

ИЗДАТЕЛЬСТВО
РАНОК

А. В. Григорович



Интернет-
поддержка

ХИМИЯ

8

КЛАСС



УДК [54:37.016](075)

ББК 24.1я721

Г 83

Рекомендовано Министерством образования и науки Украины

(приказ Министерства образования и науки Украины от 10.05.2016 г. № 491)

Издано за счет государственных средств. Продажа запрещена

Эксперты, осуществившие экспертизу данного учебника при проведении конкурсного отбора проектов учебников для учащихся 8 класса общеобразовательных учебных заведений и давшие заключение о целесообразности предоставления учебнику грифа
«Рекомендовано Министерством образования и науки Украины»:

С. В. Гапишко, учитель Баштанской гимназии Баштанского райсовета

Николаевской области, директор, учитель-методист;

И. В. Кострица, методист методического кабинета отдела образования Монастырищенской райгосадминистрации Черкасской области, учитель-методист;

Н. В. Стець, доцент кафедры физической и неорганической химии Днепропетровского национального университета имени Олеса Гончара, канд. хим. наук.

Рецензенты:

Е. В. Кот, старший преподаватель кафедры биохимии Харьковского национального университета имени В. Н. Каразина, канд. биол. наук;

С. В. Шкумат, учитель химии Харьковской гимназии № 116 Харьковского городского совета Харьковской области, учитель высшей квалификационной категории, учитель-методист

Переведено по изданию: Григорович О. В. Хімія : підруч. для 8 класу загальноосвіт. навч. закл. / О. В. Григорович. — Х. : Вид-во «Ранок», 2016. — 256 с. : іл.

Перевод с украинского И. Г. Шаховой

Григорович А. В.

Г 83 Химия : учебник для 8 класса общеобразоват. учебн. заведений с обучением на русском языке : [пер. с укр.] / А. В. Григорович. — Х. : Изд-во «Ранок», 2016. — 256 с. : ил.

ISBN 978-617-09-2950-1

УДК [54:37.016](075)

ББК 24.1я721

Навчальне видання

ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович

«ХІМІЯ»

підручник для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів з навчанням російською мовою
(російською мовою)

Редактор *Мишиньова Т. М.* Технічний редактор *Цибань А. О.* Коректор *Красна Н. В.*

Підписано до друку 20.06.2016. Формат 70×90/16. Гарнітура Шкільна. Ум. друк. арк. 18,72.

Обл.-вид. арк. 24,34. Наклад 28152. Зам. 28/07

ТОВ Видавництво «Ранок».

Свідоцтво ДК № 3322 від 26.11.2008. 61071 Харків, вул. Кібальчича, 27, к. 135.

Адреса редакції: 61145 Харків, вул. Космічна 21-а, 7 поверх. Е-mail: office@ranok.com.ua

Тел. (057) 719-48-65, тел./факс (057) 719-58-67.

www.ranok.com.ua

Надруковано у друкарні ТОВ "Л'ЄКОЛЬ" м. Харків, вул. Тарасівська, б. 6, тел.: +38(050) 300-02-38

Інтернет-підтримка

Для користування електронними додатками до підручника увійдіть на сайт
interactive.ranok.com.ua



Служба технічної підтримки:

тел. (098) 037-54-68, (057) 719-48-65
(понеділок–п'ятниця з 10.00 до 18.00)

Е-mail: interactive@ranok.com.ua

ISBN 978-617-09-2950-1 (рус.)

ISBN 978-617-09-2887-0 (укр.)

© А. В. Григорович, 2016

© ООО Издательство «Ранок», 2016



Научное мировоззрение, проникнутое естествознанием
и математикой, есть величайшая сила
не только настоящего, но и будущего.

*В. И. Вернадский,
первый президент Украинской академии наук*

Знакомство с учебником

Вы продолжаете изучать удивительную науку — химию. В 7 классе вы узнали, что существует множество химических веществ, освоили химический язык, научились обозначать химические элементы и вещества, составлять уравнения химических реакций.

В этом году вас ждут новые открытия. Вы убедитесь в том, что химические элементы и их соединения подчиняются единым законам и правилам. Необходимо знать эти законы для глубокого понимания химии и раскрытия ее тайн. Не стесняйтесь задавать вопросы «почему?» и «как?». Уроки химии — это уроки любознательных почемучек.

Этот учебник — ваш главный помощник в изучении химии. Каждый параграф разделен на части. Небольшими порциями легче воспринимать информацию. Заканчивается параграф выводами и практическим блоком, состоящим из контрольных вопросов, заданий для усвоения материала. Некоторые вопросы обозначены звездочкой (*). Это задания проблемно-поискового содержания. На них вы не найдете ответа в тексте параграфа. Обратитесь к дополнительным источникам информации или обсудите эти вопросы на уроке.

В учебнике размещена дополнительная информация: захватывающие факты из истории химии, сведения о выдающихся ученых и интересные лингвистические задачи, которые помогут вам запомнить определенные термины.

В учебнике есть разработки лабораторных опытов, практических работ и домашних экспериментов. Выполняя их, обязательно соблюдайте правила безопасности.

В конце учебника даны приложения с полезной информацией, словарь терминов, алфавитный указатель и ответы к расчетным задачам.

Объем знаний по химии очень велик, и в небольшом учебнике всего рассказать невозможно. Пользуйтесь другими источниками знаний: энциклопедиями, журналами, Интернетом. Искренне надеюсь, что этот учебник расширит ваш кругозор, подтолкнет к поиску новой информации и обогащению своих знаний, а возможно, поспособствует выбору будущей профессии — химик.

Желаю вам успехов в учебе!

Автор

Электронное приложение к учебнику

На страницах учебника вы найдете ссылки на сайт, где размещены дополнительные материалы к параграфам, видеоролики с химическими опытами и тестовые задания для контроля знаний по изученным темам. Тестирование проходит в онлайн-режиме. Сразу же после выполнения заданий вы получите результат, который позволит вам оценить свой уровень усвоения знаний.

Для работы с электронным приложением выполните такие действия:

1. Зайдите на сайт interactive.ranok.com.ua.
2. Зарегистрируйтесь.
3. Найдите раздел «Учебники».
4. Выберите название учебника «Химия. 8 класс».
5. В разделе «Электронные материалы к учебнику» выберите нужную тему и нажмите «Розпочати роботу».
6. Выберите для просмотра видеоролик химического опыта, дополнительный материал к параграфу или выполните тестовые задания для проверки знаний.

Условные обозначения



— важная информация, которую нужно запомнить;



— рубрика «Узнайте больше»;



— рубрика «Интересный факт»;



— выводы к параграфу;



— контрольные вопросы;



— задания для закрепления знаний;



— ссылка на сайт interactive.ranok.com.ua.

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА ХИМИИ 7 КЛАССА

§ 1. Основные химические понятия

Химические вещества, их состав и свойства

Химия — естественная наука, которая изучает вещества и их превращения. Вещества могут состоять из молекул (вещества молекулярного строения) или из других частиц — атомов, ионов (вещества немолекулярного строения). Для веществ немолекулярного строения вместо термина «молекула» используют термин «формульная единица». В свою очередь, все молекулы и формульные единицы образуются из атомов.

♦ **Атомы** — мельчайшие химически неделимые частицы, состоящие из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Атомы разных видов различаются по массе, размеру, строению и заряду атомных ядер. Атомы одного вида одинаковы по размерам, имеют приблизительно одинаковую массу и сходное строение, но у них обязательно одинаковый заряд ядра.

Атомы определенного вида называют **химическим элементом**.

- *Заряд ядра* атома можно определить по месту химического элемента в Периодической системе: заряд ядра равен порядковому номеру элемента.

- *Заряд электрона* равен -1 .

- *Число электронов*, образующих электронную оболочку атома, равно заряду его ядра. Благодаря этому атом является электронейтральной частицей.

♦ Вещества характеризуются физическими и химическими свойствами.

К **физическим свойствам** веществ относят цвет, запах, вкус, температуру плавления и кипения, плотность, способность проводить электрический ток и теплоту, растворимость в воде, пластичность и др.

Химические свойства — это способность веществ вступать в определенные химические реакции.

♦ В химических реакциях одни вещества превращаются в другие, т. е. изменяется химический состав веществ — это признак **химических явлений**.

Явления, происходящие без изменения химического состава веществ, называют **физическими**.

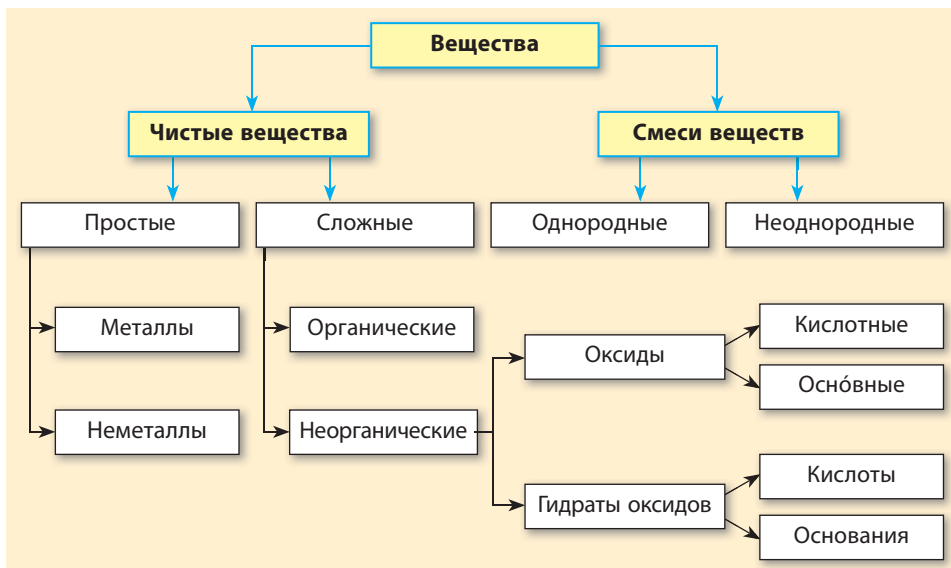
Химические явления можно отличить от физических по определенным признакам: при химических явлениях может меняться цвет, запах или вкус веществ, образовываться или растворяться осадок, выделяться или поглощаться газ и теплота.

♦ Состав химических веществ записывают **химическими формулами**, например: H_2SO_3 , P_2O_5 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$. В этих записях цифры, записанные рядом с символами химических элементов,— *индексы*, обозначают число атомов данного элемента в молекуле (или формульной единице) вещества.

Классификация веществ

В 7 классе вы ознакомились с несколькими принципами классификации веществ: по чистоте (чистые вещества и смеси), по составу (простые и сложные) и т. п. Таким образом, известные вам группы веществ можно классифицировать в соответствии со схемой 1.

Схема 1. Классификация веществ



♦ Вещества могут состоять из атомов как одинаковых, так и разных химических элементов.

- **Простые вещества** образованы одним химическим элементом.
- **Сложные вещества** образованы атомами нескольких химических элементов. Сложные вещества также называют химическими соединениями.
- Простые вещества разделяют на металлы и неметаллы.
- **Металлы** отличаются от неметаллов характерным металлическим блеском и ковкостью, они хорошо проводят электрический ток и теплоту. При обычных условиях все металлы (за исключением ртути) находятся в твердом агрегатном состоянии.
- **Неметаллы**, в отличие от металлов, не имеют металлического блеска (за исключением йода и графита). Они хрупкие и разрушаются от удара, плохо проводят электрический ток и теплоту. Неметаллы могут быть твердыми, жидкими и газообразными.

Металлы образованы металлическими химическими элементами, а неметаллы — неметаллическими. Если в длинном варианте Периодической системы провести условную диагональ от Алюминия до Полония, то над линией будут расположены неметаллические элементы, а под ней — металлические (рис. 1.1).

♦ Среди сложных веществ вам уже известны **оксиды** — бинарные соединения химических элементов с Оксигеном. Названия оксидов состоят из двух слов: названия химического элемента и слова «оксид», например: Na_2O — натрий оксид, Al_2O_3 — алюминий оксид.

A simplified periodic table diagram. The table is divided into two main regions: 'Металлические' (Metallic) on the left and 'Неметаллические' (Non-metallic) on the right. The 'Металлические' region includes all elements from the first two groups (s-block) and the transition metals (d-block and f-block). The 'Неметаллические' region includes elements from groups 13, 14, 15, 16, and 17, plus hydrogen and helium. The diagram uses a color scheme: blue for metals, yellow for non-metals, and grey for the lanthanide and actinide series. The labels are in Russian: 'Металлические' (Metallic) and 'Неметаллические' (Non-metallic).

Рис. 1.1. Расположение металлических и неметаллических элементов в Периодической системе (серым цветом обозначены металлические элементы, желтым — неметаллические, синим — элементы с промежуточными свойствами, которые называют полуметаллическими элементами)

Если элемент проявляет переменную валентность, то в названии оксида ее указывают в скобках, например: Cu_2O — купрум(I) оксид, CuO — купрум(II) оксид.

В зависимости от того, соответствует оксиду кислота или основание, оксиды разделяют на *кислотные* и *основные*.

Неметаллические элементы образуют преимущественно кислотные оксиды, а металлические — основные. Металлические элементы могут образовывать также кислотные оксиды, если проявляют в этих оксидах высокую валентность (IV и больше).

• Продукты присоединения воды к оксидам называют **гидратами**. Гидраты кислотных оксидов — это кислоты, а гидраты основных оксидов — основания.

• **Кислоты** состоят из атомов Гидрогена и кислотного остатка, например: H_2SO_4 , H_2CO_3 .

• **Основания** состоят из атомов металлического элемента и гидроксильной группы OH , например: KOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Поскольку в составе оснований имеется группа OH (гидроксильная группа), то основания еще называют *гидроксидами*.

Растворимые в воде основания называют *щелочами*.

Химические формулы и валентность

♦ **Валентность** — это число химических связей, которые данный атом может образовать с другими атомами. Зная валентность химических элементов, можно составлять формулы веществ.

Некоторые элементы проявляют *постоянную валентность*: во всех соединениях им присуще только одно определенное значение валентности. Другие элементы могут проявлять *различную валентность* в разных соединениях (табл. 1).

Таблица 1. Валентность некоторых химических элементов

Элементы с постоянной валентностью	Элементы с переменной валентностью
Одновалентные: H, K, Na, F, Li	Fe, Co — II, III Pb, Sn, C — II, IV
Двухвалентные: O, Ba, Ca, Mg, Zn, Be	Cu — I, II S — II, IV, VI
Трехвалентные: Al, B	As, P — III, V Cl, Br, I — I, III, V, VII

♦ Для составления формул бинарных соединений по валентности элементов пользуются следующим алгоритмом:

1. Записываем символы элементов в нужном порядке и обозначаем их валентность	$\begin{matrix} \text{III} & \text{II} \\ \text{Al} & \text{O} \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{C} & \text{S} \end{matrix}$
2. Вычисляем наименьшее общее кратное (НОК) для значений валентностей элементов	НОК (III и II) = 6	НОК (IV и II) = 4
3. Число атомов данного элемента равно отношению НОК к валентности этого элемента	$6 : \text{III} = 2 (\text{Al})$ $6 : \text{II} = 3 (\text{O})$	$4 : \text{IV} = 1 (\text{C})$ $4 : \text{II} = 2 (\text{S})$
4. Записываем полученные индексы после символов элементов	$\begin{matrix} \text{III} & \text{II} \\ \text{Al}_2 & \text{O}_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{C} & \text{S}_2 \end{matrix}$

Закон сохранения массы

♦ Все химические превращения описывают при помощи **уравнений реакций**. В левой части уравнения записывают *реагенты* — вещества, взаимодействующие друг с другом, а в правой части — *продукты* их взаимодействия.

♦ Уравнение химической реакции является отображением **закона сохранения массы веществ в химических реакциях**: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образованных в результате реакции.

Чтобы уравнение реакции отображало этот закон, число атомов каждого химического элемента в правой и левой частях уравнения должно быть одинаковым.

Для этого необходимо *подобрать коэффициенты* — цифры перед химическими формулами, указывающие число молекул (атомов или формульных единиц).

Подбирая коэффициенты в уравнении реакции, необходимо помнить следующие правила:

- коэффициент показывает число молекул, отдельных атомов или формульных единиц в уравнении реакции;
- коэффициент ставится только перед химической формулой вещества;
- коэффициент относится ко всем атомам, из которых состоит молекула или формульная единица, перед которой он стоит;
- коэффициент 1, как и индекс 1, не записывают.



Контрольные вопросы

1. Объясните классификацию известных вам групп веществ.
2. Чем отличаются атомы разных химических элементов?
3. Сколько электронов входит в состав атома, если заряд его ядра равен +10?
4. Что обозначает индекс в химической формуле?
5. В чем заключается разница между понятиями: а) «химический элемент» и «простое вещество»; б) «простое вещество» и «сложное вещество»; в) «сложное вещество» и «смесь веществ»?
6. Приведите примеры элементов, проявляющих: а) постоянную валентность; б) переменную валентность.
7. Какие оксиды называют кислотными, а какие — основными? Приведите примеры.
8. Какие вещества называют гидратами?
9. Как называют гидраты кислотных и основных оксидов? Сформулируйте их определения и приведите примеры.



Задания для усвоения материала

1. Составьте формулу уксусной кислоты, если ее молекула состоит из двух атомов Карбона, четырех атомов Гидрогена и двух атомов Оксигена.
2. Из данного перечня выпишите названия неметаллических элементов: Гидроген, Аурум, Йод, Плюмбум, Аргентум, Сульфур, Меркурий.
3. Составьте формулы соединений, образованных элементами: а) H и Al; б) C(IV) и S(II); в) Pb(IV) и O; г) Zn и Br(I); д) C(IV) и F; е) Fe(II) и O; ж) Cl(IV) и O; з) Cu(I) и O; и) Au(III) и Cl(I). В скобках указана валентность, которую проявляет элемент в данном соединении.
4. Составьте формулы оксидов: магний оксид, феррум(II) оксид, фосфор(V) оксид, плюмбум(IV) оксид, купрум(I) оксид, хром(III) оксид, марганец(VII) оксид.
5. Определите валентности элементов в указанных оксидах, запишите их названия: K_2O , CaO , P_2O_3 , NO_2 , I_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 .
6. Из приведенного перечня выпишите отдельно формулы: а) кислотных оксидов; б) основных оксидов; в) кислот; г) оснований.
 $Mg(OH)_2$, Na_2O , H_2SiO_3 , N_2O_5 , $NaOH$, CO_2 , SO_3 , H_3PO_4 , CrO , $Fe(OH)_2$, Cu_2O , H_2CO_3 , SiO_2 , HNO_3 , Cl_2O_7 .
7. Подберите коэффициенты:

а) $S + O_2 \rightarrow SO_2$	б) $BaO_2 \rightarrow BaO + O_2 \uparrow$
$Fe + S \rightarrow FeS$	$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2 \uparrow$
$P + Cl_2 \rightarrow PCl_3$	$N_2O_5 \rightarrow NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
8. В результате взаимодействия метана CH_4 массой 8 г с кислородом массой 32 г образовался углекислый газ массой 22 г. Составьте уравнение данной реакции. Определите, какая масса воды образовалась в результате этой реакции.

§ 2. Кислород и вода. Реакции разложения, соединения

Физические свойства кислорода

Воздух — это сложная смесь около 15 различных газов. Содержание азота в воздухе составляет 78 % от объема воздуха, а кислорода — 21 %. Кроме того, в воздухе содержится небольшое количество аргона (0,9 %), углекислого газа (0,03 %), озона, водяного пара и других газов.

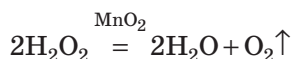
Для живых существ важнейшим компонентом воздуха является кислород, поскольку он поддерживает дыхание и горение.

При обычных условиях кислород — газ без цвета, вкуса и запаха. Толстый слой жидкого кислорода — светло-голубого цвета.

Кислород малорастворим в воде. Плотность газообразного кислорода немного больше плотности воздуха.

Получение кислорода

Для получения кислорода в лаборатории используют водород пероксид H_2O_2 . Водород пероксид при обычных условиях разлагается, но очень медленно, даже если его подогреть на горелке. Но если в раствор водород пероксида внести щепотку марганца(IV) оксида, то реакция протекает намного быстрее:



В данной реакции марганец(IV) оксид играет роль *катализатора* — вещества, которое изменяет скорость химической реакции, но в ней не расходуется.

♦ Реакция получения кислорода является примером реакции разложения.

Реакции разложения — это реакции, в которых из одного сложного вещества образуются несколько других веществ.

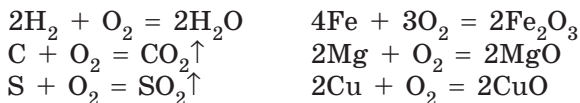
В общем виде уравнение реакции разложения можно записать следующим образом:



Химические свойства кислорода

Кислород — химически очень активное вещество. Он взаимодействует почти со всеми простыми веществами и со многими сложными. Множество реакций взаимодействия веществ с кислородом протекают с выделением теплоты и света, т. е. происходит *горение*.

При взаимодействии *простых веществ* с кислородом образуются оксиды:



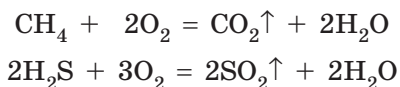
♦ Во всех этих уравнениях в левой части записаны формулы двух веществ, а в правой части — одного вещества. Такие реакции называют реакциями соединения.

Реакции соединения — это реакции, в которых из двух простых или сложных веществ образуется одно сложное вещество.

В общем виде уравнение реакции соединения можно записать следующим образом:



Некоторые *сложные вещества* также способны гореть. В таких реакциях в большинстве случаев образуется несколько оксидов — оксидов тех элементов, которые входили в состав сложного вещества:



Физические свойства воды

Формула воды (водород оксида) — H_2O . При комнатной температуре вода находится в жидком состоянии — это бесцветная жидкость, в толстом слое — бледно-голубая.

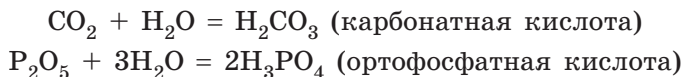
При атмосферном давлении и температуре $0\text{ }^\circ\text{C}$ вода превращается в лед, а при $100\text{ }^\circ\text{C}$ — кипит. Плотность воды — 1 г/см^3 (при $4\text{ }^\circ\text{C}$).

Чистая вода почти не проводит электрический ток и плохо проводит теплоту. Она имеет высокую теплоемкость, т. е. медленно нагревается и медленно остывает.

При замерзании вода расширяется, поскольку плотность льда меньше плотности жидкой воды.

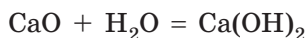
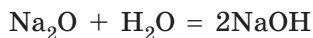
Взаимодействие воды с кислотными и основными оксидами

Все кислотные оксиды (за исключением силиций(IV) оксида SiO_2) вступают в реакции соединения с водой с образованием кислот:



Поскольку гидраты основных оксидов являются основаниями, то при взаимодействии с водой эти оксиды должны образовывать основания. Но большинство основных оксидов с водой не взаимодействуют.

Обратите внимание! В реакцию с водой вступают только оксиды, гидраты которых являются щелочами, в частности:



Контрольные вопросы

1. Охарактеризуйте физические свойства кислорода и воды.
2. Почему лед всегда плавает на поверхности жидкой воды?
3. Какие реакции называют реакциями соединения? разложения?
4. Приведите уравнения реакций, характеризующие химические свойства кислорода.
5. Приведите уравнения реакций взаимодействия воды с кислотными и основными оксидами.



Задания для усвоения материала

1. Какие из данных оксидов взаимодействуют с водой? Составьте соответствующие уравнения реакций.
 Na_2O , CO_2 , SO_3 , Cr_2O_3 , SiO_2 .
2. В результате сгорания сероуглерода CS_2 израсходовался кислород массой 24 г и образовались карбон(IV) оксид массой 11 г и сульфур(IV) оксид массой 32 г. Составьте уравнение этой реакции и определите массу сгоревшего сероуглерода.
3. Дополните схемы реакций и назовите продукты реакций:
а) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; в) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$.

§ 3. Вычисления по формулам химических веществ

Относительная атомная и молекулярная масса

♦ Для характеристики массы атомов используют **атомную единицу массы** (а.е.м.), которая равна $1/12$ массы атома Карбона.

Массы всех атомов сравнивают с этой единицей и определяют, во сколько раз масса данного атома больше 1 а.е.м.

Массу атома, определенную таким образом, называют **относительной атомной массой** и обозначают A_r .

Относительные атомные массы химических элементов приведены в Периодической системе.

Обычно точные значения относительных атомных масс округляют до целых чисел. Только значение относительной атомной массы Хлора округляют с точностью до десятых: $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

♦ **Относительная молекулярная масса M_r** показывает, во сколько раз масса данной молекулы больше $1/12$ массы атома Карбона (1 а.е.м.).

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс всех химических элементов в составе молекулы с учетом числа атомов каждого элемента.

Например, относительная молекулярная масса углекислого газа CO_2 :

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

♦ Для веществ немолекулярного строения вместо термина «молекулярная масса» используют термин «формульная масса».

Массовая доля элемента в веществе

Чтобы описать количественный состав веществ, используют массовую долю элемента в соединении, которую можно рассчитать по химической формуле вещества.

Массовая доля элемента (w) показывает, какая часть массы вещества приходится на атомы данного элемента. Ее вычисляют как отношение относительной атомной массы данного элемента с учетом числа его атомов в молекуле к относительной молекулярной (формульной) массе вещества:

$$w(\text{E}) = \frac{n \cdot A_r(\text{E})}{M_r},$$

где $w(\text{E})$ — массовая доля химического элемента E, выраженная в долях единицы;

n — число атомов элемента E, обозначенное индексом в формуле соединения;

A_r — относительная атомная масса элемента E;

M_r — относительная молекулярная (формульная) масса вещества.

Физический смысл массовой доли заключается в том, что она показывает массу атомов данного элемента в 100 г вещества. Массовая доля может выражаться в долях единицы или в процентах. Чтобы перевести доли единицы в проценты, необходимо полученное по формуле значение умножить на 100 %.

Обратите внимание! Сумма массовых долей всех элементов, входящих в состав соединения, должна быть равна единице или 100 %.

Пример. Вычислите массовые доли химических элементов в воде.

Решение:

Вычислим относительную молекулярную массу воды:

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

Вычислим массовую долю Гидрогена:

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

Сумма массовых долей всех элементов в веществе равна 1. Таким образом, массовую долю Оксигена можно вычислить, вычитая из единицы массовую долю Гидрогена:

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

Ответ: $w(\text{H}) = 11,1 \%$, $w(\text{O}) = 88,9 \%$.

Массовая доля растворенного вещества

Вода способна растворять многие вещества, образуя растворы.

♦ **Растворы** — это однородные смеси, состоящие из растворителя и растворенных веществ. Подобно другим смесям, растворы не имеют постоянного состава. В зависимости от соотношения количества двух смешанных веществ растворы могут иметь разный состав.

♦ Для выражения состава растворов часто используют **массовую долю растворенного вещества** (w), которой выражают массу растворенного вещества в 100 г раствора в процентах или в долях единицы.

Массовая доля вещества в растворе показывает, какая часть массы раствора приходится на растворенное вещество.

Массовую долю растворенного вещества вычисляют по формуле:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$$

Если данную дробь умножить на 100 %, то получим значение массовой доли вещества в процентах:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 \%$$

При этом масса раствора равна сумме масс всех компонентов раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{растворителя})$$

Зная массу раствора и массовую долю растворенного вещества, можно вычислить массу вещества:

$$m(\text{вещества}) = w(\text{вещества}) \cdot m(\text{раствора})$$

Задача. Вычислите массовую долю сахара в растворе, содержащем 200 г воды и 50 г сахара.

Дано:

$$m(\text{сахара}) = 50 \text{ г}$$

$$m(\text{воды}) = 200 \text{ г}$$

$$w(\text{сахара}) = ?$$

Решение:

Записываем расчетную формулу:

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 \%$$

В этой формуле для вычисления необходимо определить массу раствора: она состоит из массы воды и массы растворенного вещества. Таким образом:

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{воды}) + m(\text{сахара})} \cdot 100 \%$$

Подставляем данные из условия задачи:

$$w(\text{сахара}) = \frac{50 \text{ г}}{(200 + 50) \text{ г}} \cdot 100 \% = 20 \%$$

Ответ: 20 %.



Контрольные вопросы

1. Дайте определения понятиям «относительная атомная масса» и «относительная молекулярная масса». Что в данном случае означает слово «относительная»?
2. Для каких веществ используют термин «молекулярная масса», а для каких — «формульная масса»?
3. Как определяют относительную молекулярную массу?
4. Дайте определения массовой доли элемента в веществе и массовой доли растворенного вещества. Приведите формулы для их вычисления.



Задания для усвоения материала

1. Вычислите относительные молекулярные (формульные) массы веществ: хлор Cl_2 , сульфатная кислота H_2SO_4 , сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, гидроген пероксид (перекись водорода) H_2O_2 , мел CaCO_3 , малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.
2. Вычислите массовые доли всех элементов в соединениях с такими химическими формулами: а) NO_2 ; б) PbCl_2 ; в) Na_2CO_3 ; г) H_2SO_4 ; д) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
3. В растворе массой 120 г содержится глюкоза массой 3 г. Определите массовую долю растворенного вещества.
4. Вычислите массу соли, оставшуюся при выпаривании воды из раствора массой 150 г, в котором массовая доля соли составляет 5 %.

ТЕМА 1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. СТРОЕНИЕ АТОМА

В этом разделе вы узнаете...

- по какому принципу классифицируют химические элементы;
- какие существуют группы химических элементов;
- что Периодическая система — не обычный перечень элементов;
- какую информацию можно узнать по месту химического элемента в Периодической системе;
- действительно ли Периодическая система Менделееву приснилась;
- что атом имеет сложное строение;
- что порядковый номер химического элемента имеет глубокий физический смысл;
- что электрон является одновременно и частицей, и волной;
- что именно строение электронной оболочки атомов предопределяет периодичность изменений характера химических элементов и свойств их соединений.

§ 4. Первые попытки классификации химических элементов

Семейства химических элементов

По мере открытия новых химических элементов ученые начали их классифицировать по определенным признакам. Одной из первых попыток было выделение семейств элементов.

Семейство химических элементов — это группа химических элементов, обладающих сходными свойствами.

Например, Калий по многим признакам похож на Натрий. В соединениях они одновалентны, а основания, которые они образуют, являются щелочами. Именно поэтому их называют щелочными. Также существуют и другие элементы, которые по свойствам сходны с Калием и Натрием. Их выделяют в отдельное семейство — *семейство щелочных элементов*.

По мере открытия химических элементов и изучения их свойств число семейств элементов увеличивалось. Некоторые семейства

получили собственные названия и в современной химической литературе чаще упоминаются именно по ним (табл. 2).

Таблица 2. Семейства химических элементов (по короткому варианту Периодической системы)

Период	Группа					
	I	II	V	VI	VII	VIII
	Щелочные элементы ¹	Щелочно-земельные элементы ²	Пниктогены ³	Халькогены ⁴	Галогены ⁵	Инертные элементы ⁶
1						He
2	Li		N	O	F	Ne
3	Na		P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Mc	Lv	Ts	Og

¹ — образуют щелочи. ² — образуют земли (так раньше называли оксиды), которые в воде превращаются в щелочи. ³ — образуют удушающие вещества. ⁴ — большинство элементов встречаются в природе в соединениях с Купрумом. ⁵ — образуют соли. ⁶ — являются инертными, т. е. неспособными вступать в реакции.

Все элементы, относящиеся к одному семейству, проявляют сходство в химических и физических свойствах образованных ими веществ. Объединение химических элементов в семейства положило начало классификации химических элементов и способствовало открытию одного из фундаментальных законов природы — Периодического закона Д. И. Менделеева.

Первые попытки классификации химических элементов

Триады Деберейнера

Иоганн Деберейнер — первый ученый, которому удалось установить определенные закономерности в характере химических элементов и их соединений. Основываясь на общих признаках химических элементов, он предложил объединить некоторые из них в группы по три элемента (триады). Первой триадой, предложенной Деберейнером в 1817 г., были щелочноземельные металлические элементы Кальций, Стронций и Барий. Через 12 лет он установил еще две триады: ще-

Немецкий ученый, профессор химии и фармакологии Йенского университета. Родился в небольшом городке в Баварии, в бедной семье придворного кучера. С детства интересовался химией и начальные знания по химии получил самостоятельно, а в 14 лет стал помощником аптекаря. Несмотря на отсутствие химического образования, Деберейнер был советником по химии поэта Вольфганга Гете, который в то время возглавлял правительство Веймарского герцогства. Деберейнер трижды предпринимал попытки заняться коммерцией, но безуспешно. Работая в университете, он систематизировал химические элементы, группируя их в триады. Открыл каталитическое действие платины, чем основал новый раздел химии, который сегодня называют гетерогенным катализом.



**Иоганн Вольфганг
Деберейнер**
(1780–1849)

Ca	Sr	Ba
40	88	137

Li	Na	K
7	23	39

S	Se	Te
32	79	128

$$(40 + 137) : 2 \approx 88$$

$$(7 + 39) : 2 = 23$$

$$(32 + 128) : 2 = 80$$

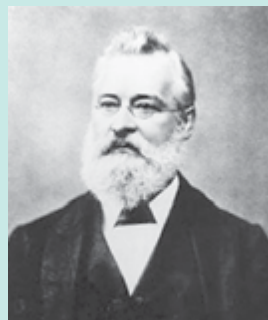
Рис. 4.1. Триады — группы химических элементов, предложенных Деберейнером. Под символами химических элементов приведены их относительные атомные массы

лочных элементов (Литий, Натрий и Калий) и халькогенов (Сулфур, Селен и Теллур). Ученый заметил, что в пределах этих триад относительная атомная масса среднего элемента приблизительно равна среднему арифметическому масс двух других (рис. 4.1). Закон триад Деберейнера стал основой для дальнейшей систематизации элементов.

Октавы Ньюлендса

В 1864 г. Джон Ньюлендс впервые расположил все известные к тому времени химические элементы в ряд по увеличению их относительных атомных масс. Он отметил, что в этой цепи периодически появляются химически подобные элементы. Пронумеровав все элементы и сопоставив номера с характером элементов, Ньюлендс сделал вывод, что каждый восьмой элемент является сходным по свойствам с первым элементом, так же, как в музыке восьмая нота в октаве является сходной с первой (рис. 4.2, с. 20). Свое открытие он назвал «закон октав»: номера сходных элементов отличаются на семь или на число, кратное семи.

Английский химик, эксперт в области сахарного производства. Родился в Лондоне, в семье священника. С 1864 г. занимался систематизацией химических элементов. После открытия «закона октав» в 1866 г. он доложил об этом Лондонскому королевскому обществу, но его открытие не поддержали. С насмешкой ему предложили расположить элементы по алфавиту — может, так он заметит еще одну закономерность. После открытия Менделеева Ньюлендс начал борьбу за признание своего приоритета в открытии Периодического закона, но так и не добился своего. В отличие от Ньюлендса, Менделеев не только открыл этот закон, но и сделал определенные предположения на его основании. Тем не менее, заслуги Ньюлендса были отмечены высочайшей на тот момент наградой — золотой медалью Дэви.



**Джон Александр
Рейна Ньюлендс**
(1837–1898)

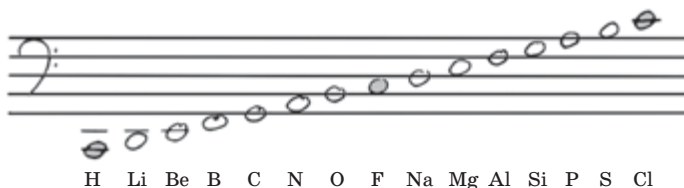


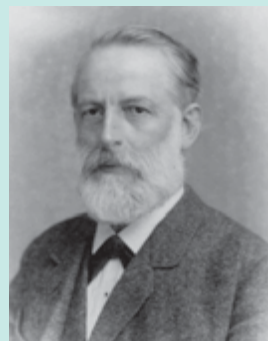
Рис. 4.2. Примеры октав в музыке и октав химических элементов, предложенных Джоном Ньюлендсом

Таким образом, Ньюлендсом были впервые выдвинуты предположения о периодичности изменений характера элементов. Однако Ньюлендс не смог раскрыть физическую суть своего открытия.

Таблица Лотара Мейера

Немногом позже Ньюлендса, в 1864 г., свою первую таблицу химических элементов опубликовал немецкий химик Лотар Мейер. Она состояла из 43 элементов из 63 известных к тому времени (рис. 4.3). Мейер расположил элементы по увеличению отношения молярной массы простого вещества к его молярному объему. Анализируя полученные данные, он наблюдал периодическое изменение характера элементов. Но работа Мейера не была систематической и не могла претендовать на статус закона. В отличие от Менделеева, Мейер даже не заподозрил, что для некоторых элементов были неправильно определены атомные массы, а это, в свою очередь, вносило определенные

Немецкий химик. Родился в семье врача. Имел слабое здоровье, поэтому среднее образование получил только в 20 лет. Закончил медицинский факультет в Цюрихе. После этого изучал газообмен в крови в лаборатории Бунзена. Работал преимущественно в области физической химии: изучал каталитическое действие металлов. Впервые начал использовать кислородный эталон для определения относительных атомных масс. В своей таблице в 1870 г. Мейер правильно расположил элементы (оставил и пустые места), но, в отличие от Менделеева, не применил свои результаты ни для перерасчета атомных масс, ни для предположения свойств еще не открытых элементов. Однако в 1882 г. за это открытие был награжден золотой медалью Дэви вместе с Менделеевым.



