид H_3BO_3 — это борная кислота.

Элементы групп IVA, VA, VIA и VIIA образуют кислотные оксиды, кислоты и летучие водородные соединения. Составлять формулы высших оксидов и гидроксидов элементов этих групп вы умеете. Валентность элементов в водородном соединении определяется по разности между числом 8 и номером группы. Например, в водородном соединении серы её валентность составит $(8 - 6 = 2)$. Следовательно, формула сероводорода H_2S .

Группу VIIIA составляют инертные газы. Их называют также благородными газами. Их название связано с химической пассивностью простых веществ. Например, сложные вещества, в состав которых входил бы гелий или неон, вообще не удалось получить.

Все элементы подгруппы B называют переходными, так как они состоят из металлов, которые проявляют переходные свойства от типичных металлов к неметаллам.

1

2

3

4

Что такое период?

Периоды располагаются горизонтально и обозначаются арабскими цифрами. Их в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева семь.

Период — это горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом.

Первые три периода называют *малыми*. Период 1 включает всего два элемента — водород и гелий, периоды 2 и 3 содержат по 8 элементов. Периоды 4, 5, 6 называются *большими*. Периоды 4 и 5 состоят из 18 элементов, период 6 — из 32 элементов. Период 7 является незаконченным, открываемые элементы помещают именно в этот период.

Где в Периодической системе находятся металлы?

Как уже говорилось, все группы В образованы переходными металлами. В подгруппу IA входят щелочные, а в подгруппу — IIA щёлочно-земельные металлы.

Если в длинной форме Периодической таблицы провести диагональ от бора к астату, то все элементы, находящиеся ниже диагонали, образуют простые вещества металлы.

Краткие итоги параграфа

- Периодическая система состоит из вертикальных столбцов — групп и горизонтальных рядов — периодов.
- Группа состоит из главной (А) и побочной (Б) подгрупп, каждая из которых содержит элементы «естественных семейств».
- Номер группы позволяет определить высшую валентность элемента. Низшая валентность для неметаллов определяется разницей между максимальным числом групп (8) и номером группы.
- Периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются инертными газами; различают периоды большие и малые, завершённые и незавершённые.
- Каждая ячейка принадлежит одному элементу и содержит о нём информацию: химический символ, название, порядковый номер и относительную атомную массу.

Обучающие задания



1. Используя Периодическую систему, охарактеризуйте элементы: Li, Be, Si, Mg, S, Br, Ar, Mn. Для этого в текст вставьте вместо многоточий нужную информацию:

Порядковый № ... Находится в ... группе... подгруппе ... периоде. Простое(ые) вещество(а), образуемое(ые) элементом, является ... (металлом типичным или переходным, неметаллом). Высшая валентность ..., так как совпадает с номером ... Формула высшего оксида ..., гидроксида Эти вещества обладают характером (кислотным, основным, амфотерным). Данный элемент (может/ не может) образовывать летучее водородное соединение. Его формула ... (если образует). Сходными свойствами с данным элементом обладают ...

Задания для закрепления знаний и умений



2. Среди элементов: Na, Br, P, Al, Ar, Se — выберите те, которые образуют летучие водородные соединения, и составьте формулы этих соединений.
3. Составьте формулы высших оксидов галлия (№ 31), олова (№ 50), марганца (№ 25).

Задания для применения полученных знаний и умений



4. Определите по положению в Периодической системе, какие элементы образуют типичные металлы, переходные металлы, неметаллы: № 4, № 14, № 19, № 24, № 26, № 33, № 53.
5. Будут ли взаимодействовать между собой высшие оксиды и гидроксиды элементов а) № 20 и № 7; б) № 11 и № 19; в) № 14 и № 19? Составьте уравнения.

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



6. В настоящее время известно много вариантов представления Периодической системы элементов. Найдите информацию о них, выделите черты сходства и различия. С какой целью был предложен тот или иной вариант?

Задания для самоконтроля



- A1. Установите соответствие между элементом и общей формулой высшего гидроксида элементов группы

1

2

3

4

Элемент

- 1) Si
- 2) Cr
- 3) S
- 4) Ba

Формула высшего гидроксида

- А) HЭО_3
- Б) Э(OH)_2
- В) $\text{H}_2\text{ЭО}_4$
- Г) Э(OH)_3
- Д) $\text{H}_2\text{ЭО}_3$

A2. Возможно взаимодействие высших гидроксидов элементов

- 1) № 14 и № 16
- 2) № 12 и № 19
- 3) № 3 и № 35
- 4) № 5 и № 17

§ 42. Роль Периодического закона в выявлении фактов, необъяснимых с позиций атомно-молекулярной теории

Открытие Периодического закона способствовало поиску новой теории, которая смогла бы объяснить его сущность. Почему?

Какие факты невозможно объяснить с помощью атомно-молекулярной теории?

При изучении химии вы уже сталкивались с фактами, которые невозможно объяснить с позиции атомно-молекулярной теории. Вспомним некоторые из них.

— Почему атомы различных химических элементов различаются по массе, имеют одинаковые или разные значения валентности?

— Почему одни химические элементы образуют простые вещества металлы, а другие — неметаллы?

— Почему одни металлы активнее других, что отражает ряд активности металлов?

— Почему в процессе одних реакций тепло выделяется, а в других поглощается?

Открытие Периодического закона и построение Периодической системы химических элементов поставило перед учёными ещё целый ряд вопросов, на которые невозможно было ответить. Приведём эти вопросы.

— Как можно объяснить сущность явления периодичности?

— Почему высшая валентность элементов равна номеру группы?

— Почему в периоде значение высшей валентности закономерно увеличивается от I до VIII?

— Почему период начинается металлом, а завершается благородным элементом?

— Почему в периоде между металлом и неметаллом располагается элемент, имеющий амфотерный оксид и гидроксид?

Как отнёсся Д.И. Менделеев к невозможности объяснения сущности Периодического закона?

О невозможности объяснить сущность Периодического закона Д.И. Менделеев в 1898 г. писал: «Что же касается до отсутствия какого-либо объяснения сущности рассматриваемого закона, то причину тому должно искать, прежде всего, в отсутствии точного для него выражения. Он рисуется ныне в виде новой, отчасти только открытой глубокой тайны природы... Широкая приложимость Периодического закона при отсутствии понимания его причины есть один из указателей того, что он очень нов и глубоко проникает в природу химических явлений...»

Таким образом, вопросов, на которые невозможно дать ответ, к концу XIX в. накопилось много. В результате появилась объективная необходимость в новой теории.

Краткие итоги параграфа

- К концу XIX в. накопилось большое число необъяснимых с точки зрения атомно-молекулярной теории фактов. Это создало объективную необходимость для поиска новой теории. Открытие Периодического закона обострило эту необходимость.

Обучающие задания



1. Прочитайте утверждения о кислороде. Какие из фактов вы можете объяснить с позиций атомно-молекулярной теории? Объясните такие факты.

1) Кислород образует две аллотропные модификации: кислород и озон.

2) В соединениях кислород проявляет, как правило, валентность II, однако в Периодической системе находится в VI группе.

1

2

3

4

3) Кислород взаимодействует с серой в массовых отношениях 1:1, при этом выделяется тепло.

Задания для закрепления знаний и умений



2. Хром и сера находятся в VI группе Периодической системы, но в разных подгруппах.

1) Составьте формулы известных вам оксидов и гидроксидов серы, какими свойствами они обладают?

2) Состав и свойства каких веществ позволили объединить эти элементы в одну группу?

3) Можно ли с точки зрения атомно-молекулярной теории объяснить сильные различия в свойствах одних, образованных ими веществ, и близкие свойства других веществ?

Задание для применения полученных знаний и умений



3. Составьте термохимические уравнения реакций:

А) между азотом и кислородом;

Б) горения магния в кислороде.

1) К какому типу относятся данные реакции с точки зрения числа вступивших и получившихся веществ?

2) Можно ли объяснить различия в тепловом эффекте этих реакций с точки зрения атомно-молекулярной теории?

Задание, требующее умения работать с дополнительными источниками информации



4. Как вы понимаете выражение «теоретическая модель»? Чем вызван поиск в науке новой теоретической модели? Приведите примеры научного поиска новой модели.

Задания для самоконтроля



A1. Закон сохранения массы веществ в процессе химических реакций можно объяснить

1) химическим уравнением

3) неизменностью атомов

2) различием масс атомов

4) составлением формул

A2. Оцените верность суждений о Периодическом законе.

А) Его открытие позволило вскрыть причины периодического изменения высшей валентности элементов.

Б) Его открытие позволило предсказать существование некоторых ещё неоткрытых элементов.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б

- 3) оба утверждения верны
- 4) неверны оба утверждения

§ 43. Становление представлений о строении атома

Появлению и развитию представлений о сложном строении атома способствовали результаты исследований в области физики.

Как изучение электрического тока в вакууме способствовало появлению представлений о сложном строении атома?

Экспериментаторы конца XIX — начала XX вв. установили, что в вакууме может протекать электрический ток от катода к аноду, если катод нагреть. Переносчики электрического заряда были названы электронами. Поскольку в вакууме нет других веществ, кроме материала катода и анода, то был сделан вывод: электроны испускает вещество, из которого сделан катод. Если на пути перемещения электронов ставилась вертушка, то она начинала вращаться (рис. 106). Значит, электроны обладают массой. При прохождении потока электронов через электрическое поле электронный пучок отклонялся к положительной области, на основании чего был сделан вывод, что электроны имеют отрицательный заряд.

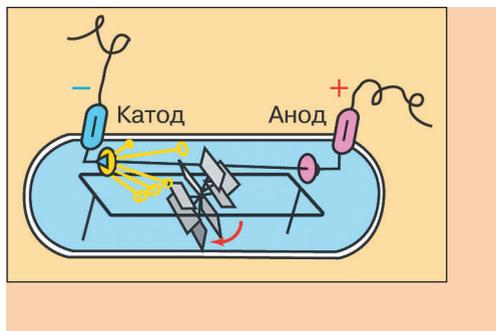


Рис. 106. Движение вертушки под действием катодных лучей

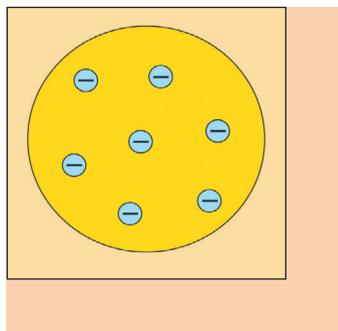
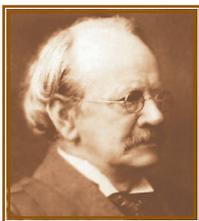


Рис. 107. Модель строения атома, предложенная Дж. Томсоном

1 После серии опытов с катодными лучами английский физик Джозеф Джон Томсон в 1897 г. предложил модель строения атома (рис. 107): атом представляет собой шар, состоящий из положительно заряженного вещества с вкраплениями отрицательно заряженных электронов (наподобие изюма в бисквите). Так как масса электронов мала, то они вылетают из атомов при нагревании металла. Положительный заряд «размыт» внутри «шара», обладающего значительно большей массой, чем электроны, поэтому положительно заряженные частицы из атома не вылетают. Это было революционное предположение, так как до открытия электрона учёные были убеждены, что атом неделим.