Юлиус Лотар Мейер
(1830–1895)

	4-wertig	3-wertig	2-wertig	1-wertig	1-wertig	2-wertig
	—	—	—	—	Li = 7.03 (14.7)	(Be = 9.3)
Differenz =	—	—	—	—	16.02	—
	C = 12.0	N = 14.04	O = 16.00	F = 19.00	Na = 23.05	Mg = 24.0
Differenz =	16.5	16.95	16.07	16.46	16.08	16.0
	Si = 28.5	P = 31.0	S = 32.07	Cl = 35.46	K = 39.13	Ca = 40.0
Differenz =	89.12 = 44.55	44.0	46.7	44.51	46.3	47.6
	—	As = 75.0	Se = 78.8	Br = 79.97	Rb = 85.4	Sr = 87.6
Differenz =	44.55	45.6	49.5	46.8	47.6	49.5
	Sn = 117.6	Sb = 120.6	Te = 128.3	J = 126.8	Cs = 133	Ba = 137.1
Differenz =	89.4 = 244.7	87.4 = 243.7	—	—	(71 = 235.5)	—
	Pb = 207.0	Bi = 208.0	—	—	(Tl = 204)	—

Рис. 4.3. Фрагмент таблицы Лотара Мейера

погрешности в его открытие и не давало общего понимания классификации химических элементов.

В большинстве европейских стран, как и в Украине, Периодическую систему химических элементов называют именем Дмитрия Ивановича Менделеева. В некоторых странах ее называют просто Периодической системой без какого-либо имени, хотя признают приоритет ее открытия за Менделеевым. А в США Периодическую систему называют именем Лотара Мейера.



Лингвистическая задача

В переводе с греческого *галос* означает «соль», *халько* — «медь», *пникто* — «удушающий», *генеа* — «рождение». Какое значение, по вашему мнению, имеют названия семейств «галогены», «халькогены» и «пниктогены»? Почему семейства химических элементов были названы именно так?



Выводы

1. По мере открытия новых химических элементов химики пытались их классифицировать. Одной из первых удачных попыток было открытие Деберейнером триад — элементов со сходными свойствами, благодаря чему сегодня выделяют множество семейств химических элементов (щелочные, инертные и др.).
2. До открытия Периодического закона были сделаны еще две удачные попытки классификации химических элементов: октавы Ньюлендса и таблица Лотара Мейера. Но эти открытия не получили статуса закона, так как их авторы не смогли их использовать для формулирования общих закономерностей и предположения существования новых химических элементов.



Контрольные вопросы

1. Назовите известные вам семейства химических элементов и кратко охарактеризуйте одно из них.
2. Определите вклад Деберейнера, Ньюлендса и Мейера в классификацию химических элементов. Чем ценны их открытия? Почему они не заслуживают звания «закон»?
3. Как называют элементы первой группы Периодической системы:
а) щелочные; б) щелочноземельные; в) редкоземельные?
4. Как называют элементы седьмой группы Периодической системы:
а) халькогены; б) галогены; в) инертные?



Задания для усвоения материала

1. Из данного перечня химических элементов выпишите отдельно:
а) щелочные элементы; б) щелочноземельные элементы; в) галогены; г) инертные элементы.
Br, Na, Al, Ca, S, Xe, K, Cl, I, Li, Ba, Ne, Rb, Sr, F, Fe, He, H.
2. Используя Периодическую систему на форзаце, составьте формулы соединений с Водородом: а) галогенов; б) халькогенов; в) пниктогенов. В этих соединениях все элементы проявляют низшую валентность.
3. Составьте в общем виде формулы оксидов и гидроксидов металлических элементов: а) щелочных; б) щелочноземельных. Используя эти формулы, составьте в общем виде уравнения реакций оксидов щелочных и щелочноземельных элементов с водой.
4. Найдите в Периодической системе три примера химических элементов, доказывающих установленные Деберейнером закономерности в относительных атомных массах элементов.
5. Как вы считаете, как бы назвал свой закон Джон Ньюлендс, если бы к тому времени были открыты инертные элементы?

§ 5. Щелочные элементы, галогены и инертные элементы

Вспомните:

- как взаимодействуют разные оксиды с водой (§ 2);
- почему щелочные элементы получили такое название (§ 4).

Щелочные элементы

Щелочные элементы — это наиболее активные металлические элементы, они расположены в I группе Периодической системы.

Щелочные элементы:

- наиболее активные металлические элементы
- проявляют постоянную валентность I
- способны образовывать щелочи

Общие формулы соединений:

- оксидов — R_2O
- гидроксидов (щелочей) — ROH

Щелочные металлы:

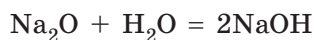
- легкие, мягкие
- чрезвычайно химически активные

Литий Li, Натрий Na, Калий K, Рубидий Rb, Цезий Cs, Франций Fr

Простые вещества металлы, образованные этими элементами, также называют щелочными. Они значительно легче других металлов (железо, медь, алюминий), очень мягкие, и их можно резать ножом (рис. 5.1а).

У щелочных металлов ярче всего выражены металлические свойства: они вступают в реакции с кислородом, водой и кислотами. Их взаимодействие с водой протекает очень активно, иногда со взрывом (рис. 5.1б).

Гидроксиды щелочных элементов — растворимые основания (щелочи) с общей формулой ROH , где R — любой из щелочных элементов, например:



а

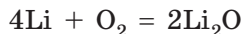


б

Рис. 5.1. Натрий можно резать ножом (а); взаимодействие калия с водой (б)

Гидроксиды Рубидия и Цезия настолько активны, что их концентрированные растворы легко разрушают стекло даже при комнатной температуре, а расплавы — железо и даже платину.

Щелочные элементы образуют оксиды с общей формулой R_2O :



Щелочные металлы настолько активны, что встречаются в природе исключительно в виде соединений. Получить их можно только действием электрического тока на их соединения. Натрий и калий впервые были получены Майклом Фарадеем именно таким способом.

Галогены

Галогены — это наиболее активные неметаллические элементы, они расположены в VII группе Периодической системы.

Элементы-галогены:

- наиболее активные неметаллические элементы
- проявляют переменную валентность, но все могут проявлять валентность I

Общие формулы соединений:

- оксидов — R_2O_7 (кроме Флуора)
- летучих соединений с Водородом — HR

Простые вещества галогены:

- образованы двухатомными молекулами
- чрезвычайно химически активные

Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I, Астат At, Теннессин Ts

Для элементов-галогенов также характерны сходные свойства, в частности, в соединениях все они способны проявлять валентность I.

Простые вещества, образованные этими элементами, также называют галогенами (рис. 5.2). Галогены являются веществами молекулярного строения, молекулы которых состоят из двух атомов: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

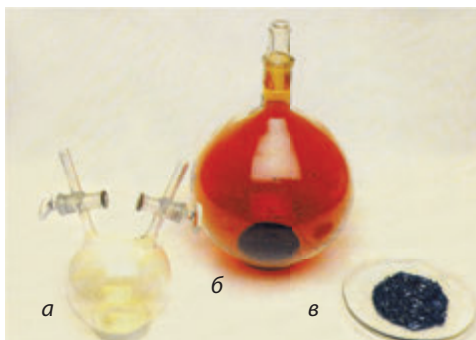
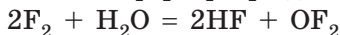
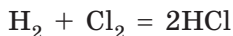
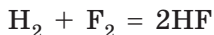


Рис. 5.2. Галогены при обычных условиях находятся в разных агрегатных состояниях: а — хлор — желто-зеленый газ; б — бром — летучая жидкость красно-бурого цвета; в — йод — летучее кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета с металлическим блеском

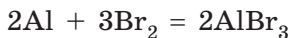
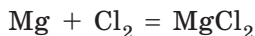
Галогены — наиболее активные неметаллы. Они реагируют со многими веществами. А в атмосфере фтора даже вода способна гореть:



С водородом галогены также взаимодействуют очень активно, иногда со взрывом. В результате реакции образуются летучие соединения с водородом общего состава HR , водные растворы которых — кислоты:



Галогены активно реагируют с металлами. Продуктами таких реакций являются соли — галогениды (флуориды, хлориды, бромиды, йодиды):



Именно благодаря свойству образовывать соли эти элементы и называли галогенами (от греч. *галос* — соль).

Инертные элементы

Еще одно семейство образуют элементы VIII группы Периодической системы. Их называют **инертными элементами**.

Гелий He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe, Радон Rn, Оганессон Og

Простые вещества этих элементов называют *инертными (благородными) газами*, они состоят из одноатомных молекул. Все они при обычных условиях — газы. В незначительных количествах содержатся в воздухе.

До недавнего времени считалось, что инертные газы вообще не образуют химических соединений. Однако за последние десятилетия ученым удалось получить соединения Криптона, Ксенона и Радона с Кислородом и Фтором.

Гелий был первым химическим элементом, обнаруженным вне Земли. Анализируя излучение Солнца, Пьер Жансен в 1868 г. обнаружил свечение, не характерное ни для одного из известных к тому времени элементов. Именно поэтому данный элемент был назван Гелием (от греч. *гелиос* — солнце). Действительно, сложно открыть элементы, которые не образуют соединений, но после открытия Гелия ученые начали более основательно изучать газы и вскоре открыли все инертные элементы.

Инертные элементы:

- химически неактивные
- в простых веществах существуют в виде отдельных атомов



Выводы

1. Наиболее характерные семейства химических элементов — это щелочные элементы, галогены и инертные элементы. Каждое семейство характеризуется общими свойствами как элементов, так и образованных ими соединений.
2. Щелочные элементы — активные металлические элементы, в соединениях проявляют валентность I. Простые вещества, образованные ими, — щелочные металлы — активно взаимодействуют с водой, галогенами и другими веществами.
3. Галогены — активные неметаллические элементы. Все галогены способны проявлять валентность I. Простые вещества галогенов образованы двухатомными молекулами, они химически активны и взаимодействуют со многими веществами.



Контрольные вопросы

1. Назовите сходные свойства щелочных элементов, галогенов и инертных элементов, благодаря которым их выделяют в отдельные семейства.
2. Перечислите химические элементы-галогены, выпишите их символы в столбик, укажите, металлические эти элементы или неметаллические.
3. Содержание Рубидия в земной коре почти такое же, как и Купрума. Но, в отличие от последнего, Рубидий не образует собственных минералов и тем более руд. Предложите объяснение этого факта.
4. Элементы восьмой группы Периодической системы называют: а) инертными; б) галогенами; в) щелочными.



Задания для усвоения материала

1. Представьте, что перед вами одинаковые по форме и размеру образцы лития и железа. Как отличить эти вещества, основываясь только на различии их физических свойств?
2. Составьте уравнения реакции взаимодействия любого из галогенов: а) с калием; б) кальцием; в) алюминием; г) водородом.
3. Силиций взаимодействует с хлором с образованием высшего хлорида. Составьте формулу соединения Силиция с Хлором при условии, что валентность Хлора в этом соединении — I.
4. Калий при слабом нагревании бурно взаимодействует с серой, а расплавленный калий сгорает в атмосфере хлора. Составьте уравнения реакций.
5. В каком оксиде щелочных элементов массовая доля Оксигена наибольшая?
- 6*. Найдите в дополнительной литературе информацию об открытии инертных газов. Как вы считаете, чем можно объяснить тот факт, что все благородные газы были открыты почти одновременно: в период 1894–1900 гг.?

§ 6. Периодический закон Д. И. Менделеева

Вспомните:

- высшую валентность элементов можно определить по номеру группы Периодической системы, в которой расположен элемент;
- отличить металл от неметалла можно, основываясь на общих физических свойствах металлов: ковкость, металлический блеск, электропроводность, теплопроводность и т. п.;
- как можно определить химический характер оксидов (§ 1).

Открытие Периодического закона

В отличие от своих предшественников, Д. И. Менделеев был глубоко убежден в существовании взаимосвязи между всеми химическими элементами: как между сходными, так и между несходными.

В середине XIX в. Менделеев начал работать над своим знаменитым учебником «Основы химии», и ему необходимо было определить, в каком порядке описывать свойства элементов. За основу систематизации элементов Менделеев взял относительную атомную массу, считая, что она является главной характеристикой химического элемента: она не изменяется при образовании элементом простого или сложного вещества.

Расположив в ряд символы всех известных к тому времени химических элементов в порядке увеличения их относительной атомной массы, он заметил, что элементы со сходными свойствами (например, щелочные элементы) не расположены непосредственно друг за другом, а появляются периодически (регулярно). Оказалось, что так же закономерно (через определенный интервал) повторяется химический характер соединений элементов.

Проанализируем, какие закономерности можно выявить при расположении элементов в ряд (табл. 3, с. 28–29).

Handwritten manuscript of the first version of the Periodic Table (1869). The table is arranged in rows and columns, with elements grouped by their properties. The handwriting is in French. The table includes elements from Hydrogen to Francium, with their atomic weights and names written in French. The table is divided into several sections, with the main body of elements in the center and additional notes and elements at the bottom.

Рис. 6.1. Рукопись первого варианта Периодической системы (1869)

Таблица 3. Характер химических элементов и свойства

Признак	Ряд химических						
	Li	Be	B	C	N	O	
Относительная атомная масса	7	9	11	12	14	16	
Порядковый номер	3	4	5	6	7	8	
Характер простого вещества	М	М	Н	Н	Н	Н	
Высшая валентность	I	II	III	IV	V	II	
Формула высшего оксида	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	
Химический характер высшего оксида	O	A	K	K	K	—	
Период	Второй						

Условные обозначения: М — металл; Н — неметалл; O — основной;

В ряду элементов, приведенных в таблице 3, четко прослеживается периодическое изменение признаков. Так, Литий образует простое вещество металл. Постепенно характер простых веществ меняется на неметаллический. Также постепенно увеличивается высшая валентность, которую проявляют элементы, и химический характер их оксида. Литий оксид является основным, а азот(V) оксид — кислотным (Кислород, Флуор и Неон не способны образовывать оксиды).

Затем эта последовательность в изменении свойств резко обрывается. Появляется элемент Натрий, который по свойствам схож с первым элементом ряда — Литием. Далее свойства элементов изменяются так же, как и от Лития до Флуора. В ряду простых веществ происходит постепенное изменение: от типичного металла (натрия) до типичного неметалла (хлора). Наблюдается также изменение состава и характера свойств соединений, в частности переход от основного натрия оксида к кислотному хлор(VII) оксиду.

Анализируя эту последовательность элементов, Д. И. Менделеев установил, что зависимость свойств элементов и их соединений от атомной массы является периодической. В 1869 г. он сформулировал Периодический закон.



Свойства химических элементов, а также образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

их соединений в зависимости от атомных масс

элементов										
	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	19	20	23	24	27	28	31	32	35,5	40
	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	H	H	M	M	M	H	H	H	H	H
	I	—	I	II	III	IV	V	VI	VII	—
	—	—	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
	—	—	O	O	A	K	K	K	K	—
			Третий							

K — кислотный; A — амфотерный.

Располагая известные элементы по увеличению относительной атомной массы, Менделеев заметил противоречия между массой и положением Аргона и Калия. Относительная атомная масса Калия равна 39,1, а Аргона — 39,95. Если располагать их по значению относительных атомных масс A_r , получим:

Группа ПС	VII	VIII	I	II
Химический элемент	Cl	K	Ar	Ca
A_r	35,45	39,1	39,95	40,08
Высшая валентность	VII	I	—	II
Характер элемента	Неметаллич.	Металлич.	Инертный	Металлич.

Если же вопреки атомным массам поменять местами Калий и Аргон, противоречие исчезает:

Группа ПС	VII	VIII	I	II
Химический элемент	Cl	Ar	K	Ca
A_r	35,45	39,95	39,1	40,08
Высшая валентность	VII	—	I	II
Характер элемента	Неметаллич.	Инертный	Металлич.	Металлич.

Этот парадокс с «неправильным» размещением элементов был объяснен только в начале XX в. после открытия строения атома. Но на тот момент без знаний о строении атома это был очень смелый

поступок. Если вы внимательно рассмотрите современную Периодическую систему, то сможете найти еще два примера таких исключений в расположении химических элементов.



Изначально формулировка закона Д. И. Менделеева была несколько иной: «Свойства простых тел, а также форма и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости или, выражаясь алгебраически, образуют периодическую функцию от величины атомного веса элементов». В те времена вместо «вещество» говорили «тело», а атомную массу называли атомным весом.

От ряда элементов к Периодической системе

Итак, ряд химических элементов, расположенных по увеличению их относительных атомных масс, можно разделить на отдельные участки. Каждый участок начинается щелочным элементом, а заканчивается инертным. Такие участки называют периодами. Периоды, расположенные друг под другом, образуют уже знакомую вам Периодическую систему химических элементов (рис. 6.2).



Ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, начинающийся с Гидрогена или щелочного металлического элемента и заканчивающийся инертным элементом, называют периодом.

Характер элементов и свойства их простых веществ и соединений при увеличении атомных масс в периоде постепенно изменяются.

1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca
--------	---------	---------	---------	--------	--------	--------	--------	--------	----------	----------	----------	----------	----------	---------	---------	----------	----------	---------	----------

1 H	2 He
--------	---------

3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
---------	---------	--------	--------	--------	--------	--------	----------

11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
----------	----------	----------	----------	---------	---------	----------	----------

19 K	20 Ca
---------	----------

Рис. 6.2. Первые 20 элементов, расположенные в ряд по увеличению атомной массы. В периодической таблице элементы со сходными свойствами располагают друг под другом

Первый период содержит только два элемента, второй и третий — по восемь. Эти периоды называют **малыми**. В них при переходе от водорода или щелочного металлического элемента к инертному элементу высшая валентность элементов постепенно увеличивается от I (у водорода и щелочных металлических элементов) до VII (у галогенов). Если бы удалось получить соединения инертных элементов Неона и Аргона, то их максимальная валентность была бы равна VIII.

В отличие от первых трех периодов, четвертый и последующие периоды (пятый, шестой, седьмой) содержат по 18 и больше элементов, поэтому их называют **большими**.

В больших периодах также наблюдается постепенное изменение свойств. Но если в малых периодах переход от типичного металлического элемента к типичному неметаллическому элементу происходит за семь элементов, то в больших периодах такой же переход происходит за 17 или 31 элемент. То есть в больших периодах изменение свойств происходит значительно медленнее: характер соседних элементов в больших периодах отличается не так значительно, как у соседних элементов малых периодов.

Существует легенда, будто идея о Периодической системе пришла к Менделееву во сне. Однажды его спросили, так ли это, на что ученый ответил: «Я над ней, может, двадцать лет размышлял, а вы думаете: сидел и вдруг... готово».



Выводы

1. Характер химических элементов и свойства образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от их атомных масс. Все химические элементы разделяют на периоды, каждый из которых начинается щелочным элементом (или водородом) и заканчивается инертным элементом.
2. В периоде ослабляется металлический характер элементов и усиливается неметаллический. Так же изменяется и характер соединений элементов: соединения элементов, расположенных в начале периода, проявляют основные свойства, а в конце периода — кислотные.



Контрольные вопросы

1. Сформулируйте Периодический закон.
2. Какие свойства элементов и их соединений изменяются периодически?
3. Что называют периодом химических элементов?
4. Какие периоды называют малыми? большими? Почему их называют именно так?

5. Чем отличается изменение характера элементов в больших и малых периодах?
6. В какой части периода расположены элементы, относящиеся к семействам: а) щелочных элементов; б) галогенов; в) инертных элементов?



Задания для усвоения материала

1. Найдите в Периодической системе элементы, расположенные не в порядке увеличения относительной атомной массы. Какие противоречия появятся, если их расположить согласно их атомным массам?
2. Как изменяется характер оксидов элементов в периоде? Проиллюстрируйте уравнениями реакций свойства оксидов Лития и Карбона. Какие свойства характерны для их гидратов?
3. Составьте формулы высших оксидов и гидратов оксидов элементов третьего периода. Укажите характер этих соединений (кислотный или основной).
4. Элемент в Периодической системе имеет порядковый номер 16. Какими свойствами обладают его оксиды, соответствующие высшей и низшей валентности? Образует ли этот элемент соединения с Водородом?
5. Проанализируйте положение в Периодической системе элементов, способных образовывать летучие соединения с Водородом (см. форзац 1). Проявление элементом каких свойств свидетельствует об образовании им летучего соединения с Водородом?
6. До конца 60-х гг. XIX в. два элемента — А и Б — считали двухвалентными металлическими элементами и приписывали им неправильные атомные массы. Не найдя для них в Периодической системе места, которое соответствовало бы их свойствам, Д. И. Менделеев увеличил в полтора раза значения их атомных масс и уточнил валентность каждого из них, и тогда место для них нашлось. Неправильные атомные массы, которые приписывались элементам, были следующие: у элемента А — около 60, а у элемента Б — немногим больше 90. Найдите им место в Периодической системе и назовите эти элементы.
7. Выполните учебный проект № 1 «Из истории открытия Периодической системы химических элементов».

§ 7. Периодическая система химических элементов


Короткий и длинный варианты графического представления Периодической системы

Основываясь на Периодическом законе, Д. И. Менделеев создал классификацию химических элементов, которую называют Периодической системой. Обычно ее представляют в виде таблицы. В насто-

																		1 H	2 He												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne														
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn														
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og														
																		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
																		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

Рис. 7.1. Длинный вариант Периодической системы химических элементов

ящее время чаще используют два варианта графического представления Периодической системы: короткий и длинный. Д. И. Менделеев чаще использовал более компактный **короткий вариант Периодической системы** (см. форзац 1). В нем большие периоды разбиты на две строки, в каждой из которых высшая валентность элементов последовательно увеличивается от I до VIII.

Если же записать символы элементов каждого периода в отдельную строку так, чтобы каждое семейство элементов (щелочные элементы, галогены, инертные элементы) образовывало отдельный столбец, то получим **длинный вариант Периодической системы** (рис. 7.1). Этот вариант был предложен Альфредом Вернером  значительно позже открытия Периодического закона.

Группы элементов. Главные и побочные подгруппы

Вертикальные столбцы Периодической системы называют группами. В коротком варианте системы номера групп обозначают римскими цифрами, а число групп равно восьми. Номер группы обычно совпадает с высшей валентностью химического элемента.

Каждую группу разделяют на две подгруппы — **главную** и **побочную**. К главной подгруппе относятся элементы как малых, так и больших периодов, а к побочной — только больших.

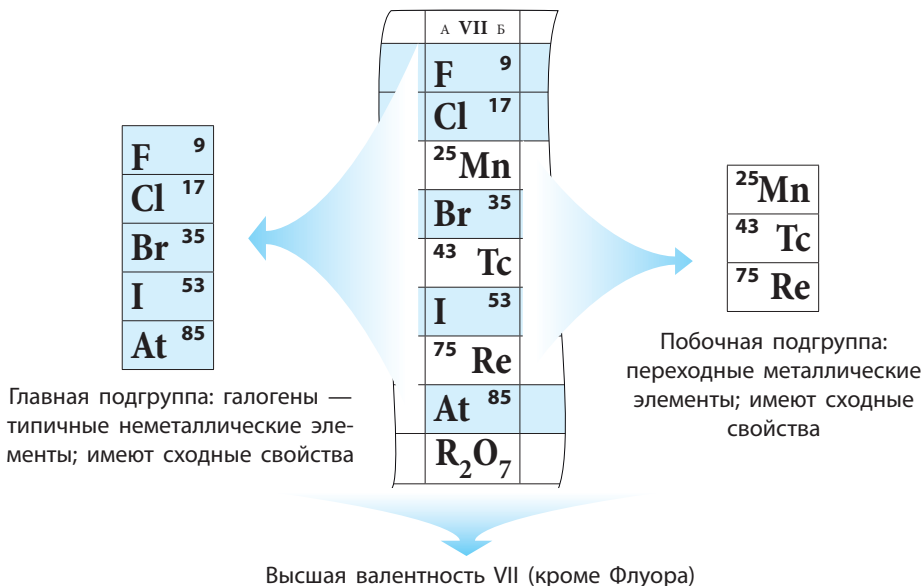


Рис. 7.2. Распределение элементов VII группы по подгруппам

Главные подгруппы также называют **А-группами**, а побочные — **В-группами**. Например: Флуор расположен в группе VIIA, а Манган — в группе VIIB (рис. 7.2). Побочные подгруппы содержат только металлические элементы (их называют переходными металлическими элементами).

В нижней части периодической таблицы расположены семейства лантаноидов и актиноидов. Это элементы, которые должны быть размещены после Лантана (№ 57) и Актиния (№ 89) и также относятся к III группе (подгруппе Скандия). Однако размещение этих элементов в таблице сделало бы ее громоздкой и неудобной, поэтому обычно их выносят за ее пределы.



В большинстве европейских стран пользуются длинным вариантом периодической таблицы, в котором число групп равно 18. Номера групп в длинном варианте таблицы обозначают арабскими цифрами. В длинном варианте главных и побочных подгрупп нет, там они образуют отдельные группы, например: группа 1 — щелочные элементы, группа 17 — галогены, группа 18 — инертные элементы. Элементы побочных подгрупп размещены в группах от 3 до 12. Обратите внимание, как соотносятся номера групп в разных вариантах периодической таблицы: номер группы в коротком варианте равен номеру в длинном минус 10.

Свойства элементов в подгруппах

Подгруппы образованы элементами со сходными свойствами: семейства щелочных и инертных элементов, галогенов — именно они и составляют отдельные подгруппы. Многие свойства элементов в подгруппах закономерно изменяются с увеличением относительной атомной массы. В главных подгруппах при увеличении атомной массы усиливаются металлические свойства элементов и образованных ими простых веществ, а неметаллические — ослабевают. Так, в подгруппе Карбона (главная подгруппа IV группы) Карбон и Силиций являются неметаллическими элементами, Германий — полуметаллическим, а Станнум и Плюмбум — металлическими.

Сходными свойствами обладают лишь элементы, относящиеся к одной подгруппе. Свойства элементов главной и побочной подгрупп одной группы могут существенно отличаться. Например, в VII группе расположены галогены — типичные неметаллические элементы (главная подгруппа) и переходные металлические элементы Манган, Технеций, Рений (побочная подгруппа) (рис. 7.2).

Есть ли между ними что-то общее? Обычно у элементов одной группы одинаковая высшая валентность, которую они проявляют в соединениях с Оксигеном, — она равна номеру группы.

Соединения с Водородом образуют почти все элементы, но *летучие соединения* образуют только неметаллические элементы. Такие соединения являются веществами молекулярного строения. Металлические элементы не способны образовывать летучих соединений с Водородом.

В соединениях с Водородом неметаллические элементы проявляют свою низшую валентность. Чтобы ее определить, необходимо от 8 отнять номер группы. Например, Хлор, расположенный в VII группе, в соединении с Водородом одновалентен ($8 - 7 = 1$), поэтому формула данного соединения — HCl . Элемент V группы Фосфор в соединении с Водородом трехвалентен ($8 - 5 = 3$), поэтому формула соединения — PH_3 .

Группа ПС	I	II	III	IV	V	VI	VII
Высшая валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII
Высший оксид	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7
Низшая валентность				IV	III	II	I
Летучее соединение с Водородом				RH_4	RH_3	H_2R	HR

Для удобства общие формулы высших оксидов и летучих соединений с Водородом вынесены в отдельные строки периодической таблицы (см. форзац 1). Необходимо помнить, что формулы летучих соединений с Водородом относятся только к неметаллическим элементам.



Выводы

1. Графическим отображением Периодического закона является Периодическая система. Наиболее распространены ее короткий и длинный варианты. Они отличаются числом строк, отведенных на один период. В длинном варианте каждый период занимает одну строку, а в коротком малые периоды расположены в одну строку, а большие — в две.
2. Группа химических элементов — это вертикальный столбец, объединяющий элементы со сходными свойствами. В коротком варианте Периодической системы каждая группа делится на главную и побочную. Главные подгруппы состоят из элементов всех периодов, а побочные — только из элементов больших периодов.



Контрольные вопросы

1. Чем отличаются короткий и длинный варианты Периодической системы химических элементов?
2. Что называют периодом, группой, главной и побочной подгруппой?
3. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов в периодах? в главных группах?
4. Почему группы элементов в коротком варианте Периодической системы необходимо разделять на главные и побочные подгруппы?



Задания для усвоения материала

1. Назовите химические элементы I группы Периодической системы. Какие из них относятся к главной подгруппе, а какие — к побочной?
2. В четвертом периоде, пятой группе, главной подгруппе Периодической системы расположен: а) Силиций; б) Станнум; в) Арсен; г) Стибий.
3. Какие из следующих элементов относятся к главным, а какие — к побочным подгруппам: Нитроген, Кислород, Водород, Купрум, Феррум, Алюминий?
4. Определите в каждом ряду один химический элемент, отличающийся от других местом в Периодической системе: а) H, He, Ne, Ar; б) Fe, Co, Ni, Ar; в) H, Li, Be, B; г) F, Cl, Br, Mn.
5. Какой химический элемент по свойствам подобен Силицию: а) Алюминий; б) Фосфор; в) Германий; г) Титан? Ответ поясните.
6. Составьте формулу высшего оксида и формулу летучего соединения с Водородом (если она существует) для следующих элементов: а) Магний; б) Силиций; в) Рений; г) Осмий; д) Теллур; е) Радий.

7. У какого элемента сильнее выражены металлические (или неметаллические) свойства: а) у Бора или Алюминия; б) у Арсена или Нитрогена; в) Арсена или Стибия? Ответ обоснуйте.
8. Найдите в Периодической системе элемент, расположенный в четвертом периоде и проявляющий одинаковые валентности в высшем оксиде и в соединении с Водородом.
9. Порядковые номера химических элементов А, Б, и В равны соответственно n , $n + 2$, $n + 4$.
 - 1) Если химический элемент А — самый легкий галоген, то каким химическим элементом будет Б?
 - 2) Если химический элемент В — инертный, а Б — металлический, то каким химическим элементом является А?
 - 3) Если химические элементы А и Б принадлежат к одной группе, то каким химическим элементом является В?
 - 4) Могут ли простые вещества, образованные А, Б и В, при обычных условиях быть газами?
10. Элементы А и Б относятся к I группе, а элемент В — к VII группе. Соединение элементов А и В растворимо в воде, а соединение элементов Б и В имеет белый цвет и нерастворимо в воде. Какими элементами могут быть А, Б и В?
11. Определите элемент, единственный оксид которого имеет относительную молекулярную массу 40 ± 1 , а валентность — не больше IV. Докажите, что существует только один такой элемент.
12. Высший оксид элемента, образующий с Водородом летучее соединение состава RH_4 , содержит 53,3 % Кислорода. Назовите этот элемент.
13. Элемент, высший оксид которого соответствует формуле RO_3 , образует соединение с Водородом, содержащее 2,47 % Водорода. Назовите этот элемент.
14. Выполните учебный проект № 2 «Формы Периодической системы химических элементов».

§ 8. Значение Периодического закона. Научная прозорливость Д. И. Менделеева

Исправление неправильно определенных относительных атомных масс

Открытие Периодического закона и создание Периодической системы химических элементов — величайшее достижение фундаментальной науки XIX в. Периодичность изменения свойств элементов была известна и до Менделеева. Идея расположить элементы в порядке возрастания их атомных масс была также не новой. Но никому из ученых до Менделеева не удавалось, даже с использованием



Рис. 8.1. Д. И. Менделеев
в рабочем кабинете

определенных знаний о химических свойствах, выстроить систему для всех известных к тому времени элементов. Прежде всего из-за того, что свойства многих элементов были определены неправильно или не определены вообще.

Гениальность Д. И. Менделеева заключается в том, что он первым увидел в периодичности изменений свойств элементов фундаментальный закон природы и заложил его в основу составленной им таблицы.

Основываясь на Периодическом законе, Менделеев также выявил, что атомные массы некоторых элементов были установлены неправильно. Он провел многочисленные эксперименты по определению

атомных масс элементов и исправил относительные атомные массы некоторых из них.

Так, большинство ученых принимали относительную атомную массу Бериллия равной 13,5. Но по совокупности свойств Бериллий должен находиться в Периодической системе между Литием (относительная атомная масса 7) и Бором (относительная атомная масса 11). Поэтому Менделеев сделал вывод, что Бериллий на самом деле имеет относительную атомную массу, промежуточную между относительными атомными массами этих элементов, т. е. около 9. Со временем экспериментальные исследования подтвердили правильность предположения Д. И. Менделеева.

Предвидение существования еще не открытых химических элементов

Открытый закон природы обретает научное значение только после того, как подтверждается практикой и дальнейшим развитием науки. Закон должен не только объяснять факты и явления, но и предопределять новые открытия. Глубоко убежденный в правильности открытого им закона, Д. И. Менделеев приложил немало усилий для его признания. Он показал, как пользоваться законом для проверки уже известных фактов и для предвидения новых.

На момент открытия Периодического закона было известно только 63 химических элемента (рис. 8.2), но этот закон позволил Менделееву предсказать существование не известных еще в то время элементов.

ОПЫТ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180
	V = 51	Nb = 91	Ta = 182
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186
	Mn = 53	Rh = 101,4	Pt = 197,4
	Fe = 56	Ru = 101,4	Ir = 198
	Ni = 60	Pd = 106,5	Os = 199
	Cu = 63,5	Ag = 108	Hg = 200
H = 1	Be = 9,1	Mg = 24	Zn = 65,2
	B = 11	Al = 27	? = 68
	C = 12	Si = 28	? = 70
	N = 14	P = 31	As = 75
	O = 16	S = 32	Se = 79,4
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,5
		Ca = 40	Sr = 87,6
		? = 43	? = 92
		Y = 90	La = 94
		? = 91	D = 95
		? = 93	Th = 118?

Д. Менделѣевъ

Гафний Hf (A_r — 178,5)
будет открыт Д. Костером
и Д. Хевеши в 1923 г.

Галлий Ga (A_r — 69,72)
будет открыт Л. де Буабод-
раном в 1875 г.

Германий Ge (A_r — 72,59)
будет открыт К. Винклером
в 1869 г.

Скандий Sc (A_r — 44,956)
будет открыт Л. Нильсоном
в 1879 г.

Рис. 8.2. В одном из первых вариантов таблицы Менделеев оставил свободные места для еще неизвестных элементов и предсказал их свойства

Так, не были известны элементы с атомными массами от 65 (Цинк) до 75 (Арсен). Однако по значению высшей валентности Цинк — это элемент II группы (оксид ZnO), а Арсен — V группы (высший оксид As_2O_5). Менделеев предположил, что между Цинком и Арсеном должны быть расположены еще два пока не известных элемента: один из них по свойствам должен быть подобен Алюминию, а другой — Силицию. Он назвал их Экаалюминием (т. е. «подобный Алюминию») и Экасилицием («подобный Силицию»).

Предсказание свойств элементов и их соединений

Д. И. Менделеев не только предсказал существование неизвестных элементов, но и подробно описал свойства некоторых из них. Многие ученые сначала скептически относились к предсказаниям Менделеева. Но после обнаружения этих элементов в природе гениальная прозорливость Д. И. Менделеева получила блестящее подтверждение. Свойства новых открытых элементов — их назвали Галлием и Германием — практически совпали с предсказанными

Менделеевым свойствами Экаалюминия и Экасилиция (табл. 4). Это подтвердило истинность Периодического закона.

Таблица 4. Предсказанные и экспериментально подтвержденные свойства Германия

Характеристика элемента и образований им веществ	Экасилиций, существование которого предсказано Менделеевым в 1871 г.	Германий, открытый Винклером в 1886 г.
Относительная атомная масса	Около 72	72,6
Свойства простого вещества	Серый тугоплавкий металл, плотность — ок. 5,5 г/см ³	Серый тугоплавкий металл, плотность — 5,35 г/см ³
Характеристика оксида	Формула оксида — ЕО_2 , плотность — ок. 4,7 г/см ³ , оксид должен умеренно легко восстанавливаться до металла	Формула оксида — GeO_2 , плотность — 4,7 г/см ³ , оксид восстанавливается до металла при нагревании в струе водорода
Характеристика хлорида	Хлорид ЕCl_4 должен быть жидкостью с температурой кипения ок. 90 °С и плотностью ок. 1,9 г/см ³	Германий хлорид GeCl_4 является жидкостью с температурой кипения 83 °С и плотностью 1,887 г/см ³



Д. И. Менделеев определял свойства какого-либо неизвестного элемента как средние между свойствами элементов, окружающих его в Периодической системе. Так, слева и справа от Германия расположены соответственно Галлий и Арсен, а сверху и снизу — Силиций и Станнум. По методу Менделеева, относительная атомная масса Германия должна быть равна среднему арифметическому относительных атомных масс этих четырех элементов. Полученное число — 72,85 — близко к значению относительной атомной массы Германия (72,59).

Открытие инертных газов

Сложным «испытанием» для Периодического закона оказалось открытие инертных газов. Эти вещества содержатся в атмосфере в незначительных количествах. Первым был открыт аргон. Сообщение о его наличии в воздухе ошеломило ученых. Оказывается, воздух, который так тщательно исследован, содержит неизвестный газ! В дальнейшем в воздухе были обнаружены неон, криптон и ксенон. Исследование этих газов показало, что их молекулы одноатомны. Инертные газы не реагировали ни с одним веществом. Попытки

получить соединения инертных элементов с другими элементами не давали результатов. Таким образом, появились элементы с неизвестными валентностями, и им не было места в Периодической системе.

Так как новые элементы были чрезвычайно химически инертны, Д. И. Менделеев расположил их между элементами групп галогенов и щелочных элементов в отдельную группу с номером 0 (в современной Периодической системе они расположены в VIII группе). Так периоды Периодической системы получили свое логическое завершение.

Экспериментальное подтверждение измененных Д. И. Менделеевым относительных атомных масс и открытие элементов с предсказанными заранее свойствами определило мировое признание Периодического закона.

Периодический закон открыл путь к изучению строения атома. Основываясь на Периодическом законе, ученые смогли получать вещества с заданными свойствами, открывать и синтезировать ранее неизвестные химические элементы. Периодический закон позволил ученым выдвигать и доказывать гипотезы о происхождении и превращениях химических элементов во Вселенной.



Выводы

Периодический закон — фундаментальный закон природы, который позволяет объяснить и предсказать свойства химических элементов и образованных ими соединений.



Контрольные вопросы

1. Опишите научное значение Периодического закона. Почему попытки классификации химических элементов, сделанные до Менделеева, нельзя считать фундаментальными законами природы?
2. Каким образом Периодический закон позволяет предсказать свойства химических элементов и образованных ими химических соединений? Приведите конкретные примеры.
3. Объясните, почему открытие инертных газов поставило под вопрос справедливость Периодического закона.



Задания для усвоения материала

1. На основе Периодического закона определите значения относительных атомных масс Галлия и Селена. Сравните полученные данные с приведенными в Периодической системе.
2. Составьте формулы соединений с Хлором тех элементов, существование которых было предсказано Д. И. Менделеевым (№ 21, 31, 32).

3. Назовите известные вам простые вещества, молекулы которых в газообразном состоянии являются: а) одноатомными; б) двухатомными.
4. Объясните на конкретных примерах, как можно предугадать характер элемента, а также физические и химические свойства его соединений, основываясь на Периодическом законе.
5. Какие нарушения в закономерном изменении свойств элементов второго периода будут возникать, если элемент Бериллий поместить в соответствии с его бывшим (неправильным) значением относительной атомной массы (13,5)?
6. Химические элементы А, Б и В относятся к главным подгруппам II, IV и VI групп соответственно. Химические элементы А и Б относятся к одному периоду и образуют друг с другом два соединения: одно способно гореть, а другое — нет. Соединения этих трех элементов распространены в природе и применяются в производстве строительных материалов. Назовите эти элементы.
7. Определите в Периодической системе элемент, высший оксид которого имеет валентность не больше IV и относительную молекулярную массу (с точностью до единицы): а) 94; б) 102. Докажите, что существует только один правильный ответ.
- 8*. Как вы считаете, смогут ли ученые обнаружить новые химические элементы, которые должны находиться в восьмом периоде? Сколько, по вашему мнению, может всего существовать химических элементов? Найдите в дополнительных источниках информацию, которая бы подтвердила вашу мысль.



- Изучая состав нефти, Менделеев установил, что намного рациональнее использовать ее для добывания ценных органических веществ, а не для сжигания. Он говорил, что сжигать нефть в печах — все равно, что топить их деньгами.
- Менделеев считал скромность самым бесполезным качеством человека и без стеснения выбивал деньги из правительства. Известна история о посещении лаборатории Менделеева одним из Великих князей. Менделеев, чтобы обратить внимание на затруднительное положение лаборатории и получить деньги на исследования, приказал завалить коридор всяким хламом. Князь проникся проблемами лаборатории и выделил средства.
- Люди, далекие от науки, знали Менделеева исключительно как «чемоданных дел мастера». В свободное время Дмитрий Иванович любил переплетать книги, клеить рамы для портретов, изготавливать чемоданы. Он сам себе шил одежду, так как готовую считал неудобной.
- У деда Менделеева была совсем другая фамилия — Соколов. Дело в том, что тот был священником, в семьях которых в те времена было заведено давать своим сыновьям другие фамилии. Поэтому отец Дмитрия Ивановича получил фамилию соседей-помещиков.

§ 9. Атом: ядро плюс электроны

Открытие сложного строения атомов

Вам уже известно, что все вещества состоят из атомов, молекул или ионов. В свою очередь, молекулы и ионы образованы из атомов.

Долгое время считалось, что атом невозможно разделить на более мелкие частицы. До начала XX в. была известна только одна количественная характеристика атомов — относительная атомная масса, которая была взята за основу классификации химических элементов. Но, используя только массу атомов, нельзя было объяснить причины периодичности изменения их свойств. Было непонятно, почему атомы с близкими массами, например Алюминий и Силиций, существенно отличаются по свойствам, тогда как атомы с разными массами обладают сходными свойствами. Таким образом, для характеристики атомов знания одной лишь их массы недостаточно. Все это наводило ученых на мысль о том, что атом имеет сложное строение. В начале XX в. было выдвинуто множество гипотез и моделей строения атома, некоторые из которых представлены на рисунке 9.1.

Наибольших успехов в исследовании атома достиг английский ученый Эрнест Резерфорд. В 1909 г. он провел эксперимент, в котором бомбардировал золотую фольгу положительно заряженными альфа-частицами. Большинство из них, проходя сквозь фольгу, не отклонялись от начального направления, некоторые незначительно отклонялись, а небольшое число альфа-частиц существенно отклонялись от первоначальной траектории и иногда даже летели в обратном направлении. Резерфорд писал, что это было так удивительно, как

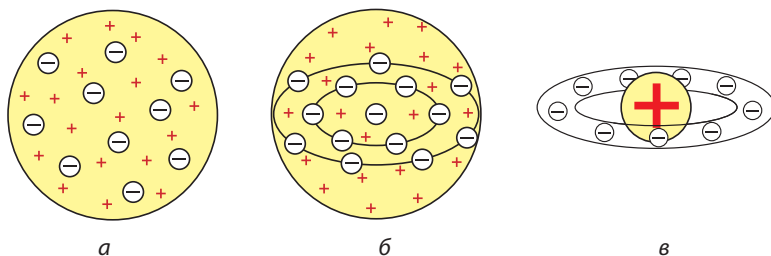
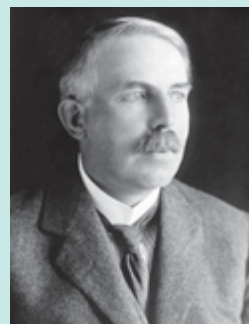


Рис. 9.1. *а* — «кексовая» модель атома Уильяма Томсона (1902), который представлял атом сгустком положительно заряженной материи, где равномерно распределены электроны, как изюм в кексе; *б* — «кексовая» модель, усовершенствованная Джоном Томпсоном (1904), в которой электроны расположены в одной плоскости и образуют концентрические кольца; *в* — модель атома Хантаро Нагаока (1904), предположившего, что атом похож на планету Сатурн — половину объема занимает положительно заряженный шар, вокруг которого спутники-электроны образуют кольцо

Английский физик, лауреат Нобелевской премии по химии 1908 г. Является основателем нового направления науки — ядерной физики. Он создал учение о радиоактивности и строении атома. Предложил новую, революционную для того времени теорию строения атома, которая сегодня является общепризнанной. Этим он опроверг мнение о неделимости атома и ошеломил весь мир идеей, что все тела (даже самые твердые) преимущественно являются пустым пространством, в котором движутся крохотные частицы. Осуществил первую искусственную ядерную реакцию и продемонстрировал возможности использования ядерной энергии. Предсказал существование нейтрона.



Эрнест Резерфорд
(1871–1937)

будто вы выстреливаете из пушки в лист бумаги, а пушечное ядро отталкивается от него и летит назад вам в лоб.

Результаты этого эксперимента противоречили популярным в то время моделям атомов. Если бы «кексовая» модель атома соответствовала действительности, то альфа-частицы должны были бы свободно проходить сквозь атомы золотой фольги (рис. 9.2). Поскольку альфа-частицы заряжены положительно, то для того чтобы отражаться от фольги, они должны сталкиваться с другими положительно заряженными частицами в составе атомов, образующих золотую фольгу. Основываясь на результатах своего эксперимента, Резерфорд доказал, что положительный заряд в атоме сконцентрирован в центре атома в очень небольшом объеме, который он назвал

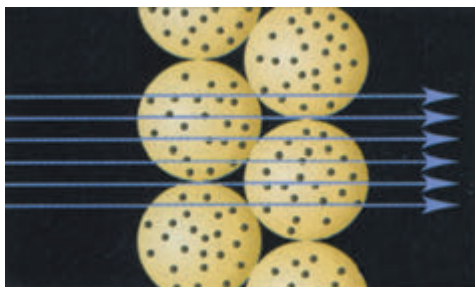


Рис. 9.2. Если бы атомы фольги соответствовали «кексовой» модели, то альфа-частицы свободно проходили бы сквозь пластинку

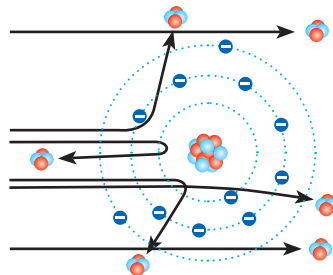


Рис. 9.3. Изменение траектории альфа-частиц связано с отталкиванием от положительно заряженного ядра

ядром. В ходе эксперимента чем ближе к ядру пролетали альфа-частицы, тем сильнее искривлялась их траектория, а частицы, попавшие прямо в ядро, отталкивались от него и летели назад (рис. 9.3).

Резерфорд предложил *планетарную* модель строения атома, которой с небольшими изменениями мы пользуемся и сегодня (рис. 9.4). Согласно этой модели, весь положительный заряд атома сосредоточен в центре — ядре, которое окружено отрицательно заряженными электронами. Электроны движутся вокруг ядра по определенным орбитам, как планеты вокруг Солнца.



Рис. 9.4. Планетарная модель строения атома, предложенная Резерфордом



Атом — это электронейтральная химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Модель атома Резерфорда, без сомнения, лучше всех остальных отображала истинное строение атома, но и она имела существенное противоречие: по известным тогда законам физики электрон, если он вращается вокруг ядра, должен непрерывно излучать энергию и со временем упасть на ядро. Модель атома Резерфорда усовершенствовал датский физик Нильс Бор. Он утверждал, что электроны могут вращаться не на любой орбите, а только на определенных расстояниях от ядра, образуя концентрические сферы из электронов. Поэтому иногда планетарную модель атома называют моделью Бора–Резерфорда.






Состав атомов

Итак, атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Заряд электрона называют элементарным, так как он наименьший из всех известных зарядов и потому его абсолютную величину принимают за условную единицу измерения. Именно в этих условных единицах обычно указывают заряды всех частиц: электронов, протонов, ядер, ионов и т. д. Заряд самого электрона принимают за -1 .

Электрон — самая легкая из известных элементарных частиц. Его масса составляет $9,1 \cdot 10^{-28}$ г, это в 1837 раз меньше массы самого легкого из атомов — атома Гидрогена. Часто в расчетах массой электрона пренебрегают (считают равной нулю).

Таблица 5. Частицы, из которых состоит атом

Частица	Обозначение	Заряд, усл. ед.	Масса		Массовое число
			г	а. е. м.	
Электрон 	e^-	-1	$9,1094 \cdot 10^{-28}$	0,00055	0
Протон 	p	+1	$1,6726 \cdot 10^{-24}$	1,00728	1
Нейтрон 	n	0	$1,6750 \cdot 10^{-24}$	1,00867	1

После открытия сложного строения атома выяснили, что ядро атома также имеет сложное строение. Оно состоит из частиц двух видов — **протонов** и **нейтронов** (рис. 9.5). Протоны и нейтроны называют **нуклонами**. Протоны являются положительно заряженными частицами с зарядом +1, а нейтроны не имеют заряда (табл. 5). Это означает, что весь положительный заряд ядра образован только протонами — их число равно заряду ядра:

$$\text{число протонов в ядре} = \text{заряд ядра}$$

Любой атом является электронейтральным, следовательно, число протонов с зарядом +1 всегда равно числу электронов с зарядом -1:

$$\text{число протонов в ядре} = \text{число электронов в электронной оболочке}$$

Ядро — самая тяжелая часть атома: его масса составляет около 99,97 % от массы атома и определяется числом протонов и нейтронов в ядре. Массы протона и нейтрона почти одинаковы и приблизительно равны 1 а. е. м. Таким образом,

$$\begin{aligned} \text{относительная атомная масса} &\approx \text{массовое число} = \\ &= \text{число протонов} + \text{число нейтронов} \end{aligned}$$

Пример. Ядро атома содержит 5 протонов и 5 нейтронов.

1. Определим заряд ядра и число электронов в атоме:

$$\text{Число протонов в ядре} = 5 \rightarrow \text{Заряд ядра} = +5 \rightarrow \text{Число электронов} = 5$$

2. Определим атомную массу:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Число протонов} = 5 \\ \text{Число нейтронов} = 5 \\ \text{Число электронов} = 5 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Масса протонов} = 5 \text{ а. е. м.} \\ \text{Масса нейтронов} = 5 \text{ а. е. м.} \\ \text{Масса электронов} = 0 \end{array} \rightarrow \begin{array}{l} \text{Масса ядра} = 10 \text{ а. е. м.} \\ \text{Масса атома} = 10 \text{ а. е. м.} \end{array}$$

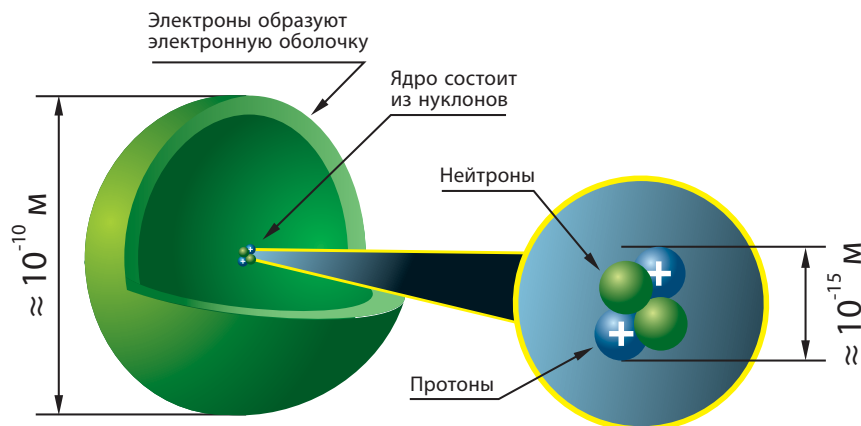


Рис. 9.5. Ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и нейтральных нейтронов. Вокруг ядра вращаются электроны, образуя электронную оболочку атома

И хотя именно в ядре сосредоточена вся масса атома, тем не менее размеры ядра чрезвычайно малы: его радиус приблизительно в сто тысяч раз меньше радиуса атома (рис. 9.5). Представьте, если размер ядра увеличить до размера яблока, то сам атом будет размером с земной шар.

Порядковый номер химического элемента

У всех атомов одного химического элемента число протонов всегда одинаковое (и равно заряду ядра), а число нейтронов может быть разным, поэтому масса атомов одного элемента также может отличаться. Это означает, что не масса, а именно заряд ядра является основной характеристикой, отличающей атомы одного вида от атомов другого вида. Именно поэтому в начале XX в. изменилось определение понятия химического элемента:



Химический элемент — это разновидность атомов с одинаковым зарядом ядра.

После открытия сложного строения атома была изменена и формулировка Периодического закона:



Свойства химических элементов, а также образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Дальнейшее изучение строения атома показало, что протонов в атомах содержится не произвольное число, а равное порядковому номеру химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Следовательно, и заряд ядра также равен порядковому номеру:

число протонов в ядре = заряд ядра = порядковый номер элемента

Оказалось, что, даже не догадываясь о сложном строении атомов, Менделеев при составлении своей Периодической системы расположил элементы в порядке возрастания зарядов их атомных ядер.



- Физики уверены, что протоны, нейтроны и другие частицы состоят из кварков — подлинно элементарных частиц. Однако ученым никак не удается выделить кварки и таким образом подтвердить их существование. Но электрон до сих пор считается элементарной частицей.
- Эрнест Резерфорд проводил исследования в основном в области физики и однажды заявил, что все науки можно разделить на две группы — на физику и коллекционирование марок. Однако Нобелевскую премию Резерфорд получил именно по химии. Позднее он отметил, что из всех превращений, которые ему удалось наблюдать, самым быстрым оказалось его собственное превращение из физика в химика.



Выводы

1. Общепринятой является планетарная модель строения атомов, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра, вокруг которого на определенном расстоянии вращаются отрицательно заряженные электроны, образуя электронную оболочку атома.
2. Ядро атома состоит из нуклонов: положительно заряженных протонов и нейтральных нейтронов. Число протонов в ядре определенного атома равно порядковому номеру химического элемента в Периодической системе. Поскольку атом электронейтрален, то число протонов в ядре атома равно числу электронов в его электронной оболочке.



Контрольные вопросы

1. Охарактеризуйте планетарную модель атома Резерфорда.
2. Какие частицы входят в состав: а) атома; б) атомного ядра? Каковы их заряд и масса?
3. Ядро атома: а) имеет отрицательный заряд; б) имеет положительный заряд; в) не имеет заряда.
4. Какие характеристики атома вам известны?

5. Как определить число протонов в ядре атома: а) по порядковому номеру элемента в Периодической системе; б) по номеру периода; в) по номеру группы?
6. Дайте определение понятиям «атом» и «химический элемент».
7. Приведите современную формулировку Периодического закона. Чем она отличается от той, которую вы изучали ранее?



Задания для усвоения материала

1. Ядро атома Гелия имеет заряд +2. Сколько электронов в атоме Гелия?
2. Атом Карбона содержит 6 электронов. Чему равен заряд: а) атома Карбона; б) ядра атома Карбона?
3. Определите число протонов в ядрах и заряды атомов: а) Лития; б) Сульфура; в) Феррума; г) Плюмбума.
4. Определите заряд ядра, число электронов и массу атома, если ядро содержит: а) 8 протонов и 9 нейтронов; б) 25 протонов и 30 нейтронов; в) 89 протонов и 117 нейтронов. Назовите соответствующие химические элементы.
- 5*. Опишите суть эксперимента Резерфорда по установлению строения атома. Какие результаты опыта позволили ему сделать выводы о планетарном строении атома?

§ 10. Нуклиды. Изотопы

Вспомните:

- характеристики частиц, из которых состоят атомы (табл. 5);
- атомная единица массы — единица измерения масс атомов, она равна 1/12 массы атома Карбона.

Понятие о нуклидах

Как вы уже знаете, ядра атомов состоят из протонов и нейтронов.

Ядра разных атомов могут содержать разное или одинаковое число протонов и нейтронов. Например, на рисунке 10.1 на с. 50 изображены модели четырех атомов. В ядрах этих атомов содержится по три или четыре протона и нейтрона. Но мы видим, что ядра атомов А и В имеют одинаковый состав: они содержат по три протона и три нейтрона. Ядро атома Б также содержит три протона, но в нем четыре нейтрона. Хотя в ядре атома Г также семь частиц, как у атома Б, но распределение по протонам и нейтронам иное.

Итак, на рисунке 10.1 изображены три разновидности атомов. Каждую такую разновидность атомов называют **нуклидом**. Вы видите,

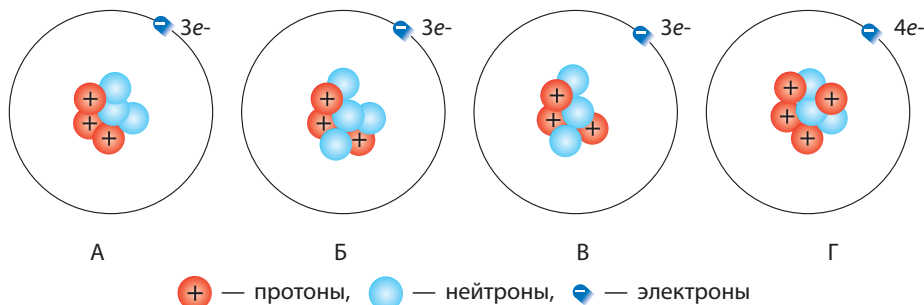


Рис. 10.1. Модели некоторых атомов

что атомы А и В — это атомы одного нуклида, атомы Б — второго, а атомы Г — третьего.



Нуклид — это разновидность атомов с определенным числом протонов и нейтронов в ядре.

Каждый нуклид характеризуют определенными числами:
протонное число Z указывает число протонов в ядре атома данного нуклида;

нейтронное число N указывает число нейтронов;

массовое число, или нуклонное число, A — это число нуклонов, оно равно сумме протонного и нейтронного чисел:

$$\text{массовое число} = \text{протонное число} + \text{нейтронное число}$$

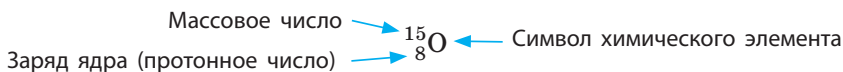
$$A = Z + N$$

Поскольку массы протона и нейтрона равны приблизительно 1 а.е.м., а масса электрона мизерная, то массовое число атома приблизительно равно его относительной атомной массе, округленной до целого числа.

Обозначение нуклидов

В науке используют специальные обозначения нуклидов: заряд ядра, т. е. протонное число, пишут слева внизу от символа химического элемента, а массовое число — слева вверху (рис. 10.2).

Например, для нуклида Оксигена:



Иногда протонное число опускают и пишут просто ^{15}O , поскольку и так известно, что у всех нуклидов Оксигена протонное число равно 8. Нуклиды можно обозначать как химическими символами, так и с использованием названий химических элементов, например: Оксиген-15, Оксиген-18.

Нуклиды единственного элемента — Гидрогена — кроме таких обозначений еще имеют собственные названия: обычный Гидроген $\text{H}({}_1^1\text{H})$ — Протий, ядра его атомов состоят только из одного протона (рис. 10.3а); тяжелый Гидроген $\text{D}({}_1^2\text{H})$ — Дейтерий, в ядрах его атомов кроме одного протона имеется еще один нейтрон (рис. 10.3б); сверхтяжелый Гидроген $\text{T}({}_1^3\text{H})$ — Тритий, в ядрах атомов которого кроме одного протона имеется два нейтрона (рис. 10.3в). Ученым удалось получить еще суперсверхтяжелый Гидроген ${}_1^4\text{H}$, но собственного названия у него пока нет.

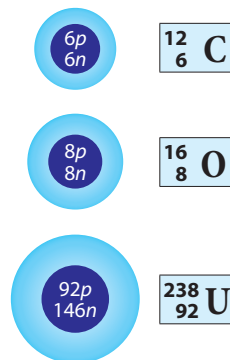


Рис. 10.2. Нуклиды некоторых элементов

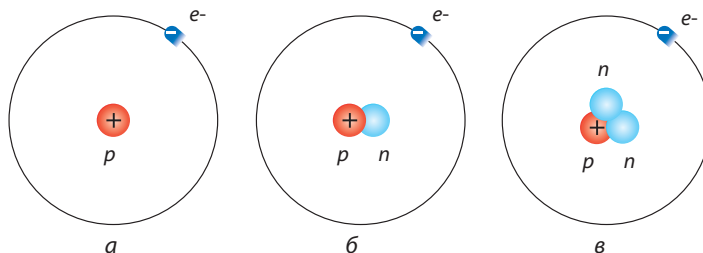


Рис. 10.3. Нуклиды Гидрогена: а — Протий; б — Дейтерий; в — Тритий

- На Земле встречается только два нуклида Гидрогена: Протий и Дейтерий, доля последнего составляет лишь 0,07 % от всех атомов Гидрогена. Тритий в мизерном количестве образуется в атмосфере под действием космического излучения.
- При перегонке большого количества воды на дне перегонного куба собирается немного тяжелой воды, образованной тяжелым нуклидом Гидрогена — Дейтерием. Такая вода D_2O внешне похожа на обычную воду, но отличается от нее рядом свойств. Она замерзает не при $0\text{ }^\circ\text{C}$, а при $3,8\text{ }^\circ\text{C}$, превращаясь в лед, который, в отличие от обычного льда, не плавает на поверхности воды, а тонет. Тяжелая вода не ядовита, но большинство живых организмов погибнет, если половину воды в их организме заменить на тяжелую. В тяжелой воде химические реакции протекают медленнее, что влияет на жизнедеятельность организма.



Определение состава атомов

Зная порядковый номер элемента и массовое число нуклида, легко вычислить, сколько электронов, протонов и нейтронов содержит этот атом:

- число электронов равно числу протонов Z , которое совпадает с порядковым номером (зарядом ядра);
- число нейтронов N равно разности между массовым числом A и зарядом ядра: $N = A - Z$.

Пример. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в нуклиде Плюмбум-210?

Решение:

Массовое число этого нуклида Плюмбума равно 210. Так как порядковый номер Плюмбума — 82, то в атоме нуклида Плюмбума-210 содержится 82 протона и 82 электрона. Число нейтронов вычислим как разность между массовым числом и числом протонов:

$$N = 210 - 82 = 128.$$

Ответ: 82 протона, 128 нейтронов, 82 электрона.

Понятие об изотопах

Мы уже выяснили, что ядра атомов одного химического элемента содержат одинаковое число протонов, которое равно порядковому номеру этого элемента в Периодической системе. Но если протонов в ядрах данного элемента должно содержаться строго определенное число, то число нейтронов в ядре может быть разным, поскольку это не влияет на заряд ядра, а только на его массу.

На рисунке 10.1 на с. 50 изображены модели некоторых атомов. И хотя атомы А и Б являются атомами разных нуклидов, в их ядрах одинаковое число протонов (по три). Таким образом, эти нуклиды представляют один и тот же химический элемент: они проявляют одинаковые химические свойства, но обладают разной массой.

Все нуклиды, имеющие одинаковый заряд (протонное число) и разное нейтронное число, называют изотопами (рис. 10.4). Поскольку нуклиды с одинаковым протонным числом относятся к одному химическому элементу, то:



Изотопы — это разные нуклиды одного химического элемента.

Например, в ядре атомов Оксигена содержится 8 протонов (порядковый номер Оксигена в Периодической системе — 8). А число

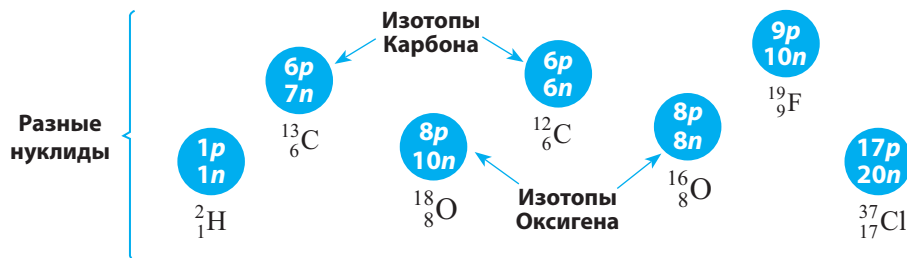


Рис. 10.4. Изотопы некоторых элементов

нейтронов может быть 7, 8, 9 и даже 10. Следовательно, среди атомов Оксигена можно выделить четыре разных нуклида: $^{15}_8\text{O}$, $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$. Но все эти нуклиды являются изотопами.

Нуклиды в природе

Всего известно более 2000 нуклидов. Поскольку химических элементов в настоящее время насчитывается 118, то большинство этих нуклидов являются изотопами, и можно предположить, что в среднем на каждый элемент приходится около 10 нуклидов. Но, безусловно, каждый химический элемент имеет разное число нуклидов.

Рекордсмены по числу нуклидов — Ксенон и Цезий: каждый из них существует в виде 36 нуклидов, большинство из которых нестабильны.

У большинства химических элементов имеются *природные нуклиды*, т. е. те, что встречаются в природных телах. Таких нуклидов существует около 300. Остальные нуклиды получены искусственно.

В природе элементы обычно существуют в виде смеси нескольких нуклидов, например Карбон (^{12}C , ^{13}C и ^{14}C), Нитроген (^{14}N и ^{15}N). Рекордсменом по числу природных нуклидов (10) является Станнум. А некоторые химические элементы имеют лишь один природный нуклид, например Флуор (^{19}F), Натрий (^{23}Na), Фосфор (^{31}P).

Вы, наверное, заметили, что значения относительных атомных масс элементов, приведенные в Периодической системе, не целые числа: $A_r(\text{C}) = 12,011$, $A_r(\text{Cl}) = 35,453$, а массовые числа всех нуклидов — целые числа. Это связано с тем, что большинство элементов встречается в природе в виде нескольких нуклидов, и значение, приведенное в таблице, является средним, вычисленным с учетом содержания каждого нуклида. Так, природный Хлор на 75 % состоит из атомов ^{35}Cl и на 25 % — из ^{37}Cl , поэтому его относительная атомная масса равна 35,5.



- Все нуклиды разделяют на стабильные и нестабильные. Стабильные нуклиды существуют бесконечно долго. Большинство окружающих нас атомов относятся именно к стабильным нуклидам.
- Химические элементы, не имеющие стабильных нуклидов, называют *радиоактивными*. К ним относятся все элементы, расположенные в Периодической системе за Бисмутом, а также Технеций и Прометий. Большинство радиоактивных элементов получено искусственно и в природе не встречаются. В Периодической системе вместо относительной атомной массы для радиоактивных элементов указывают массовые числа самых стабильных из их нуклидов.
- О сложном строении ядра атома узнали в начале XX в., но впервые искусственно расщепить ядро атома удалось только в 1932 г. ученым А. К. Вальтеру, Г. Д. Латышеву, А. И. Лейпунскому, К. Д. Синельникову из Харьковского физико-технического института. В 2016 г. на базе этого института была открыта ядерная установка «Источник нейтронов», которая позволит получать до 50 радиоактивных нуклидов для диагностики многих заболеваний, в частности рака. Сегодня украинские ученые из научных учреждений Киева, Львова и Харькова являются членами международной научной группы, изучающей теорию строения элементарных частиц на Большом адронном коллайдере.

Лингвистическая задача

На греческом языке *изос* означает «равный, одинаковый, подобный», а *топос* — «место». Что, по вашему мнению, означает термин «изотоп»?

На латыни *nucleos* означает «ядро», а *eidōs* — «разновидность». Зная это, объясните определение термина «нуклид».



- Радиоактивный химический элемент Астат — самый редкий элемент из всех, что встречаются в природе. Если собрать весь Астат в земной коре, то получим не больше одного грамма.
- Радиоактивный радон используют в медицинской практике, в частности для лечения злокачественных опухолей.



Выводы

1. Разновидность атомов с определенным числом протонов и нейтронов называют нуклидом. Если нуклиды содержат одинаковое число протонов, т. е. являются нуклидами одного химического элемента, то такие нуклиды называют изотопами. Разные нуклиды обозначают, указывая массовое число рядом с символом элемента, а нуклиды Гидрогена имеют собственные названия: Протий, Дейтерий, Тритий.
2. Каждый нуклид описывают определенными числами: протонное число Z — число протонов в ядре, нейтронное число N — число нейтронов в ядре, массовое число A — нуклонное число, равное сумме протонного и нейтронного чисел.

- Каждый элемент может существовать в виде нескольких нуклидов. Нуклиды, встречающиеся в природе, называют природными. Нуклиды, которые могут существовать бесконечно долго, называют стабильными, а нуклиды, которые со временем подвергаются радиоактивному распаду, — радиоактивными.



Контрольные вопросы

- Дайте определения понятий «нуклид» и «изотоп».
- Чем отличаются стабильные и нестабильные нуклиды? Приведите примеры стабильных и нестабильных нуклидов.
- Изотопы отличаются друг от друга: а) числом протонов; б) числом нейтронов; в) числом электронов.
- Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме?
- Назовите изотопы Гидрогена. Чем они отличаются?



Задания для усвоения материала

- Ядро атома химического элемента содержит два протона и один нейтрон. Запишите обозначение этого атома: укажите химический символ, порядковый номер и массовое число.
- Сколько протонов и нейтронов содержат ядра ${}^7\text{O}$, ${}^{14}\text{C}$, ${}^{137}\text{Cs}$?
- Чем отличается состав ядер атомов нуклидов: а) Лития ${}^6\text{Li}$ и ${}^7\text{Li}$; б) Урана ${}^{235}\text{U}$ и ${}^{239}\text{U}$?
- Какой нуклид Натрия содержит такое же число нейтронов, что и нуклид ${}^{24}\text{Mg}$?
- Назовите элементы, ядра атомов которых содержат: а) 2 протона и 2 нейтрона; б) 15 протонов и 16 нейтронов; в) 35 протонов и 45 нейтронов. Напишите обозначения этих нуклидов.
- Из данного перечня выберите: а) изотопы; б) нуклиды с одинаковым нейтронным числом; в) нуклиды с одинаковым нуклонным числом.
 ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{15}_7\text{N}$.
- Сколько разных видов молекул воды может быть образовано из трех нуклидов Гидрогена и трех нуклидов Оксигена?
- Относительная атомная масса Бора составляет 10,81. Как вы считаете, в виде каких нуклидов существует Бор в природе?
- *. Нестабильные нуклиды подвержены радиоактивному распаду, вследствие чего возникает радиоактивное излучение. В дополнительных источниках найдите информацию о видах радиоактивного излучения и их влиянии на живые организмы.
- *. В дополнительных источниках информации найдите примеры использования ядерных реакций в разных областях человеческой деятельности. На каких процессах они основываются? Как влияют на окружающую среду? Каким образом можно обеспечить защиту от радиоактивного облучения?

§ 11. Движение электронов в атоме. Электронные орбитали

Вспомните: как определить состав атомов и свойства субатомных частиц (§ 9).

Двойственность поведения электрона

Частицы с такими малыми размерами, как у электрона, обладают уникальными свойствами, отличающими их от обычных тел, с которыми мы сталкиваемся в повседневной жизни. В 1923 г. выдающийся французский физик Луи де Бройль установил, что **электрон одновременно проявляет свойства и частицы и волны**, т. е. имеет **двойственную природу**. Подобно другим частицам, электрон имеет определенную массу и заряд. Наряду с этим во время движения электрон проявляет волновые свойства. Волна отличается от частицы тем, что ее положение в пространстве в определенный момент времени нельзя точно определить.

В связи с этим для электрона невозможно одновременно определить скорость движения и направление. Если мы знаем направление движения электрона, то нельзя определить его скорость, и наоборот. Поэтому невозможно рассчитать траекторию движения электрона в атоме. Этот принцип впервые определил немецкий ученый В. Гейзенберг.

Таким образом, планетарная модель атома Резерфорда не в полной мере соответствует действительности в том, что электрон вращается вокруг ядра по определенной орбите. Для электрона понятие «траектория» применять вообще нельзя. Можно лишь утверждать, что в определенной точке пространства существует определенная вероятность пребывания электрона.

Понятие об орбиталях

Попробуйте ответить на вопрос: «Где во время футбольного матча находится вратарь?». Ответ «в воротах» не совсем соответствует действительности. Вратарь постоянно перемещается в пределах определенного пространства около ворот. Наиболее вероятное его место — непосредственно у ворот, с меньшей вероятностью его можно найти в середине поля и еще меньше вероятность, что он будет в воротах противника. И почти невероятно обнаружить вратаря на трибунах болельщиков во время матча. Таким образом, если следы от обуви вратаря обозначить на условной схеме, то получим изображение, как на рисунке 11.1. Можно сказать, что следы вратаря образуют «облако» вокруг ворот. Там, где плотность «облака» наибольшая, там вратарь находится чаще всего, а там, где он находится редко, — «облако» разрежено.



Рис. 11.1. Если точками отметить следы вратаря, то наибольшая вероятность его пребывания — орбиталь — будет около ворот

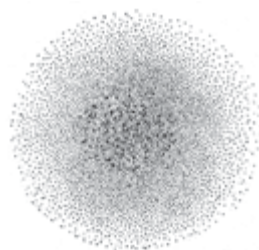


Рис. 11.2. Электронное облако в атоме Гидрогена

Так и электрон в атоме находится не в конкретной точке, а образует во время движения электронное облако, плотность которого (электронная плотность) показывает, в каких местах электрон находится чаще, а в каких — реже. Если бы у нас была возможность отмечать след электрона в пространстве, то для атома Гидрогена получили бы облако, как на рисунке 11.2. Ту часть электронного облака, в которой электрон находится больше всего, т. е. в которой электронная плотность большая, называют **атомной орбиталью**. Если продолжить аналогию с перемещением вратаря во время матча, то «орбиталь» вратаря — это место около ворот (рис. 11.1). Атомная орбиталь — это часть пространства, где вероятнее всего находится электрон.



Орбиталь — это часть пространства, где вероятность пребывания электрона выше 90 %.

Электронные облака, образованные отдельными электронами в атоме, вместе образуют общее электронное облако атома — **электронную оболочку**.

Разновидности электронных орбиталей

Обычно электронную оболочку атомов образует не один электрон. Их может быть до нескольких десятков и даже около сотни. Они не могут располагаться на одной орбитали. Поэтому в большинстве атомов электроны находятся на разных орбиталях, среди которых выделяют четыре типа. Каждый тип орбиталей характеризуется разными свойствами, в частности, они имеют разную форму.

Орбитали разной формы обозначают разными буквами: s , p , d и f .

s -Орбитали имеют форму шара (рис. 11.3а, с. 58), иначе говоря, электрон, который находится на такой орбитали (его называют

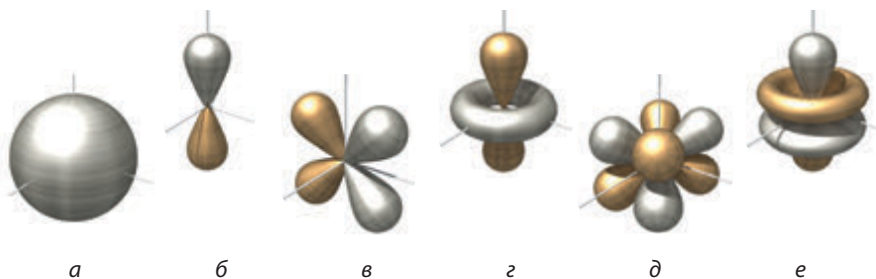


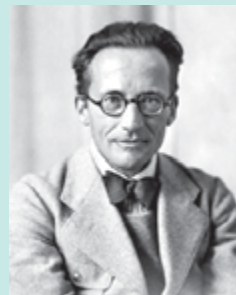
Рис. 11.3. Атомные орбитали: *а* — *s*-орбиталь; *б* — *p*-орбиталь; *в* и *г* — разные виды *d*-орбиталей; *д* и *е* — разные виды *f*-орбиталей

s-электроном), большую часть времени находится внутри сферы. *p*-Орбитали имеют форму объемной восьмерки (рис. 11.3б). Формы *d*- и *f*-орбиталей намного сложнее (рис. 11.3в–е).



Как узнали о формах орбиталей? Конечно, орбиталь увидеть невозможно ни невооруженным глазом, ни при помощи современных приборов. Орбиталь — это лишь часть пространства. А как можно увидеть пространство? Так же невозможно увидеть и электрон, который находится в пределах орбитали. О форме орбиталей мы знаем благодаря математическим методам моделирования движения частиц. В 1926 г. австрийский физик Эрвин Шредингер вывел фундаментальное уравнение (уравнение Шредингера), описывающее движение электрона в атоме, которое позволило определить вероятность пребывания электрона в той или иной части пространства, а следовательно, и определить форму орбиталей. Открытие Шредингера было одной из предпосылок возникновения квантовой химии, которая изучает строение электронных оболочек атомов и молекул.