2 Впоследствии был определён заряд электрона. Он равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Применительно для микромира этот заряд принят за единичный равный -1 . Масса электрона настолько мала, что в химии её пренебрегают.



Томсон Джозеф Джон (1856—1940)

Английский физик. Занимался изучением электропроводимости газов. Открыл электрон и определил соотношение заряда и массы электрона. За работы по созданию электронной теории строения атома в 1906 г. получил Нобелевскую премию.

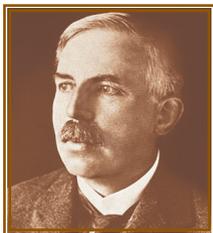
4

Как открытие явления радиоактивности способствовало развитию представлений о сложном строении атома?

Следующим экспериментальным фактом, свидетельствовавшим в пользу сложного строения атома, было открытие явления радиоактивности (А. Беккерель, 1896 г.). Было обнаружено, что атомы некоторых элементов самопроизвольно распадаются с образованием атомов других элементов, при этом выделяется энергия. Например, атомы урана самопроизвольно распадаются на атомы тория и α -частицы и электроны:



Этот факт противоречил атомно-молекулярной теории, поскольку в рамках этой теории атом считался мельчайшей неделимой частицей. В результате распада радиоактивных элементов образуются уже известные элементы, электроны и α -частицы. Было установлено, что α -частицы имеют положительный заряд и сравнительно большую массу.



Резерфорд Эрнест (1871–1937)

Английский физик. В 1895—1898 гг. работал в Кавендишской лаборатории в Англии под руководством Дж. Томсона. Своё внимание сосредоточил на изучении явления радиоактивности. Совместно с Ф. Содди в 1903 г. предложил теорию радиоактивного распада, объясняющую это явление как превращение химических элементов. Предложил планетарную модель строения атома. За исследование явления радиоактивного распада Э. Резерфорд получил Нобелевскую премию по химии (1908 г.).

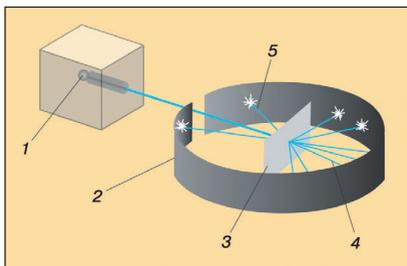
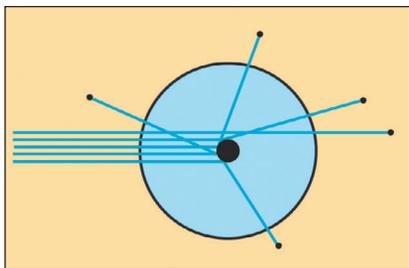


Рис. 108. Схема опыта Э. Резерфорда:

- 1 — источник α -частиц; 2 — экран, светящийся от ударов α -частиц; 3 — золотая фольга, 4 — рассеянные α -частицы; 5 — основной поток α -частиц



Английский физик Эрнест Резерфорд и его ученики поставили следующий эксперимент: направляли быстрый поток α -частиц на тонкую золотую фольгу¹ (рис. 108). Оказалось, что большинство α -частиц проходит через фольгу беспрепятственно, небольшая часть отклоняется на различные углы, а примерно 1 на 10 000 частиц отскакивает в обратном направлении (рис. 109 и табл. 37).

Результаты опыта не соответствовали модели строения атома Дж. Томсона. Частица с большой массой и положительным зарядом может отскочить назад, если только встретит в качестве препятствия большой положительный заряд, сконцентрированный в одном месте. Такой сконцентрированный положительный заряд, имеющийся в атоме, Э. Резерфорд назвал *атомным ядром*.

Рис. 109. Отклонение α -частиц ядром атома

¹ α -лучи имеют небольшую проникающую способность. Только из пластичного золота можно было сделать тончайшую фольгу, через которые проходят α -лучи.

Таблица 37. Экспериментальные данные по отклонению α -лучей

Угол отклонения	15°	30°	45°	60°	75°	105°	120°	135°	150°
Число частиц	132000	7800	1435	477	211	70	52	43	33

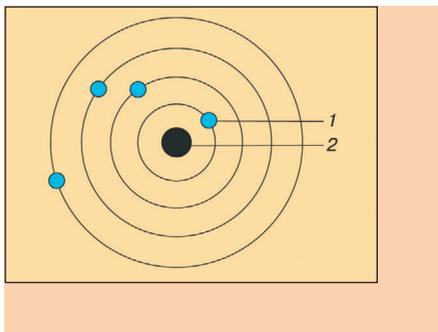


Рис. 110. Планетарная модель атома, предложенная Э. Резерфордом

В 1911 г. Резерфорд предложил свою модель строения атома: *в центре атома находится положительно заряженное ядро (2), в котором сосредоточена основная масса атома, а вокруг ядра вращаются отрицательно заряженные электроны (1), масса которых очень мала (рис. 110)*. Сумма зарядов ядра и всех электронов должна быть равна нулю, так как атом в целом электронейтрален. Эта модель получила название **планетарной**, т.к. её можно было сравнить с Солнечной системой. По Э. Резерфорду электроны движутся вокруг ядра атома по орбитам, как планеты вокруг Солнца.

Если представить атом в виде шара диаметром 10 м, то размер ядра такого атома будет равен диаметру булавочной головки.

Что такое изотопы?

В начале XX в. и химики, и физики были убеждены, что каждый элемент имеет строго определённую атомную массу. Однако при исследовании радиоактивного распада ряда элементов был обнаружен парадоксальный факт: виды атомов, различающиеся по массе, имеют одинаковые свойства и могут быть отнесены к одному химическому элементу. Например, относительная атомная масса тория, образовавшегося при радиоактивном распаде урана, равна 234. Но в Периодической системе уже было занято место химическим элементом торием с относительной атомной массой 232. Таким образом возможно существование двух разных видов атомов одного и того же элемента. Где расположить их в Периодической системе, было непонятно.

Сотрудник Э. Резерфорда, английский химик и физик Фредерик Содди сделал смелое предложение о том, что несколько разновидностей атомов одного химического элемента должны занимать одно место в Периодической системе. Например, место № 90 должны занимать обе разновидности атомов тория. Содди предложил называть атомы одного химического эле-

мента с разной массой *изотопами* («изотопы» в переводе с греческого означает «занимающие одно место»).

Ученика Резерфорда — Г. Мозли заинтересовал факт: порядковый номер каждого элемента приблизительно равен половине от его относительной атомной массы. На основании этого факта, а также факта существования изотопов, был сделан вывод о том, что **заряд ядра атома химического элемента численно равен порядковому номеру данного элемента в Периодической системе.**

Открытие Г. Мозли позволило определить число электронов в атоме. **Так как атом электронейтрален, то число электронов, каждый из которых имеет заряд минус 1, должно быть равно заряду ядра.** Например, порядковый номер кальция 20, значит, заряд ядра атома кальция $Z = +20$, а число электронов в атоме кальция 20.



Мозли Генри (1887–1915)

Английский физик. Установил взаимосвязь между атомным номером элемента и зарядом ядра атома. Доказал, что в системе элементов предстоит открыть элементы № 43, 61, 72, 75, 85 и 91.

Ядра атомов изотопов одного химического элемента имеют одинаковый заряд.

Вопрос о причинах разных атомных масс изотопов по-прежнему оставался открытым. Разгадка последовала после открытия новых элементарных частиц — протона и нейтрона. Было установлено, что заряд атомного ядра определяют протоны.

Протон p — элементарная частица, имеющая заряд $+1$ и относительную массу, равную 1.

Кроме протона в ядро атома входят нейтроны.

Нейтрон n — частица, не имеющая заряда, с относительной массой 1.

Заряд ядра атома определяет число находящихся в нём протонов.

1

Масса электрона в 1841 раз меньше массы протона или нейтрона. Из этого следует, что **масса атома в основном складывается из суммы масс всех протонов и нейтронов.**

2

В начале параграфа было отмечено, что есть атомы тория с разной массой – ^{234}Th и ^{232}Th . Несмотря на различие атомных масс, эти атомы похожи друг на друга по физическим и химическим свойствам образуемых ими веществ. Заряд ядра в обоих атомах равен +90, число протонов 90, электронов 90, число нейтронов в атоме ^{234}Th $234 - 90 = 144$, в атоме ^{232}Th $232 - 90 = 142$.

3

В Периодической системе мы видим, что относительная атомная масса всегда представлена дробным числом. Например, у тория — 232,038. Было принято решение, указывать для элемента среднее значение относительных атомных масс природных изотопов с учётом их распространённости.

4

Атомы изотопов (нуклидов) одного химического элемента различаются между собой только числом нейтронов в ядре.



Строго говоря, сумма числа нейтронов и протонов, для большинства элементов, не равна относительной атомной массе атома элемента. Это явление называется дефектом масс. Формальную сумму, не учитывающую дефект масс, стали называть массовым числом.

Целые числа у знаков элементов, например ^{238}U , — массовые числа изотопов. То есть значения без учёта дефекта масс.

В настоящее время изотопы одного химического элемента правильнее называть нуклидами, что означает — имеющие одинаковый заряд ядра.

Какую современную формулировку нужно дать Периодическому закону?

Во времена Д.И. Менделеева основным различием между атомами элементов считалась атомная масса. Уточним, что такое химический элемент.

Химический элемент — вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра.

Используя это современное определение химического элемента, дадим Периодическому закону современную формулировку.

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Краткие итоги параграфа

- Экспериментальные факты способствовали становлению представлений о том, что:
 - атом состоит из положительно заряженного ядра и электронной оболочки;
 - число электронов (\bar{e}) в атоме равно числу протонов, т. к. атом электронейтрален;
 - ядро состоит из протонов, определяющих заряд ядра и не имеющих заряда нейтронов;
 - основная масса атома сосредоточена в ядре, т. к. масса электрона почти в две тысячи раз меньше массы протона или нейтрона;
- Существование изотопов, т. е. разновидностей одного элемента с разной массой, объясняется разным числом нейтронов в ядрах атомов.

Обучающее задание



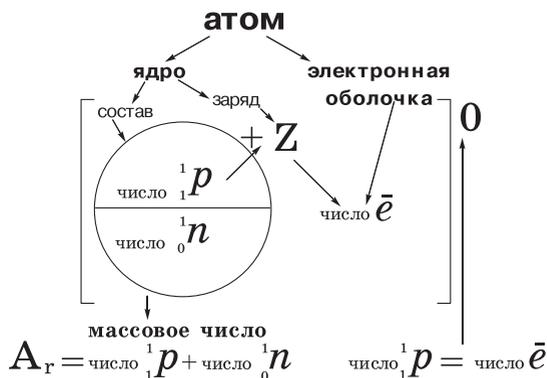
1. Пользуясь текстом параграфа, заполните таблицу 38.