Австрийский физик, лауреат Нобелевской премии по физике 1933 г. Родился в Вене в семье фабриканта. Среднее образование получил дома, в 1906 г. поступил в Венский университет, а уже через четыре года защитил докторскую диссертацию. Свои исследования проводил в области общей теории относительности, статистической механики, теории цвета. Наибольший вклад внес в квантовую механику, сформулировав волновую функцию (уравнение Шредингера), которое описывает поведение микрочастиц — электронов, протонов, атомов и др. Это открытие стало мощным толчком в развитии теоретической физики и химии.



Эрвин Шредингер
(1887–1961)



Выводы

1. Электрон имеет двойственную природу: он одновременно проявляет свойства и частицы, и волны. Поэтому при определении положения электронов в атоме используют понятие об орбитали как части пространства, где пребывание электрона наиболее вероятно.
2. Различают четыре типа орбиталей: s , p , d и f .



Контрольные вопросы

1. Какое особое свойство электрона отличает его от обычных физических тел?
2. В чем заключается двойственная природа электрона?
3. Что называют: а) электронным облаком; б) атомной орбиталью?
4. Какую форму имеют s - и p -орбитали?



Задания для усвоения материала

1. Чем отличаются s -орбитали и p -орбитали?
2. Как вы считаете, благодаря каким взаимодействиям электроны притягиваются к ядру и отталкиваются друг от друга?
3. Как вы считаете, почему у атомных орбиталей именно такая форма? Чем это обусловлено?

§ 12. Структура электронной оболочки атома

В электронных оболочках атомов орбитали существуют не хаотично. Они образуют четкие структуры, которые отличаются по числу и типу орбиталей.

Структуру орбиталей в атоме можно сравнить с многоэтажным домом, в котором отдельные комнаты — это орбитали. Каждый этаж — это энергетический уровень, или энергетический слой.

Энергетический уровень объединяет определенное число орбиталей, имеющих приблизительно одинаковую энергию (рис. 12.1).

Каждый энергетический уровень обозначают числом n ($n = 1, 2, 3, \dots$) или большой латинской буквой (K, L, M и далее по алфавиту).

Для первого (ближайшего к ядру) уровня $n = 1$ (уровень K), для

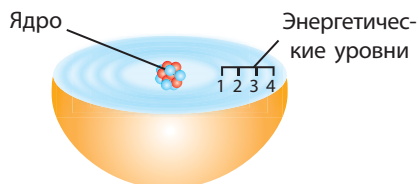
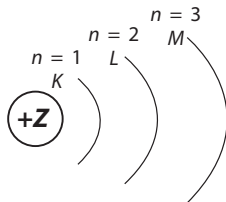


Рис. 12.1. Орбитали с близкой энергией образуют энергетический уровень. Чем дальше от ядра расположен энергетический уровень, тем большую энергию имеют электроны, которые на нем находятся

второго $n = 2$ (уровень L), для третьего $n = 3$ (уровень M) и т. д. Слоистое строение электронной оболочки атомов можно изобразить так: окружностью обозначено ядро, которое имеет определенный заряд, а дугами — энергетические уровни:



Каждый уровень с номером n содержит n^2 орбиталей.

Таким образом, первый энергетический уровень состоит из одной орбитали, второй — из четырех, третий — из девяти и т. д.

В многоэтажном доме каждый этаж разделен на квартиры. Но наш дом необычный. Число квартир на каждом этаже равно номеру этажа, т. е. на первом этаже одна квартира, на втором — две и т. д. Так же и в электронной оболочке каждый энергетический уровень состоит из **энергетических подуровней**.

Число энергетических подуровней на энергетическом уровне равно номеру этого уровня.

Энергетические подуровни обозначают так же, как и орбитали:















Номер энергетического уровня	Число подуровней и их тип
$n = 1$	Один подуровень: s
$n = 2$	Два подуровня: s и p
$n = 3$	Три подуровня: s , p и d
$n = 4$	Четыре подуровня: s , p , d и f

Обычно квартиры в домах разделены на комнаты. В нашем случае комнаты — это орбитали.

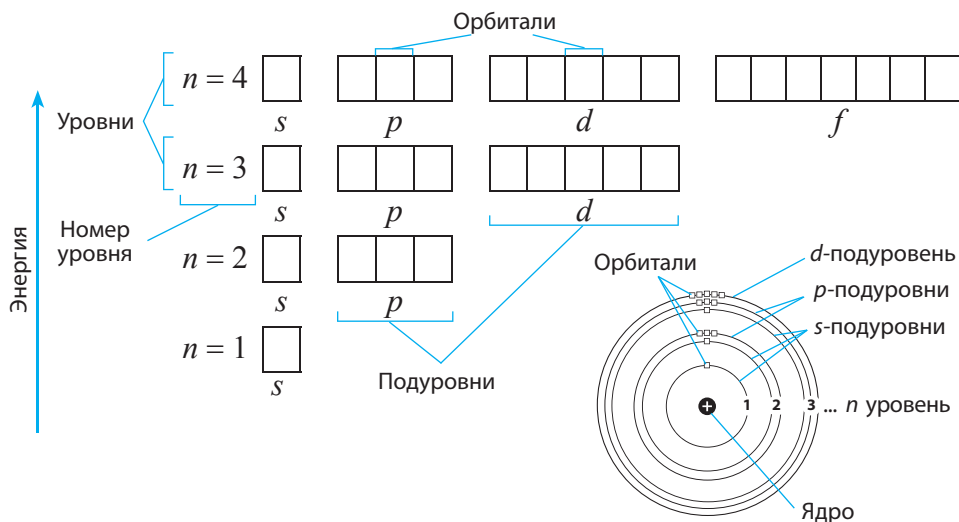
Каждый энергетический подуровень может содержать только определенное число орбиталей, которое соответствует его типу:

Тип подуровня	Число орбиталей на подуровне
s	1
p	3
d	5
f	7

Можно перечислить орбитали, из которых состоят энергетические уровни и подуровни, следующим образом (для первых трех уровней):

Первый уровень $n = 1$	s-подуровень состоит из одной s -орбитали						
Второй уровень $n = 2$	s-подуровень состоит из одной s -орбитали					p-подуровень состоит из трех p -орбиталей	
Третий уровень $n = 3$	s-подуровень состоит из одной s -орбитали					p-подуровень состоит из трех p -орбиталей	
							d-подуровень состоит из пяти d -орбиталей

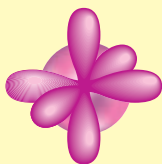
Графически орбиталь принято обозначать квадратом. Орбитали первых четырех энергетических уровней будут выглядеть так:



Как видим, первый энергетический уровень состоит из одного s -подуровня, образованного одной s -орбиталью. Второй уровень состоит из двух подуровней (s и p), образованных одной s -орбиталью и тремя p -орбиталями (всего четыре). Третий уровень состоит из трех подуровней (s , p и d), образованных одной s -орбиталью, тремя p -орбиталями и пятью d -орбиталями (всего девять). На четвертом уровне добавляется еще семь f -орбиталей и всего четвертый уровень состоит из 16 орбиталей. Таким образом, общее число орбиталей на уровне n соответствует количеству n^2 .

Обратите внимание, что энергетические уровни при графическом изображении нумеруются снизу вверх. Таким образом подчеркивают, что снизу вверх возрастает энергия энергетических уровней. Следовательно, первый энергетический уровень является ближайшим к ядру и энергетически самым низким. Находящиеся на нем электроны имеют наименьшую энергию. Чем выше расположен энергетический уровень, тем дальше от ядра он находится и тем большую энергию имеют электроны.

Итак, электронные оболочки атомов имеют довольно сложную, но четкую структуру из энергетических уровней, подуровней и орбиталей. Как они заполняются электронами, вы узнаете в следующем параграфе.



- В атоме орбитали располагаются таким образом, что ядро атома совпадает с центром каждой орбитали. Если подуровень состоит из нескольких орбиталей, то они располагаются таким образом, чтобы быть максимально удаленными друг от друга. Например, три p -орбитали будут расположены вдоль взаимно перпендикулярных осей с центром в ядре атома.
- При графическом изображении орбиталей электронной оболочки атомов на пятом энергетическом уровне необходимо добавлять g -орбитали, но ни в одном химическом элементе они не заполняются электронами, поэтому структуру энергетических уровней, начиная с четвертого, изображают одинаково — состоящими из четырех подуровней.



Английский физик Чарлз Баркла, предлагая обозначать энергетические уровни буквами, сначала использовал буквы A , B , C и далее. Но затем предположил, что, возможно, существуют еще более низкие энергетические уровни, поэтому, чтобы оставить буквы алфавита для этих более низких уровней, он начал обозначение с буквы K (затем L , M и далее). Со временем оказалось, что он открыл самые низкие уровни, но другие буквы присваивать им так и не стали.



Обозначение энергетических подуровней (s, p, d, f) никоим образом не связано с формой орбиталей. Названия подуровням давали ученые, которые изучали излучение атомов с этих орбиталей. Они называли их по форме полос излучения: *sharp* — выразительная, *principal* — главная, *diffuse* — размытая, диффузная, *fundamental* — основная. А когда открыли следующий подуровень, его просто обозначили следующей буквой после f , т. е. g .



Выводы

Орбитали образуют энергетические уровни. Каждый энергетический уровень состоит из энергетических подуровней, которые, в свою очередь, состоят из определенного числа орбиталей.



Контрольные вопросы

1. Что называют: а) энергетическим уровнем; б) энергетическим подуровнем?
2. Какие энергетические подуровни есть на первом, втором и третьем энергетических уровнях?
3. Из скольких орбиталей состоит каждый из известных вам энергетических подуровней?



Задания для усвоения материала

1. Изобразите графически структуру орбиталей в атоме для первых трех энергетических уровней.
2. Как вы представляете пространственное расположение одной s -орбитали и трех p -орбиталей в атоме? Изобразите это на рисунке, за начало координат примите центр атомного ядра.

§ 13. Распределение электронов в электронной оболочке атомов

Вспомните:

- как определить состав атомов (§ 9);
- структуру электронной оболочки атома (§ 12).

Вместимость орбиталей

Электроны распределяются по орбиталям согласно определенным правилам. Первым рассмотрим правило, определяющее число электронов, которое может содержать одна орбиталь: на каждой орбитали максимально могут разместиться два электрона, которые имеют одинаковую энергию, но отличаются особым свойством — спином.

Спин электрона — это его внутреннее свойство, характеризующее отношение электрона к магнитному полю. Наглядно это свойство

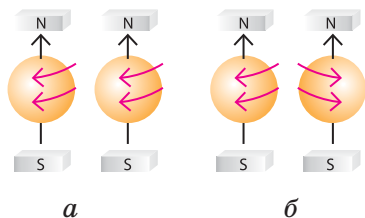


Рис. 13.1. Электроны с параллельными спинами (а) и антипараллельными спинами (б) в магнитном поле

можно представить как возможность вращения электрона вокруг своей оси. Если два электрона вращаются вокруг собственной оси в одном направлении, то говорят, что их спины параллельны, а если в разных направлениях — то их спины антипараллельны (рис. 13.1).

Таким образом, одна орбиталь может содержать только такие два электрона, спины которых являются

антипараллельными. Это правило называют **принципом запрета Паули**:



На одной орбитали могут находиться не более двух электронов, причем их спины должны быть антипараллельными.

Графически орбиталь изображают в виде квадрата, а электроны — в виде стрелок, направленных вверх или вниз, показывающих направление спина электрона. Стрелки, направленные в противоположные стороны, обозначают электроны с противоположными спинами:



— свободная (вакантная или незаполненная) орбиталь;

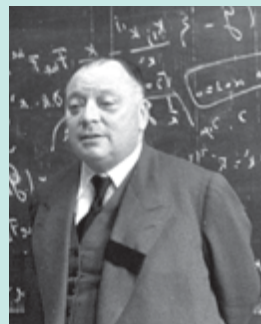


— орбиталь, содержащая один электрон; такой электрон называют **неспаренным**;



— заполненная орбиталь, содержащая два электрона с противоположными спинами; такие электроны называют **спаренными**, или **электронной парой**.

Австрийский и швейцарский физик, лауреат Нобелевской премии по физике 1945 г. Еще школьником прочитал труд Эйнштейна о теории относительности. В 20 лет написал статью об общей и специальной теории относительности, которую одобрил сам Эйнштейн. Работал ассистентом у Нильса Бора. Высказал предположение, что электронам присуще свойство, которое позднее назвали спином. Сформулировал закон, известный как принцип запрета Паули, который является фундаментальным для понимания строения атомов, атомных ядер, свойств металлов и других физических явлений. За его личностные качества и склонность к беспощадному критическому анализу коллеги называли его «совестью физики».



Вольфганг Эрнест Паули (1890–1958)

Принцип наименьшей энергии

Все химические свойства веществ определяются строением электронных оболочек атомов. Для того чтобы описать электронное строение атома, необходимо знать, как именно распределены электроны по его орбиталям. Давайте рассмотрим, как электроны заполняют электронные орбитали атомов.

Электроны занимают орбитали последовательно, начиная с первого энергетического уровня, в порядке возрастания энергии уровней.

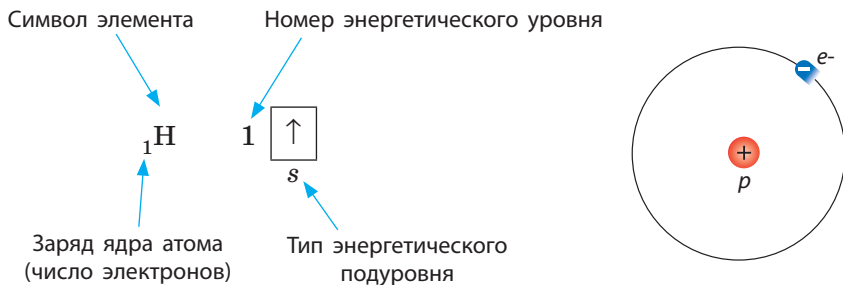
Сначала «заселяется» первый энергетический уровень, затем — второй, третий и т. д. Этот принцип называют **принципом наименьшей энергии**.

Число энергетических уровней, заполняемых в атоме элемента, определяют по номеру периода Периодической системы, в котором расположен этот химический элемент.

Так, в атомах химических элементов первого периода заполняется только первый энергетический уровень, в атомах элементов второго периода — первые два энергетических уровня, третьего — три и т. д.

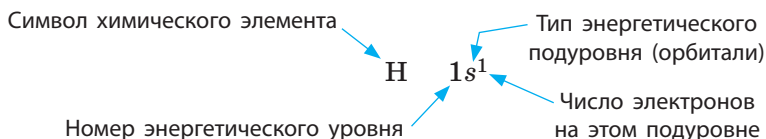
Например, Гидроген расположен в первом периоде под номером 1. Это означает, что в электронной оболочке его атомов имеется только один электрон, который находится на первом энергетическом уровне на единственной *s*-орбитали.

Графически строение электронной оболочки атомов Гидрогена записывают следующим образом:

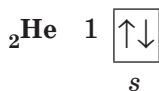


Кроме графического изображения строения электронной оболочки используют также ее запись в виде **электронной формулы (электронной конфигурации)**, в которой приводят все занятые энергетические подуровни с указанием числа электронов на каждом из них.

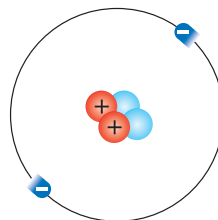
Электронная формула Гидрогена выглядит так:



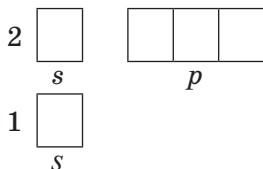
Гелий также расположен в первом периоде, следовательно, в электронной оболочке его атомов также заполняется первый энергетический уровень, который состоит из одной *s*-орбитали. Но на этой орбитали уже находится два электрона, так как порядковый номер Гелия — 2. Согласно принципу Паули, на одной орбитали эти электроны имеют антипараллельные спины:



Электронная формула Гелия: $1s^2$

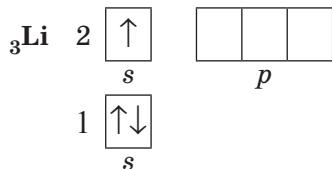


У элементов второго периода начинает заполняться электронами второй энергетический уровень. На втором уровне уже два подуровня: *s*-подуровень (одна орбиталь) и *p*-подуровень (три орбитали):

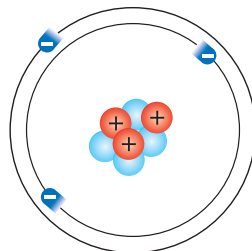


Независимо от числа энергетических уровней электроны сначала заполняют самый низкий уровень, т. е. в данном случае первый, а затем уже второй. Например, рассмотрим строение электронной оболочки Лития, которая содержит три электрона (порядковый номер — 3). Поскольку первый уровень максимально вмещает два электрона, то на втором должен находиться только один электрон. Как вы считаете, какую орбиталь «выберет» третий электрон? Согласно принципу наименьшей энергии, каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была наименьшей, следовательно, среди свободных орбиталей он выбирает орбиталь с наиболее низкой энергией.

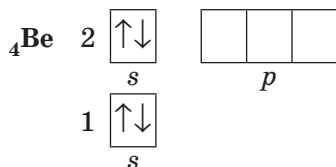
Среди всех орбиталей s -орбитали обладают наименьшей энергией, поэтому единственный электрон второго энергетического уровня будет занимать s -орбиталь, а p -орбитали в данном случае останутся свободными:



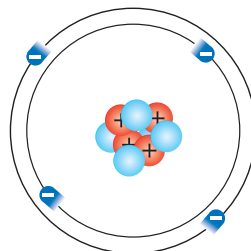
Электронная формула Лития: $1s^2 2s^1$



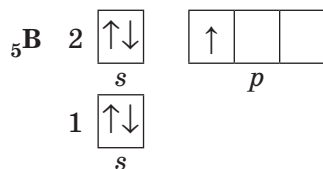
Рассмотрим строение электронной оболочки Бериллия. Его четвертый электрон также должен выбрать ту же орбиталь, что и третий электрон Лития. До тех пор, пока не заполнится текущий подуровень, следующий заполняться не начинает. Так, в атоме Бериллия (порядковый номер — 4) полностью заполнен s -подуровень, образуя электронную пару, а p -подуровень снова остается свободным:



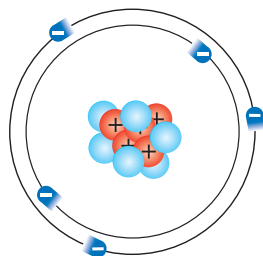
Электронная формула Бериллия: $1s^2 2s^2$



Только если s -орбиталь заполнена, электроны начинают располагаться на p -орбиталях. Так, в атоме Бора (порядковый номер — 5) на p -орбитали уже появляется один электрон:



Электронная формула Бора: $1s^2 2s^2 2p^1$



Анализируя электронные формулы последних трех рассмотренных элементов, можно сделать вывод, что у других элементов второго периода также будут заполняться электронами орбитали первых двух

энергетических уровней, а электронная оболочка каждого следующего элемента будет отличаться от электронной оболочки предыдущего только на один электрон.

Распределение электронов по орбиталям на энергетическом подуровне

Часто бывают случаи, когда на подуровнях, состоящих из нескольких орбиталей, размещается несколько электронов. Возникает вопрос: какие орбитали они занимают? Например, если на p -подуровне находится два электрона, то они могут занять или одну p -орбиталь, или две разные p -орбитали:

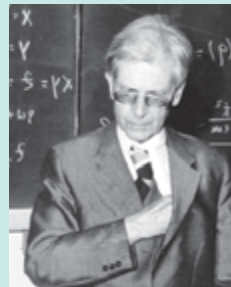


Для такого случая существует правило, согласно которому электрон занимает свободную орбиталь, а при отсутствии свободной — образует пару с другим электроном в полузаполненной орбитали. Так же, как и люди в троллейбусе сначала садятся на свободные места, а если свободных мест нет, то подсаживаются к другим пассажирам. Это правило называют **правилом Хунда**:



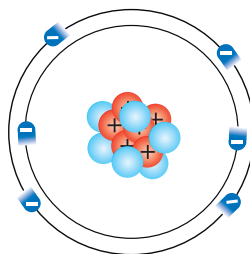
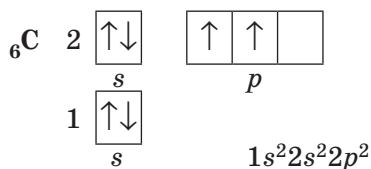
В пределах одного энергетического подуровня электроны распределяются по орбиталям таким образом, чтобы число неспаренных электронов было максимальным.

Немецкий физик-теоретик. Родился в городе Карлсруэ. В возрасте 26 лет закончил Геттингенский университет. На протяжении следующих 40 лет работал почти во всех известных университетах Германии. Важнейшие труды Хунда посвящены квантовой механике, спектроскопии атомов и молекул, магнетизму, квантовой химии и истории физики. В 1927 г. сформулировал эмпирические правила, регулирующие порядок заполнения атомных орбиталей электронами (правила Хунда). Ввел представление о сигма- и пи-связях. Вместе с Маликеном и Ленард-Джонсом участвовал в разработке нового метода квантовой химии — метода молекулярных орбиталей.

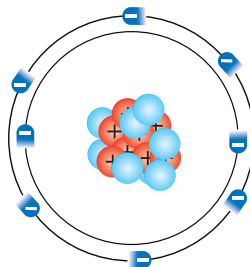
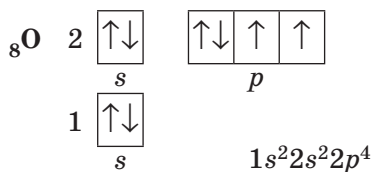


Фридрих Хунд
(1896–1986)

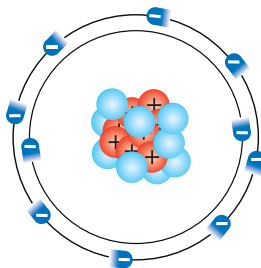
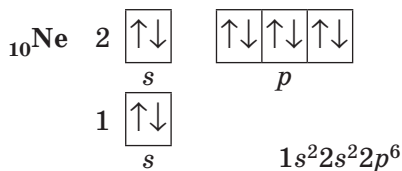
Согласно этому правилу, в электронной оболочке атома Карбона есть два неспаренных электрона:



Только если на *p*-подуровне должно расположиться более трех электронов, то «лишний» электрон образует электронную пару с другим электроном, который уже размещен на этом подуровне:



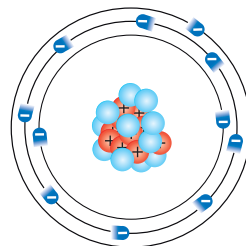
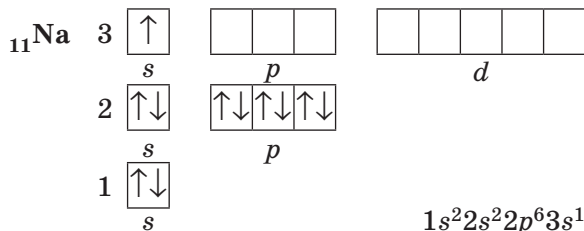
Таким образом, в атомах Неона первый и второй энергетические подуровни полностью заполнены электронами:



Строение электронных оболочек атомов элементов третьего и четвертого периодов

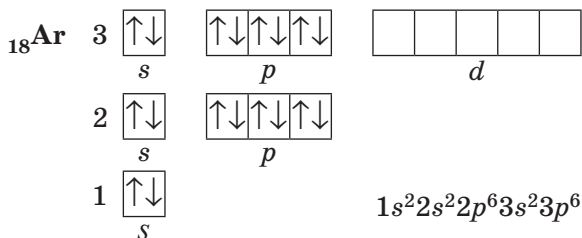
Электронные оболочки атомов элементов других периодов заполняются по таким же правилам. Так, у атомов первого элемента

третьего периода — Натрия — начинает заполняться третий энергетический уровень:

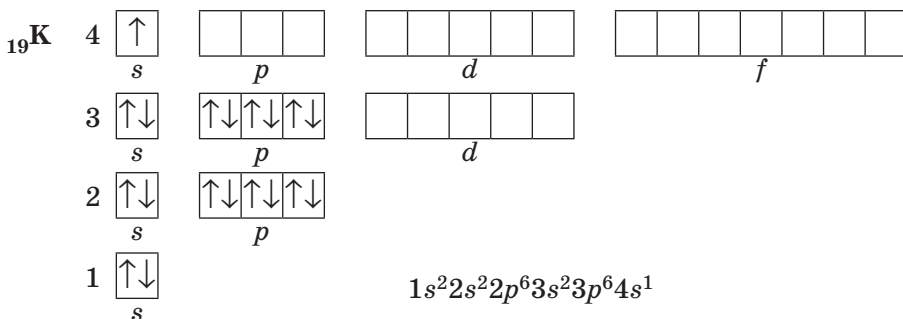


Обратите внимание, что в атоме Натрия на третьем энергетическом уровне появляется третий подуровень, который состоит из *d*-орбиталей. Но, как и *p*-орбитали, у Натрия орбитали *d*-подуровня еще не заполняются электронами и остаются свободными.

В атомах последнего элемента третьего периода — Аргона — полностью заняты все *s*- и *p*-орбитали:



В атомах элементов четвертого периода начинает заполняться электронами четвертый энергетический уровень, несмотря на то что третий уровень еще не заполнен. Это связано с тем, что энергия *4s*-подуровня меньше, чем энергия *3d*-подуровня, хотя в данном случае *d*-подуровень расположен на более близком к ядру электронном уровне. В атомах первого элемента четвертого периода — Калия — один электрон располагается на *4s*-подуровне:



У следующего элемента — Кальция — $4s$ -подуровень заполнен полностью.

Итак, мы рассмотрели основные принципы, которые помогут понять строение электронных оболочек атомов первых двадцати химических элементов. Эти принципы являются универсальными и распространяются также и на другие элементы. Но для других элементов необходимо применять еще некоторые дополнительные правила, которые вы узнаете при более глубоком изучении химии.

Сравнить энергию разных электронных подуровней можно при помощи суммы двух чисел $(n + l)$. Число n — это номер энергетического уровня, на котором находятся орбитали, а l — это число, соответствующее энергетическому подуровню (типу орбитали). Так, для s -орбиталей $l = 0$, для p -орбиталей $l = 1$, для d -орбиталей $l = 2$, для f -орбиталей $l = 3$. Согласно правилу Клечковского, подуровни заполняются электронами в порядке увеличения суммы $(n + l)$. Если для двух подуровней эта сумма одинаковая, то заполняется тот подуровень, который находится на более близком к ядру электронном уровне. Так, для $4s$ -подуровня сумма $(n + l)$ равна $4 + 0 = 4$, а для $3d$ -подуровня сумма $(n + l)$ равна $3 + 2 = 5$. Следовательно, энергия $4s$ -подуровня меньше, чем $3d$ -подуровня, поэтому он заполняется раньше. Таким образом можно сравнивать энергии любых энергетических подуровней.



Интеллектуальные способности Паули значительно превосходили его «умение» работать руками. Коллеги обычно шутили по поводу таинственного «эффекта Паули», когда при появлении невысокого полноватого ученого в лаборатории случались поломки и аварии.



Выводы

1. На одной орбитали может находиться не более двух электронов, причем их спины должны быть антипараллельными. Орбитали заполняются электронами по принципу наименьшей энергии: сначала заполняется первый энергетический уровень, затем — второй и третий.
2. Если на одном энергетическом подуровне находится несколько электронов, то они распределяются таким образом, чтобы число неспаренных электронов было максимальным.



Контрольные вопросы

1. Сколько электронов может максимально находиться на одной электронной орбитали?

2. Сколько электронов максимально может находиться на s -подуровне? p -подуровне? d -подуровне?
3. Какой энергетический уровень заполняется раньше: первый или второй? Ответ поясните.
4. Почему в атоме Лития электрон, расположенный на втором электронном уровне, находится на s -орбитали, а не на p -орбитали?
5. Как распределяются электроны по орбиталям на p -подуровне?
6. Сколько электронов находится на внешнем энергетическом уровне атомов: а) Гелия; б) Лития; в) Бериллия; г) Бора; д) Карбона; е) Оксигена?
7. Сколько энергетических уровней заняты электронами в атомах: а) Лития, Натрия, Калия; б) Бериллия, Магния, Кальция; в) Флуора, Хлора, Брома?



Задания для усвоения материала

1. Составьте графическую электронную формулу Нитрогена, Флуора, Магния, Алюминия и Силиция. Определите число электронных пар и неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне.
2. По числу орбиталей, составляющих энергетические уровни, определите, какое максимальное число электронов может находиться на втором и третьем энергетических уровнях.
3. Назовите два химических элемента, в атомах которых полностью заполнены внешние энергетические уровни.
4. Сколько неспаренных электронов в электронной оболочке атома Оксигена? Атомы какого еще химического элемента второго периода содержат такое же число неспаренных электронов?
5. Изобразите строение электронных оболочек атомов Нитрогена и Фосфора. Что общего в строении электронных оболочек этих атомов и чем они отличаются?
6. Атомы каких элементов имеют следующую электронную формулу внешнего электронного уровня: а) $1s^2$; б) $2s^2$; в) $2s^2 2p^4$; г) $3s^2 3p^2$; д) $4s^2$?
7. Атом какого элемента второго периода содержит наибольшее число: а) электронов; б) неспаренных электронов; в) электронных пар?

§ 14. Строение электронных оболочек атомов и структура Периодической системы

Вспомните: структуру Периодической системы (§ 7).

Число химических элементов в периодах

Структура Периодической системы полностью определяется принципами строения электронной оболочки атомов. Это еще раз

подтверждает гениальность Д. И. Менделеева, который создал Периодическую систему, не имея представления об электронах и сложном строении электронной оболочки.

Число химических элементов, находящихся в каждом периоде, определяется вместимостью соответствующих энергетических уровней и подуровней. Учитывая заполняемость энергетических подуровней химических элементов, можно определить число химических элементов в периоде:

Период	Подуровни, заполняемые электронами в атомах элементов этого периода	Максимальное число электронов на подуровнях	Число химических элементов в периоде
1	1s (1 орбиталь)	2	Два: 1 (H) — 2 (He)
2	2s 2p (4 орбитали)	8	Восемь: 3 (Li) — 10 (Ne)
3	3s 3p (4 орбитали)	8	Восемь: 11 (Na) — 18 (Ar)
4	4s 3d 4p (9 орбиталей)	18	Восемнадцать: 19 (K) — 36 (Kr)

Классификация химических элементов

Вы уже знаете, что атомные орбитали разделяют по типам на *s*, *p*, *d* и *f*. Так же классифицируют и химические элементы.

Если в атомах химического элемента последним заполняется *s*-подуровень, то такие элементы относят к *s*-элементам. В Периодической системе клетки с такими элементами обычно окрашены в красный цвет (см. форзац 1). Если последним заполняется *p*-подуровень, то такие элементы называют *p*-элементами (желтый цвет). Соответственно, *d*-подуровень заполняется у *d*-элементов (синий цвет) и *f*-подуровень — у *f*-элементов (зеленый цвет).

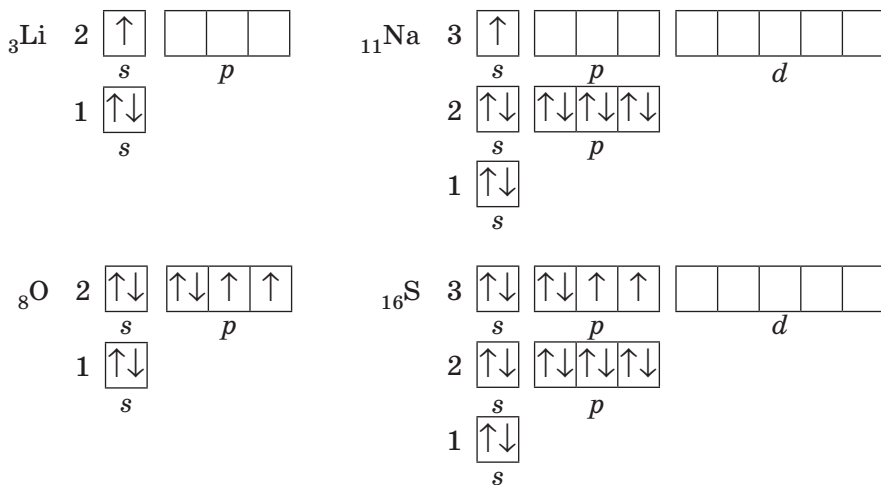
Вы уже заметили, что на каждом энергетическом уровне есть *s*-подуровень, который максимально содержит два электрона и всегда заполняется первым. Это обуславливает то, что каждый период Периодической системы всегда начинается с двух *s*-элементов.

Начиная со второго энергетического уровня появляется *p*-подуровень, который максимально содержит шесть электронов. Следовательно, в каждом периоде, начиная со второго, содержится по шесть *p*-элементов. Соответственно, каждый период, начиная с четвертого, содержит по десять *d*-элементов, а начиная с шестого — еще по четырнадцать *f*-элементов, которые образуют два семейства элементов — лантаноиды и актиноиды.

Строение электронных оболочек и группы Периодической системы

Рассмотрим строение электронных оболочек атомов таких химических элементов: Литий, Натрий, Кислород и Сульфур. Если их сравнить, то можно увидеть, что у элементов одной группы подобная электронная формула атомов.

В атомах Лития и Натрия, расположенных в I группе Периодической системы, на внешнем уровне находится по одному электрону на *s*-орбиталях. Отличие лишь в том, что у Лития внешним является второй энергетический уровень, а у Натрия — третий. Так же у атомов Кислорода и Сульфура. Эти элементы относятся к VI группе, значит, на внешних уровнях их атомов — по шесть электронов, которые у них одинаково распределены по *s*- и *p*-подуровням. Таким образом, эти две пары элементов являются **электронными аналогами**.



Когда вы ознакомились с общим строением Периодической системы, то узнали, что в группы объединены элементы со сходными свойствами. Основываясь на электронном строении атомов, можно утверждать, что это сходство прежде всего определено электронной аналогией.

Строение внешнего электронного уровня атомов химических элементов, относящихся к одной подгруппе, является подобным (рис. 14.1).

Распределение элементов по главным и побочным подгруппам также определяется строением электронных оболочек атомов. К главным подгруппам относятся только *s*- и *p*-элементы, у которых заполняется внешний энергетический уровень, а к побочным

s^1

s^2

2

Li

Be

3

Na

Mg

4

K

Ca

5

Rb

Sr

6

Cs

Ba

7

Fr

Ra

s^1

s^2

1

H

He

d^1

d^2

d^3

d^4

d^5

d^6

d^7

d^8

d^9

d^{10}

3

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

4

39

40

41

42

43

44

45

46

47

48

5

71

72

73

74

75

76

77

78

79

80

6

103

104

105

106

107

108

109

110

111

112

d^1

d^2

d^3

d^4

d^5

d^6

d^7

d^8

d^9

d^{10}

Sc

Ti

V

Cr

Mn

Fe

Co

Ni

Cu

Zn

Y

Zr

Nb

Mo

Te

Ru

Rh

Pd

Ag

Cd

Lu

Hf

Ta

W

Re

Os

Ir

Pt

Au

Hg

Lr

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

f^1

f^2

f^3

f^4

f^5

f^6

f^7

f^8

f^9

f^{10}

f^{11}

f^{12}

f^{13}

f^{14}

4

57

58

59

60

61

62

63

64

65

66

67

68

69

70

5

89

90

91

92

93

94

95

96

97

98

99

100

101

102

f^1

f^2

f^3

f^4

f^5

f^6

f^7

f^8

f^9

f^{10}

f^{11}

f^{12}

f^{13}

f^{14}

La

Ce

Pr

Nd

Pm

Sm

Eu

Gd

Tb

Dy

Ho

Er

Tm

Yb

Ac

Th

Pa

U

Np

Pu

Am

Cm

Bk

Cf

Es

Fm

Md

No

p^1

p^2

p^3

p^4

p^5

p^6

2

5

6

7

8

9

10

3

13

14

15

16

17

18

4

31

32

33

34

35

36

5

49

50

51

52

53

54

6

81

82

83

84

85

86

7

113

114

115

116

117

118

p^1

p^2

p^3

p^4

p^5

p^6

B

C

N

O

F

Ne

Al

Si

P

S

Cl

Ar

Ga

Ge

As

Se

Br

Kr

In

Sn

Sb

Te

I

Xe

Tl

Pb

Bi

Po

At

Rn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

Рис. 14.1. Расположение элементов в Периодической системе (длинный вариант) и электронная формула атомов: строки обозначены номером заполняемого энергетического уровня; столбцы обозначены формулой подуровня, который заполняется последним

подгруппам относятся только d -элементы, у которых заполняется предпоследний электронный слой. Таким образом, принцип заполнения электронных оболочек атомов электронами полностью отражен в структуре Периодической системы.



Выводы

1. Число химических элементов в каждом периоде определяется исключительно строением электронной оболочки атомов. Первый период может содержать только два элемента, второй и третий — по восемь и т. д.
2. По строению электронных оболочек химические элементы делят на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы. Каждый период начинается двумя *s*-элементами и заканчивается шестью *p*-элементами. В каждом периоде, начиная с четвертого, между *s*- и *p*-элементами расположено по 10 *d*-элементов. А *f*-элементы образуют два семейства элементов — актиноиды и лантаноиды.
3. Распределение элементов по группам также основано на строении электронной оболочки атомов. Элементы одной подгруппы (главной или побочной) являются электронными аналогами: строение внешнего электронного уровня у этих элементов сходно.



Контрольные вопросы

1. Почему первый период содержит только два химических элемента, а второй — восемь? Чем обусловлена «вместимость» периодов?

2. Число энергетических уровней, которые заполняются электронами, определяют: а) по номеру периода; б) номеру группы; в) порядковому номеру элемента.
3. Число электронов на внешнем энергетическом уровне определяют: а) по номеру периода; б) номеру группы; в) порядковому номеру.
4. Как определить максимальное число электронов, которое может находиться на энергетическом уровне?
5. Сколько элементов относится к четвертому и шестому периодам? Сколько электронов может находиться на четвертом энергетическом уровне?
6. Объясните, почему Натрий и Калий являются электронными аналогами.
7. По какому принципу элементы делят на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы? Приведите примеры *d*-элементов пятого периода и *f*-элементов седьмого периода.
8. Сколько *s*- и *p*-элементов может находиться в одном периоде? Почему?
9. Как называют семейства химических элементов, в атомах которых последним заполняется *f*-подуровень?



Задания для усвоения материала

1. Какой уровень состоит только: а) из *s*-подуровня; б) *s*- и *p*-подуровней; в) *s*-, *p*- и *d*-подуровней? Как вы это определили?
2. Какие химические элементы являются электронными аналогами Нитрогена? Изобразите электронную формулу атома одного из них.
3. В чем заключается принципиальное отличие в строении электронной оболочки атомов главных и побочных подгрупп?
4. Какой энергетический подуровень заполняется последним: а) у *s*-элементов четвертого периода; б) *p*-элементов пятого периода; в) *s*-элементов третьего периода; г) *p*-элементов второго периода?
5. Назовите два элемента, в атомах которых число пар электронов равно числу неспаренных электронов.
6. Запишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 11 и 14.
7. Назовите металлический и неметаллический элементы второго периода, которые на внешнем уровне имеют один неспаренный электрон.
8. Какой энергетический уровень заполняется электронами в атомах элементов № 3, 9, 16?
9. Составьте графическую электронную формулу атома элемента с порядковым номером 15. Составьте формулы его высшего оксида и гидратов этого оксида. Укажите химический характер оксида и гидратов.
10. Какой элемент второго периода является электронным аналогом элемента с порядковым номером 12?
11. Составьте графическую электронную формулу атомов Si, В и Ar.
12. Атомы каких элементов имеют следующее строение внешнего электронного слоя: а) $3s^23p^1$; б) $3s^23p^3$; в) $3s^1$; г) $4s^2$?
13. Сколько электронов находится на внешнем электронном уровне в атомах: а) Арсена; б) Станума; в) Бария?

§ 15. Строение электронных оболочек и характер химических элементов

Вспомните:

- металлические элементы образуют простые вещества металлы и вещества преимущественно с основными свойствами;
- неметаллические элементы образуют неметаллы и вещества преимущественно с кислотными свойствами; металлы активно реагируют с неметаллами.

Радиус атома

У электронной оболочки нет четких границ, поэтому радиус атомов определяют по расстоянию между ядрами соединенных атомов. Размер ядра атома по сравнению с размером атома мизерный, поэтому размер атомного ядра никоим образом не влияет на размер атомов (рис. 15.1). Радиус атомов полностью обусловлен числом электронных слоев (энергетических уровней).

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента (сверху вниз) увеличивается число занятых энергетических уровней. Поэтому **радиус атомов химических элементов одной группы увеличивается** (рис. 15.2).

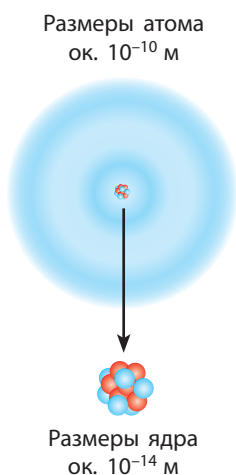


Рис. 15.1. Размеры ядра чрезвычайно малы (в десятки тысяч раз меньше размеров самого атома)

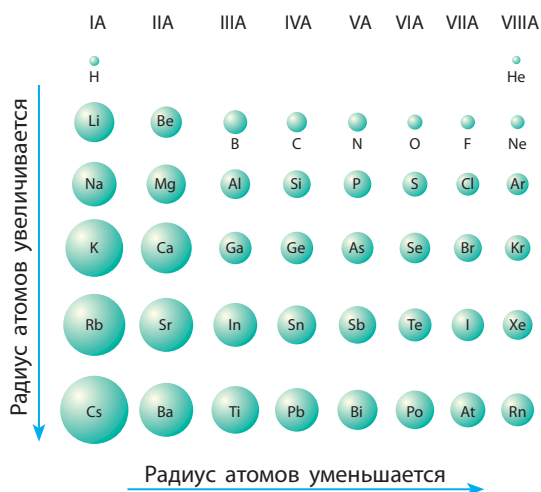


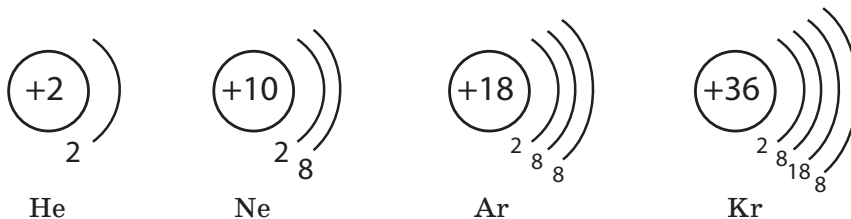
Рис. 15.2. Изменение радиусов атомов химических элементов: наибольший радиус у атомов Цезия (244 пм), а наименьший — у атомов Гелия (28 пм), 1 пм = 10^{-12} м

У атомов химических элементов одного периода число заполняемых электронных слоев одинаково. Это означает, что и радиус их атомов должен быть одинаковым. Но в периоде с увеличением порядкового номера химического элемента заряд ядра постепенно возрастает. Электроны с увеличением заряда ядра притягиваются к нему сильнее, и потому в **периоде радиус атомов постепенно уменьшается** (рис. 15.2, с. 77).

Причина инертности инертных элементов

Зная электронное строение атома, можно предсказать характер химических элементов и свойства их соединений. Эти свойства обусловлены электронами, которые находятся на внешних энергетических уровнях. Такие электроны называют валентными. Рассмотрим влияние строения внешнего электронного уровня на характер элементов.

Среди химических элементов особую группу составляют инертные элементы. Их особенность заключается в том, что они не «стремятся» образовывать соединения. У атомов инертных элементов чрезвычайно устойчивая электронная оболочка, которая обуславливает их химическую инертность. В чем заключается причина ее устойчивости? Проанализируем строение внешнего электронного уровня инертных элементов:



У атомов Гелия на внешнем уровне находится два электрона. Это максимальная вместимость первого энергетического уровня, т. е. у атомов Гелия электронная оболочка полностью заполнена. У атомов Неона электронная оболочка также содержит максимальное число электронов — восемь. Атомы других инертных элементов (Аргон, Криптон и др.) на внешнем уровне содержат по 8 электронов. Их внешний энергетический уровень хоть и не заполнен полностью, но это соответствует заполненным *s*- и *p*-орбиталям на внешнем уровне. Именно этим и объясняется химическая инертность данных элементов: они вообще не вступают в химические реакции.

Таким образом, атомы с завершенными энергетическими уровнями или на внешнем уровне которых содержится восемь электронов, обладают повышенной химической устойчивостью.

Металлический и неметаллический характер химических элементов

Атомы всех других химических элементов стремятся иметь такую же электронную оболочку, как у инертных элементов. Для этого они отдают или присоединяют электроны, чтобы их электронная оболочка стала такой же, как у атомов ближайшего инертного элемента.

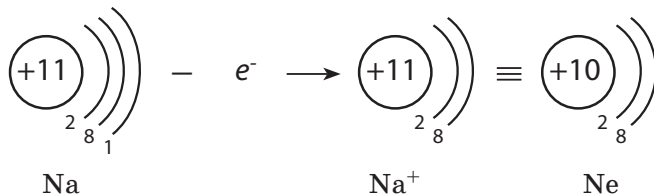
Отдавая или присоединяя электроны, атом превращается в заряженную частицу, которую называют **ионом**. Различают **катионы** — ионы с положительным зарядом и **анионы** — отрицательно заряженные ионы.

Если электронов на внешнем энергетическом уровне мало, то их легче отдать, что характерно для металлических элементов. А если электронов на внешнем уровне много, то такие атомы присоединяют электроны, что характерно для неметаллических элементов.

Атомы большинства неметаллических элементов могут также и отдавать электроны, но главное отличие заключается в том, что **атомы металлических элементов способны только отдавать электроны, а неметаллических — и отдавать, и принимать**.

- Небольшое число электронов на внешнем уровне (обычно 1–3) характерно для металлических элементов
- Четыре и больше электронов на внешнем уровне характерно для неметаллических элементов

Рассмотрим щелочной элемент Натрий — элемент главной подгруппы I группы. Простое вещество, образованное Натрием, — активный металл. Высокая химическая активность натрия объясняется наличием в его атомах единственного валентного электрона, который он легко отдает в химических реакциях. Теряя этот электрон, атом Натрия превращается в положительно заряженный ион Na^+ с электронной формулой инертного элемента Неона:

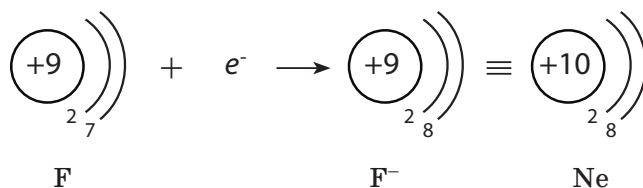


Ионы Na^+ входят в состав всех соединений Натрия, например соды и поваренной соли. В отличие от атомов Натрия, ионы Натрия химически инертны и почти безвредны для организма (рис. 15.3, с. 80). Весь Натрий, который содержится в организме человека (около 90 г), находится именно в виде ионов.

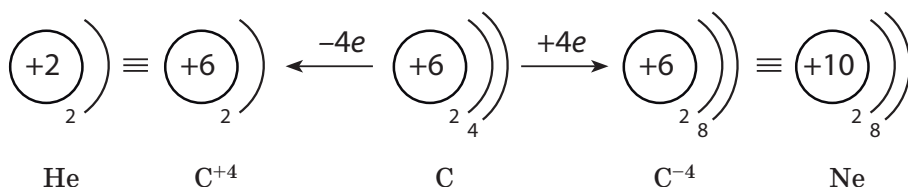


Рис. 15.3. Щелочные металлы — литий, натрий, калий (изображены слева на каждом стекле) — состоят из атомов соответствующих металлических элементов и являются мягкими и блестящими веществами с высокой реакционной способностью. Ионы этих щелочных элементов, которые входят в состав хлоридов (изображены справа), химически инертны

Рассмотрим галоген Флуор — элемент главной подгруппы VII группы. Простое соединение, образованное Флуором, — активный неметалл. Высокая химическая активность фтора объясняется тем, что в его атомах на внешнем уровне находится семь электронов. До его завершения не хватает лишь одного электрона, поэтому для них наиболее характерным является процесс присоединения электрона. Например, атом Флуора, присоединяя один электрон, превращается в ион F^- , у которого электронная формула инертного элемента Неона:



Рассмотрим Карбон — элемент главной подгруппы IV группы. Его атомы на внешнем уровне содержат по четыре электрона. Они могут принять электронную конфигурацию Гелия, отдав четыре электрона, или электронную конфигурацию Неона, присоединив четыре электрона:



Таким образом, Карбон может проявлять как металлические, так и неметаллические свойства. Но Карбон относят к неметаллическим элементам, так как главная особенность неметаллических элементов — способность присоединять электроны, и она преобладает над способностью их отдавать.

В атомах переходных элементов (*d*-элементов) на внешнем уровне, как правило, находится два электрона. Благодаря этому все переходные элементы являются металлическими. Все *f*-элементы (лантаноиды и актиноиды) также являются металлическими.

Электронные формулы ионов можно определить по формулам атомов, прибавив к ним или отняв от них нужное число электронов.

Например, электронная формула атома Лития — $1s^2 2s^1$, а катиона Лития Li^+ — $1s^2$, что совпадает с электронной формулой Гелия.

При образовании анионов присоединенные электроны занимают свободные места на орбиталях. Например, формула атома Хлора $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, а аниона Cl^- — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, что совпадает с электронной формулой Аргона.

Изменение металлических и неметаллических свойств








У различных химических элементов — металлических или неметаллических — разная химическая активность. Это так же обусловлено числом валентных электронов на внешнем электронном уровне их атомов.

Элементам I группы нужно отдать один электрон, а II группы — два электрона. Один электрон отдать легче, чем два. Следовательно, чем больше электронов на внешнем электронном уровне, тем атомам сложнее их отдавать, поэтому с увеличением числа электронов на внешнем уровне (в периодах) металлические свойства элементов ослабевают.

Чем больше электронов не хватает до завершения электронного уровня, тем тяжелее их присоединять, поэтому, чем меньше электронов на внешнем уровне, тем слабее проявляются неметаллические свойства элементов.

В периоде с увеличением порядкового номера металлические свойства элементов и образованных ими простых веществ ослабевают, а неметаллические — усиливаются (рис. 15.4, с. 82).

У элементов одной группы на внешнем уровне находится одинаковое число электронов. Например, у атомов щелочных элементов по одному электрону, но они расположены на разных уровнях: у атомов Лития — на втором, Натрия — на третьем и т. д. Чем дальше от ядра расположены валентные электроны, тем слабее они притягиваются к ядру. Поэтому атомы Натрия отдают электроны легче, чем атомы Лития.

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Строение внешнего электронного уровня	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5
Число электронов на внешнем уровне	1	2	3	4	5	6	7
3-й период							
Характер химического элемента	Металлический	Металлический	Металлический	Полуметаллический	Неметаллический	Неметаллический	Неметаллический
Свойства простого вещества	Очень активный металл	Активный металл	Металл	Неметалл	Неметалл	Неметалл	Активный неметалл

Металлические свойства ослабевают, неметаллические — усиливаются →

Рис. 15.4. Изменение характера элементов 3-го периода и образованных ими простых веществ

Строение внешнего электронного уровня	Группа VA	Характер химического элемента	Свойства простого вещества	
$2s^2p^3$		Неметаллический	Неметалл	Неметаллические свойства ослабевают, металлические — усиливаются ↓
$3s^2p^3$		Неметаллический	Неметалл	
$4s^2p^3$		Неметаллический (полуметаллический)	Неметалл	
$5s^2p^3$		Неметаллический (полуметаллический)	Неметалл (с металлическим блеском)	
$6s^2p^3$		Металлический	Металл	

Рис. 15.5. Изменение характера элементов V группы и образованных ими простых веществ

С увеличением радиуса атомов внешние электроны легче терять, поэтому металлические свойства в группах усиливаются. Вместе с тем неметаллические свойства элементов в группах с увеличением радиуса атомов ослабевают. Металлические свойства элементов одной подгруппы сильнее всего выражены у элементов с наибольшим радиусом (наибольшим порядковым номером), а неметаллические — у элементов с наименьшим радиусом (наименьшим порядковым номером) (рис. 15.5).

Среди всех химических элементов наиболее активным металлическим элементом является Франций (поскольку Франций в природе не встречается, а получен искусственно, то среди существующих элементов наиболее активным является металлический элемент — Цезий). А наиболее активный неметаллический элемент — Флуор.

Как вы смогли заметить, свойства элементов и их соединений обусловлены строением электронных оболочек их атомов. А значит, и периодичность изменения этих свойств связана с периодичностью повторений электронной конфигурации атомов.

С увеличением порядкового номера:

- в периодах металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются
- в главных подгруппах металлические свойства усиливаются, а неметаллические — ослабевают



Выводы

1. Радиус атомов определяется размером электронной оболочки. В периодах радиус атомов уменьшается, а в группах — увеличивается.
2. Свойства элементов и их соединений обусловлены строением электронных оболочек атомов. Металлические свойства проявляют главным образом элементы, у атомов которых на внешних уровнях находится не больше четырех электронов. Атомы неметаллических элементов содержат на внешнем уровне четыре и больше электронов.
3. В периодах металлические свойства элементов с увеличением порядкового номера ослабевают, а в группах — усиливаются. Неметаллические свойства, наоборот, в периодах усиливаются, а в группах — ослабевают.



Контрольные вопросы

1. Чем обусловлены металлические и неметаллические свойства элементов?
2. Как определить число валентных электронов в электронных оболочках атомов химических элементов главных подгрупп?
3. Почему атомы принимают (отдают) электроны в химических реакциях?
4. Почему инертные элементы не вступают в химические реакции?
5. Какие частицы называют ионами?

6. Как изменяется сила притяжения валентных электронов к ядру в периоде и в подгруппе?
7. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов в группах и периодах Периодической системы с увеличением порядкового номера? Чем объясняются такие изменения?
8. Что определяет радиус атомов? Как он изменяется в периодах и группах?



Задания для усвоения материала

1. Выпишите из данного перечня отдельно символы: а) атомов; б) катионов; в) анионов; г) молекул.
 Na , Na^+ , O , O_2 , O^{2-} , Fe , SO_4^{2-} , Mg^{+2} , HNO_3 , NO_3^- , NH_4^+ , NO_2 .
2. Запишите электронные конфигурации: а) атома Хлора и иона Cl^- ; б) атома Магния и иона Mg^{+2} .
3. Сколько протонов и электронов содержит: а) атом Алюминия; б) ион Al^{+3} ?
4. Атом какого элемента содержит столько же электронов, сколько их в ионе Na^+ ?
5. Сравните электронное строение ионов S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{+2} со строением атома Аргона.
6. Сколько электронов не хватает до завершения внешнего энергетического уровня атомам: а) Оксигена; б) Хлора; в) Фосфора?
7. У иона некоторого элемента E^{+2} такое же электронное строение, как и у атома Аргона. Определите этот элемент.
8. По Периодической системе определите число электронов, которое максимально может отдавать и присоединять атом Фосфора.
9. Почему существенно отличаются свойства элементов главных подгрупп I и VII групп? Поясните ответ с точки зрения строения их электронных оболочек.
10. В чем заключается отличие электронной оболочки иона Натрия от электронных оболочек: а) атома Натрия; б) атома Неона; в) иона K^+ ?
11. Почему элементы Флуор и Хлор обладают сходными свойствами?

§ 16. Характеристика химических элементов по их месту в Периодической системе и строению атома

Вспомните:

- строение Периодической системы (§ 7);
- зависимость свойств элементов и соединений от строения их электронной оболочки (§ 15).

По месту в Периодической системе и электронной конфигурации элемента можно предсказать его свойства и охарактеризовать его относительно других элементов. Охарактеризовать элемент можно по приведенному плану. Рассмотрим его на примере Карбона и Кальция (табл. 6).

Таблица 6. Характеристика химических элементов (на примере Карбона и Кальция)

Карбон	Кальций
1. Расположение в Периодической системе	
Порядковый номер — 7; 2-й период, IV группа, главная подгруппа	Порядковый номер — 20; 4-й период, II группа, главная подгруппа; относится к щелочноземельным элементам
2. Строение атома	
<p>Заряд ядра — +6, содержит 6 протонов, 6 нейтронов, 6 электронов. Электронная оболочка состоит из двух энергетических уровней. На внешнем уровне находится одна электронная пара и 2 неспаренных электрона. Строение внешнего электронного уровня:</p> <p>${}_6\text{C} \quad 2 \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c } \hline \uparrow \quad \uparrow \\ \hline \end{array}$</p> <p style="text-align: center;">$s \qquad p$</p> <p>Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^2$</p>	<p>Заряд ядра — +20, содержит 20 протонов, 20 нейтронов, 20 электронов. Электронная оболочка состоит из четырех энергетических уровней. На внешнем уровне находится одна электронная пара. Строение внешнего электронного уровня:</p> <p>${}_{20}\text{Ca} \quad 4 \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \quad \quad \quad \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c c } \hline \quad \quad \quad \quad \\ \hline \end{array}$</p> <p style="text-align: center;">$s \qquad p \qquad d$</p> <p>Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$</p>
3. Характеристика химического элемента	
<i>p</i> -элемент, неметаллический, до завершения электронного уровня принимает 4 электрона	<i>s</i> -элемент, металлический, для обречения электронной конфигурации инертного элемента теряет 2 электрона
4. Относительная атомная масса	
12	40
5. Высшая валентность и формула высшего оксида	
IV; CO_2	II; CaO
6. Гидрат высшего оксида и его характер	
H_2CO_3 ; кислота	Ca(OH)_2 ; щелочь
7. Формула летучего соединения с Водородом	
CH_4	Не образует
8. Сравнение металлических или неметаллических свойств со свойствами элементов, стоящих рядом в периоде и подгруппе	
Неметаллические свойства выражены сильнее, чем у Бора и Силиция, но слабее, чем у Нитрогена	Металлические свойства выражены сильнее, чем у Магния и Скандия, но слабее, чем у Калия и Стронция



Выводы

Для того чтобы охарактеризовать химический элемент, кроме указания его положения в Периодической системе, необходимо также определить строение его атома и характер образуемых им соединений.



Контрольные вопросы

1. От чего зависит радиус атома: а) от числа энергетических уровней; б) числа протонов; в) числа орбиталей?
2. Что общего в строении внешней электронной оболочки металлических элементов? неметаллических?



Задания для усвоения материала

1. Какой из химических элементов четвертого периода проявляет наиболее сильные: а) металлические свойства; б) неметаллические свойства?
2. Назовите элемент главной подгруппы IV группы, у которого наиболее выражены неметаллические свойства.
3. Расположите следующие символы в порядке усиления металлических свойств элементов: а) Al, Na, Mg; б) Ca, Ba, Sr.
4. Охарактеризуйте химические элементы Бериллий, Кислород, Натрий и Фосфор по плану, приведенному в этом параграфе (табл. 6, с. 85).
5. Три элемента А, Б и В расположены в одном периоде. В атоме элемента А число энергетических уровней в два раза меньше, чем число электронов на его внешнем уровне. Элемент Б — наиболее распространенный элемент в природе, с элементом А он образует соединение состава $АВ_2$. Элемент В образует щелочь. Эти элементы образуют вещество состава $В_2АВ_3$. Назовите все элементы и составьте формулы веществ, о которых идет речь.
- 6*. Как вы считаете, почему Гидроген иногда располагают одновременно в первой и седьмой группах Периодической системы?



Проверьте свои знания по теме «Периодический закон и Периодическая система химических элементов. Строение атома».

ТЕМА 2. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

В этом разделе вы узнаете...

- как атомы соединяются в молекуле;
- почему не все атомы отталкиваются друг от друга;
- чем отличаются связи между разными атомами;
- соединены ли между собой атомы в поваренной соли;
- как устроены твердые вещества;
- что в кристаллах есть решетки;
- как строение вещества отражается на его свойствах.

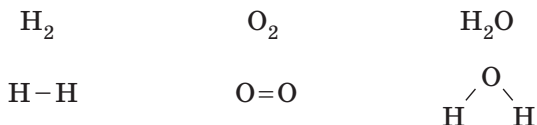
§ 17. Природа химической связи

Вспомните:

- определение электронных формул атомов (§ 13);
- причину устойчивости атомов инертных элементов (§ 15).

Электронная природа связи

Почти двести лет назад ученые ввели понятие о валентности как способности атомов соединяться с другими атомами. Например, атомы Гидрогена всегда одновалентны, а Оксигена — двухвалентны. Основываясь на этих данных, начали изображать **структурные формулы** молекул следующим образом:



В этих формулах черточками обозначены химические связи, которые существуют между атомами. Но что такое химическая связь? Только после открытия электрона английским физиком Дж. Томсоном в 1897 г. было высказано предположение, что химические связи имеют электронную природу и образуются благодаря смещению или перенесению электронов от одного атома к другому. Позднее оказалось, что эта гипотеза была верной.

Атом, как вы уже знаете, состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Простейший атом — атом Гидрогена — содержит один электрон, который находится на

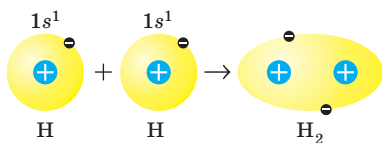


Рис. 17.1. При образовании химической связи электронные орбитали атомов Гидрогена перекрываются

первом энергетическом уровне. При сближении двух атомов Гидрогена ядро одного из них притягивает электрон другого атома и наоборот. Между атомами возникает взаимодействие, и расстояние между ними уменьшается до тех пор, пока взаимное притяжение не уравнивается отталкиванием двух положительных ядер. В образованной молекуле водо-

рода электронная плотность (возможное местонахождение электронов) между ядрами оказывается повышенной благодаря перекрыванию орбиталей атомов Гидрогена (рис. 17.1).



Химическая связь — это взаимодействие атомов, определяющее устойчивость многоатомных частиц (молекул, ионов, кристаллов).

При образовании химической связи между атомами энергия молекулы ниже энергии отдельных атомов (рис. 17.2), а стремление к уменьшению энергии — это действующая сила любых взаимодействий. Уменьшение энергии молекулы по сравнению с энергией отдельных атомов — причина образования химической связи.

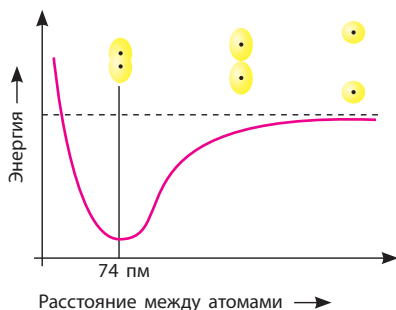


Рис. 17.2. Зависимость энергии атомов Гидрогена при образовании молекулы водорода от расстояния между ядрами атомов: при максимальном взаимодействии атомов (образовании химической связи) энергия уменьшается до минимума, $1 \text{ пм} = 10^{-12} \text{ м}$

Условия возникновения химической связи

Не все атомы могут взаимодействовать между собой. Бывает так, что при сближении некоторых атомов и перекрывании их электронных орбиталей молекула не образуется. Например, если два атома Гелия приближаются друг к другу, то молекула He_2 образоваться не может.

Условия возникновения химической связи определил американский химик Дж. Льюис, который в 1916 г. предложил электронную теорию химической связи. Эта теория основана на том, что электронные оболочки

Американский физико-химик, работал в области электрохимии, термодинамики и теоретической химии. Родился в г. Уэймут близ Бостона. В 14 лет поступил в университет Небраска, а через три года перевелся в Гарвард. С 26 лет преподавал в Гарварде, Кембридже. В 39 лет стал деканом химического факультета в университете Беркли, который под его руководством стал одним из лучших факультетов страны. В 1916 г. Льюис выдвинул идею, что химическая связь образуется благодаря общей паре электронов, а также что внешний электронный слой содержит восемь электронов (хотя термин «октет» никогда не употреблял). В 1932 г. сформулировал теорию кислот и оснований (теорию Льюиса). Впервые выделил чистую «тяжелую воду». Льюиса называют одним из величайших физико-химиков США. Среди его учеников 289 докторов наук и 20 лауреатов Нобелевской премии, хотя ему самому получить Нобелевскую премию было не суждено.



**Джилберт Ньютон
Льюис (1875–1946)**

атомов инертных элементов отличаются особой устойчивостью, чем и объясняется их химическая инертность. Атомы других элементов при образовании химической связи стремятся изменить электронную оболочку до конфигурации ближайшего инертного элемента, отдавая или присоединяя электроны. Только в таком случае образуются устойчивые молекулы. Это утверждение называют **правилом октета Льюиса** (от латин. *окто* — «восемь»), поскольку атомы всех инертных элементов (кроме Гелия) содержат на внешнем уровне по восемь электронов.

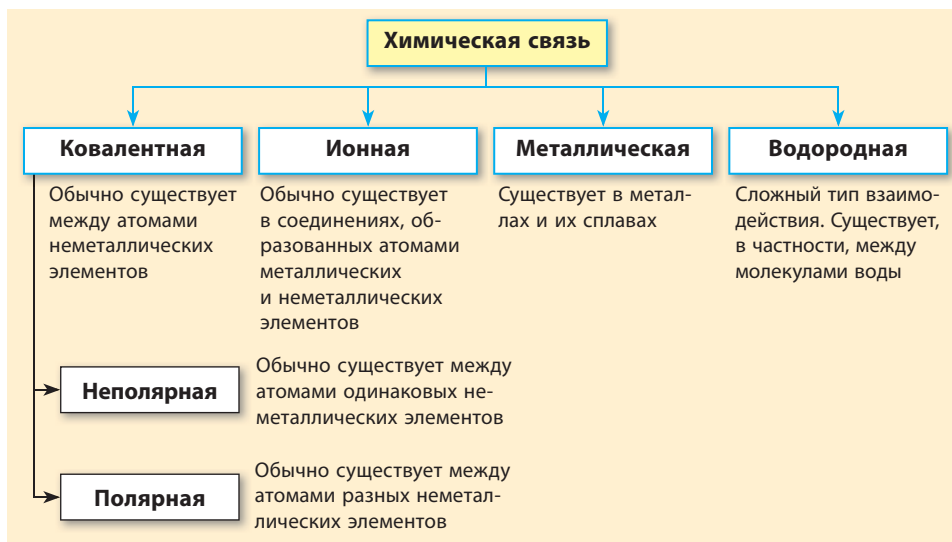
Таким образом, понятно, почему молекула H_2 устойчивая, а молекулы He_2 не существует. Это связано с тем, что атому Гидрогена до завершения внешнего уровня не хватает одного электрона. При образовании молекулы H_2 электроны двух атомов объединяются, и электронная конфигурация каждого атома дополняется до конфигурации атома Гелия. А в атоме Гелия внешний энергетический уровень уже заполнен, поэтому ему просто не нужны «лишние» электроны.

Типы химической связи

В веществах различают несколько типов химической связи. Все они образуются благодаря общим электронным парам или обмену электронами, но между типами связи есть существенные различия. В зависимости от вида соединяющихся частиц могут образовываться разные типы связи, но можно утверждать, что во всех металлах

существует металлическая связь. В 8 классе вы ознакомитесь с ковалентной и ионной связями, а остальные будете изучать в старших классах.

Схема 2. Типы химической связи



Первая статья по теории химической связи, опубликованная Льюисом в 1916 г., содержала революционные для того времени идеи, а сегодня это изучают в школьном курсе химии. Но современники не смогли оценить труд Льюиса. Только через три года на него обратил внимание известный физик Ленгмюр, который развил теорию Льюиса о ковалентной и ионной связи. Авторитет Ленгмюра к тому времени был настолько велик, что ему невольно была приписана слава создания теории химической связи. В настоящее время справедливость восстановлена, и основателем этой теории считается Льюис.



Выводы

1. Химическая связь имеет электронную природу и образуется благодаря притяжению электронов одного атома к ядру другого атома.
2. Химическую связь образуют те атомы, электронная конфигурация которых отличается от конфигурации атомов инертных элементов. При образовании связи атомы объединяют или перераспределяют электроны так, чтобы получить электронную конфигурацию атомов ближайшего инертного элемента.



Контрольные вопросы

1. Почему число известных молекул намного превышает число существующих химических элементов?

2. При участии каких частиц образуется химическая связь: а) протонов; б) электронов; в) нейтронов?
3. Какие взаимодействия существуют в молекуле водорода? Как они изменяются в зависимости от расстояния между ядрами атомов?
4. Дайте определение химической связи. Благодаря чему она образуется?
5. Почему одни атомы взаимодействуют друг с другом, а другие — нет?
6. Какие существуют типы химической связи?
7. По какому правилу можно определить атомы, способные образовать химическую связь?



Задания для усвоения материала

1. Сколько электронов не хватает до октета атомам Нитрогена, Хлора, Сульфура, Карбона, Флуора, Оксигена?
2. К электронной конфигурации каких инертных элементов стремятся атомы Лития, Оксигена, Кальция, Алюминия, Хлора? Атомы этих элементов будут отдавать или присоединять электроны при образовании химических связей?
3. Определите, сколько электронов могут отдать атомы Лития, Магния, Калия, Алюминия, Фосфора, Хлора.

§ 18. Ковалентная связь

Вспомните: определение электронной конфигурации атома (§ 13).

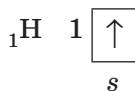
Образование ковалентной связи

Вы уже знаете, что при образовании химической связи атомы стремятся к тому, чтобы на их внешнем энергетическом уровне было два или восемь (октет) электронов. Этого можно достичь несколькими способами. Один из них заключается в объединении неспаренных электронов в общие электронные пары, которые принадлежат одновременно обоим атомам. Такую связь называют ковалентной.



Химическую связь, которая возникает в результате образования общих электронных пар, называют ковалентной.

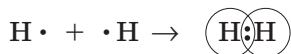
Рассмотрим образование ковалентных связей в некоторых простых молекулах. В самом простом из известных атомов — атоме Гидрогена — на внешнем электронном уровне находится один электрон:



При изображении образования химической связи валентные электроны принято обозначать точкой или крестиком:



Такие формулы называют **электронными формулами**, или **электронно-точечными формулами**, или **формулами Льюиса**. Образование молекулы водорода H_2 можно записать в виде формулы:



Таким образом, каждый атом Гидрогена отдает свой валентный электрон в «общее пользование». При этом образуется **общая электронная пара**, которая одновременно принадлежит обоим атомам Гидрогена. Каждый атом Гидрогена при этом приобретает электронную конфигурацию инертного элемента (Гелия), т. е. получает заполненный внешний электронный слой, который обуславливает устойчивость молекулы водорода.

Общую электронную пару, которая определяет химическую связь, можно обозначить черточкой. Таким образом составляют **структурные формулы**, например, для водорода:



Между атомами Гидрогена образуется одна общая электронная пара, т. е. одна химическая связь. Такую связь называют **ординарной**, или **одинарной**. Если изобразить образование общей электронной пары перекрыванием соответствующих орбиталей, то получится молекула, модель которой изображена на рисунке 18.1: две s -орбитали атомов Гидрогена перекрываются, и в области перекрывания образуется повышенная электронная плотность.

Атомы неметаллических элементов второго периода стремятся дополнить свою электронную оболочку до октета. Составим схему образования связи в молекуле фтора F_2 . Атом Флуора содержит на

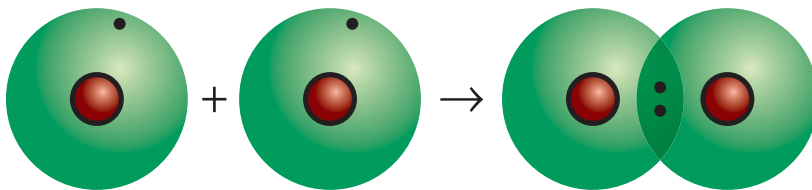


Рис. 18.1. При перекрывании s -орбиталей атомов Гидрогена образуется участок повышенной электронной плотности, где преимущественно находится общая электронная пара

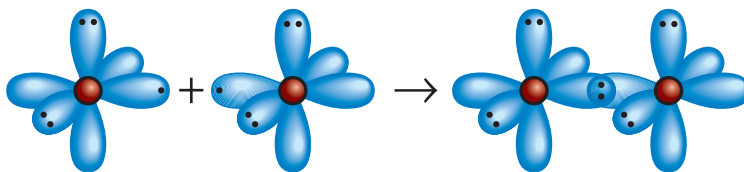
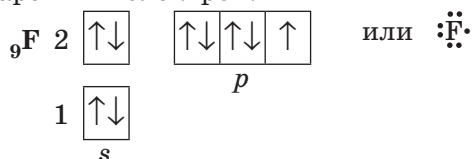


Рис. 18.2. Перекрывание p -орбиталей атомов Флуора при образовании молекулы фтора. Остальные p -орбитали, на которых находятся электронные пары, не участвуют в образовании связи

внешнем уровне семь электронов — три электронные пары и один неспаренный электрон:



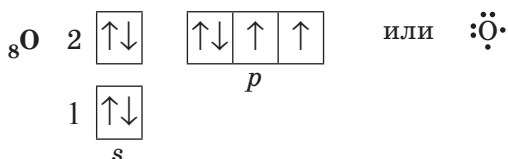
До завершения внешнего уровня атому Флуора не хватает одного электрона, поэтому каждый из атомов предоставляет в общее пользование по одному неспаренному электрону:



В молекуле фтора F_2 атомы Флуора образуют одну общую электронную пару путем перекрывания p -орбиталей (рис. 18.2). Таким образом, у каждого из атомов на внешнем уровне становится по восемь электронов (октет), из которых два являются общими, а шесть (три пары) не участвуют в образовании химической связи и принадлежат самому атому. Эти три электронные пары называют **неподеленными**.

Образование двойной и тройной связей

При взаимодействии двух атомов, у каждого из которых есть несколько неспаренных электронов, образуется одновременно несколько общих электронных пар. Примером является молекула кислорода O_2 . В атоме Оксигена на внешнем уровне шесть электронов: две электронные пары и два неспаренных электрона.

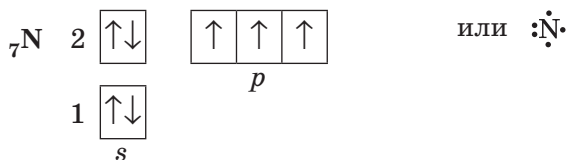


Эти неспаренные электроны принимают участие в образовании двух общих электронных пар:



Благодаря этому каждый атом Оксигена получает завершенный внешний энергетический уровень из восьми электронов (октет). Такую химическую связь называют **двойной** и обозначают двумя черточками.

В атомах Нитрогена на внешнем электронном уровне находятся три неспаренных электрона:



Благодаря им при образовании молекулы азота N_2 появляются три общие электронные пары:



Каждый из атомов Нитрогена завершает внешний электронный уровень, который содержит октет электронов: шесть электронов, общих для обоих атомов (три общие пары), и у каждого из атомов — по одной собственной электронной паре. Связь в молекуле азота называют **тройной** и обозначают тремя черточками.

Образование связи между разными атомами

Мы рассмотрели, как образуется химическая связь в молекулах простых веществ, но ковалентная связь может образоваться и между атомами разных элементов. В молекуле гидроген флуорида HF (фтороводорода) атомы за счет «чужого» электрона завершают свой внешний энергетический уровень: атом Гидрогена — первый, а атом Флуора — второй (рис. 18.3).