Таблица 38. Факты и теоретические модели

Модель строения атома	Автор модели	Экспериментальные факты в основе модели	Выводы на основании эксперимента

2. Сравните современную формулировку Периодического закона с первоначальной, предложенной Д.И. Менделеевым. Какие противоречия, существующие, с точки зрения первоначальной формулировки, были устранены? Для ответа на этот вопрос вспомните, например, о противоречии, связанном с местами калия и аргона в Периодической системе.

3. Используя предложенную ниже схему, охарактеризуйте состав атомов следующих элементов: № 3, № 7, № 10, № 16, № 26, № 30, № 35, № 56.



Задания для закрепления знаний и умений



4. Дайте современную формулировку понятию химический элемент. Объясните, почему ^{65}Zn и ^{65}Cu , несмотря на одинаковое массовое число, являются разными химическими элементами?
5. Чем различаются изотопы урана ^{238}U , ^{235}U , ^{234}U ?



Задания для применения полученных знаний и умений

6. Определите число протонов, нейтронов и электронов в изотопах:
а) ^{32}S , б) ^{108}Ag , в) ^{81}Br , г) ^{56}Fe .
7. Определите, изотоп какого элемента имеет массовое число 37, если в состав его ядра входит 20 нейтронов.

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



8. Найдите информацию о том, какие изотопы существуют в природе у пяти наиболее распространённых элементов.
9. В природе встречается вода, которую называют «тяжёлая». Эта вода не содержит никаких примесей, то есть является индивидуальным веществом. Сравните свойства «обычной» и «тяжёлой» воды. Объясните причину существования такой воды.

Задания для самоконтроля



- A1. Оцените верность суждений об атоме
А) Атом электронейтрален.
Б) Атом — мельчайшая неделимая частица.
1) верно только А
2) верно только Б
3) оба суждения верны
4) оба суждения неверны
- A2. Изотопы ^{35}Cl и ^{37}Cl различаются друг от друга
1) зарядом ядра
2) числом электронов
3) числом протонов
4) числом нейтронов

§ 44. Электронная оболочка атома

Изучив этот параграф, вы сможете объяснить явление периодичности свойств химических элементов, узнаете, почему все элементы побочных подгрупп образуют простые вещества металлы.

Как электроны располагаются вокруг ядра атома?

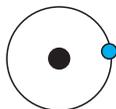
Выдающийся физик Нильс Бор предположил, что электроны могут двигаться не по любым, а по строго определённым орбитам. Понять, на каких именно орбитах и сколько электронов находится, можно, исходя из свойств элементов. Рассмотрим модели атомов некоторых элементов.



Бор Нильс Хендрик Давид (1885–1962)

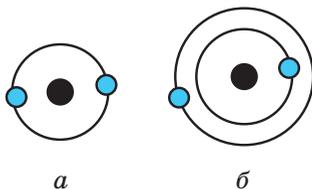
Датский физик. Большинство работ Н. Бора посвящено проблеме разработки модели строения атома. Заложил основы теории Периодической системы химических элементов, в которой объяснил явление периодичности строением атомов. Лауреат Нобелевской премии (1922 г.).

Первый элемент в Периодической системе — водород. Его ядро имеет заряд $+1$, вокруг ядра вращается всего один электрон. Очевидно, что модель атома водорода может быть такой:



Наличие одного электрона объясняет то, что водород в соединениях проявляет валентность I.

Следующий элемент – гелий. Заряд ядра его атома $+2$. Вокруг ядра вращаются два электрона. Для атома гелия можно предложить две модели. В соответствии с первой моделью (модель «а») два электрона вращаются на одном и том же расстоянии от ядра. Согласно второй модели (модель «б») электроны вращаются на разных расстояниях от ядра:



Гелий — инертный газ. Он не вступает в какое-либо химическое взаимодействие и не образует каких-либо сложных веществ. Если верна модель «б», то свойства гелия должны не столь сильно различаться от свойств водорода. Инертность гелия даёт возможность предположить, что электронная оболочка, соответствующая модели «а», весьма устойчива.

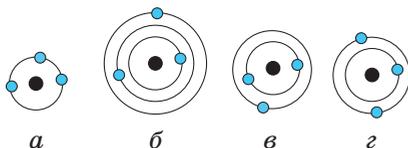
1

2

3

4

Следующий элемент — литий. Заряд ядра атома лития +3. В состав атома входят три электрона. Для атома лития можно представить четыре разные модели расположения электронов.



Литий, как и водород, проявляет валентность I. На основании этого можно предположить, что внешний электронный слой его атома должен быть похож на оболочку водорода, т.е. на нём должен находиться 1 электрон. При рассмотрении модели атома гелия мы пришли к выводу, что его двухэлектронная оболочка очень устойчива. Это позволяет нам сделать выбор в пользу модели «в», согласно которой в атоме лития имеется 2 электронных слоя: на первом слое находится 2 электрона, на втором — 1.

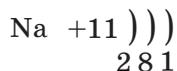
Четвёртый элемент — бериллий. Вокруг ядра атома бериллия вращается четыре электрона. Бериллий в соединениях проявляет валентность II. Это позволяет предположить, что во внешнем электронном слое бериллия находятся два электрона. На внутреннем слое атома бериллия — тоже два электрона. Так как бериллий не относится к инертным газам, то можно сделать вывод о том, что на втором электронном слое второй электрон не обеспечивает устойчивость электронной оболочки, как у гелия. Вы, наверное, обратили внимание на то, что у водорода, гелия, лития и бериллия число электронных слоёв совпадает с номерами периодов, в которых они находятся. А у водорода, лития и бериллия число внешних электронов совпадает с номерами групп. Внутренние электронные слои лития и бериллия одинаковы и имеют такое же строение, как электронная оболочка инертного газа гелия, закончившего первый период. Учитывая это, рассмотрим электронные оболочки остальных элементов второго периода:



С возрастанием зарядов ядер элементов добавляется по одному электрону на внешний слой, при этом число внешних электронов совпадает с номером группы, в которой находится каждый элемент. Для бора и углерода число внешних электронов совпадает и с их высшими валентностями. Азот, кислород и фтор не проявляют валентности, совпадающие с номерами групп. Однако их расположение в определённой группе можно объяснить наличием соответствующего числа электронов на внешнем слое.

Почему после неона следуют элементы следующего 3-го периода?

Дал этому объяснение американский химик Гилберт Льюис. Он выдвинул так называемое *правило октета*. В соответствии с этим правилом **устойчивым является восьмиэлектронный слой** (за исключением первого слоя). Поэтому после неона следует элемент 3-го периода — натрий. Строение атома натрия можно представить следующим образом:



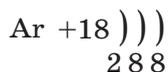
Натрий находится в 1-й группе, его валентность в соединениях равна I. Это связано с тем, что на внешнем электронном слое атома натрия находится один электрон. Строение атомов остальных химических элементов 3-го периода можно представить по аналогии со строением атомов элементов 2-го периода. Обратите внимание, у **элементов 3-го периода высшая валентность атомов элементов в соединении равна числу электронов на внешнем электронном слое атома**.

Почему свойства элементов и их веществ периодически повторяются по мере увеличения заряда ядра атома?

Как вы могли заметить на примере элементов второго периода, с увеличением зарядов их ядер постепенно возрастает число внешних электронов до тех пор, пока не образуется устойчивая восьмиэлектронная оболочка инертного газа. У элементов третьего периода появляется и постепенно заполняется новый электронный слой по аналогии с элементами второго периода. Таким образом, через строго определённое число элементов имеется сходство в строении внешних электронных оболочек атомов.

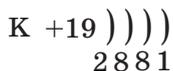
Свойства элементов периодически повторяются потому, что у атомов элементов периодически повторяется число электронов на внешнем электронном слое.

Атом последнего элемента третьего периода — аргон будет иметь следующее строение:



Как и у атома гелия, атом аргона на внешнем электронном слое имеет восемь электронов.

Четвёртый период начинается с элемента калия. Калий — щелочной металл, проявляющий в соединениях валентность I. Это вполне согласуется со следующим строением его атома:

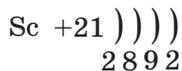


Как элемент четвёртого периода, атом калия имеет четыре электронных слоя. Как у всех атомов щелочных металлов, у атома калия на внешнем электронном слое находится один электрон.

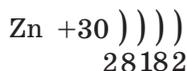
За калием следует кальций. У атома кальция на внешнем электронном слое будут располагаться два электрона. Как мы уже выяснили, два электрона на внешнем электронном слое находятся у элементов второй группы: у бериллия и магния.

Почему четвёртый период включает в себя 18 элементов?

В состав второго и третьего периодов входит по 8 элементов. В состав четвёртого периода входит на 10 элементов больше. Обратите внимание, четвёртый период включает в себя 18 элементов. Куда же помещаются электроны у элементов, следующих за кальцием? Вспомним, что элементы групп В — металлы, которым характерна валентность II. Единственное, что можно предложить — продолжить заполнение предпоследнего электронного слоя. Так, для скандия можно представить следующую модель строения атома:



Десять «лишних» элементов 4-го периода завершаются атомом цинка. На внешнем электронном слое этого элемента находится два электрона, а на предвнешнем — 18.



За счёт того, что на предвнешнем электронном слое у элементов четвёртого периода можно расположить ещё 10 электронов, в четвёртом периоде на 10 химических элементов больше, чем в третьем.

Краткие итоги параграфа

- Число электронных слоев в атоме элемента равно номеру периода, в котором находится данный элемент.
- У элементов групп А номер группы, к которой относится элемент, равен числу внешних электронов атома.
- Периодическая повторяемость свойств элементов связана с тем, что в атомах при переходе от периода к периоду начинает заполняться новый электронный слой, то есть периодически повторяется число внешних электронов на внешнем электронном слое.
- Существование больших периодов объясняется заполнением электронами предвнешних (внутренних) электронных слоёв.

Обучающие задания



1. Рассмотрите фрагмент Периодической системы — первые три периода. Для некоторых элементов показаны схемы распределения электронов в атоме (табл. 39). Постройте подобные схемы для всех оставшихся элементов фрагмента Периодической системы. Ответьте на вопросы.

Таблица 39. Схемы строения атомов элементов 1–3 периодов

	I группа	II группа	III группа	IV группа	V группа	VI группа	VII группа	VIII группа
1-й период	H +1) 1							He +2) 2
2-й период	Li +3)) 2 1	Be +4)) 2 2	B	C	N	O	F	Ne +10)) 2 8
3-й период	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

- 1) Что общего в электронном строении атомов элементов одной группы?
- 2) Что общего в электронном строении атомов элементов одного периода?

3) Какой электронный слой (внутренний или внешний) постепенно заполняется от элемента к элементу?

Задания для закрепления знаний и умений



2. Сколько слоёв с электронами в атомах: а) кальция, б) мышьяка, в) иода?
3. Сколько электронов на внешнем электронном слое в атомах: а) калия, б) селена, в) криптона?
4. Чему равна валентность селена и мышьяка в образованных ими водородных соединениях?