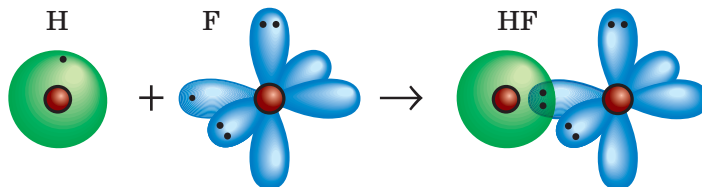
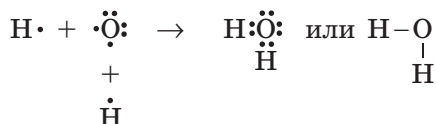


Рис. 18.3. При образовании молекулы фтороводорода s -орбиталь атома Гидрогена перекрывается с p -орбиталью атома Флуора



Если в одном атоме есть несколько неспаренных электронов, то он может образовать ковалентные связи одновременно с несколькими атомами. В молекуле воды H_2O атом Оксигена образует две ординарные ковалентные связи с двумя атомами Гидрогена:



Каждый атом Гидрогена в молекуле воды содержит на внешнем уровне по два электрона (общих с атомом Оксигена), а атом Оксигена — восемь электронов (четыре свои и две общие пары).

Между атомами разных элементов может также образовываться и двойная связь, например в молекуле углекислого газа CO_2 между атомами Карбона и Оксигена:



В этом случае каждый из атомов Оксигена образует одну двойную связь, а атом Карбона — две двойные связи.

Обратите внимание, что в обычном состоянии в атоме Карбона на внешнем уровне находятся только два неспаренных электрона. Для того чтобы образовать четыре химические связи, атом Карбона поглощает небольшое количество энергии и переходит в так называемое возбужденное состояние (графически его обозначают звездочкой). Поглощая дополнительную энергию, один электрон с s -орбитали переходит на свободную p -орбиталь, и на внешнем уровне атома Карбона теперь четыре неспаренных электрона:



Такой процесс довольно распространен и происходит в тех случаях, когда на внешнем уровне атомов есть свободные орбитали и электронные пары. Благодаря ему в атомах некоторых элементов при поглощении дополнительной энергии в возбужденном состоянии становится больше неспаренных электронов, чем в обычном (основном) состоянии, и атомы элементов могут проявлять свою высшую валентность.



Лингвистическая задача

На латыни *co* означает «общий», а *vales* — «имеющий силу». Основываясь на этом, объясните значение термина «ковалентный».

На латыни *ordinary* имеет значение «обычный». Как вы считаете, почему термины «одинарная связь» и «ординарная связь» являются синонимами?



Выводы

1. Ковалентная связь возникает благодаря объединению электронов. При этом между атомами образуются общие электронные пары, которые принадлежат обоим соединенным атомам. При образовании ковалентной связи за счет неподеленных электронных пар и общих электронов атом приобретает электронную конфигурацию атома инертного элемента.
2. Связь, которая возникает благодаря образованию одной общей электронной пары, является ординарной. Атомы, у которых на внешних электронных уровнях больше одного неспаренного электрона, могут образовывать двойную связь (две общие электронные пары) и тройную связь (три общие электронные пары).



Контрольные вопросы

1. Дайте определение ковалентной связи.
2. Общая электронная пара — это: а) пара электронов, принадлежащая обоим атомам, между которыми образована химическая связь; б) пара электронов, которая не образует химической связи; в) два электрона, которые находятся на одном энергетическом подуровне.
3. Какие электроны называют неспаренными?
4. Какую электронную пару называют неподеленной?
5. Какую связь называют: а) ординарной; б) двойной; в) тройной? Приведите примеры молекул с такими связями.



Задания для усвоения материала

1. Сколько электронных пар и неспаренных электронов содержат на внешнем энергетическом уровне атомы: а) Хлора; б) Сульфура; в) Фосфора? Составьте для них формулы Льюиса.
2. Сколько неспаренных электронов содержит: а) атом Флуора; б) молекула фтора?
3. Почему не могут существовать двухатомные молекулы инертных элементов?
4. Благодаря электронам какого уровня осуществляется связь между атомами: а) в молекуле водорода; б) молекуле хлора?
5. Составьте формулы Льюиса для молекул хлороводорода HCl , сероводорода H_2S , аммиака NH_3 , метана CH_4 . Сколько общих и неподеленных электронных пар содержат атомы в каждом случае?

6. Составьте формулу Льюиса для молекулы серы S_2 . Сколько электронных пар принимают участие в образовании ковалентной связи между атомами Сульфур? Соблюдается ли правило октета?
7. Дано три электронные формулы: а) $X : \ddot{Y} :$; б) $:\ddot{Z} : \ddot{Z} :$; в) $:\ddot{A} :: \ddot{A} :$. Каким из следующих веществ — NH_3 , HCl , O_2 , F_2 , N_2 , H_2 , HBr , Cl_2 — соответствуют эти электронные формулы? Каким веществам не соответствует ни одна электронная формула?
- 8*. Составьте графические электронные формулы строения электронной оболочки атома Сульфур в основном и возбужденном состояниях, чтобы на внешнем электронном уровне атома было четыре и шесть неспаренных электронов. Составьте формулы Льюиса для сульфур(IV) оксида и сульфур(VI) оксида.
- 9*. Составьте графические электронные формулы для электронных оболочек атомов Фосфора и Хлора в основном и в разных возможных возбужденных состояниях. Основываясь на них, объясните возможные валентности, которые могут проявлять атомы Фосфора и Хлора в соединениях.
- 10*. Образование ковалентной связи может происходить по обменному (рекомбинационному) механизму, который описан в этом параграфе, и по донорно-акцепторному. Найдите в дополнительной литературе отличительные и общие черты этих двух механизмов. Приведите примеры частиц, образование которых происходит по донорно-акцепторному механизму образования ковалентной связи.

§ 19. Полярная и неполярная ковалентная связь

Вспомните: как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов, а также радиус атомов в периодах и группах (§ 15).

Электроотрицательность химических элементов

Способность атома притягивать общие электронные пары называют **электроотрицательностью**. Сильнее всего притягивают электроны атомы наиболее активных неметаллических элементов — Флуора, Оксигена, Хлора, так как для завершения внешнего уровня им не хватает одного или двух электронов. И электроны, которые они будут принимать, разместятся достаточно близко к ядру — на втором или третьем электронном уровне. Поэтому электроотрицательность этих элементов наибольшая. Легче всего отдают электроны атомы активных металлических элементов, в первую очередь щелочных — Лития, Натрия, Калия и др. Они проявляют наименьшую электроотрицательность.

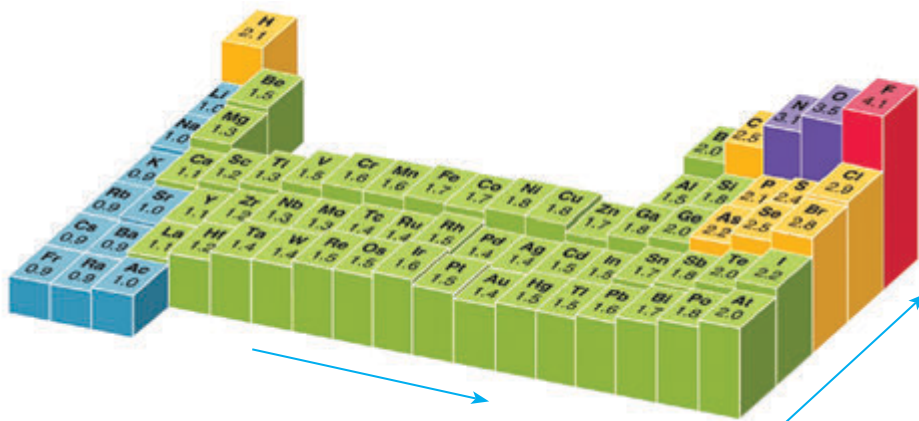
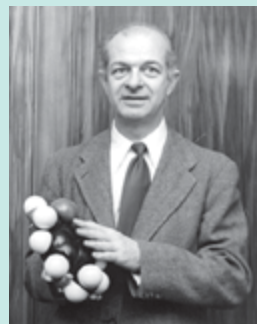


Рис. 19.1. Изменение значения электроотрицательности химических элементов в соответствии с их местом в Периодической системе (длинный вариант)

Поскольку электроотрицательность — это свойство, связанное с присоединением и потерей электронов, то и изменяться она будет так же, как и неметаллические свойства: в периодах электроотрицательность увеличивается слева направо, а в группах — снизу вверх. Таким образом, элемент с наибольшей электроотрицательностью — Флуор, а с наименьшей — Франций (рис. 19.1).

Способ количественного определения электроотрицательности впервые разработал американский химик Лайнус Полинг. По шкале Полинга электроотрицательность Флуора принята за 3,98 (округленно 4), вторым по электроотрицательности является Оксиген (3,44), третьим — Хлор (3,16). Гидроген и типичные неметаллические элементы распо-

Американский химик и физик, дважды лауреат Нобелевской премии: по химии в 1954 г. (за изучение природы химической связи) и премия мира в 1962 г. (за борьбу против распространения ядерного оружия). С детства интересовался наукой, проводил химические опыты на кухне. В период учебы подрабатывал мытьем посуды и сортировкой бумаг. С 1922 г. работал в Калифорнийском технологическом институте, где со временем стал деканом химического факультета. С конца 60-х гг. исследовал влияние витаминов на организм человека и возможность лечения ими раковых заболеваний. Имя Полинга — в числе 20 величайших ученых всех времен.



Лайнус Карл Полинг
(1901–1994)

жены в середине шкалы; значения их электроотрицательностей близки к 2. Активные металлические элементы имеют значение электроотрицательности меньше 1,6. (Значения электроотрицательностей для химических элементов приведены в Периодической системе на форзаце 1.)

Полярность ковалентной связи

Ковалентная связь может образоваться между одинаковыми или разными атомами. Атомы разных химических элементов обладают разной электроотрицательностью, так как по-разному притягивают общую электронную пару. Благодаря этому для ковалентной связи характерно свойство, которое называют **полярностью ковалентной связи**.

Давайте рассмотрим, чем отличается химическая связь в молекулах водорода H_2 , фтора F_2 и гидроген флуорида HF :



Во всех этих молекулах между атомами образуется одинарная ковалентная связь благодаря возникновению одной общей электронной пары. Но в равной ли мере она принадлежит обоим атомам?

В молекулах фтора и водорода общая электронная пара одинаково притягивается к обоим атомам и принадлежит им в равной мере. Такую ковалентную связь называют **неполярной**. Во всех простых веществах, образованных неметаллическими элементами (например, H_2 , N_2 , O_2 , S_2), химические связи неполярные.

В молекуле гидроген флуорида атомы Гидрогена и Флуора притягивают электроны по-разному. У Флуора электроотрицательность больше, чем у Гидрогена, поэтому атомы Флуора сильнее притягивают общую электронную пару, чем атомы Гидрогена. Это приводит к смещению общей электронной пары в сторону атома Флуора и увеличению на нем электронной плотности (рис. 19.2). Как следствие, на атоме Флуора появляется некоторый избыточный отрицательный заряд. На атоме Гидрогена, наоборот, электронная плотность уменьшается, следовательно, на нем появляется некоторый положительный

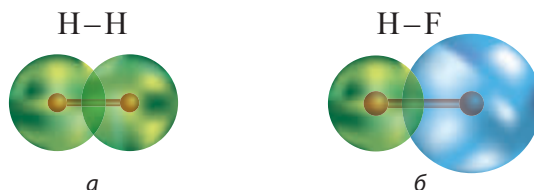


Рис. 19.2. В молекуле водорода электронная плотность на обоих атомах одинаковая (а), а в молекуле гидроген флуорида на атоме Флуора электронная плотность больше, благодаря чему на атоме Флуора появляется избыточный отрицательный заряд (б)

Ковалентная неполярная связь:

- общие электроны принадлежат обоим атомам в равной мере
- существует между атомами неметаллических элементов с незначительной разностью электроотрицательностей

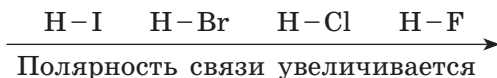
Ковалентная полярная связь:

- общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного элемента
- существует между атомами неметаллических элементов с разной электроотрицательностью

заряд. Схематически это изображают так:



Ковалентная связь, образованная атомами разных элементов, называется **полярной** (поскольку в молекуле появляются полюса электрического заряда). В ковалентной полярной связи общая электронная пара смещена к тому атому, который сильнее притягивает электроны, т. е. к атомам элемента с большей электроотрицательностью. Чем сильнее это смещение общей электронной пары, тем больше полярность связи. Так, в ряду галогеноводородов разность электроотрицательностей между Водородом и Фтором значительно больше, чем между Водородом и Йодом. Таким образом, в водород флуориде полярность связи больше, чем в водород йодиде:



Поскольку электрон, принадлежавший атому Водорода, лишь частично смещается в сторону атома Фтора, то избыточный отрицательный заряд, который появляется на атоме Фтора, меньше элементарного заряда, т. е. меньше заряда электрона (–1). В данном случае он составляет лишь 44 % от заряда электрона. Чтобы не указывать точное значение заряда (а во многих случаях определить его довольно сложно), используют букву δ (дельта). Несомненно то, что заряд на атоме Водорода точно равен заряду на атоме Фтора, но противоположен по знаку, то есть сумма зарядов равна нулю. Следовательно, молекула остается электронейтральной. Чем больше разность электроотрицательностей двух атомов, тем больше заряд на атомах.

Зависимость полярности связи от электроотрицательности элементов

Молекула	HF		HCl		HBr		HI	
Электроотрицательность элементов	H — 2,20 F — 3,98		H — 2,20 Cl — 3,16		H — 2,20 Br — 2,96		H — 2,20 I — 2,66	
Разность электроотрицательностей (ΔEN)	1,78		0,96		0,76		0,46	
Степень смещения электронной плотности	+0,44 H	–0,44 F	+0,18 H	–0,18 Cl	+0,12 H	–0,12 Br	+0,05 H	–0,05 I



Нитроген — довольно активный химический элемент, но азот N_2 — одно из самых инертных веществ, близкое по инертности к инертным газам. Азот даже иногда используют для создания инертной атмосферы при проведении химических реакций вместо более дорогих аргона или гелия. Это объясняется чрезвычайно прочной связью между атомами Нитрогена в молекуле N_2 , что и определяет его низкую реакционную способность.



Выводы

1. Полярность ковалентной связи обусловлена разной способностью атомов притягивать общие электроны (электроотрицательностью). Ковалентная связь между одинаковыми атомами является неполярной, а между разными атомами — полярной.
2. В молекуле на атоме более электроотрицательного элемента появляется избыточный отрицательный заряд, а на менее электроотрицательном атоме — положительный. Чем больше разность электроотрицательностей, тем более полярной является связь.



Контрольные вопросы

1. Какую ковалентную связь называют неполярной? полярной? Приведите примеры веществ с такими типами связи.
2. От чего зависит полярность ковалентной связи?
3. Как определить, на каком из атомов, соединенных ковалентной связью, появляется отрицательный заряд, а на каком — положительный?
4. Какое свойство химических элементов называют электроотрицательностью? Как она изменяется в периодах и группах? Назовите наиболее и наименее электроотрицательные элементы. Ответ обоснуйте.



Задания для усвоения материала

1. Выпишите отдельно формулы веществ с полярной и неполярной связью: S_8 , NH_3 , O_2 , OF_2 , F_2 , ClF_3 , P_4 , NO_2 , NO , N_2 .
2. Запишите формулы веществ в порядке увеличения полярности связи в их молекулах: H_2O , CH_4 , HF , NH_3 .
3. Пользуясь форзацем 1, вычислите разность между электроотрицательностями элементов в парах: $Li-Cl$, $Be-Cl$, $B-Cl$, $C-Cl$, $N-Cl$, $O-Cl$, $F-Cl$. Укажите пару элементов с наиболее полярной и наименее полярной связью.
4. Определив разность электроотрицательностей, укажите формулу наиболее полярной молекулы: H_2 , HCl , HF , ClF , Cl_2 , F_2 .
5. Среди данных веществ выберите соединения с наибольшей и наименьшей полярностью связи: йодоводород HI , хлороводород HCl , бромоводород HBr , вода H_2O , сероводород H_2S , хлор Cl_2 , метан CH_4 , фосфин PH_3 .

6. Определите знак частичного заряда на атоме Хлора в молекулах HCl и ClF. Как вы считаете, в какой из этих молекул частичный заряд Хлора больше абсолютной величины?
7. Как изменяется в ряду H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te полярность связи? Почему?

§ 20. Ионная связь

Вспомните: щелочные элементы — это элементы IA группы, галогены — элементы VIIA группы.

Образование веществ с ионной связью

Механизм образования веществ с ионной связью имеет общие черты с образованием веществ с ковалентной связью. Они также образуются благодаря перераспределению электронов. Ионная связь существует в веществах, образованных металлическими и неметаллическими элементами.

Атомы металлических элементов отдают электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы (катионы), а атомы неметаллических — принимают электроны, превращаясь в отрицательно заряженные ионы (анионы). Между этими разноименно заряженными ионами возникает электростатическое притяжение, сила которого зависит от зарядов ионов и их радиусов. Такую связь называют ионной.



Химическую связь, возникающую в результате притяжения противоположно заряженных ионов, называют ионной.

В результате химической реакции натрия и хлора образуются ионы Натрия Na^+ и хлорид-ионы Cl^- (рис. 20.1):

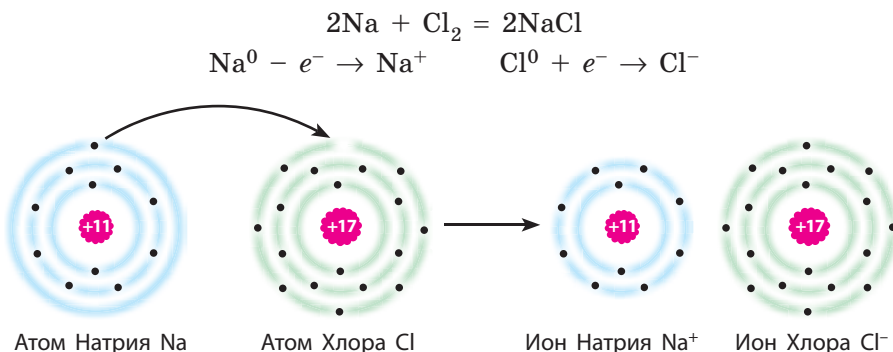


Рис. 20.1. Атом Натрия отдает электрон атому Хлора. При этом оба атома превращаются в ионы с завершённым внешним электронным уровнем

Ионная связь:

- возникает между противоположно заряженными ионами
- существует между ионами металлических и неметаллических элементов

Продукт взаимодействия — натрий хлорид — полностью состоит из ионов Натрия и хлорид-ионов, образованных перемещением электронов от атомов Натрия к атомам Хлора. Ионы в кристалле между собой не связаны жестко, т. е. между ними не существует общих электронных пар. В натрий хлориде они удерживаются вместе благодаря притяжению между противоположно заряженными ионами (рис. 20.2).

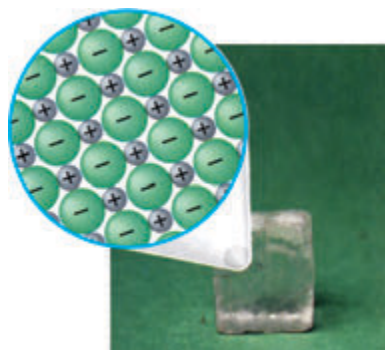


Рис. 20.2. В кристалле натрий хлорида ионы удерживаются благодаря ионной связи

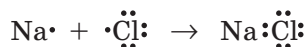
Ионная связь характерна для основных оксидов ($\text{Na}_2^{+ -2}\text{O}$, $\text{Mg}^{+2 -2}\text{O}$), щелочей (Na^+OH^- , K^+OH^-) и солей (Na^+Cl^- , K^+NO_3^-).

Катионы и анионы могут состоять не только из одного, но и из нескольких атомов. Например, щелочи образованы катионами металлов M^+ и гидроксид-ионами OH^- . Связь между катионами металлических элементов M^+ и гидроксид-ионами OH^- ионная, а между атомами Водорода и Кислорода в ионе OH^- — ковалентная полярная.



Критерий образования ионной связи

Образование веществ с ионной связью можно рассматривать и с точки зрения образования общей электронной пары:



Но Натрий и Хлор значительно отличаются по электроотрицательности, и атом Хлора настолько сильнее притягивал бы общую электронную пару, что она полностью перешла бы к нему, а атому Натрия уже не принадлежала бы. Поэтому электрон, который находился на внешнем уровне атома Натрия и должен был образовать общую электронную пару, сразу переходит в полную собственность атома Хлора с одновременным превращением этих атомов в ионы.

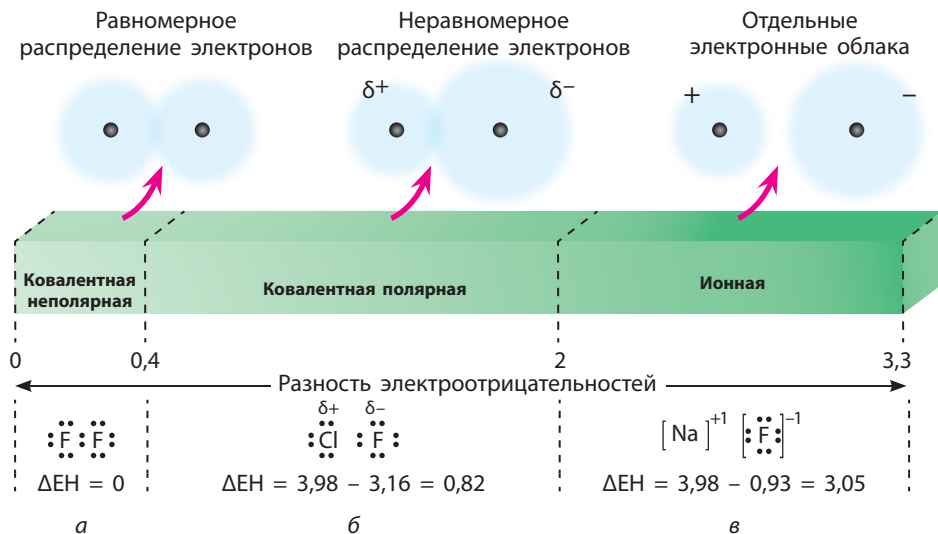


Рис. 20.3. Зависимость типа связи от разности электроотрицательностей элементов:
а — ковалентная неполярная связь; б — ковалентная полярная; в — ионная

Итак, ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи, когда общая электронная пара полностью перешла к одному из атомов. Ионная связь существует между атомами элементов со значительной разностью между значениями их электроотрицательностей.

Между атомами одного неметаллического элемента, конечно, существует ковалентная неполярная связь (рис. 20.3а). (Иногда неполярной также считают связь между атомами разных неметаллических элементов при условии, что разность между электроотрицательностями элементов (ΔEN) не превышает 0,4.) Если же ΔEN меньше 2, то связь считают ковалентной полярной (рис. 20.3б). Условно считают, что связь ионная, если ΔEN больше 2 (рис. 20.3в).

Лингвистическая задача

- В переводе с греческого *ката* означает «вниз», *ана* — «вверх», *ион* — «идущий».
- Что, по вашему мнению, означают термины «катион» и «анион»?



Выводы

- Ионная связь существует в веществах, образованных элементами с большой разностью электроотрицательностей. При взаимодействии веществ, образованных такими элементами, происходит полная передача

ча электронов от атомов металлических элементов атомам неметаллических элементов с образованием противоположно заряженных ионов.

2. Вещества с ионной связью существуют в виде кристаллов, в которых положительно заряженные ионы окружены определенным числом отрицательно заряженных ионов, и наоборот. Ионная связь реализуется благодаря электростатическому притяжению противоположно заряженных ионов.



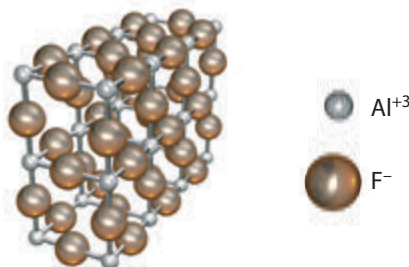
Контрольные вопросы

1. Какую связь называют ионной? Приведите примеры соединений с ионной связью.
2. Как можно отличить ионную связь от ковалентной полярной?
3. Сформулируйте два отличия ионной связи от ковалентной.



Задания для усвоения материала

1. Чем принципиально отличается ковалентная связь от ионной?
2. Приведите по две формулы соединений, в которых Кислород образует связь: а) ионную; б) ковалентную.
3. Выпишите из представленного перечня отдельно формулы соединений, в которых химическая связь: а) ковалентная неполярная; б) ковалентная полярная; в) ионная.
 H_2 , HBr , Na_2O , CaO , CO_2 , CO , O_2 , NO_2 , K_3N , NH_3 , N_2 , NF_3 , F_2 , OF_2 , MgF_2 .
4. Изобразите схему образования ионов на примере: а) калий флуорида KF ; б) магний оксида MgO ; в) алюминий бромид AlBr_3 .
5. На рисунке изображена модель кристалла алюминий флуорида. Определите, сколько ионов окружает каждый ион Алюминия и ион Флуора.



6. Объясните, почему знание значения электроотрицательности элементов соединенных атомов позволяет сделать вывод о типе химической связи между ними.
- 7*. Понятие «валентность» некорректно применять для элементов в составе ионных соединений. Как вы считаете, какие принципиальные отличия веществ с ковалентной и ионной связью определяют такую некорректность?

§ 21. Степень окисления элементов

Вспомните: определение электронной конфигурации атома (§ 13).

Понятие о степени окисления

Для характеристики химических реакций часто возникает необходимость указать число электронов, которые принимают участие в том или ином процессе. Если для веществ с ионной связью для этого достаточно знать заряды образованных ионов, то в веществах с ковалентной связью определить заряды довольно сложно. Поэтому для всех соединений, независимо от типа их химической связи, используют более универсальное понятие — степень окисления.

Степень окисления определяется числом отданных или принятых электронов в веществах с ионной связью и числом электронов в составе общих электронных пар, образующих ковалентную полярную связь.



Степень окисления — это условный заряд на атоме в молекуле (кристалле), определенный с предположением, что все общие электронные пары полностью смещены в сторону более электроотрицательного элемента.

В простейших ионных соединениях степень окисления совпадает с зарядами ионов, например:



Это правило распространяется на все основные оксиды: степень окисления металлического элемента равна заряду иона металлического элемента (Натрия — +1, Бария — +2, Алюминия — +3), а степень окисления Кислорода равна −2.

Рассматривая соединения с ковалентной полярной связью, принимают, что общая электронная пара полностью переходит к более электроотрицательному элементу. В этом случае в водород флуориде и воде степени окисления будут следующие:



Степень окисления обозначают арабской цифрой, которую пишут над символом элемента, причем сначала указывают знак заряда, а потом его численное значение. Если модуль степени окисления равен единице, то число 1 можно не ставить и писать только знак: $\overset{+}{\text{Na}}\text{Cl}$.

Возможные степени окисления элементов

Степени окисления, которые элементы могут проявлять в разных соединениях, в большинстве случаев можно определить по строению внешнего электронного уровня или по положению элемента в Периодической системе.

Атомы металлических элементов могут только отдавать электроны, поэтому в соединениях они проявляют положительные степени окисления. Максимальное значение — высшая степень окисления — обычно равно числу электронов на внешнем уровне, а следовательно, и номеру группы в Периодической системе.

$$\begin{array}{l}
 \text{Металлические элементы} \rightarrow \begin{array}{l} \text{высшая степень окисления} = \text{максимальное число отданных электронов} = \text{номер группы} \\ \text{низшая степень окисления} = 0 \end{array}
 \end{array}$$

Атомы неметаллических элементов могут проявлять как положительную, так и отрицательную степень окисления. Максимальная положительная степень окисления — высшая степень окисления, как и для металлических элементов, равна числу валентных электронов. А низшая степень окисления определяется тем, сколько электронов не хватает атому, чтобы на внешнем уровне их было восемь (табл. 7).

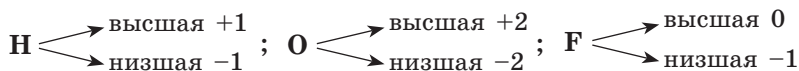
$$\begin{array}{l}
 \text{Неметаллические элементы} \rightarrow \begin{array}{l} \text{высшая степень окисления} = \text{максимальное число отданных электронов} = \text{номер группы} \\ \text{низшая степень окисления} = \text{максимальное число принятых электронов} = \text{номер группы минус 8} \end{array}
 \end{array}$$

Кроме высшей и низшей степени окисления многие элементы могут также проявлять и промежуточные степени окисления. Определить их для *s*- и *p*-элементов можно по таблице 7.

Таблица 7. Наиболее характерные степени окисления *s*- и *p*-элементов

Группа ПС	I	II	III	IV	V	VI	VII
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6 (кроме O)	+7 (кроме F)
Промежуточные степени окисления	—	—	—	+2, 0	+3, 0	+4, +2, 0	+5, +3, +1, 0
Низшая степень окисления	0	0	0	-4	-3	-2	-1

Некоторые химические элементы не подчиняются этим правилам. Среди них Водород, Кислород, Фтор:



Определение степеней окисления в бинарных соединениях

Для определения степеней окисления в соединениях недостаточно знать возможные степени окисления элементов. Для этого следует пользоваться определенными правилами. Прежде всего, **принципом электронейтральности**: поскольку любое вещество является электро-нейтральным, то **сумма степеней окисления атомов всех элементов, из которых состоит вещество, должно быть равным нулю**.

Например, определим степени окисления элементов в сульфуре(IV) оксиде SO_2 . В оксидах степень окисления Кислорода всегда равна -2 . Таким образом, для того чтобы нейтрализовать заряд на двух атомах Кислорода, у Сульфура степень окисления должна быть $+4$: $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$.

Для определения степеней окисления элементов в бинарных соединениях можно воспользоваться следующим алгоритмом:

Алгоритм определения степени окисления элементов в бинарных соединениях (на примере фосфор(V) сульфида и кальций фосфида)

1. Записываем формулу соединения	P_2S_5	Ca_3P_2
2. Определяем наиболее электроотрицательный элемент	Сульфур	Фосфор
3. Определяем знаки зарядов на элементах: на атомах более электроотрицательного элемента — отрицательный, на другом — положительный	$\begin{smallmatrix} +x & -x \\ \text{P}_2 & \text{S}_5 \end{smallmatrix}$	$\begin{smallmatrix} +x & -x \\ \text{Ca}_3 & \text{P}_2 \end{smallmatrix}$
4. Определяем отрицательную степень окисления элемента (табл. 7)	Сульфур: -2	Фосфор: -3
5. Вычисляем суммарный отрицательный заряд на всех электроотрицательных атомах	На атомах Сульфура: $-2 \cdot 5 = -10$	На атомах Фосфора: $-3 \cdot 2 = -6$
6. Атомы с положительной степенью окисления должны полностью нейтрализовать отрицательный заряд. Определяем степень окисления положительных атомов, разделив суммарный положительный заряд на число положительных атомов	На атомах Фосфора: $+10 : 2 = +5$	На атомах Кальция: $+6 : 3 = +2$
7. Записываем значение степеней окисления	$\begin{smallmatrix} +5 & -2 \\ \text{P}_2 & \text{S}_5 \end{smallmatrix}$	$\begin{smallmatrix} +2 & -3 \\ \text{Ca}_3 & \text{P}_2 \end{smallmatrix}$



Выводы

1. Степень окисления определяет число принятых или отданных электронов. Для одноатомных ионов степень окисления равна заряду иона. В других случаях она равна заряду на атоме в молекуле или кристалле, вычисленному с допущением, что все общие электронные пары полностью смещены в сторону более электроотрицательного элемента.
2. При определении степени окисления необходимо помнить, что сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю. У атомов более электроотрицательного элемента в соединении степень окисления отрицательная, а у других элементов — положительная.



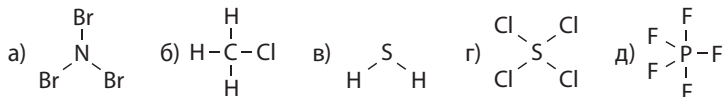
Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятию «степень окисления».
2. В чем заключается сходство и различие понятий «степень окисления» и «валентность»?
3. Как можно определить высшую, низшую и промежуточные степени окисления элементов по Периодической системе?
4. Чему равна низшая степень окисления металлических элементов?
5. Сформулируйте алгоритм определения степеней окисления элементов в бинарных соединениях.
6. Какова степень окисления элементов в простых веществах? Почему она именно такая?



Задания для усвоения материала

1. Определите валентность и степень окисления всех элементов по следующим структурным формулам:



2. По положению элементов в Периодической системе определите возможные валентности и степени окисления: а) Калия; б) Магния; в) Брома; г) Фосфора; д) Сульфура.
3. Определите степени окисления элементов в соединениях с водородом: CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl , CaH_2 .
4. Определите степени окисления элементов в веществах:
 а) AlF_3 , BaCl_2 , CaS , K_3P , SnO_2 ; г) CF_4 , Ca , CS_2 , Al_4C_3 , PCl_5 ;
 б) I_2 , N_2O_3 , PbCl_4 , Cl_2O_7 , SbCl_3 ; д) FeS , IBr , TeCl_4 , SF_6 , NF_3 ;
 в) ClF_3 , NaF , P_4 , FeI_2 , MgS ; е) CS_2 , XeO_4 , CCl_4 , PCl_5 , Mn_2O_7 .
5. Приведите формулы веществ, в которых степени окисления водорода и Карбона равны их валентностям.

§ 22. Применение понятия о степени окисления

Определение степеней окисления в кислотах, гидроксидах и солях

Для соединений, образованных более чем двумя химическими элементами, принцип электронейтральности также является основополагающим. И подход к определению степеней окисления такой же, как и для бинарных соединений. Также необходимо помнить, что в подавляющем большинстве соединений степень окисления Оксигена равна -2 , а Водорода — $+1$.

Для определения степеней окисления в кислотах и гидроксидах можно воспользоваться следующим алгоритмом:

Алгоритм определения степеней окисления элементов в кислотах и гидроксидах (на примере сульфатной кислоты и хром(III) гидроксида)

1. Записываем формулу вещества	H_2SO_4	$\text{Cr}(\text{OH})_3$
2. Подписываем степени окисления Оксигена и Водорода	$\begin{smallmatrix} +1 & x & -2 \\ \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 \end{smallmatrix}$	$\begin{smallmatrix} x & -2 & +1 \\ \text{Cr} & (\text{O})_3 & \text{H}_3 \end{smallmatrix}$
3. Составляем уравнение для вычисления неизвестного заряда. Необходимо помнить, что степень окисления — это заряд на одном атоме. Если атомов определенного элемента больше одного, то его заряд следует умножить на число атомов	$\begin{aligned} 2 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) &= 0 \\ \text{После упрощения} & 2 + x - 8 = 0 \end{aligned}$	$\begin{aligned} 1 \cdot x + 3 \cdot (-2) + 3 \cdot (+1) &= 0 \\ \text{После упрощения} & x - 6 + 3 = 0 \end{aligned}$
4. Решаем составленное уравнение	$x = +6$	$x = +3$
5. Подписываем полученную степень окисления	$\begin{smallmatrix} +1 & +6 & -2 \\ \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 \end{smallmatrix}$	$\begin{smallmatrix} +3 & -2 & +1 \\ \text{Cr} & (\text{O})_3 & \text{H}_3 \end{smallmatrix}$

Рассмотрим, как определить степени окисления трех элементов, на примере калий сульфата K_2SO_4 . Степень окисления Калия в соединениях может быть только $+1$ (табл. 7, с. 107), а Оксигена — -2 :



Поскольку сумма зарядов должна быть равна нулю, то вычислим степень окисления Сульфура, решив уравнение:

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +4$$

При определении степеней окисления элементов в соединениях необходимо помнить:

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.

2. Флуор — наиболее электроотрицательный химический элемент, поэтому степень окисления Флуора во всех соединениях равна -1 .

3. Кислород — наиболее электроотрицательный элемент после Флуора, поэтому степень окисления Кислорода во всех соединениях, кроме флуоридов, отрицательна: в большинстве случаев она равна -2 , а в пероксидах — -1 .

4. Степень окисления Водорода в большинстве соединений равна $+1$, а в соединениях с металлическими элементами (гидридах NaNH_2 , CaH_2 и др.) — -1 .

5. Степень окисления металлических элементов в соединениях всегда положительна.

6. У более электроотрицательного элемента всегда отрицательная степень окисления.

7. Сумма степеней окисления всех элементов в веществе равна нулю.

Составление формул соединений по степени окисления

Используя степени окисления, составлять формулы бинарных соединений проще, чем по валентности. При составлении формул следует руководствоваться правилом электронейтральности.

Алгоритм составления формул соединений по известным степеням окисления элементов (на примере сульфур(VI) оксида и фосфор(III) хлорида)

1. Записываем символы элементов в нужном порядке и надписываем их степени окисления	$\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O} \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{P} & \text{Cl} \end{matrix}$
2. Определяем наименьшее общее кратное (НОК) для значений степеней окисления (на знак не обращаем внимания)	$\begin{matrix} \text{НОК} \\ (6 \text{ и } 2) = 6 \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{НОК} \\ (3 \text{ и } 1) = 3 \end{matrix}$
3. Число атомов элемента равно отношению НОК к степени окисления этого элемента	$\begin{matrix} 6 : 6 = 1 (\text{S}) \\ 6 : 2 = 3 (\text{O}) \end{matrix}$	$\begin{matrix} 3 : 3 = 1 (\text{P}) \\ 3 : 1 = 3 (\text{Cl}) \end{matrix}$
4. Записываем индексы после символов элементов	$\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O}_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{P} & \text{Cl}_3 \end{matrix}$



Выводы

1. При определении степени окисления элементов в кислотах, основаниях и солях необходимо учитывать то, что степень окисления Кислорода в этих соединениях всегда -2 , а Водорода — $+1$. Степень окисления других элементов вычисляется по принципу электронейтральности.
2. Положительный заряд на всех атомах должен быть скомпенсирован отрицательными зарядами других атомов.



Задания для усвоения материала

1. Составьте формулы соединений по степеням окисления элементов:
а) бром(I) оксид; б) марганец(II) оксид; в) стannum(IV) оксид; г) феррум(III) оксид.
2. Определите степени окисления всех элементов в соединениях:
а) CrCl_3 , KClO_3 , BaCl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, HClO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Fe_2O_3 , NaOH ;
б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2CO_3 , HNO_3 , H_2S , H_3PO_4 , HClO , H_2SO_4 ;
в) KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2SO_3 , KClO_3 , NaCl , Na_2CrO_4 , NH_4ClO_4 , BaMnO_4 .
3. Определите степени окисления Марганца в соединениях: Mn , MnO , MnO_2 , K_2MnO_4 , KMnO_4 , Mn_2O_7 .
4. Определите степени окисления Карбона в соединениях: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$, C_2Cl_6 . (Примите во внимание, что во всех этих соединениях степень окисления Гидрогена — +1, а Хлора — -1.)
5. Запишите электронную формулу Хлора в степенях окисления: -1, 0, +1, +3, +5, +7.
6. Приведите формулы соединений Нитрогена с положительной и отрицательной степенью окисления этого химического элемента.
- 7*. Максимальная валентность и степень окисления Кислорода и Фтора отличаются от номеров групп Периодической системы, в которых они расположены. Как вы считаете, чем это можно объяснить?

§ 23. Строение твердых веществ и их свойства

Вспомните:

- в твердых веществах и жидкостях частицы (атомы и молекулы) расположены плотно друг к другу, в газах молекулы находятся на расстояниях, намного больших, чем размеры молекул;
- плавление и кипение — это физические процессы, они происходят без изменения химического состава веществ.

Кристаллические и аморфные вещества

Большинство окружающих нас веществ при обычных условиях находятся в твердом агрегатном состоянии. Твердые вещества разнообразны по физическим свойствам: они разного цвета, могут быть прочными или хрупкими, могут проводить электрический ток, плавиться при комнатной температуре или при очень высокой. Большинство физических свойств веществ обусловлены их внутренним строением.

По внутреннему строению и физическим свойствам различают два состояния твердых веществ — **кристаллическое** и **аморфное**.

В кристаллических веществах частицы, из которых построены кристаллы, расположены в пространстве в определенном четком порядке. Если через центры этих частиц провести условные линии, то мы увидим некие четкие структуры, которые называют **кристаллическими**

решетками. Структурные единицы в кристаллических веществах образуют правильные геометрические фигуры (рис. 23.1а).

Аморфные вещества не имеют четкой пространственной структуры, а образованы из неупорядоченных частиц (атомов или молекул). По внутреннему строению они напоминают жидкости, только не могут течь (рис. 23.1б). В отличие от кристаллических веществ, у которых есть определенная температура плавления, аморфные вещества плавятся в широком интервале температур. При нагревании они постепенно размягчаются и в конце концов становятся жидкими. Аморфным веществам, как и жидкостям, можно придать любую форму.

Примерами аморфных веществ являются стекло, смолы, янтарь, краски и клеи. Некоторые вещества могут находиться как в кристаллическом, так и в аморфном состояниях, например сера, кремний(IV) оксид и др. Обычная природная сера образует желтые кристаллы, а при нагревании — аморфную смолообразную пластическую серу (рис. 23.2).

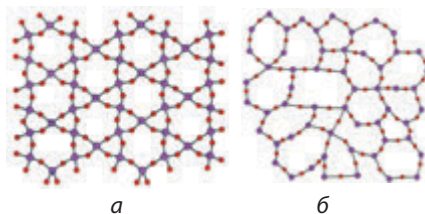


Рис. 23.1. а — кварц SiO_2 имеет кристаллическую структуру; б — стекло с тем же химическим составом находится в аморфном состоянии

Кристаллические вещества:

- структурные единицы расположены в четком порядке
- имеют определенную температуру плавления
- образуют кристаллы четкой формы

Аморфные вещества:

- структурные единицы расположены хаотически
- плавятся в интервале температур
- при нагревании размягчаются



а



б

Рис. 23.2. а — кристаллическая сера; б — аморфная пластическая сера

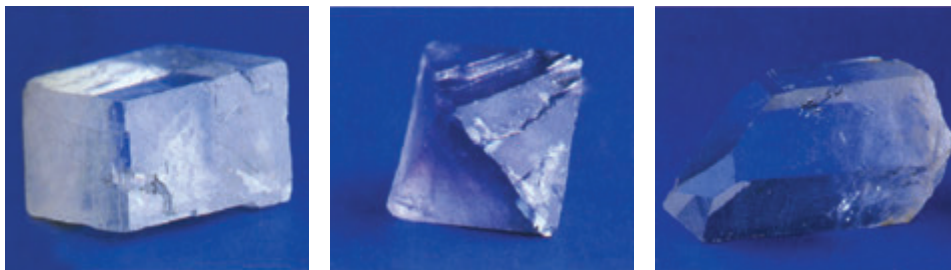


Рис. 23.3. Кристаллические вещества могут быть разной формы. Чаще всего они имеют вид правильных геометрических фигур

Твердые вещества имеют преимущественно кристаллическое строение. У каждого кристаллического вещества определенная, характерная для него форма кристаллов. Например, кристаллы поваренной соли NaCl имеют форму куба, калийной селитры KNO_3 — форму призмы, алюминиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — форму октаэдров и т. д. (рис. 23.3). Если кристаллическое вещество измельчить, то кристаллы распадаются на отдельные кусочки, каждый из которых сохраняет хотя бы частично форму исходного кристалла. Это свидетельствует о том, что кристаллическое состояние характеризуется упорядоченной структурой.

В зависимости от частиц, образующих кристалл, и от типа химической связи между ними различают такие типы кристаллических решеток: ионные, молекулярные, атомные (иногда их называют надмолекулярными), металлические.

Ионные вещества

В узлах ионных кристаллических решеток расположены ионы. Разноименные ионы, из которых состоят ионные кристаллы, удерживаются вместе силами электростатического притяжения. Вокруг каждого иона в ионной кристаллической решетке расположено определенное количество других ионов (противоположных по знаку) (рис. 23.4). Ионные кристаллические решетки характерны для веществ с ионной связью.

В ионных кристаллах все ионы сильно притягиваются друг к другу. Для того чтобы сдвинуть ионы с места, необходимо большое количество энергии. Поэтому

Ионные вещества:

- в узлах решеток — ионы (катионы и анионы)
- тип связи — ионная
- твердые, хрупкие, нелетучие
- тугоплавкие
- некоторые растворяются в воде

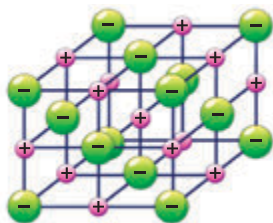


Рис. 23.4. Модель строения вещества с ионной кристаллической решеткой

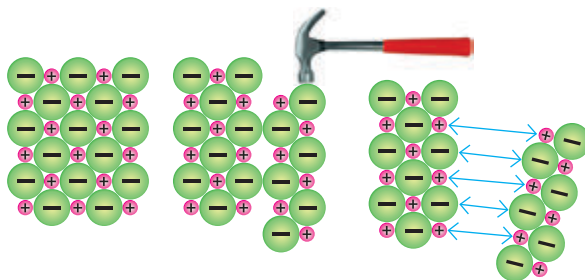


Рис. 23.5. При смещении слоев в ионных кристаллах одноименно заряженные ионы, вместо того чтобы притягиваться, отталкиваются друг от друга, и кристалл разрушается

ионные соединения при комнатной температуре твердые, а плавятся и кипят только при сильном нагревании (см. Приложение 1).

Вещества с ионными кристаллическими решетками нелетучие, поэтому у них нет запаха. Ионные кристаллы хрупкие: даже небольшой сдвиг слоев в кристалле приближает друг к другу одноименно заряженные ионы, отталкивание между которыми приводит к ослаблению притяжения и, как следствие, к появлению трещин в кристалле или даже к его разрушению (рис. 23.5).

В твердом состоянии ионные соединения не проводят электрический ток, поскольку все ионы прочно закреплены на определенном месте. Но если нагреть и расплавить такие вещества или растворить в воде, то все ионы становятся подвижными, поэтому расплавы и растворы ионных соединений хорошо проводят электрический ток.

Молекулярные вещества

В узлах молекулярных кристаллических решеток расположены молекулы, которые связаны между собой слабыми межмолекулярными силами. Например, лед состоит из молекул воды (рис. 23.6а, с. 116), а кристаллы йода состоят из двухатомных молекул йода I_2 (рис. 23.6б, в, с. 116).

Молекулярные кристаллические решетки характерны для веществ только с ковалентными связями.

Отдельные молекулы, расположенные в узлах кристаллических решеток, удерживаются слабыми межмолекулярными

Молекулярные вещества:

- в узлах решеток — молекулы
- слабое межмолекулярное взаимодействие
- хрупкие, летучие
- легкоплавкие
- растворяются в воде или в других растворителях

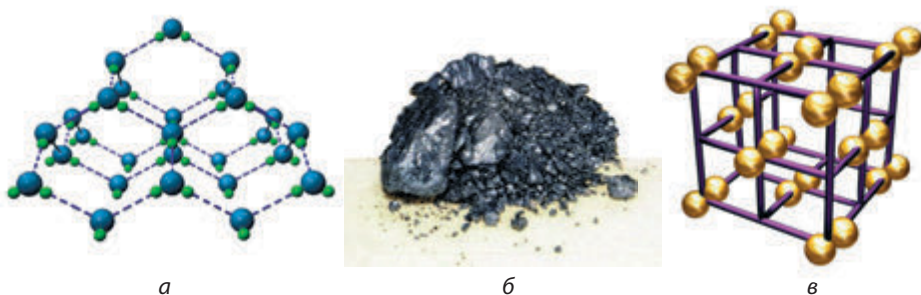


Рис. 23.6. В узлах молекулярных кристаллических решеток расположены отдельные молекулы: *а* — кристаллическая решетка воды (льда); *б* — кристаллы йода; *в* — кристаллическая решетка йода

силами, которые значительно слабее, чем ковалентная связь в молекуле. Их легко разрушить, поэтому вещества с молекулярными решетками хрупкие и имеют невысокие температуры плавления и кипения. Многие вещества с молекулярными кристаллическими решетками при обычных условиях находятся в жидком или газообразном состоянии (хлор, хлороводород, кислород — газы; вода, сульфатная кислота, органические растворители — жидкости).

Некоторые молекулярные вещества при нагревании переходят из твердого в газообразное состояние, минуя жидкое (*сублимируют*), например йод, углекислый газ, нафталин.

Вещества с молекулярными решетками являются летучими, благодаря чему некоторые из них имеют характерный запах. Можно даже утверждать, что если у вещества есть запах, то оно имеет молекулярное строение.

Молекулярные вещества способны растворяться. Некоторые из них растворяются в воде, другие — в органических растворителях. Молекулы не содержат свободных носителей электрического заряда, поэтому ни в жидком, ни в твердом состоянии молекулярные вещества электрический ток обычно не проводят.

Вещества атомного строения

У атомных кристаллов решетки образованы из атомов, соединенных друг с другом прочными ковалентными связями. В таких структурах невозможно выделить структурную единицу, которую можно называть молекулой, каждый кристалл является одной большой «молекулой».

Чтобы разрушить ковалентные связи в атомных кристаллических решетках, необходимо большое количество энергии. Поэтому

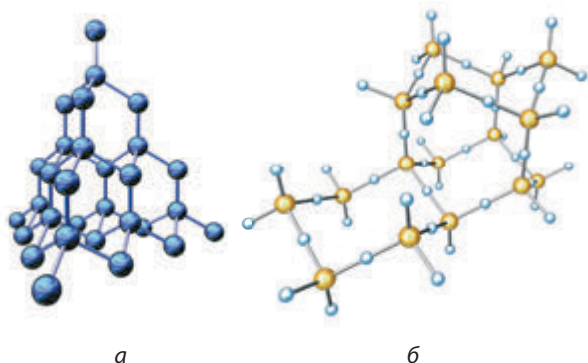


Рис. 23.7. Алмаз (а) и кварц (б) образуют трехмерные атомные кристаллические решетки

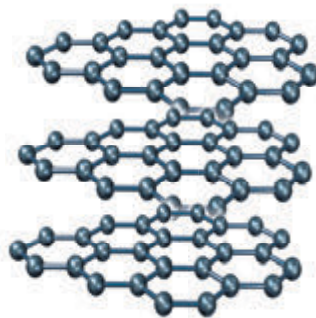


Рис. 23.8. Кристаллическая решетка графита — это отдельные слои из атомов Карбона

у веществ с атомной кристаллической решеткой очень высокие температуры плавления и кипения. Они нерастворимы в воде и в других растворителях.

Сдвиг атома со своего места в кристалле приводит к разрушению ковалентной связи, а для этого необходимо много энергии. Поэтому вещества с атомной решеткой очень твердые, не пластичные и не хрупкие.

Классическим примером вещества с атомной кристаллической решеткой является алмаз — самое твердое вещество среди всех известных (рис. 23.7а). Схожие решетки образуют атомы Силиция и Оксигена в кварце (рис. 23.7б).

У графита также атомная кристаллическая решетка, но, в отличие от алмаза и кварца, атомы Карбона в кристаллической решетке графита расположены слоями, которые слабо соединены друг с другом (рис. 23.8). Благодаря этому слои легко сдвинуть друг относительно друга, если приложить даже небольшое усилие. Этим объясняются «пишущие» свойства графита.

Вещества атомного строения:

- в узлах решеток — отдельные атомы
- тип связи — ковалентный
- чрезвычайно твердые, нелетучие
- тугоплавкие
- не растворяются ни в одном растворителе

Форма кристаллов некоторых веществ настолько характерна, что по ней можно обнаруживать их в смеси. Так, например, в криминалистической химии по форме кристаллов идентифицируют некоторые яды и алкалоиды (наркотические вещества).





Греческое слово *кристаллос*, от которого происходят слова «кристалл» и «хрусталь», означает «лед». Оно происходит от греческого *криос* — «холод» или «мороз». Древние греки считали, что обычный лед, который находится в горах на сильном морозе, со временем каменеет и утрачивает способность таять. Античный философ Аристотель писал, что «кристалл рождается из воды, когда она полностью теряет теплоту». Таким образом, по мнению греков, горный хрусталь — это сильно замерзший лед.

Лингвистическая задача

На греческом *дамасма* означает «покорение, укрощение», *дамао* — «сокрушаю», соответственно *адамас* — «несокрушимый». А в переводе с французского *brilliant* означает «блестящий». Благодаря каким свойствам известный минерал алмаз на многих языках называют адамантом, а обработанный алмаз называют диамантом или бриллиантом.

На греческом *аморфос* означает «безобразный, бесформенный, некрасивый, позорный, мерзкий». Почему, по вашему мнению, аморфные вещества получили именно такое название?

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Ознакомление с физическими свойствами веществ атомного, молекулярного и ионного строения



Оборудование: нагревательный прибор, штатив с пробирками, стаканы, шпатель, сосуд для нагревания (железная ложечка, большой шпатель или пробирки с пробиркодержателем), ступка с пестиком.

Реактивы: вода, сахар, калий сульфат (или другая соль, не образующая кристаллогидратов), силиций(IV) оксид.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза;
- нагревание проводите с использованием специальных держателей.

1. Изучение растворимости веществ в воде. В три стакана (пробирки) налейте воду высотой на ширину пальца. Шпателем поочередно внесите в воду выданные реактивы: сахар, калий сульфат и силиций(IV) оксид. Определите, растворяются ли вещества в воде.

2. Изучение плавления веществ. В железную ложечку (или пробирку) поместите небольшое количество сахара. Внесите ложку

в пламя. Определите, способен ли сахар плавиться. Повторите опыт с калий сульфатом и силиций(IV) оксидом.

3. Изучение хрупкости веществ. Хрупкие вещества довольно легко измельчаются в ступке. Небольшое количество сахара поместите в ступку и попробуйте измельчить пестиком. Определите, может ли сахар измельчаться. Повторите опыт с калий сульфатом и силиций(IV) оксидом.

4. Результаты исследований оформите в виде таблицы и сделайте вывод о типах кристаллических решеток исследуемых веществ.

Характеристика	Сахар	Калий сульфат	Силиций(IV) оксид
Растворимость в воде			
Способность плавиться			
Хрупкость			
Кристаллические решетки			

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ № 1

Изучение физических свойств веществ с разными типами кристаллических решеток: воды, поваренной соли, песка

Вам понадобятся: ложка с деревянной ручкой, нагревательный прибор (кухонная плита), стакан с водой, скалка (или небольшой молоточек), лед, поваренная соль, песок.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества веществ;
- при пользовании нагревательными приборами помните: горячие и холодные предметы выглядят одинаково.

Перед началом работы заморозьте в морозильной камере небольшое количество воды. Для этого можно использовать полиэтиленовые формочки для приготовления льда.

Для изучения растворимости веществ налейте в две чашки (стаканы) немного воды и поместите в них поваренную соль и песок. Сделайте вывод об их растворимости.

Для изучения плавления веществ небольшие порции льда, поваренной соли и песка поместите на ложку с деревянной ручкой и нагревайте. Сделайте вывод о способности веществ плавиться.

Для изучения хрупкости небольшой образец вещества поместите на деревянную доску и попробуйте растереть деревянной скалкой или растолочь молоточком на твердой поверхности. Изучите возможность измельчения льда, поваренной соли и песка.

Сделайте вывод о типах кристаллических решеток исследованных веществ.



Выводы

Физические свойства веществ обусловлены типом химической связи и типом их кристаллических решеток:

Характеристики веществ	Тип кристаллических решеток		
	Ионные	Молекулярные	Атомные
Тип связи	Ионная	Ковалентная (в молекулах) и слабое межмолекулярное взаимодействие	Ковалентная
Тип частиц в узлах решеток	Разноименно заряженные ионы	Молекулы веществ, слабо взаимодействующие между собой	Атомы, прочно соединенные друг с другом
Температуры плавления и кипения	Высокие	Низкие	Очень высокие
Агрегатное состояние при обычных условиях	Твердые	Газы, жидкости или легкоплавкие твердые	Твердые
Летучесть	Нелетучие	Летучие	Нелетучие
Твердость, пластичность	Твердые, хрупкие, непластичные	Хрупкие, непластичные	Очень твердые, непластичные, нехрупкие
Способность проводить электрический ток	В твердом состоянии не проводят, а расплавы и растворы — проводят	В твердом состоянии не проводят	Большинство не проводят, некоторые являются проводниками (графит) или полупроводниками (германий)
Растворимость	Большинство растворяются в воде	Растворяются в воде или в других растворителях	Не растворяются ни в воде, ни в других растворителях



Контрольные вопросы

1. Назовите общие свойства твердых веществ.
2. Чем отличаются кристаллические вещества от аморфных? Приведите примеры кристаллических и аморфных веществ.

3. Что означает термин «кристаллическая решетка»?
4. Какие типы кристаллических решеток существуют?
5. Какие физические свойства характерны для веществ с кристаллическими решетками: а) ионной; б) молекулярной; в) атомной?
6. Какими взаимодействиями удерживаются: а) атомы в молекуле; б) молекулы в молекулярном кристалле; в) ионы в ионном кристалле; г) атомы в атомном кристалле?



Задания для усвоения материала

1. Приведите по одному примеру твердых веществ, которые при нагревании: а) разлагаются; б) плавятся; в) сублимируют.
2. Определите степень окисления и валентность Карбона в алмазе и графите.
3. Объясните, почему кварц SiO_2 и углекислый газ CO_2 имеют совершенно разные физические свойства, несмотря на сходный состав.
4. Из данного перечня выпишите отдельно формулы веществ с кристаллическими решетками: а) атомными; б) ионными; в) молекулярными. CaBr_2 , O_2 (тв.), CuO , Br_2 (тв.), NaNO_3 , HCl (тв.), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CO_2 (тв.), H_2O (тв.).
5. Почему пластинка из силиция или германия от сильного удара разлетается на куски, а из олова или свинца — только деформируется? Объясните, в каком случае и почему разрушаются химические связи.
6. Белый фосфор плавится при 44°C , а красный фосфор — при значительно более высокой температуре. Какой вывод можно сделать о типах их кристаллических решеток?
7. Карборунд (силиций карбид SiO) плавится при 2830°C , по твердости он близок к алмазу. Каков тип его кристаллической решетки?
8. Ванилин — бесцветное кристаллическое вещество с приятным запахом. Какая у него кристаллическая решетка?
9. Некоторое бесцветное вещество хорошо растворяется в воде, у него высокая температура плавления. Сделайте предположение о типе его кристаллической решетки. Есть ли у этого вещества запах?
10. Выполните учебный проект № 3 «Зависимость физических свойств веществ от типов кристаллических решеток».
- 11*. Используя текст параграфа, проиллюстрируйте взаимосвязь между составом и физическими свойствами веществ. Поясните логическую цепь: химический состав \rightarrow химическая связь \rightarrow кристаллическая решетка \rightarrow физические свойства.
- 12*. Найдите в дополнительных источниках информацию о распространенных аморфных соединениях, в частности стекле, янтаре и битуме. Как влияют методы получения этих веществ на окружающую среду?



Проверьте свои знания по теме «Химическая связь и строение вещества».

ТЕМА 3. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

В этом разделе вы узнаете...

- в каких единицах измеряют вещества;
- что это за зверь — моль;
- можно ли пересчитать молекулы;
- как можно измерять массу и объем моля;
- почему условия бывают ненормальными;
- может ли плотность быть относительной.

§ 24. Количество вещества. Моль — единица количества вещества. Число Авогадро

Вспомните:

- все вещества состоят из очень маленьких частиц; наименьшие из них — атомы, для удобства мы представляем их в виде шариков;
- атомы могут объединяться друг с другом и образовывать молекулы;
- каждое вещество характеризуется только ему присущими молекулами.

Количество вещества — физическая величина

Все, что человек видит вокруг себя, он старается описать в количественных характеристиках. Так, когда мы расходует воду, мы определяем ее объем: сколько литров (или кубометров) ее вытекло из крана. Покупая конфеты, мы сообщаем продавцу их массу: сколько граммов необходимо взвесить. Но в некоторых случаях знания массы или объема будет недостаточно. Например, нужно купить столько яблок, чтобы хватило на всех учеников в школе. Довольно сложно пересчитывать тысячу или две тысячи яблок. Значительно проще будет сосчитать число ящиков с яблоками (при условии, что мы знаем, сколько яблок содержится в одном ящике). То есть в этом случае мы считаем не отдельные частицы, а число групп (порций) частиц (рис. 24.1).

Для химических явлений и процессов не всегда нужно знать массу или объем вещества. Часто для определения количества вещества намного важнее знать число атомов или молекул, например при составлении уравнений химических реакций.

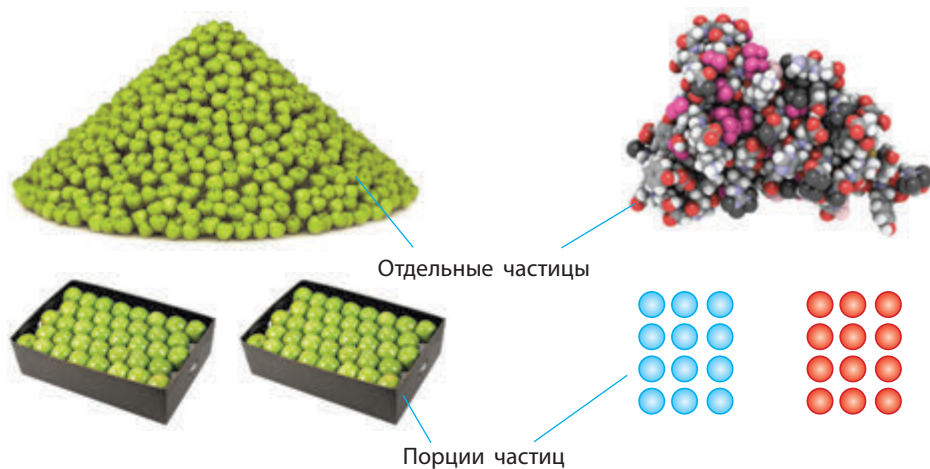


Рис. 24.1. Количественные характеристики

Для определения числа частиц используют специальную физическую величину — **количество вещества**. Ее обозначают латинской буквой n .

Она показывает, сколько частиц (структурных единиц) данного вещества содержится в том или другом образце.

Для веществ молекулярного строения такими частицами являются молекулы, а для веществ немолекулярного строения это могут быть атомы или ионы.



Количество вещества — физическая величина, которая показывает число структурных единиц вещества (атомов, молекул, ионов).

Моль — единица измерения количества вещества

Атомы и молекулы очень малы, поэтому неудивительно, что их число в природе огромно. Даже в самом маленьком кристалле сахара число молекул превышает миллиард миллиардов. Поэтому практически невозможно пересчитывать отдельные молекулы. Для измерения количества вещества используют специальную единицу — **моль**.



1 моль — это такое количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц этого вещества (атомов, молекул, ионов).

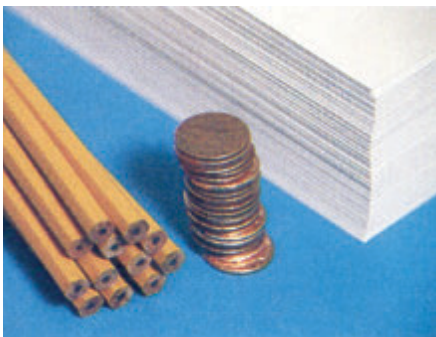


Рис. 24.2. Для измерения количества можно пользоваться различными единицами: карандаши считают штуками, бумагу — листами, атомы — молями



уголь, 12 г

сера, 32 г

железо, 56 г

медь, 63,5 г

Рис. 24.3. Образцы веществ количеством 1 моль

К количеству вещества следует относиться как к обычному числу, которое позволяет выразить число атомов или молекул в определенной порции вещества (рис. 24.2). В том, что один моль вещества содержит такое «экзотическое» число частиц, нет ничего удивительного. Подобные числа (или порции) нам встречаются довольно часто, и используем мы их для измерения массы, объема, времени и даже денег. Большинство из них довольно простые числа. Например, одна тонна — это одна тысяча килограммов, один кубический метр — это одна тысяча литров, один час — это 60 минут, одна гривня — это сто копеек. Существуют также величины измерения, не кратные десяти: одни сутки — это 24 часа, одна дюжина — это 12 штук, один карат — это 0,2 грамма, а один световой год — это почти $9,5 \cdot 10^{12}$ километров.

У каждого вещества есть свои собственные структурные единицы. Например, уголь состоит из атомов Карбона, а сера — из молекул S_8 . Поэтому у образцов различных веществ количеством вещества 1 моль разные массы и объемы (рис. 24.3).

Число Авогадро

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

Итальянский физик и химик. Получил юридическое образование, после чего стал доктором церковного законовещения. В 24 года начал изучать естественные науки. С 1809 г. был профессором высшей физики в Туринском университете. С 1850 г. директор отделения физики и математики Туринской академии наук. Ввел в науку понятия «молекула» и «молекулярный вес». На основании открытого им закона разработал метод определения молекулярных и атомных масс. Первым установил, что формула воды — H_2O , а не HO , как считали раньше. Установил состав многих веществ — водорода, кислорода, азота, аммиака, оксидов Нитрогена, Хлора, Фосфора и др. Впервые правильно определил атомную массу многих элементов. Заложил основы атомно-молекулярной теории. Однако его труды были признаны лишь после его смерти на Международном конгрессе химиков в Карлсруэ в 1860 г.



**Лоренцо Романо
Амедео Карло
Авогадро ди Кваре-
нья ди Черето**
(1776–1856)



1 моль — это такое количество вещества, в котором число частиц (атомов или молекул) равно числу атомов Карбона ^{12}C , содержащихся в образце углерода массой 12 г.

Числу Авогадро численно равна **постоянная Авогадро N_A** . Эта постоянная, в отличие от числа Авогадро, выражается в единицах на моль ($1/\text{моль}$ или моль^{-1}):

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

Для большинства расчетов число Авогадро округляют до $6 \cdot 10^{23}$.

Известно, что один атом Карбона нуклида ^{12}C имеет массу $1,9993 \cdot 10^{-23}$ г. Следовательно, в 12 граммах такого углерода число атомов Карбона равно:

$$\frac{12 \text{ г}}{1,9993 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Из курса химии 7 класса вам известно, что одна атомная единица массы равна $1,66 \cdot 10^{-24}$ г. Произведение атомной единицы массы и числа Авогадро равно 1 г:

$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1 \text{ г}$$

Таким образом, определение моля непосредственно связано с определением единицы массы атомов и молекул, а число Авогадро является коэффициентом пропорциональности между массой атомов и их относительной атомной массой.



Решение задач с использованием количества вещества

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

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

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

$$N = n \cdot N_A$$

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

Дано:

$$N(\text{O}_2) = 2,77 \cdot 10^{26}$$

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

Решение:

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

$$n(\text{O}_2) = \frac{2,77 \cdot 10^{26}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 460 \text{ моль}$$

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

Задача 2. Вычислите число атомов Оксигена и Гидрогена, которые содержатся в 5 моль воды.

Дано:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ моль}$$

$$N(\text{O}) = ?$$

$$N(\text{H}) = ?$$

Решение:

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

В одной молекуле воды содержится один атом Оксигена и два атома Гидрогена. Следовательно, в 5 моль воды содержится 5 моль атомов Оксигена и 10 моль атомов Гидрогена. Следовательно:

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

$$N(\text{H}) = 10 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6 \cdot 10^{24}$$

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

Задача 3. В стакане содержится около 11 моль молекул воды. Определите число молекул в стакане.

Дано:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 11 \text{ моль}$$

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

Решение:

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

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 11 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,62 \cdot 10^{24}$$

$$\text{Ответ: } N(\text{H}_2\text{O}) = 6,62 \cdot 10^{24}.$$

Лингвистическая задача

У слов «моль» и «молекула» общий корень, они пришли к нам из латинского языка. На латыни *moles* — «тяжесть, глыба». А слово «молекула» (с уменьшительным латинским суффиксом — *cula*) означает маленькую массу. Как вы объясните толкование терминов «моль» и «молекула»?

- Сделать вывод о том, насколько огромно численное значение постоянной Авогадро, можно с помощью следующего сравнения: площадь поверхности нашей планеты равна 510 млн км². Если равномерно рассыпать по всей поверхности $6,02 \cdot 10^{23}$ песчинок диаметром всего лишь 1 мм, то они образуют слой песка толщиной более одного метра.
- В наше время получен силиций чистотой 99,9999999 %. Это означает, что среди одного миллиарда атомов Силиция находится лишь один атом другого элемента.
- В Америке ученые празднуют День числа Авогадро. Празднование проходит с 6 часов 02 минут утра 23 октября до 6 часов 02 минут следующего дня.



Выводы

1. Количество вещества — физическая величина, позволяющая измерять количественные характеристики вещества. Она показывает число структурных единиц вещества в определенном образце.
2. Количество вещества обозначают буквой n ; единица измерения — моль. В веществе количеством 1 моль содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц этого вещества (атомов, молекул, ионов).
3. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют числом Авогадро. Оно равно числу атомов Карбона, которое содержится в образце углерода массой 12 г. Постоянная Авогадро обозначается символом N_A и равна $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.



Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятий «количество вещества» и «моль».
2. Какую размерность имеет постоянная Авогадро? Чему равно ее значение?
3. Предложите способы, какими можно наглядно продемонстрировать, насколько велико число Авогадро.
4. Приведите формулу для вычисления количества вещества по известному числу частиц.



Задания для усвоения материала

1. В ложке воды содержится около 0,5 моль вещества. Вычислите число молекул воды в ложке.
2. В стакан помещается около 1,5 моль сахара. Вычислите число молекул сахара в стакане.
3. В воздушном шаре содержится около $0,9 \cdot 10^{23}$ молекул азота. Вычислите количество вещества азота (в молях).
4. Вычислите количество вещества атомов Оксигена, которое содержится в углекислом газе CO_2 количеством: а) 0,5 моль; б) 2 моль?
5. Вычислите количество вещества озона O_3 , если известно, что число атомов Оксигена в нем составляет: а) $3 \cdot 10^{23}$; б) $0,6 \cdot 10^{19}$; в) 3 моль; г) 0,18 моль.
6. Вычислите количество вещества атомов каждого химического элемента, которое содержится в 1 моль следующих соединений: а) Cl_2 ; б) H_2SO_4 ; в) H_3PO_4 ; г) Fe_2O_3 ; д) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

§ 25. Молярная масса

Вспомните: физический смысл понятий «количество вещества» и «моль» (§ 24).

Взаимосвязь между массой и количеством вещества

Молекулы — это частицы с определенной, но очень маленькой массой. И если непосредственно измерить число молекул или количество вещества невозможно, то массу одного моля вещества измерить вполне реально. Такую массу называют **молярной массой** вещества.

Если мы знаем количество вещества n , которое содержится в том или ином образце, и массу образца m , то, разделив массу на количество вещества, получаем массу одного моля вещества, т. е. молярную массу:

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



Молярная масса — это физическая величина, равная отношению массы вещества к его количеству.

Молярную массу обозначают буквой M и измеряют в граммах на моль (г/моль).

Поскольку для образца вещества количеством 1 моль масса будет равна молярной массе, то:



Молярная масса — это масса вещества количеством 1 моль.

Определение молярной массы вещества

Молярная масса M , выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе M_r . Для простых веществ атомного строения молярная масса численно равна относительной атомной массе.

Хотя молярная масса M и относительная молекулярная масса M_r имеют одинаковые численные значения, между ними есть два существенных различия:

- молярная масса характеризует массу одного моля вещества, тогда как относительная молекулярная масса — массу одной молекулы;
- молярная масса не является относительной величиной и, в отличие от относительной молекулярной массы, имеет единицу измерения — г/моль.

Различные вещества состоят из разных молекул, имеющих разные массы. Если взять разные вещества в количестве 1 моль, легко заметить, что у них разная масса и они занимают разные объемы (рис. 25.1). Так, масса одного моля сахара — 342 г, а одного моля воды — 18 г. Это всего лишь две неполные столовые ложки. В чем же

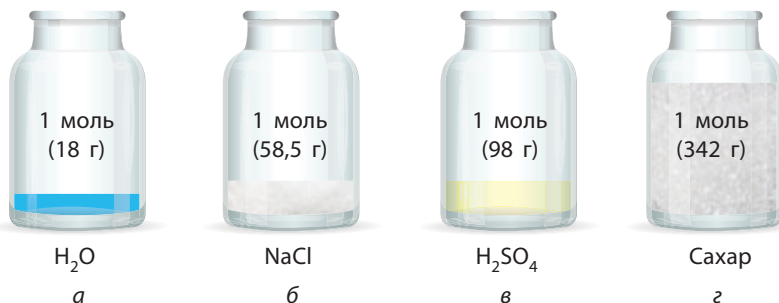


Рис. 25.1. Некоторые вещества, взятые в количестве 1 моль: а — вода; б — поваренная соль; в — серная кислота; г — сахар

тогда сходство этих образцов веществ? В них содержится приблизительно одинаковое число молекул, из которых они состоят. В двух столовых ложках (18 г) воды содержится столько же молекул воды H_2O , сколько молекул сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 342 г сахарного песка, а именно $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Очевидно, что чем больше масса одной молекулы, тем больше молярная масса вещества.



Используя число Авогадро, легко доказать, что относительная молекулярная масса и молярная масса численно должны быть одинаковыми. Вещество количеством 1 моль содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, поэтому молярная масса (масса одного моля вещества) равна массе одной молекулы (в граммах), умноженной на постоянную Авогадро:

$$M = m_{\text{молекулы}} \cdot N_A$$

Массу молекулы можно также вычислить, зная относительную молекулярную массу M_r вещества:

$$m_{\text{молекулы}} = M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Если объединить эти два уравнения, помня, что произведение атомной единицы массы и числа Авогадро равно единице, получаем:

$$M = (M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}) \cdot N_A = M_r \cdot (1 \text{ а.е.м.} \cdot N_A) = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$$



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

Расчеты с использованием молярной массы

Для того чтобы вычислить количество вещества, достаточно знать массу m этого вещества и его молярную массу M :

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

По этой формуле можно вычислить массу вещества в граммах:

$$m = n \cdot M$$

Наконец, если известны и масса, и количество вещества, то можно определить его молярную массу:

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

Все эти формулы используют для химических расчетов.

Задача 1. Вычислите молярную массу натрий карбоната Na_2CO_3 .

Решение:

Находим относительную молекулярную массу вещества:

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{C}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106.$$

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе, следовательно: $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$ г/моль.

Ответ: $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$ г/моль.

Задача 2. Вычислите массу кальцинированной соды количеством вещества 0,5 моль.

Дано:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \\ &= 0,5 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

Решение:

$$m = n \cdot M$$

Вычисляем молярную массу соды (см. задачу 1):

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 0,5 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 53 \text{ г} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 53$ г.

Задача 3. Какое количество вещества содержится в воде массой 1 кг?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ кг}$$

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

Решение:

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

Вычисляем молярную массу воды:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} \approx 55,6 \text{ моль}$$

Ответ: $n(\text{H}_2\text{O}) \approx 55,6$ моль.

Задача 4. Сколько атомов Сульфура содержится в образце серы массой 8 г?

Дано:

$$m(\text{S}) = 8 \text{ г}$$

$$N(\text{S}) = ?$$

Решение:

Вычислим количество вещества в образце:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

По полученному количеству вещества вычислим число атомов Сульфура:

$$N(\text{S}) = n(\text{S}) \cdot N_A = 0,25 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{23}$$

Ответ: $N(\text{S}) = 1,5 \cdot 10^{23}$.



Выводы

1. Молярная масса — это физическая величина, равная отношению массы вещества к его количеству. Молярная масса — это масса вещества количеством 1 моль.
2. Молярная масса вещества численно равна относительной молекулярной массе. Ее обозначают буквой M и измеряют в граммах на моль (г/моль).



Контрольные вопросы

1. Дайте определение молярной массы вещества.
2. В каких единицах измеряют молярную массу?
3. Как по химической формуле вещества определить его молярную массу?
4. Что общего и различного у понятий «молярная масса» и «относительная молекулярная масса»? Объясните на конкретных примерах.