Задания для применения полученных знаний и умений



5. Почему внешние электронные оболочки атомов гелия, неона, аргона считаются устойчивыми?
6. Определите элементы. Опишите их положение в Периодической системе и охарактеризуйте строение их атомов по следующим данным.
 - 1) Массовая доля водорода в соединении состава ЭН равна 5%.
 - 2) Массовая доля кислорода в оксиде состава Э₂O₃ равна 30%.

Задания, требующие умения работать с дополнительными источниками информации



7. Какие дополнения внёс Н. Бор в планетарную модель строения атома? Что вы знаете о Н. Боре? Подготовьте сообщение о сотрудничестве Н. Бора и Э. Резерфорда.

Задания для самоконтроля



A1. Число внешних электронов в атоме азота

- 1) 7
- 2) 14
- 3) 5
- 4) 2

A2. Число слоёв с электронами в атоме элемента можно определить

- 1) по номеру периода
- 2) по номеру группы
- 3) по порядковому номеру
- 4) по номеру ряда

§ 45. Описание химического элемента по положению в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева

Какая информация об элементе может быть получена на основании его положения в Периодической системе?

Что можно сказать о химическом элементе, исходя из его положения в Периодической системе?

1. Порядковый номер элемента в Периодической системе показывает заряд ядра атома, число протонов в ядре и общее число электронов атоме.

Число нейтронов — разница между массовым числом атома и числом протонов.

2. Номер группы показывает число электронов на внешнем электронном слое, высшую валентность для элементов групп А. Численное значение низшей валентности определяется по разнице $8 - \text{№}$ группы элемента.

3. Номер периода показывает число электронных слоёв. На первом электронном слое может максимально находиться не более двух электронов, на втором — 8, на третьем — 18. Максимальное число электронов можно рассчитать по формуле $2n^2$. В этой формуле n — номер электронного слоя.

Какие закономерные изменения свойств веществ наблюдаются у элементов одного периода?

Для химических элементов главных подгрупп одного периода по мере увеличения заряда ядра наблюдается ослабление свойств веществ, характерных для генетического ряда металлов и усиление свойств веществ, характерных для генетического ряда неметаллов.

Это изменение свойств веществ элементов одного периода можно представить в форме схемы (рис. 111).

Чем левее в периоде расположен химический элемент, тем в большей мере для его веществ присущи превращения, характерные для генетического ряда типичных металлов:

металл → основной оксид → основание (щёлочь)

Для химических элементов одного периода (групп А):



усиление свойств веществ, характерных для генетического ряда металлов



усиление свойств веществ, характерных для генетического ряда неметаллов

Рис. 111. Изменение свойств веществ элементов одного периода

Чем правее в периоде расположен химический элемент, тем в большей мере для его веществ присущи свойства, характерные для генетического ряда неметаллов (рис. 111):

неметалл → кислотный оксид → кислота

Между типичными металлами и типичными неметаллами в периоде находятся металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды. Для этих элементов характерен иной ряд превращения веществ:

металл → амфотерный оксид → соль → амфотерный гидроксид

Обратите внимание, из амфотерного оксида с помощью реакции с водой, как правило, невозможно получить гидроксид. Поэтому сначала получается соль, а затем с помощью реакции обмена — гидроксид.

Какие закономерные изменения свойств веществ наблюдаются у элементов группы А?

Для химических элементов одной группы А (главной подгруппы) по мере увеличения заряда ядра атомов наблюдается усиление свойств веществ, характерных для генетического ряда металлов и ослабление свойств веществ, характерных для генетического ряда неметаллов.

Это можно представить в форме схемы (рис. 112).

Для химических элементов группы А:



усиление свойств веществ, характерных для генетического ряда металлов



усиление свойств веществ, характерных для генетического ряда неметаллов

Рис. 112. Изменение свойств веществ элементов одной группы

Чем выше в группе расположен химический элемент, тем в большей мере для его веществ присущи превращения, характерные для генетического ряда неметаллов (рис. 112).

Чем ниже в группе расположен химический элемент, тем в большей мере для его веществ присущи свойства, характерные для генетического ряда металлов.

Как анализировать свойства элемента и его веществ по положению в Периодической системе?

Приведём пример характеристики химического элемента калия.

1. Химический знак калия — К.
2. Порядковый номер № 19. Он находится в четвёртом большом периоде, в первой группе, в главной подгруппе.
3. Строение атома калия.

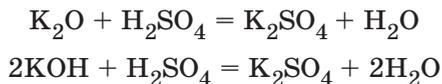
Число протонов в ядре $p = 19$ (определяется по порядковому номеру), заряд ядра атома $+19$.

Число электронов $e = 19$.

Электроны распределены в атоме следующим образом: $2) 8) 8) 1$, т. е. в атоме калия четыре электронных слоя, так как это элемент четвёртого периода. На внешнем слое находится один электрон, что для элемента главной подгруппы соответствует номеру группы. На первом слое число электронов — 2, на втором — 8, на третьем — 8 электронов.

4. Калий — щелочной металл. Валентность в соединениях равна I в соответствии с номером группы. Формула оксида K_2O , гидроксида KOH.

Оксид и гидроксид калия проявляют основные свойства, что подтверждают реакции с кислотой:



1 5. Как типичный металл калий не образует летучих водородных соединений.

6. В этом пункте следует сравнить строение атомов и свойства веществ химического элемента калия с «соседями» по периоду и подгруппе.

2 Вы уже знаете о закономерности: в периоде с возрастанием заряда ядра атома свойства веществ, характерные для генетического ряда металлов, ослабевают. Мы можем сделать предположение о меньшей растворимости в воде гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ по сравнению с гидроксидом калия.

3 Как и у калия, у его соседей по подгруппе на внешнем электронном слое находится по одному электрону. У атома натрия на один электронный слой меньше, чем у атома калия, а у атома рубидия — на один электронный слой больше. Валентность в соединениях — I. Формула оксидов Na_2O , Rb_2O . Гидроксиды этих элементов имеют формулы NaOH и RbOH .

4 В группе с возрастанием заряда ядра свойства веществ, характерные для генетического ряда металлов, становятся все более ярко выраженными.

Краткие итоги параграфа

- По расположению химического элемента в Периодической системе можно: охарактеризовать строение атома, то есть состав его ядра и распределение электронов по электронным слоям.
- Предсказать, какими свойствами будут обладать простое(ые) вещество(а), образуемые элементом (металла или неметалла).
- Предсказать состав и свойства высших оксидов и гидроксидов, образуемых элементом: основными, кислотными или амфотерными.
- Предсказать состав летучих водородных соединений для элементов групп с IV по VII групп.
- Сравнить свойства простых и сложных веществ, образуемых элементом со свойствами веществ, образуемых «соседями» по периоду и по подгруппе.

Обучающие задания



1. По положению в Периодической системе дайте характеристику: а) магнию; б) алюминию; в) кремнию; г) фосфору.

1) Почему элементы находятся в одном периоде?

2) Почему элементы находятся в разных группах?

3) Как строение электронной оболочки сказывается на способности образовывать вещества с металлическими или неметаллическими свойствами?

4) Сравните свойства высших оксидов и гидроксидов этих элементов.

Задание целесообразно выполнять в группах из 4-х человек. Каждый участник группы характеризует один элемент. На вопросы следует отвечать участникам группы вместе, опираясь на имеющиеся характеристики.

Задания для закрепления знаний и умений



2. Даны элементы со следующим распределением электронов по слоям: а) 2,8,2 б) 2,8,7 в) 2,8,8,2 г) 2,8,6

Не используя Периодическую систему элементов, ответьте на вопросы и выполните задания:

1) Какие элементы находятся в одном периоде?

2) Какой элемент в ядре имеет 17 протонов?

3) Заряд ядра какого элемента +12?

4) Какие из элементов образуют простые вещества металлы, а какие — неметаллы?

5) Какой элемент образует высший оксид состава ЭO_3 ?

6) Какой элемент образует летучее водородное соединение $\text{H}_2\text{Э}$?

7) Высшими гидроксидами каких элементов являются кислоты?

8) Высшие гидроксиды каких элементов имеют состав $\text{Э}(\text{OH})_2$?

9) Составьте уравнения реакций между высшими гидроксидами тех элементов, которые, на ваш взгляд, должны взаимодействовать.

Задания для применения полученных знаний и умений



3. На основании свойств веществ сделайте вывод об элементах, их образующих.

Задание целесообразно выполнять в группах по 4 человека. Каждый учащийся выполняет один вариант, показывает учителю, после чего становится экспертом заданий своего варианта. После этого каждый участник группы стремится выполнить все варианты и осуществить проверку у эксперта.

1

2

3

4

1

2

3

4

Вариант 1. Простое вещество **А** активно взаимодействует с водой при комнатной температуре с образованием хорошо растворимого вещества **Б** и выделением газа. При добавлении к бесцветному раствору вещества **Б** фенолфталеина он приобретает розовый цвет. Элемент, входящий в состав веществ **А** и **Б**, находится в третьем периоде Периодической системы элементов. Определите состав веществ **А** и **Б** и напишите уравнения упомянутых реакций.

Вариант 2. Сложное вещество **А** белого цвета, практически нерастворимое в воде, взаимодействует как с раствором соляной кислоты, так и с раствором гидроксида калия. При нагревании вещество **А** разлагается на вещество **Б** и воду. Атом элемента, образующего вещества **А** и **Б**, имеет в ядре 30 протонов. Определите состав веществ **А** и **Б** и напишите уравнения трёх упомянутых реакций.

Вариант 3. Сложное вещество **А**, мало растворимо в воде, однако его раствор меняет окраску фенолфталеина на розовую. Раствор вещества **А** используют для определения углекислого газа, при этом выпадает белый осадок **Б**. Вещества **А** и **Б** разлагаются при нагревании, и в том, и в другом случае одним из продуктов разложения будет вещество **В**. Элемент, входящий в состав всех упомянутых веществ, находится в 4-м периоде Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Определите все вещества. Составьте уравнения описанных реакций.

Вариант 4. Простое вещество **А** красного цвета сгорает в атмосфере кислорода с образованием твёрдого вещества **Б**. При взаимодействии вещества **Б** с водой образуется раствор вещества **С**, меняющий фиолетовый цвет лакмуса на красный. Элемент, входящий в состав всех упомянутых веществ, находится в V группе Периодической системы элементов. Определите все вещества. Составьте уравнения описанных реакций.

4. С какими из перечисленных веществ будет реагировать высший гидроксид элемента № 56: HCl , KOH , CaO , Mg , Na_2SO_4 , CO_2 . Ответ обоснуйте и приведите уравнения возможных реакций.

Задания для самоконтроля



A1. Заряд ядра атома натрия

1) + 11

2) + 3

3) +23

4) +1

A2. Установите соответствие между формулой высшего оксида элемента и распределением его электронов по слоям:

Формула высшего оксида	Распределение электронов по слоям
1) Э ₂ O	А) 2, 8, 6
2) ЭO	Б) 2
3) ЭO ₂	В) 2, 4
4) ЭO ₃	Г) 2, 8, 8, 1
Д) 2, 2	

Обобщение учебного материала главы 4



Что нового вы узнали о веществах?

● Классификация простых веществ на металлы и неметаллы, предложенная в начале XVIII в., оказалась несовершенной. Учёные выяснили, что некоторые элементы могут образовывать как металлы, так и неметаллы (например, олово). Среди металлов выделилась особая группа — это металлы, реагирующие не только с кислотами, но и с щелочами (§ 38). Оксиды и гидроксиды этих металлов называют амфотерными. Они так же способны взаимодействовать как с кислотами, так и с щелочами.

Задание 1. Среди перечня веществ выберите те, которые обладают а) только основными свойствами; б) только кислотными свойствами; в) амфотерными свойствами: NaOH, Al₂O₃, HNO₃, P₂O₅, MgO, Zn(OH)₂. Составьте уравнения реакций, отражающих способность этих веществ взаимодействовать: 1) с раствором серной кислоты; 2) с раствором гидроксида калия.

● Выявленная способность некоторых элементов образовывать вещества со сходным составом и свойствами позволила учёным XIX в. объединять их в небольшие группы — естественные семейства. Так появились группы щелочных, щёлочно-земельных металлов, галогенов, халькогенов (§ 39).

Задание 2. Приведите по 3 примера элементов каждой из выше-названных групп. Составьте в общем виде формулы их высших оксидов и гидроксидов. Какая закономерность проявляется, если расположить элементы каждой группы в порядке возрастания их относительных атомных масс. На примере одной из групп закономерность подтвердите расчётом.

● Другое направление поиска путей систематизации химических элементов в XIX в. было связано с расположением химических элементов в ряд по мере увеличения их атомной массы (§ 39). Учёные заметили, что если вначале ряда свойства элементов пов-

торяются через каждые семь элементов (правило октав), то с середины ряда наблюдаются многочисленные нарушения правила октав.

1 Д.И. Менделееву удалось учесть оба подхода систематизации химических элементов. Он объяснил нарушение правилом октав неправильным определением атомных масс некоторых элементов, а также тем, что некоторые химические элементы ещё не открыли. В результате был открыт фундаментальный закон природа — Периодический закон химических элементов (§ 40). Периодический закон позволил систематизировать все химические элементы. Каждому элементу в этой системе был присвоен свой порядковый номер (§ 40, 41).

2 **Задание 3.** Дополните текст недостающими по смыслу словами и фразами. (Впишите их вместо цифр.)

3 В 1869 г. Д.И. Менделеев предложил формулировку Периодического закона, которая в современной редакции звучит так: ...1... Периодическая система на основе Периодического закона построена следующим образом. Вертикальные столбцы называются ...2 ... Одни элементы входят в состав групп А, другие — ...3... По номеру группы, зачастую, можно определить высшую ...4... элемента, например в соединении с кислородом. Для неметаллов можно определить низшую ...4..., проявляемую, например, в летучих водородных соединениях. Для этого нужно ...5... Группа IA включает элементы ...6..., которые образуют простые вещества, называемые семейством ...7... С увеличением относительных атомных масс элементов металлические свойства простых веществ этого семейства ...8... (ослабевают или усиливаются). VIIA группа включает элементы ...9 ..., которые образуют простые вещества, называемые семейством ...10... С увеличением относительных атомных масс элементов неметаллические свойства простых веществ этого семейства ...11... (ослабевают или усиливаются).

4 Периодом называется... 12... В Периодической системе (сколько?...13...) периодов. Из них малые ...(14), большие ...(15)..., законченные ...(16)..., незаконченные ...(17) (назовите номера). В малых периодах с возрастанием относительной атомной массы идёт постепенное изменение свойств простых веществ, образуемых элементами от ...18... к ...19... ...20...

Задание 4. Установите соответствие

Положение в Периодической системе и свойства

- 1) Находится в 4-м периоде VI A группе
- 2) Образует высший оксид состава ЭO_3
- 3) Образует летучее водородное соединение состава HЭ
- 4) Образует высший гидроксид состава $\text{H}_3\text{ЭO}_4$
- 5) Образует высший гидроксид состава Э(OH)_2
- 6) Не образует сложных веществ
- 7) Образует высший оксид состава ЭO

Элемент

- He
P
F
Mg
C
Se
Si

● В начале XX в., после открытия сложного строения атома и установления взаимосвязи между положением элементов в Периодической системе и строением их атомов, формулировка Периодического закона была уточнена (§ 44); переосмыслено и само понятие элемент (§ 44). Открытие радиоактивности позволило сделать вывод о делимости атома. Наряду с этим было выяснено, что могут существовать разновидности одного и того же элемента с разными относительными атомными массами. Их назвали изотопами.

Задание 5. А) Охарактеризуйте состав атомов и распределение электронов в изотопах ^{16}O и ^{18}O . Почему, несмотря на разные относительные атомные массы, это разновидности одного элемента.

Б) Выберите утверждения, характеризующие изотопы.

1. Имеют разную высшую валентность по кислороду
2. Имеют одинаковые относительные атомные массы
3. Имеют одинаковое число протонов в ядре атома
4. Имеют разный заряд ядра
5. Имеют разное число нейтронов

● Открытие сложного строения атома позволило объяснить причину периодического изменения свойств элементов (§ 45, 46). Высшие валентности элементов, состав и свойства их соединений периодически повторяются, так как периодически повторяется число электронов на внешнем электронном слое.

Задание 6. Из предложенных ниже вариантов строения электронных оболочек атомов выберите те, которые соответствуют описанию следующих свойств элементов.

Свойства:

- 1) Образуют простые вещества щелочные металлы
- 2) Образуют летучие водородные соединения, в которых проявляют валентность II
- 3) Образуют простые вещества инертные газы
- 4) Элементы третьего периода, высшие оксиды которых могут взаимодействовать с раствором гидроксида натрия
- 5) Элементы у которых совпадают значения валентностей в высших оксидах и в летучих водородных соединениях
- 6) Элементы, образующие кислоты состава $\text{H}_2\text{ЭO}_4$
 - а) 2, 8, 6
 - б) 2, 1
 - в) 2, 8, 8
 - г) 2, 8, 8, 1
 - д) 2, 4
 - е) 2, 8, 5
 - ж) 1
 - з) 2, 8, 4
 - и) 2, 3
 - к) 2, 8, 18, 6
 - л) 2, 8, 7

Если с материалами и заданиями обобщения вы справились, значит, содержание темы вами усвоено полностью!

1

2

3

4

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 40. Относительная атомная масса некоторых химических элементов

Название химического элемента	Химический символ	Относительная атомная масса
Водород	H	1,008
Углерод	C	12,01
Азот	N	14,01
Кислород	O	16,00
Натрий	Na	22,99
Магний	Mg	24,31
Алюминий	Al	26,98
Кремний	Si	28,09
Фосфор	P	30,97
Сера	S	32,07
Хлор	Cl	35,45
Калий	K	39,10
Кальций	Ca	40,08
Железо	Fe	55,85
Медь	Cu	63,55
Цинк	Zn	65,38
Бром	Br	79,90
Серебро	Ag	107,9
Олово	Sn	118,7
Иод	I	126,9
Барий	Ba	137,3
Золото	Au	197,0
Ртуть	Hg	200,6
Свинец	Pb	207,2

Таблица 41. Валентность некоторых химических элементов

Значения валентности	Знаки химических элементов
I	H¹ , Cl, Na , K , Cu, Ag, Li
II	O , S, Mg , C, Ca , Ba, Cu, Fe, Zn , Sn, Pb
III	N, P, Al , Fe, Au
IV	C, N, S, Si, Sn, Pb
V	P
VI	S

¹ Выделены знаки химических элементов, имеющих постоянную валентность.

Таблица 42. Кислоты и названия их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Валентность кислотного остатка	Название солей, образованных кислотой
H ₂ SO ₄	Серная кислота	II	Сульфаты
H ₂ SO ₃	Сернистая кислота	II	Сульфиты
H ₂ S	Сероводородная кислота	II	Сульфиды
HNO ₃	Азотная кислота	I	Нитраты
H ₃ PO ₄	Фосфорная (ортофосфорная) кислота	III	Фосфаты (ортофосфаты)
H ₂ CO ₃	Угольная кислота	II	Карбонаты
H ₂ SiO ₃	Кремниевая кислота	II	Силикаты
HCl	Хлороводородная (соляная) кислота	I	Хлориды
HBr	Бромоводородная кислота	I	Бромиды
HF	Фтороводородная (плавиковая) кислота	I	Фториды

Таблица 43. Растворимость оснований, кислот и солей в воде

ИОНЫ	H (I)	NH (I)	Li (I)	K (I)	Na (I)	Ag (I)	Ba (II)	Ca (II)	Mg (II)	Zn (II)	Mn (II)	Cu (II)	Hg (II)	Pb (II)	Fe (II)	Fe (III)	Al (III)	Cr (III)	Sn (II)
ОН (I)		Р	Р	Р	Р	—	Р	М	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н
NO ₃ (I)	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
F (I)	Р	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	Н	М	Н	М	Р	Р	Р	Р
Cl (I)	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р
I (I)	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	Р	—	Р	—	М
S (II)	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н
SO ₃ (II)	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	М	Н	—	—	Н	М	—	—	—	Н
SO ₄ (II)	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ (II)	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—	—	—
SiO ₃ (II)	Н	—	Н	Р	Р	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	—	—
PO ₄ (III)	Р	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Р — растворимые; М — малорастворимые; Н — нерастворимые; «—» — не существуют или разлагаются водой.

Таблица 44. Ряд активности металлов

К Ca Na Ba Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Таблица 45. Цвет индикаторов в различных средах

Индикатор	В нейтральной среде	В кислой среде	В щелочной среде
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Метилоранж	Оранжевый	Красный	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Розовый
Универсальный	Желтый	Красный	Фиолетовый

Образовательные ресурсы для изучения химии

<http://school-collection.edu.ru/> Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов. Здесь можно найти учебные материалы по химии, наборы цифровых ресурсов к учебникам. Инновационные учебные материалы: «Биохимия», «Десять ступеней биомолекулярной грамотности», «История научного эксперимента», «Краткая история моделирования», «Химия. 8–11 классы. Виртуальная лаборатория», Лента времени «Химия жизни». Электронные издания: «Наука и жизнь», «Химия и жизнь», «Кругосвет».

<http://fcior.edu.ru/> Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР). Проект направлен на распространение электронных образовательных ресурсов и сервисов для всех уровней и ступеней образования. Здесь собраны учебные модули и по химии. Для просмотра учебных модулей необходим ОМС-плеер, который доступен на сайте ФЦИОР.

<http://www.chemnet.ru/> Химическая информационная сеть ChemNet предназначена для решения проблемы быстрого и надёжного доступа к отечественным и зарубежным информационным ресурсам по химии. В разделе «Школьные олимпиады по химии» размещены задания с решениями.

ОТВЕТЫ НА ЗАДАНИЯ САМОКОНТРОЛЯ

Глава 1

§ 1. А1 — 2. А2 — 3. § 3. А1 — 1. А2 — 3. § 4. А1 — 4. А2 — 1. § 5. А1 — 1. А2 — 2. § 6. А1 — 1. А2 — 4. § 7. А1 — 1. А2 — 4. § 8. А1 — 1-Б, 2-В, 3-Г, 4-А. А2 — 2. § 9. А1 — 2. А2 — 1. § 10. А1 — 3. А2 — 3. § 11. А1 — 1А, 2Г, 3Б, 4В. А2 — 4. § 12. А1 — 3. А2 — 4. А3. — 4. А4 — 1Г, 2В, 3А, 4Б. § 13. А1 — 2. А2 — 1. § 14. А1 — 4. А2 — 3. § 15. А1 — 4. А2 — 2. § 16. А1 — 4. А2 — 3. § 17. А1 — 4.

Обобщение учебного материала главы 1

Задание 1. 1, 7, 9 — вещества; 2 — физические тела; 3 — молекула; 4, 5, 10, 11 — атомы; 6, 8 — элементы. **Задание 2.** Железо, сера, дистиллированная вода, этиловый спирт, ацетон, поваренная соль, сульфид калия, сахар, углекислый газ. **Задание 3.** 1 — Г, 2 — Е, 3 — Д, 4 — А, 5 — Г. **Задание 4.** Вода — сложное вещество, так как её молекула состоит из атомов разных элементов. Эти атомы объединяются в молекулы в соответствии с валентностью: один атом кислорода соединён с двумя атомами водорода. Разрушить молекулы воды и получить простые вещества можно только при помощи химической реакции. В смеси кислород и водород — это простые вещества. Молекулы каждого из них образованы из атомов одинаковых элементов. Разделить смесь можно физическими методами, например: перевести её в жидкое агрегатное состояние, а затем использовать метод перегонки. **Задание 5.** MgO, K₂S, FeCl₃, Na₃N, SO₃.

Задание 6.

	Al ₂ S ₃	N ₂
Название	Сульфид алюминия	Азот
Простое или сложное	Сложное	Простое
Количественный и качественный состав	На два атома алюминия приходится три атома серы	Молекула состоит из двух атомов азота
Валентности элементов	$\begin{matrix} \text{III} & \text{II} \\ \text{Al}_2\text{S}_3 \end{matrix}$	
M _r и M	$M_r(\text{Al}_2\text{S}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 = 150$ $M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150 \text{ г/моль}$	$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28$ $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$
w (элементов)	$w(\text{Al}) = 2 \cdot 27 / 150 = 0,36$ или 36% $w(\text{S}) = 100\% - 36\% = 64\%$	$w(\text{N}_2) = 100\%$

Задание 7. $M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$; $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$.

$n_{\text{В}}$	$m_{\text{В}}$	$N_{\text{В}}$	$V_{\text{В}}$
0,2 моль	0,2 моль · · 44 г/моль = = 8,8 г	0,2 моль · · 6,02 · 10 ²³ 1/моль = = 12,04 · 10 ²²	0,2 моль · · 22,4 л/моль = = 4,48 л
176 г : 44 г/моль = = 4 моль	176 г	4 моль · 6,02 · 10 ²³ 1/моль = = 24,08 · 10 ²³	4 моль · · 22,4 л/моль = 89,6 л
3,01 · 10 ²³ : 6,02 · · 10 ²³ 1/моль = = 0,5 моль	0,5 моль · · 44 г/моль = = 22 г	3,01 · 10 ²³	0,5 моль · · 22,4 л/моль = = 11,2 л
33,6 л : : 22,4 л/моль = = 1,5 моль	1,5 моль · · 44 г/моль = = 66 г	1,5 моль · · 6,02 · 10 ²³ 1/моль = = 9,03 · 10 ²³	33,6 л

Задание 8. а, б, в, д, з.

Задание 9.

Составьте уравнения реакций	Допишите формулы пропущенных веществ, составьте уравнения и укажите типы реакций	Допишите уравнения реакций, назовите продукты реакций
1) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ 2) $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 =$ $= \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$ 3) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ 4) $2\text{NaNO}_3 =$ $= 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$	1) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ 2) $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$ 3) $2\text{HgO} \xrightarrow{t} 2\text{Hg} + \text{O}_2$ 4) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ 1, 2, 4 – соединение 3 – разложение	1) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ хлорид алюминия 2) $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ сульфид натрия 3) $2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t} 4\text{Ag} + \text{O}_2$ серебро кислород 4) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ оксид кальция

Задание 10.

	$2\text{Al} +$	$3\text{S} =$	Al_2S_3
По уравнению	2 моль	3 моль	1 моль
1)	20 моль	30 моль	10 моль
2)	1 моль	1,5 моль	0,5 моль
3)	6 моль	9 моль	3 моль

Глава 2

§ 18. А1 — 4. А2 — 1. А3 — 1. § 19. А1 — 2. А2 — 2. § 20. А1 — 1. А2 — 4. § 21. А1 — 1, 4. А2 — 2. § 22. А1 — 1, 3, 5. А2 — 4. § 23. А1 — 3. А2 — 4. § 24. А1 — 1, 4. § 25. А1 — 2. А2 — 3. § 26. А1 — 2, 3. § 27. А1 — 2. А2 — 1.

Обобщение учебного материала главы 2

Здание 1. Металлический блеск, пластичность, тепло-, электропроводность. **Задание 2.** S, O, P, H, C. **Задание 3.** Ag, Cu, Na, Fe, Al. **Задание 4.** 1) – Г, 2) – Д, 3) – Б, 4) – А, 5) – В. **Задание 5.** В халькозине (Cu_2S) примерно в 2,3 раза массовая доля меди больше, чем в халькопирите (CuFeS_2). **Задание 6.** а) 1, 5, 7, 8, 9, 13, 14, 17; б) 5, 13, 14, 17, 19, 21; в) 1, 5, 6, 8, 10, 12, 13, 18; г) 2, 3, 5, 11, 15, 16. **Задание 7.** CaO, Ca(OH)₂, CaCO₃. **Задание 8.** 1) Реакции, характеризующие способность металлов взаимодействовать с неметаллами: а) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO} + \text{Q}$ – соединения; б) $\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ – соединения; в) $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ – соединения; г) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ – соединения. 2) Реакции, лежащие в основе получения кислорода и водорода в лаборатории; а) $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{Q}$ – разложение; б) $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ – разложение; в) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ замещение; г) $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$ – замещение; 3) Химические свойства кислорода. Реакции окисления: а) $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + \text{Q}$ соединение; б) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + \text{Q}$ соединение; в) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Q}$ соединение; г) $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + \text{Q}$. 4) Химические свойства водорода. Реакции восстановления: а) $3\text{H}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} - \text{Q}$ – замещение; б) $2\text{H}_2 + \text{SnO}_2 \xrightarrow{t} \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O} - \text{Q}$ – замещение; 1) Получение, свойства – применение углекислого газа, оксида и гидроксида кальция: а) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; б) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 - \text{Q}$ разложение; в) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ – соединение; д) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ – соединение. **Задание 10.** 1) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$. 2) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ 3) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. **Задание 11.** 22,4 л. **Задание 12.** 10 м^3 .

Глава 3

§ 28. А1 — 1. А2 — 1. § 29. А1 — 2. А2 — 1-Б, 2-А, 3-В, 4-Д. § 30. А1 — 4. А2 — 1-А, 2-В, 3-Б, 4-Г. А3 — 1. § 31. А1 — 2. А2 — 2. А3 — 1. § 32. А1 — 3. А2 — 4. § 33. А1 — 2. А2 — 1-Г, 2-А, 3-Б, 4-Д. § 34. А1 — 4. А2 — 2. § 35. А1 — 2. А2 — 4. § 36. А1 — 3. А2 — 2. § 37. А1 — 3.

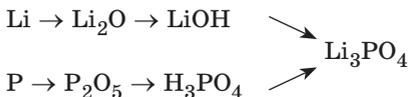
Обобщение учебного материала главы 3

Задание 1.

Оксиды		Основания		Кислоты		Соли
Основ-ные	Кислот-ные	Щёлочи	Нераст-воримые	Кислородо-содержа-щие	Бескис-лородные	
Na ₂ O оксид натрия	P ₂ O ₅ оксид фосфо- ра(V)	Ba(OH) ₂ гид- роксид бария	Mg(OH) ₂ гид- роксид магния	HNO ₃ азотная кислота	HCl соляная кислота	ZnSO ₄ сульфат цинка
FeO оксид железа(II)	SO ₂ оксид серы(VI)	KOH гид- роксид калия	Cu(OH) ₂ гидрок- сид меди(II)	H ₂ SiO ₃ крем- ниевая кислота	H ₂ S серово- дородная кислота	CaCO ₃ карбонат кальция Al(NO ₃) ₃ Нитрат алюми- ния

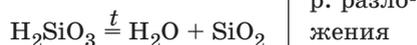
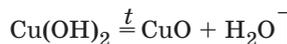
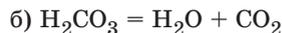
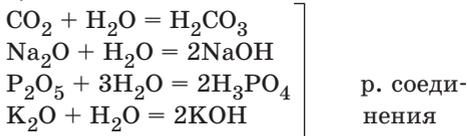
Задание 2. KNO₃, FeCl₃, Al₂(SO₄)₃, Ca₃(PO₄)₂, Na₂SiO₃.

Задание 3.



Задание 4.

а)



р. разло-
жения

Задание 5.

Химические свойства оснований:

	Растворимые (щёлочи)	Нерастворимые
Изменяют окраску индикаторов	Да	Нет
Взаимодействуют с кислотными оксидами	Да	Нет
Взаимодействуют с кислотами	Да	Да

	Растворимые (щёлочи)	Нерастворимые
Взаимодействуют с солями	Да, если в результате есть газ, осадок или вода	
Разлагаются при нагревании	Нет	Да

Химические свойства кислот:

Изменяют окраску индикаторов	Да, только растворимые
Взаимодействуют с металлами	Да, только с металлами, стоящими в ряду активности до водорода (искл. азотная и концентрированная серная)
Взаимодействуют с основными оксидами	Да
Взаимодействуют с основаниями	Да
Взаимодействуют с солями	Да, если в результате есть газ, осадок или вода

Химические свойства солей:

С металлами	Более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли
С основаниями, кислотами, др. солями	Да, если в результате есть газ, осадок или вода

Задание 6. $2\text{HCl} + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ р. замещения; $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{O} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ р. обмена; $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ р. обмена; $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{MgSO}_4$ р. замещения; $\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4$ р. соединения; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CuSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ р. обмена; $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ р. обмена; $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ р. обмена. **Задание 7.** Все типы реакций указаны рядом с соответствующим уравнением. Реакция обмена между кислотой и основанием, в результате которой получаются соль и вода, носит особое название – нейтрализация. **Задание 8.** $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$; $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$. **Задание 9.** $m(\text{NaOH}) = 1,5$ г, $V(\text{H}_2\text{O}) = 48,5$ мл.

Глава 4

§ 38. А1 – 3. § 39. А1 – 4. А2 – 2. § 40. А1 – 3. А2 – 2. § 41. А1 – 1–Д, 2–В, 3–В, 4–Б. А2 – 3. § 42. А1 – 1, 3. А2 – 2. § 43. А1 – 1. А2 – 4. § 44. А1 – 3. А2 – 1. § 45. А1 – 1. А2 – 1–Г, 2–Д, 3–В, 4–А.

Обобщение учебного материала главы 4

Задание 1. а) NaOH, MgO; б) HNO₃, P₂O₅; в) Zn(OH)₂, Al₂O₃. 1) взаимодействие с раствором серной кислоты: $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; 2) взаимодействие с раствором гидроксида калия: $\text{HNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al(OH)}_4]$; $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4]$. **Задание 2.** Щелочные металлы: Li, Na, K. Э₂O, ЭОН; Щёлочно-земельные металлы: Ca, Sr, Ba. ЭО, Э(OH)₂; Халькогены: S, Se, Te. ЭО₃, H₂ЭО₄; Галогены: Cl, Br, I. Э₂O₇, HЭО₄; Если расположить элементы семейства в порядке возрастания относительных атомных масс, то относительная атомная масса среднего элемента окажется примерно равной полусумме двух крайних. Для щелочных металлов (7 + 39) : 2 = 23. **Задание 3.** 1. Свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величин их относительных атомных масс. 2. Группы. 3. В. 4. Валентность. 5. Из 8 вычесть номер группы. 6. Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. 7. Щелочные металлы. 8. Усиливаются. 9. F, Cl, Br, I, At. 10. Галогены. 11. Ослабевают. 12. Горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом. 13. 7 периодов. 14. 1,2,3. 15. С 4 по 7. 16. С 1 по 6. 17. 7. 18. Металлов. 19. К неметаллам. **Задание 4.** 1) Se. 2) Se. 3) F. 4) P. 5) Mg. 6) He. 7) Mg. **Задание 5.** ¹⁶O в ядре: протонов – 8, нейтронов – 8; электронов – 8; ¹⁸O в ядре: протонов – 8, нейтронов – 10; электронов – 8; Это разновидности одного элемента, так как одинаков заряд ядра (+8); Б) 3,5. **Задание 6.** 1) б, г. 2) а, к. 3) в. 4) а, е, з, л. 5) д, з. 6) а, к.

ПРЕДМЕТНО-ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ

А

Авогадро А. 67
постоянная Авогадро 83
Адсорбция 34
Азотная кислота 173
Аллотропия 49
Аллотропные модификации
кислорода 117
Алюминат натрия 212
Амфотерные вещества 212
Анализ 45
Аппарат Киппа 139
Аристотель 21
Атомная единица массы (а.е.м.) 63

Б

Бертолле К. 58
Берцелиус Й. 62
Бойль Р. 23
Бор Н. 245

В

Валентность 75
определение по формуле 76
Вещества 8
неорганические 161
органические 161
сложные 46
простые 46
Воздуха состав 115
Водород
открытие 136
физические свойства 138
получение 136
каталитическое окисление 142
применение 144
Восстановитель 144
Восстановление 144
Вывод химической формулы по
валентности 77
Выпаривание 31

Г

Галлогены 219
Гейлс С. 112
Генетический ряд
металла 202
неметалла 202
Генетическая связь
между классами
веществ 202
Гидроксильная группа 179
Гипотеза 42, 107
Гремучая смесь 142
Группы 230
Горение по Лавуазье 114

Д

Дальтон Дж. 61
Демокрит 22
Дёберейнер И.В. 217

Ж

Железная окалина 124

З

Закон сохранения массы 42
Периодический 226, 242
постоянства состава 57
Авогадро 67
Заряд ядра атома 241
электрона 241
протона 241
Замещения реакция 137
Знаки
алхимиков 51
химических элементов 52
Значение химии 9

И

Известковый раствор 154
Известь гашёная 153
негашёная 153

1

2

3

4

Изотопы 240
Индексы 81
Индивидуальное вещество 26
Индикаторы 167
Исходные вещества 9

К

Кавендиш Г. 131
Катализатор 119
Катодные лучи 237
Кислород название 162
 открытие 112
 получение 119
 применение 126
 физические свойства 118
 химические свойства 124
Кислородная теория горения 114
Кислотные оксиды 163
Кислоты 137
Классификация неорганических
 веществ 199
Количество вещества 83
Косвенные данные 20
Коэффициент 88

Л

Лавуазье А. 113
Лакмус 167
Ловиц Т.Е. 33
Ломоносов М.В. 41
Льюис Г. 247

М

Масс дефект 242
Массовая доля химического
 элемента в веществе 56
 растворённого вещества
 в растворе 196
Масса протона 241
Масса нейтрона 241
Массовое число атома 242
Менделеев Д.И. 224
Металлы
 ряд активности 169
 физические свойства 99

 распространённость в природе 103
 щелочные 218
 щёлочно-земельные 218
Методы очистки и разделения веществ 30
Метилловый оранжевый 167
Минералы 103
Мозли Г. 241
Молекулярная масса вещества 66
Молярная масса вещества 83
Молярный объём газов 84
Моделирование 20
Модель 20
Модель Аристотеля 21
Модель Демокрита 22
Модель строения атома Томсона 237
Модель строения атома Резерфорда 240

Н

Названия химических элементов
 латинские 52
Насыщенный раствор 195
Нейтрон 241
Неметаллы 99
Несолеобразующие оксиды 214
Нильсон Л. 226
Нормальные условия 84
Нуклиды 242
Ньюлендс Д. 221

О

Озон 118
Озоновый слой 118
Окисление 126
Оксиды 80
Основные оксиды 176
Основания 184
Относительная атомная масса 62

П

Парниковый эффект 115
Перегонка 32
Перманганат калия разложение 120
Период 232

Пероксид водорода разложение 119
Подгруппы главные (А) 230
 побочные (В) 230
Правило триад 219
 октав 220
 октета 247
Признаки индивидуальности вещества 27
Примесь 26
Пристли Дж. 113
Продукты химических реакций 9
Протон 241
Пруст Ж. 57

Р

Рамзай У. 226
Раствор 195
Растворимость вещества 195
Расчёты по уравнению 132
Реакция 9
 замещения 137
 каталитическая 119
 нейтрализации 186
 обмена 169
 разложения 38
 соединения 38
Резерфорд Э. 239
Руды 103

С

Серная кислота 172
Сероводородная кислота 174
Смесь 26
Содди Ф. 240
Соли 186
Соляная кислота 173
Структурная формула 75
Сульфиды 80
Сущность химической реакции 242
Схема реакции 87

Т

Теория атомно-молекулярная 24
Тип химической реакции 37
Томсон Дж. 238
Триады химических элементов 217

У

Угарный газ 81
Углекислый газ 26
Уголь активированный 34
Уравнение химической реакции 88

Ф

Фенолфталеин 181
Фильтрат 31
Фильтрование 31
Формула структурная 75
Формула химическая 71
вывод по валентности 77
Фосфорная кислота 173

Х

Халькогены 218
Характеристика химической
реакции 37
Химические явления (реакции) 9
Химической реакции сущность 40
Химия как наука 11
Химическая формула вещества 71
 вывод по валентности 77
Химический элемент 46, 242
Химических элементов
 естественные семейства 219
Хлориды 80

Ш

Шееле К. 113

Щ

Щёлочи 180

Э

Электрон 241
Экзотермическая реакция 124
Эндотермическая реакция 124

Я

Ядро атома 240

1

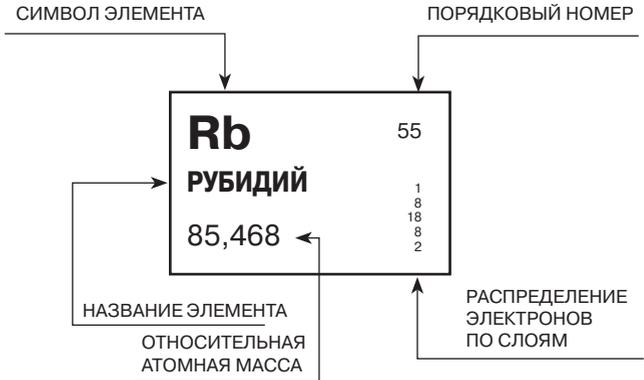
2

3

4

ИЮПАК: Периодическая таблица элементов

1		2										3						4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18	
IA		IIA										IIIB		IVB		VB		VIB		VIIB		VIIIB		VIIIB		VIIIB		IB		IIB		IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA		VIIIA					
H 1 ВОДОРОД 1,008																																								He 2 ГЕЛИЙ 4,003							
Li 3 ЛИТИЙ 6,941		Be 4 БЕРИЛЛИЙ 9,0122																																						Ne 10 НЕОН 20,179							
Na 11 НАТРИЙ 22,99		Mg 12 МАГНИЙ 24,305																																								Ar 18 АРГОН 39,948					
K 19 КАЛИЙ 39,102		Ca 20 КАЛЬЦИЙ 40,08										Sc 21 СКАНДИЙ 44,956		Ti 22 ТИТАН 47,956		V 23 ВАНАДИЙ 50,941		Cr 24 ХРОМ 51,996		Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,938		Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,849		Co 27 КОБАЛЬТ 58,933		Ni 28 НИКЕЛЬ 58,7		Cu 29 МЕДЬ 63,546		Zn 30 ЦИНК 65,37		Ga 31 ГАЛЛИЙ 69,72		Ge 32 ГЕРМАНИЙ 72,59		As 33 МЫШЬЯК 74,922		Se 34 СЕЛЕН 78,96		Br 35 БРОМ 79,904		Kr 36 КРИПТОН 83,8					
Rb 37 РУБИДИЙ 85,468		Sr 38 СТРОНЦИЙ 87,62										Y 39 ИТТРИЙ 88,906		Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22		Nb 41 НИОБИЙ 92,906		Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94		Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ 99		Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07		Rh 45 РОДИЙ 102,906		Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,4		Ag 47 СЕРЕБРО 107,868		Cd 48 КАДМИЙ 112,41		In 49 ИНДИЙ 114,82		Sn 50 ОЛОВО 118,69		Sb 51 СУРЬМА 121,75		Te 52 ТЕЛЛУР 127,6		I 53 ИОД 126,905		Xe 54 КСЕНОН 131,3					
Cs 55 ЦЕЗИЙ 132,905		Ba 56 БАРИЙ 137,34										57—71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf 72 ГАФНИЙ 178,49		Ta 73 ТАНТАЛ 180,948		W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85		Re 75 РЕНИЙ 186,207		Os 76 ОСМИЙ 190,2		Ir 77 ИРИДИЙ 192,22		Pt 78 ПЛАТИНА 195,09		Au 79 ЗОЛОТО 196,967		Hg 80 РУТУТЬ 200,59		Tl 81 ТАЛЛИЙ 204,37		Pb 82 СВИНЕЦ 207,19		Bi 83 ВИСМУТ 208,98		Po 84 ПОЛОНИЙ 210		At 85 АСТАТ 210		Rn 86 РАДОН 222					
Fr 87 ФРАНЦИЙ 223		Ra 88 РАДИЙ 226										89—103 АКТИНОИДЫ		Rf 104 РЕЗЕРФОРДИЙ 261		Db 105 ДУБНИЙ 262		Sg 106 СИБОРГИЙ 263		Bh 107 БОРИЙ 262		Hn 108 ХАНИЙ 265		Mt 109 МЕЙТНЕРИЙ 262		Ds 110 ДАРМШТАДТИЙ 262		Rg 111 РЕНТГЕНИЙ 262		Cn 112 КОПЕРНИКИЙ 262																	



La 57 ЛАНТАН 138,906	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,908	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТИЙ 145	Sm 62 САМАРИЙ 150,4	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,926	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,5	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,93	Er 68 ЭРБИЙ 167,26	Tm 69 ТУЛИЙ 168,934	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

Ac 89 АКТИНИЙ 227	Th 90 ТОРИЙ 232,038	Pa 91 ПРОТАКТИЙ 231	U 92 УРАН 238,29	Np 93 НЕПТУНИЙ 237	Pu 94 ПЛУТОНИЙ 244	Am 95 АМЕРИЦИЙ 243	Cm 96 КЮРИЙ 247	Bk 97 БЕРКЛИЙ 247	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ 251	Es 99 ЭНШТЕЙНИЙ 254	Fm 100 ФЕРМИЙ 257	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ 258	No 102 НОБЕЛИЙ 259	Lr 103 ЛОУРЕНСКИЙ 260
--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	------------------------------------

К

А

П

Ю

И

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ										VIII		B
		A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A	A				
1	1	H 1,0079 1 Водород								He 4,00260 2 Гелий	Относительная атомная масса Символ Порядковый (атомный) номер Название Распределение электронов по уровням			
2	2	Li 6,941 2 Литий	Be 9,01218 2 Бериллий	B 10,81 3 Бор	C 12,011 4 Углерод	N 14,0067 5 Азот	O 15,9994 6 Кислород	F 18,9984 7 Фтор	Ne 20,179 8 Неон					
3	3	Na 22,9898 2 Натрий	Mg 24,305 2 Магний	Al 26,9815 3 Алюминий	Si 28,0855 4 Кремний	P 30,9738 5 Фосфор	S 32,06 6 Сера	Cl 35,453 7 Хлор	Ar 39,948 8 Аргон					
4	4	K 39,0983 1 8 2 Калий	Ca 40,08 2 8 2 Кальций	Sc 44,9559 2 8 2 Скандий	Ti 47,88 2 10 2 Титан	V 50,9415 2 11 2 Ванадий	Cr 51,996 2 13 2 Хром	Mn 54,938 2 13 2 Марганец	Fe 55,847 2 14 2 Железо	Co 58,9332 2 15 2 Кобальт	Ni 58,69 2 16 2 Никель			
	5	Cu 63,546 1 18 2 Медь	Zn 65,39 2 18 2 Цинк	Ga 69,72 3 18 2 Галлий	Ge 72,59 4 18 2 Германий	As 74,9216 5 18 2 Мышьяк	Se 78,96 6 18 2 Селен	Br 79,904 7 18 2 Бром	Kr 83,80 8 18 2 Криптон					
5	6	Rb 85,4678 1 18 8 2 Рубидий	Sr 87,62 2 18 2 Стронций	Y 88,9059 2 18 2 Иттрий	Zr 91,22 2 18 2 Цирконий	Nb 92,9064 1 18 2 Ниобий	Mo 95,94 1 18 2 Молибден	Tc [98] 2 18 2 Технеций	Ru 101,07 1 15 8 2 Рутений	Rh 102,905 1 16 8 2 Родий	Pd 106,42 0 18 8 2 Палладий			
	7	Ag 107,868 1 18 8 2 Серебро	Cd 112,41 2 18 2 Кадмий	In 114,82 3 18 2 Индий	Sn 118,69 4 18 2 Олово	Sb 121,75 5 18 2 Сурьма	Te 127,60 6 18 2 Теллур	I 126,904 7 18 2 Иод	Xe 131,29 8 18 2 Ксенон					
6	8	Cs 132,905 1 18 8 2 Цезий	Ba 137,33 2 18 2 Барий	La* 138,905 2 9 18 2 Лантан	Hf 178,49 2 10 18 2 Гафний	Ta 180,9479 2 11 32 18 2 Тантал	W 183,85 2 12 32 18 2 Вольфрам	Re 186,207 2 13 32 18 2 Рений	Os 190,2 2 14 32 18 2 Осмий	Ir 192,22 2 15 32 18 2 Иридий	Pt 195,08 1 17 32 18 2 Платина			
	9	Au 196,967 1 18 32 18 2 Золото	Hg 200,59 2 18 32 18 2 Ртуть	Tl 204,383 3 18 32 18 2 Таллий	Pb 207,2 4 18 32 18 2 Свинец	Bi 208,980 5 18 32 18 2 Висмут	Po [209] 6 18 32 18 2 Полоний	At [210] 7 18 32 18 2 Астат	Rn [222] 8 18 32 18 2 Радон					
7	10	Fr [223] 1 18 32 18 2 Франций	Ra [226] 2 18 32 18 2 Радий	Ac** [227] 2 18 32 18 2 Актиний	Rf [261] 2 32 32 18 2 Резерфордий	Db [262] 2 32 32 18 2 Дубний	Sg [266] 2 32 32 18 2 Сиборгий	Bh [264] 2 32 32 18 2 Борий	Hs [269] 2 32 32 18 2 Хассий	Mt [268] 2 32 32 18 2 Мейтнерий	Ds [271] 1 32 32 18 2 Дармштадтий			
		Rg [272] 1 18 32 18 2 Рентгений	Cn [273] 2 18 32 18 2 Коперникий											

Элементы главных подгрупп (A)

Элементы побочных подгрупп (B)

P Элементы, образованные неметаллами

Li Элементы, образованные металлами

* Лантаноиды

58 Ce 140,12 18 19 8 2 Церий	59 Pr 140,908 21 18 8 2 Празеодим	60 Nd 144,24 22 18 8 2 Неодим	61 Pm [145] 23 18 8 2 Прометий	62 Sm 150,36 24 18 8 2 Самарий	63 Eu 151,96 25 18 8 2 Европий	64 Gd 157,25 25 18 8 2 Гадолиний	65 Tb 158,925 27 18 8 2 Тербий	66 Dy 162,50 28 18 8 2 Диспрозий	67 Ho 164,930 29 18 8 2 Гольмий	68 Er 167,26 30 18 8 2 Эрбий	69 Tm 168,934 31 18 8 2 Тулий	70 Yb 173,04 32 18 8 2 Иттербий	71 Lu 174,967 32 18 8 2 Лютеций
--	---	---	--	--	--	--	--	--	---	--	---	---	---

** Актиноиды

90 Th 232,038 2 18 32 18 2 Торий	91 Pa [231] 21 18 32 18 2 Протактиний	92 U 238,029 21 18 32 18 2 Уран	93 Np [237] 22 18 32 18 2 Нептуний	94 Pu [244] 24 18 32 18 2 Плутоний	95 Am [243] 25 18 32 18 2 Америций	96 Cm [247] 25 18 32 18 2 Кюрий	97 Bk [247] 26 18 32 18 2 Берклий	98 Cf [251] 28 18 32 18 2 Калифорний	99 Es [252] 29 18 32 18 2 Эйнштейний	100 Fm [257] 30 18 32 18 2 Фермий	101 Md [260] 31 18 32 18 2 Менделевий	102 No [259] 32 18 32 18 2 Нобелий	103 Lr [262] 32 18 32 18 2 Лоуренсий
---	--	--	---	---	---	--	--	---	---	--	--	---	---

Учебное издание

**Оржековский Павел Александрович
Мещерякова Людмила Михайловна
Шалашова Марина Михайловна**

ХИМИЯ

8 класс

**Учебник
для общеобразовательных учреждений**

Редакция «Образовательные проекты»

Ответственный редактор *М.В. Косолапова*

Научный редактор *В.Ю. Котов*

Художественный редактор *Т.Н. Войткевич*

Технический редактор *А.Л. Шелудченко*

Корректор *И.Н. Мокина*

Оригинал-макет подготовлен *ООО «БЕТА-Фрейм»*

Оформление обложки — *А.Д. Попов*

Подписано в печать 16.01.2013. Формат 70×90^{1/16}

Усл. печ. л. 19,89. Бумага офсетная

Печать офсетная. Гарнитура Школьная

Тираж 3000 экз. Заказ №

Сертификат соответствия

№ РОСС RU.АЕ51.Н16407 от 03.10.2012 г.

Общероссийский классификатор продукции ОК-005-93, том 2;

953005 — литература учебная

ООО «Издательство АСТ»

127006, г. Москва, ул. Садовая-Триумфальная, д. 16, стр. 3, пом. 1

ООО «Издательство Астрель»

129085, г. Москва, пр-д Ольминского, д. За

По вопросам приобретения книг обращаться по адресу:

129085, Москва, Звёздный бульвар, дом 21, 7-й этаж

Отдел реализации учебной литературы ООО «Издательство Астрель»

Справки по телефонам: (495) 615-53-10, (495) 775-74-45 доб. 1-17-04

**Издательства «АСТ» и «Астрель» представляют
новый УМК «Химия» для 8–9 классов общеобразовательных школ,
рекомендованный Министерством образования и науки Российской Федерации
и включённый в федеральный перечень школьных учебников.**

Авторы учебников — доктор педагогических наук,
профессор П.А. Оржековский,
школьный учитель, кандидат педагогических наук,
лауреат премии Президента России Л.М. Мещерякова
и доктор педагогических наук, профессор М.М. Шалашова.

**Учебник 8 класса создан на основе
Федерального государственного образовательного стандарта (ФГОС).**

Учебник «Химия. 8 класс» включает четыре основные темы школьного курса:
«Первоначальные химические понятия и теоретические представления»,
«Вещества и их превращения», «Классы неорганических веществ»,
«Периодический закон Д.И. Менделеева. Строение атома».

Каждая тема-глава делится на параграфы,
которые построены в форме ответов на вопросы.
Это позволяет обращать внимание школьников на наиболее важные моменты
и помогает им лучше понимать логику изложения нового материала.

Во многих параграфах даётся описание опытов,
которые выполняются с учителем и самостоятельно.
Приведены исторические сведения, биографии выдающихся учёных
и результаты их научных открытий, а также занимательные материалы.

Проверить свои знания и умения школьникам помогут
разнообразные вопросы и задания в конце параграфа,
а также задания рубрики «Обобщение учебного материала»,
помещённые после каждой темы курса.

Методический аппарат учебника тщательно выстроен
и способствует эффективному изучению предмета.

Учебник написан живым, понятным школьникам языком
и богато иллюстрирован фотографиями, схемами и рисунками.



www.ast.ru



В комплект для 8 класса входят:

- учебник,
- авторская программа курса,
- методическое пособие для учителя,
- рабочая тетрадь для учащихся,
- сборник задач и упражнений.