Задания для усвоения материала

1. Молярная масса кислорода равна: а) 16 г/моль; б) 32 г/моль; в) 48 г/моль.
2. Вычислите массу: а) водорода количеством 2 моль; б) кислорода количеством 3 моль; в) воды количеством 5 моль.
3. Вычислите массу: а) $1,204 \cdot 10^{22}$ атомов Цинка; б) $1,806 \cdot 10^{24}$ молекул кислорода; в) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул сульфатной кислоты H_2SO_4 .
4. Вычислите молярные массы веществ по их формулам: H_2S , NH_3 , F_2 , CaCO_3 , SO_2 , NaOH , K_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{NaAl}(\text{OH})_4$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
5. Вычислите количество вещества: а) в 7 г железа; б) 21 г азота; в) 500 г мела CaCO_3 ; г) 10 кг пищевой соды NaHCO_3 .
6. Какие массы воды, сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, золота необходимо взять, чтобы каждого вещества было по 5 моль?
7. Вычислите молярную массу простого вещества, если: а) масса 7 моль его равна 444,5 г; б) масса 3,5 моль — 84 г; в) масса 0,25 моль — 8 г. Назовите эти вещества.
8. Определите, масса какого из образцов веществ больше: а) 3 моль кислорода или 2 моль азота; б) 5 моль воды или 1,4 моль хлора; в) 1 моль негашеной извести CaO или 1 моль жженой магнезии MgO ?
9. Сколько молекул воды содержится в стакане объемом 200 мл?
10. Вычислите количество вещества и число атомов Оксигена, которые содержатся: а) в 3 моль сернистого газа SO_2 ; б) 40 г медной окалины CuO .
11. Образец нитратной кислоты HNO_3 имеет массу 122 г. Вычислите в этом образце количество вещества: а) нитратной кислоты; б) атомов Нитрогена; в) атомов Гидрогена; г) атомов Оксигена.
12. Образец соединения Карбона с Гидрогеном массой 0,8 г содержит 0,05 моль вещества. Вычислите молярную массу этого вещества и определите его формулу.

§ 26. Молярный объем

Вспомните:

- газы отличаются от жидкостей и твердых веществ тем, что в них молекулы расположены на очень больших расстояниях, которые значительно превосходят размеры самых молекул;
- в газах молекулы движутся быстро и хаотически, благодаря чему газ расширяется и занимает весь доступный ему объем сосуда.

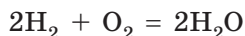
Закон Авогадро

В 1814 г., проводя многочисленные химические эксперименты с газообразными веществами, итальянский ученый Амедео Авогадро пришел к выводу, который сегодня называют **законом Авогадро**:



В равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

На основании чего можно сделать такой вывод? Проводя реакцию между водородом и кислородом, Авогадро заметил, что объем водорода, вступающего в реакцию, всегда в два раза больше объема кислорода. По уравнению реакции



видно, что на одну молекулу кислорода в реакции расходуется две молекулы водорода. Таким образом, если молекул водорода реагирует в два раза больше, чем молекул кислорода, и объем водорода в два раза больше, чем объем кислорода, то в одинаковых объемах должно содержаться одинаковое число молекул.

В настоящее время это утверждение довольно легко объясняется. Как и большинство твердых и жидких веществ, газы состоят из отдельных молекул. Но, в отличие от твердых веществ и жидкостей, в которых молекулы расположены очень плотно друг к другу, в газах молекулы находятся на больших расстояниях. Эти расстояния значительно превышают размеры молекул. И хотя молекулы разных газов отличаются друг от друга размерами, формой и объемом, этими отличиями можно пренебречь и рассматривать их как крохотные твердые шарики.

Молекулы газа постоянно хаотически двигаются. Но среднее расстояние между молекулами постоянно и зависит только от условий, при которых находится газ. Если разные газы находятся при одинаковых условиях (температура и давление), то расстояния между молекулами примерно равны и поэтому одинаковое число молекул любых газов должно занимать равные объемы.



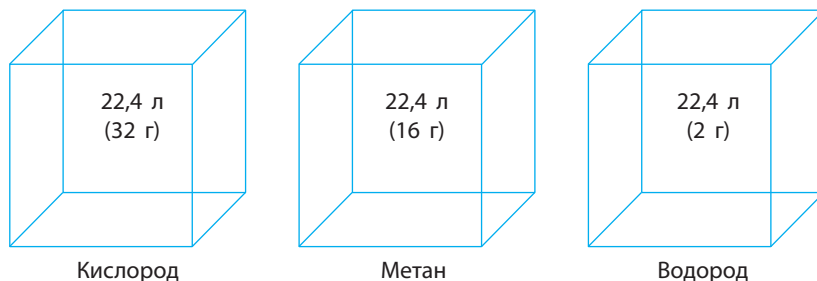


Рис. 26.1. Объемы разных газов количеством 1 моль равны, несмотря на то что у этих образцов разные массы

Молярный объем газов

Зная, что один моль любого вещества содержит определенное число молекул, можно сделать вывод о том, что все газы количеством 1 моль при одинаковых условиях занимают одинаковый объем (рис. 26.1).

По аналогии с молярной массой объем одного моля вещества называют **молярным объемом** V_m :



Молярный объем — это физическая величина, равная отношению объ-

ема вещества к его количеству: $V_m = \frac{V}{n}$.

Молярный объем измеряют в литрах на моль (л/моль).

Значение молярного объема газов зависит от температуры и давления.

В химии принято приводить значение молярного объема при атмосферном давлении 760 мм рт. ст. (или 101 325 Па) и температуре 0 °С — такие условия называют **нормальными** (сокращенно **н. у.**).

При нормальных условиях молярный объем любого газа равен приблизительно 22,4 л/моль.

При комнатной температуре (25 °С) и атмосферном давлении (такие условия называют стандартными) молярный объем газов несколько больше: $V_m = 24,4$ л/моль.

Расчеты с использованием молярного объема

Зная молярный объем газа, можно определить количество вещества n , которое содержится в определенном объеме вещества V при нормальных условиях:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad V_m(\text{газов}) = 22,4 \text{ л/моль}$$



Газ, в котором расстояние между молекулами намного больше размеров молекул и в котором отсутствует межмолекулярное взаимодействие, называется **идеальным газом**. Состояние идеального газа описывается уравнением Менделеева–Клапейрона:

$$pV = nRT,$$

где p — давление, V — объем газа, n — количество вещества, R — универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К), T — температура по шкале Кельвина. Молярный объем идеального газа при любых условиях равен:

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

Подставляя в это уравнение значения температуры и давления для нормальных условий, получаем:

$$V_m(\text{н. у.}) = \frac{8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 273,15 \text{ К}}{101325 \text{ Па}} = 0,022413 \text{ м}^3, \text{ или } 22,413 \text{ л}$$

Необходимо также помнить, что 22,4 л/моль — это молярный объем идеального газа. Для реальных газов значения их молярных объемов будут несколько отличаться от значений для идеального газа. Так, при нормальных условиях $V_m(\text{H}_2) = 22,371$ л/моль, а $V_m(\text{O}_2) = 22,425$ л/моль. Это связано с тем, что водород и кислород — это реальные газы, для которых следует учитывать и объем молекул, и силы взаимодействия между ними. Однако отклонение реальных молярных объемов газов от молярного объема идеального газа незначительно и им можно пренебречь.

Молярный объем жидкостей и твердых веществ

Молярный объем жидких и твердых веществ, в отличие от молярного объема газов, почти не зависит от давления и температуры и разный для различных веществ. Это объясняется отличиями в строении твердых, жидких и газообразных веществ. В твердых и жидких веществах молекулы расположены очень плотно. Поэтому объем, занимающий 1 моль твердого или жидкого вещества, зависит от размеров молекул и плотности их расположения. Например, при комнатной температуре один моль воды занимает объем 18 мл, спирта — 58 мл, золота — 10 см³ (1 см³ = 1 мл). Молярный объем вещества в любом состоянии (твердом, жидком, газообразном) можно вычислить, если известны молярная масса M вещества и его плотность ρ :

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



Если мы знаем, что в одном моле вещества содержится число молекул, которое равно числу Авогадро, то можно вычислить число молекул газа в определенном объеме при нормальных условиях:

$$n = \frac{V}{V_m}; N = n \cdot N_A \Rightarrow N = \frac{V}{V_m} \cdot N_A$$

Зная количество газообразного вещества, можно вычислить его объем при нормальных условиях:

$$V = n \cdot V_m$$

Задача 1. Вычислите объем, который занимает при нормальных условиях газ количеством 1,2 моль.

Дано:

$$n(\text{газа}) = 1,2 \text{ моль}$$

$$V(\text{газа}) = ?$$

Решение:

$$V = n \cdot V_m = 1,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 26,88 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{газа}) = 26,88 \text{ л}$.

Задача 2. Вычислите количество вещества, содержащееся при нормальных условиях в газе объемом 5,6 л.

Дано:

$$V(\text{газа}) = 5,6 \text{ л}$$

$$n(\text{газа}) = ?$$

Решение:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

Ответ: $n(\text{газа}) = 0,25 \text{ моль}$.

Задача 3. Вычислите число атомов Оксигена и число молекул кислорода, содержащихся в кислороде объемом 16,8 л (при н. у.).

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 16,8 \text{ л}$$

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

$$N(\text{O}) = ?$$

Решение:

$$\begin{aligned} N(\text{O}_2) &= \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \cdot N_A = \\ &= \frac{16,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 4,5 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

Каждая молекула кислорода содержит в своем составе два атома Оксигена, поэтому число атомов Оксигена будет вдвое больше числа молекул кислорода:

$$N(\text{O}) = 2 \cdot N(\text{O}_2) = 2 \cdot 4,5 \cdot 10^{23} = 9 \cdot 10^{23}$$

Ответ: $N(\text{O}_2) = 4,5 \cdot 10^{23}$, $N(\text{O}) = 9 \cdot 10^{23}$.

Задача 4. Вычислите массу углекислого газа объемом 1 л (н. у.).

Дано:

$$V(\text{CO}_2) = 1 \text{ л}$$

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

Решение:

Вычислим количество вещества углекислого газа, содержащееся в 1 л:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \approx 0,0446 \text{ моль}$$

Масса такого количества углекислого газа будет равна:

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,0446 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 1,96 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г}$.

Лингвистическая задача

Это слово звучит почти одинаково на всех языках (даже на хинди, турецком и арабском). Придумал его в XVII в. голландский ученый Ян Баптист ван Гельмонт. Он взял его из латыни (*chaos*), в которую оно пришло из греческого языка. Греки словом хаос называли пустое туманное пространство, существовавшее еще до создания мира. Какое слово, по вашему мнению, имеется в виду? Как оно переводится на другие языки: украинский, английский, немецкий, французский?

В 1814 г., через три года после того как Авогадро опубликовал свой закон, появилась статья французского физика Ампера, где он сформулировал положения, очень близкие к закону Авогадро. Ампер позднее признал, что с трудом Авогадро ознакомился уже после публикации своей статьи, но на приоритете не настаивал. Поэтому в некоторых научных изданиях встречается словосочетание «закон Авогадро–Ампера».



Выводы

1. Согласно закону Авогадро, в одинаковых объемах любых газообразных веществ при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул этих веществ.
2. Следствием закона Авогадро является то, что любое газообразное вещество количеством 1 моль при нормальных условиях занимает объем, равный 22,4 л. Этот объем называют молярным объемом газов, его обозначают V_m , единица его измерения — л/моль.



Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон Авогадро.
2. Какие условия называют нормальными?
3. Чему равен молярный объем газа при нормальных условиях?
4. Объясните суть закона Авогадро по современным представлениям.



Задания для усвоения материала

1. Какой объем занимают при нормальных условиях: а) 2 моль азота; б) 0,5 моль кислорода; в) 0,25 моль фтора?
2. Сколько молекул содержится в резиновом шаре объемом 5,6 л (н. у.), заполненном водородом? Изменится ли ответ, если водород заменить: а) азотом; б) неизвестным газом; в) водопроводной водой?
3. Определите, какой объем при нормальных условиях занимают: а) 5 моль метана CH_4 ; б) 2 моль сероводорода H_2S ; в) 4,2 моль аммиака NH_3 .
4. В каком объеме аммиака NH_3 содержится в 3 раза больше молекул, чем в метане CH_4 объемом 100 л (н. у.)?
5. Имеется два газа, взятые при нормальных условиях: 10 л метана CH_4 и 20 л хлора Cl_2 . В каком из них содержится больше молекул, а в каком — больше атомов и во сколько раз?
6. Сколько молекул кислорода содержится при нормальных условиях: а) в одном кубическом метре; б) в одном килограмме этого вещества?
7. Где содержится больше молекул аммиака — в 100 г или в 100 л (н. у.)?
8. Какой объем занимают при нормальных условиях: а) 10 г водорода; б) 10 моль водорода?
9. В четырех одинаковых сосудах содержатся одинаковые массы таких газов: аммиак NH_3 , азот N_2 , сернистый газ SO_2 , кислород O_2 . В каком сосуде содержится больше всего молекул?
10. Сравните число молекул в 1 г аммиака NH_3 и в 1 г азота. В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
11. Вычислите массу сероводорода H_2S объемом 11,2 л при нормальных условиях.
12. Масса 0,001 м³ газа (н. у.) равна 1,25 г. Вычислите массу одной молекулы этого газа.
13. Одинаковые ли массы и объемы (при одинаковых условиях) имеют 1,5 моль CO_2 и 1,5 моль O_2 ? Ответ подтвердите расчетами.
14. На вопрос: «Какой объем занимает 1 моль воды при нормальных условиях?» ученик ответил: 22,4 литра. Правильный ли этот ответ? Поясните.
- 15*. Каким образом с помощью закона Авогадро можно доказать, что: а) молекулы кислорода, азота, водорода состоят из двух атомов; б) состав молекулы воды — H_2O , а не HO ; в) состав молекулы аммиака — NH_3 , а не NH ?

§ 27. Относительная плотность газов

Вспомните:

- плотность вещества равна отношению массы вещества к его объему;
- единица измерения плотности — кг/м^3 (или г/л , г/мл);

Относительная плотность газов

Плотность газов очень мала, поэтому измерять массы газообразных веществ очень неудобно. Намного удобнее сравнивать плотности газов, т. е. определять отношение их плотностей. Эту величину называют **относительной плотностью газа В по газу А** и обозначают $D_A(\text{В})$. Методику экспериментального определения относительной плотности газов разработал французский химик Жан Дюма и с помощью этого метода определял молекулярные массы неизвестных газообразных веществ. Это возможно благодаря тому, что **относительная плотность газов равна как отношению плотностей газообразных веществ, так и отношению их молярных масс:**

$$D_A(\text{В}) = \frac{\rho(\text{В})}{\rho(\text{А})} = \frac{M(\text{В})}{M(\text{А})}$$

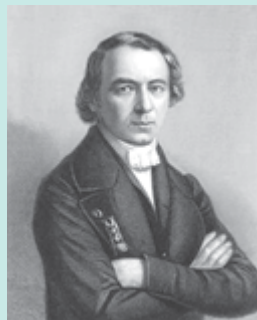
Поскольку относительная плотность является отношением двух величин с одинаковой размерностью, то сама относительная плотность является безразмерной величиной.

Для вычисления относительной плотности газов по определенному газу необходимо вычислить отношение молярных масс газов.

Относительная плотность кислорода по водороду будет равна:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 16$$

Известный французский химик-органик и государственный деятель, президент французского химического общества. В юности работал аптекарем. С 1823 г. работал в Париже сначала репетитором, а затем — профессором в Сорбонне. В 1832 г. основал собственную лабораторию. Своими работами Дюма оказал влияние на развитие органической химии, открыл новые органические вещества (хлороформ, хлоруксусную кислоту), разработал новые методы органического синтеза. Предложил метод определения относительной плотности паров, с помощью которого определил атомную массу многих химических элементов и молекулярную массу многих соединений.



Жан Батист Андре Дюма (1800–1884)

Относительную плотность кислорода по гелию, азоту или воздуху вычисляют таким же образом. При вычислении относительной плотности по воздуху используют среднюю молярную массу воздуха, равную 29 г/моль.

$$\text{По гелию: } D_{\text{He}}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{He})} = \frac{32 \text{ г/моль}}{4 \text{ г/моль}} = 8$$

$$\text{по азоту: } D_{\text{N}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{N}_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{28 \text{ г/моль}} = 1,14$$

$$\text{по воздуху: } D_{\text{воздуха}}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{воздуха})} = \frac{32 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,1$$

Относительная плотность показывает, во сколько раз плотность одного газа больше плотности другого. Например, если относительная плотность углекислого газа по водороду равна 22 ($D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22$), это означает, что углекислый газ тяжелее водорода в 22 раза. А если относительная плотность метана по кислороду равна 0,5 ($D_{\text{O}_2}(\text{CH}_4) = 0,5$), это означает, что метан легче кислорода в два раза.



Формулируя свой закон, Авогадро писал: «Плотность разных газов является мерой массы их молекул». Рассмотрим два газа — А и В — количеством 1 моль, которые находятся при одинаковых условиях. Плотность газа можно определить как отношение его массы к объему:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Если масса и объем известны для одного моля газа, то в это уравнение можно подставить, соответственно, молярную массу и молярный объем:

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

Молярные объемы разных газов при одинаковых условиях равны, поэтому плотность газа при заданных условиях прямо пропорциональна его молярной массе. То есть, чем больше масса одной молекулы (одного моля молекул), тем больше масса определенного объема газа — его плотность. А отношение плотностей двух газов будет равно отношению их молярных масс:

$$\left. \begin{aligned} \rho(A) &= \frac{M(A)}{V_m} \\ \rho(B) &= \frac{M(B)}{V_m} \end{aligned} \right\} \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{\frac{M(B)}{V_m}}{\frac{M(A)}{V_m}} = \frac{M(B)}{M(A)}$$

Расчеты с использованием относительной плотности газов

Задача 1. Определите, во сколько раз азот тяжелее гелия.

Дано:

N_2 и He

$D_{He}(N_2) — ?$

Решение:

Чтобы выяснить, какой газ тяжелее и во сколько раз, необходимо вычислить относительную плотность газов: $M(N_2) = 2 \cdot 14 = 28$ г/моль;

$$D_{He}(H_2) = \frac{M(H_2)}{M(He)} = \frac{28 \text{ г/моль}}{4 \text{ г/моль}} = 7$$

Ответ: азот тяжелее гелия в 7 раз.

Задача 2. Относительная плотность газообразного простого вещества по воздуху равна 2,45. Вычислите молярную массу этого вещества. Какое это может быть вещество?

Дано:

$D_{\text{воздуха}}(X) = 2,45$

$M(X) — ?$

Решение:

$$D_{\text{воздуха}}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{воздуха})} \Rightarrow M(X) =$$

$$= D_{\text{воздуха}}(X) \cdot M(\text{воздуха})$$

$$M(X) = 2,45 \cdot 29 \text{ г/моль} = 71 \text{ г/моль}$$

Если молекулы неизвестного газа состоят из одного атома, то такого газа не существует.

Молекулы этого газа должны быть двухатомными. В этом случае молекулярная масса соответствует хлору, следовательно:

$$A_r(X) = \frac{71}{2} = 35,5$$

Ответ: $M(Cl_2) = 71$ г/моль.



Выводы

1. Если взять два образца газообразных веществ одинакового объема при одинаковых условиях, то можно измерить отношение их плотностей и получить относительную плотность этих газов.
2. Относительная плотность газов — безразмерная величина, она показывает, какой из газов тяжелее (имеет большую плотность) и во сколько раз. Она равна отношению молярных масс газов, поэтому позволяет определить молярную массу неизвестного газа.



Контрольные вопросы

1. Какой физический смысл имеет относительная плотность газа?
2. Запишите формулу для вычисления относительной плотности неизвестного газа по водороду, гелию и углекислому газу.
3. Чему равна средняя молярная масса воздуха?
4. Для определения относительной плотности любого газа по водороду необходимо молярную массу этого газа: а) умножить на молярную массу водорода; б) разделить на молярную массу водорода; в) сложить с молярной массой водорода.



Задания для усвоения материала

1. Почему для воздуха нельзя использовать понятие «молярная масса», а только «средняя молярная масса»?
2. Во сколько раз кислород тяжелее: а) водорода; б) азота?
3. У какого из газов наименьшая относительная плотность по водороду: азот; кислород; гелий?
4. Определите относительную плотность гелия и неона: а) по водороду; б) по воздуху.
5. Найдите относительную плотность по гелию газов: H_2 , CH_4 , N_2 , O_2 , SO_2 .
6. Определите относительную плотность: а) хлора Cl_2 по воздуху; б) азота по гелию; в) аммиака NH_3 по кислороду; г) пропана C_3H_8 по хлору; д) углекислого газа CO_2 по воздуху; е) аммиака по водороду; ж) сернистого газа SO_2 по озону; з) кислорода по азоту; и) метана по хлору.
7. Относительная плотность неизвестного газа по водороду равна 17. Определите молярную массу этого газа. Запишите его химическую формулу.
8. Масса 1 л газа при нормальных условиях равна 1,251 г. Вычислите относительную плотность этого газа по водороду.
9. Относительная плотность неизвестного газа по воздуху равна 1,656. Вычислите массу 1 л этого газа при нормальных условиях. Какой газ это мог бы быть?
10. Почему относительные плотности всех газов по водороду больше 1?
11. Относительная плотность некоторого газа по кислороду равна 2. Чему равна относительная плотность этого газа по водороду?
12. Какой газ тяжелее по кислороду в 1,5 раза и образован одним элементом? тяжелее в 2 раза и образован двумя элементами?
13. У соединений Карбона и Нитрогена с Кислородом при одинаковых условиях одинаковая плотность. Определите формулы этих соединений.
- 14*. Предложите способ экспериментального измерения относительной плотности двух газов.



Проверьте свои знания по теме «Количество вещества. Расчеты по химическим формулам».

ТЕМА 4. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

В этом разделе вы узнаете...

- как классифицируют неорганические вещества;
- действительно ли поваренная соль является солью;
- что сода, гипс и мел — это также соли;
- что антоним к слову «кислый» — вовсе не «сладкий»;
- как правильно обращаться с кислотами и щелочами;
- как получают кислоты и основания;
- что существуют вещества, которые одновременно являются и кислотами, и основаниями;
- что такое ряд активности металлов;
- все ли реакции могут происходить и как об этом узнать;
- как проводить расчеты по уравнениям химических реакций.

§ 28. Классы неорганических соединений

Вспомните:

- какие соединения относятся к оксидам и гидратам оксидов (§ 1);
- как определить принадлежность оксидов к кислотным или основным; чем отличаются кислоты и основания;
- как определять степень окисления по формуле соединений и как определить характерные для элементов степени окисления (§ 21, 22);
- степень окисления Оксигена в большинстве случаев -2 , Водорода — $+1$;
- как составлять формулы соединений по степени окисления элементов (§ 22);
- гидраты — это продукты присоединения воды к веществам, в частности к оксидам.

Классификация неорганических соединений

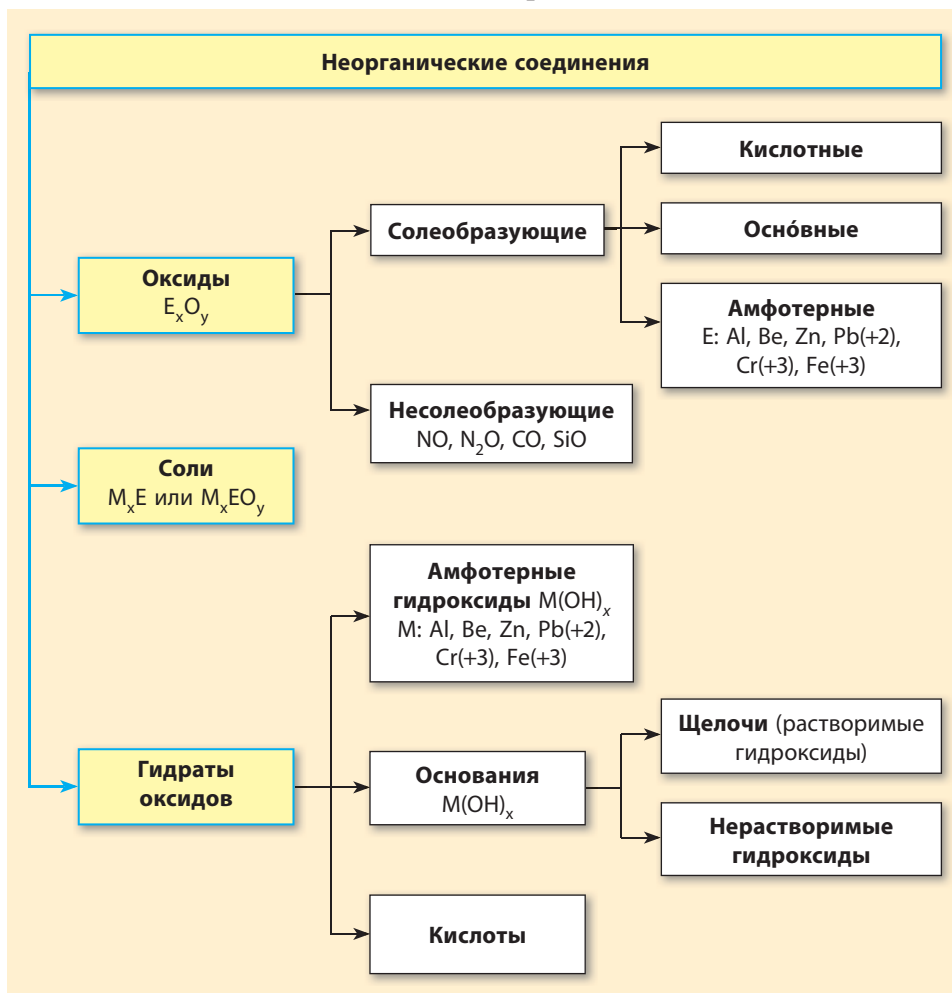
В природе насчитывается свыше пяти миллионов неорганических соединений. Чтобы проще было их изучать и исследовать, вещества разделяют на классы по различным признакам.

Класс соединений — это группа веществ, объединенных по определенному общему признаку.

В 7 классе вы уже ознакомились с оксидами и их гидратами (кислотами и основаниями) (схема 1, с. 6). В 8 классе вы расширите

свои знания об этих классах, а также ознакомитесь с более детальной классификацией неорганических соединений (схема 3).

Схема 3. Важнейшие классы неорганических соединений



Оксиды

Вы уже знаете, что оксиды состоят из атомов двух химических элементов, один из которых — Оксиген.

Среди оксидов выделяют солеобразующие и несолеобразующие оксиды.

Солеобразующие оксиды — это оксиды, которым соответствуют основные или кислотные соединения. Солеобразующие оксиды разделяют на такие группы:

кислотные оксиды — это оксиды, гидраты которых являются кислотами. К этой группе относится большинство оксидов неметаллических элементов и оксиды металлических элементов со степенью окисления больше +3, например: SO_3 , CO_2 , NO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 и др. Кислотные оксиды также называют ангидридами кислот, т. е. «безводными кислотами»;

основные оксиды — это оксиды, гидраты которых являются основаниями. К этой группе относятся оксиды металлических элементов со степенью окисления не больше +3, например: CaO , Na_2O , MgO , BaO , FeO и др;

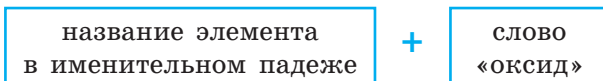
амфотерные оксиды — это оксиды, обладающие свойствами как кислотных, так и основных оксидов. К ним относятся: BeO , ZnO , Al_2O_3 , PbO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 и др.

Несолеобразующие оксиды — это оксиды, которым не соответствует ни кислота, ни основание. К ним относятся: NO , N_2O , CO , SiO .

Формулы оксидов — E_xO_y — составляют по степени окисления элементов (см. алгоритм на с. 111).

Названия оксидов составляют следующим образом:

- для элементов с постоянной валентностью:



например: Na_2O — натрий оксид, CaO — кальций оксид;

- для элементов с переменной валентностью:



например: CO — карбон(II) оксид, SO_2 — сульфур(IV) оксид.

Названия оксидов неметаллических элементов иногда составляют без указания валентности, а только указывая число атомов Оксигена в молекуле греческими числительными (*моно, ди, три* и т. п.). Например, NO — азот монооксид, CO_2 — углерод диоксид. Иногда соотношение атомов не является целым числом, в этом случае используют префикс *геми-*, который означает «половина». Так, N_2O — азот гемиоксид (подразумевается, что на один атом Азота приходится половина атома Оксигена), N_2O_5 — азот гемипентаоксид (на один атом Азота приходится половина от пяти, т. е. два с половиной атома Оксигена).



Кислоты



Кислоты — это соединения, состоящие из ионов Гидрогена, которые можно заменить ионами металлических элементов, и кислотного остатка.

В формулах кислот на первом месте пишут символ Гидрогена, а другие символы обозначают состав кислотного остатка:



Названия и формулы важнейших кислот, которые следует запомнить, приведены в таблице 8.

Кроме состава кислотного остатка, важно знать его заряд (это понадобится для составления формул солей). У ионов Гидрогена заряд $+1$, поэтому, по принципу электронейтральности, заряд кислотного остатка равен числу ионов Гидрогена, но со знаком « $-$ »: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 .

Обратите внимание, что заряд кислотного остатка также равен сумме степеней окисления элементов, из которых он состоит. Так, в сульфатной кислоте степени окисления H_2SO_4 . Если в кислотном остатке сложить заряды на всех атомах Сульфура и Оксигена, то также получим -2 .

Таблица 8. Важнейшие кислоты

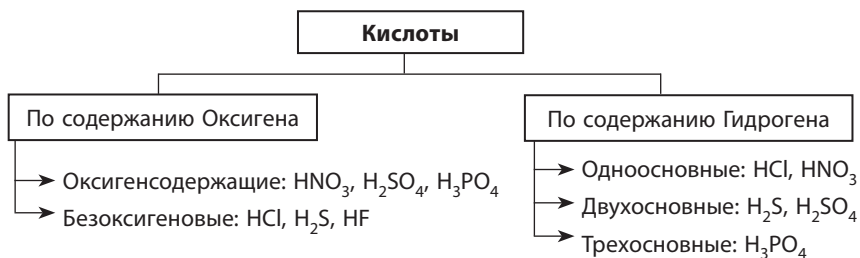
Название	Формула	Традиционное название	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
Бромидная	HBr	Бромоводородная	Br^{-1}	Бромид
Йодидная	HI	Йодоводородная	I^{-1}	Йодид
Карбонатная	H_2CO_3	Угольная	CO_3^{-2}	Карбонат
Нитратная	HNO_3	Азотная	NO_3^{-1}	Нитрат
Нитритная	HNO_2	Азотистая	NO_2^{-1}	Нитрит
Силикатная	H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{-2}	Силикат

Окончание таблицы

Название	Формула	Традиционное название	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
Сульфатная	H_2SO_4	Серная	SO_4^{-2}	Сульфат
Сульфитная	H_2SO_3	Сернистая	SO_3^{-2}	Сульфит
Сульфидная	H_2S	Сероводородная	S^{-2}	Сульфид
Ортофосфатная	H_3PO_4	Фосфорная, ортофосфорная	PO_4^{-3}	Ортофосфат
Метафосфатная	HPO_3	Метафосфорная	PO_3^{-1}	Метафосфат
Флуоридная	HF	Фтороводородная, плавиковая	F^{-1}	Флуорид
Хлоридная	HCl	Хлороводородная, соляная	Cl^{-1}	Хлорид
Этановая	CH_3COOH	Уксусная	$\text{CH}_3\text{COO}^{-1}$	Ацетат

Кислоты классифицируют по двум признакам: по содержанию Оксигена и по основности.

Основность кислоты — это число ионов Гидрогена, способных замещаться ионами металлических элементов.



Основность кислоты не всегда совпадает с числом атомов Гидрогена в ее молекуле. Такие исключения часто встречаются среди органических кислот, таких как уксусная, лимонная, виноградная и др. Так, уксусная кислота CH_3COOH одноосновная. Ее молекулы содержат по четыре атома Гидрогена, но только один атом способен замещаться атомом металлического элемента. Среди неорганических кислот также встречаются такие исключения: фосфитная кислота H_3PO_3 — двухосновная, а гипофосфатная кислота H_3PO_2 — одноосновная. Среди неорганических кислот, приведенных в таблице 8, таких исключений нет.

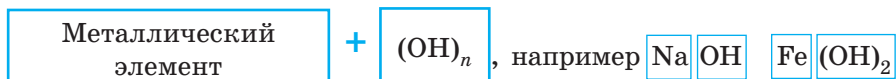


Основания (гидроксиды)



Основания — это соединения, состоящие из ионов металлического элемента и одного или нескольких гидроксид-ионов OH^- .

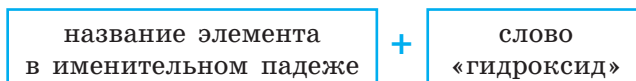
В **формулах оснований** на первом месте пишут символ металлического элемента, а затем — группу OH :



Как определить число групп OH (n) в формулах оснований? В большинстве соединений Кислород имеет степень окисления -2 , а Водород — $+1$, поэтому группа OH (гидроксид-ион) имеет заряд -1 : OH^{-1} . Зная это, легко составлять формулы гидроксидов: число гидроксид-ионов в составе формульной единицы будет равно заряду металлического элемента, например: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

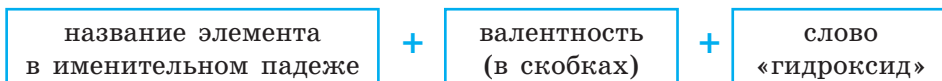
Названия оснований составляют следующим образом:

- для элементов с постоянной валентностью:



например: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — кальций гидроксид, NaOH — натрий гидроксид;

- для элементов с переменной валентностью:



например: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — феррум(II) гидроксид, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — купрум(II) гидроксид.

Неорганические основания еще называют **гидроксидами**.

Среди неорганических оснований выделяют две группы: *щелочи* (растворимые гидроксиды) и *нерастворимые гидроксиды*. Растворимость гидроксидов (как и других веществ) можно определить по таблице растворимости (см. форзац 2). Например, основание NaOH , которое состоит из катионов Na^+ и анионов OH^- , является растворимым (рис. 28.1).

Анионы	Название аниона	Катионы						
		H^+	Li^+	Na^+	K^+	NH_4^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}
OH^-	гидроксид		Р	Р	Р	Р	Н	М
F^-	флуорид	Р	М	Р	Р	Р	М	Н
Cl^-	хлорид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	бромид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I^-	йодид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Рис. 28.1. Фрагмент таблицы растворимости: на пересечении соответствующего катиона и аниона буква Р обозначает растворимое вещество, М — малорастворимое, Н — нерастворимое

Амфотерные гидроксиды



Амфотерные гидроксиды — это гидроксиды, которые проявляют свойства и кислот, и оснований.

Амфотерные гидроксиды являются гидратами амфотерных оксидов, так как они образованы теми же элементами, что и амфотерные оксиды. К амфотерным гидроксидам относятся: $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Pb(OH)_2$.

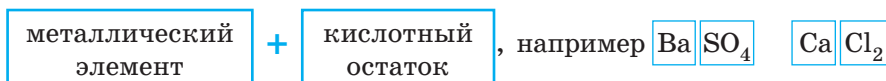
Соли

В быту солью мы обычно называем лишь одну соль — поваренную, т. е. натрий хлорид $NaCl$. Однако в химии солями называют целый класс соединений.



Соли — это соединения, состоящие из ионов металлических элементов и кислотных остатков.

В **формулах солей** на первом месте пишут символ металлического элемента, а затем — кислотный остаток:



Названия солей составляют следующим образом:

- для элементов с постоянной валентностью:

название элемента в именительном падеже	+	название кислотного остатка
--	---	--------------------------------

например: K_2SO_3 — калий сульфит, $CaCO_3$ — кальций карбонат;

- для элементов с переменной валентностью:

название элемента в именительном падеже	+	валентность (в скобках)	+	название кислотного остатка
--	---	----------------------------	---	--------------------------------

например: $FeSO_4$ — ферум(II) сульфат, $CuCl_2$ — купрум(II) хлорид.

Формулы солей составляют аналогично формулам оксидов, уравнивая заряды атомов металлического элемента и кислотного остатка.

Алгоритм составления формул солей

(на примере натрия ортофосфата и алюминий силиката)

1. Записываем символ металлического элемента (на первом месте) и кислотного остатка, указываем их заряды	$\begin{matrix} +1 & -3 \\ Na & PO_4 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -2 \\ Al & SiO_3 \end{matrix}$
2. Вычисляем наименьшее общее кратное (НОК) для значений зарядов	НОК (1 и 3) = 3	НОК (3 и 2) = 6
3. Вычисляем индексы, разделив НОК на заряд металлического элемента и кислотного остатка	$3 : 1 = 3 (Na)$ $3 : 3 = 1 (PO_4)$	$6 : 3 = 2 (Al)$ $6 : 2 = 3 (SiO_3)$
4. Записываем индексы после символов металлического элемента и кислотного остатка	$\begin{matrix} +1 & -3 \\ Na_3 & PO_4 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -2 \\ Al_2 & (SiO_3)_3 \end{matrix}$

У некоторых солей, широко используемых в быту, кроме научных, есть бытовые (традиционные) названия. Например, вы уже знаете, что натрий хлорид $NaCl$ называют поваренной, или каменной, солью, натрий карбонат Na_2CO_3 — это кальцинированная сода, калий карбонат K_2CO_3 — поташ. Традиционные названия наиболее употребляемых солей приведены в Приложении 1.



- Чистая поваренная (каменная) соль — бесцветное вещество. А вот «деликатесная», или «царская», соль нежно-розового цвета, имеет приятный запах благодаря содержанию микроскопических водорослей. В Украине такая соль встречается по берегам соленых Сивашских озер, расположенных на западе Азовского моря. Именно отсюда начинался путь украинских чумаков.
- Редко, но встречается и синяя каменная соль. В ней содержатся избыточные ионы Натрия, т. е. в кристалле соли ионов Натрия немного больше, чем ионов Хлора. Это и обуславливает синий цвет. При растворении такой соли в воде образуется обычный бесцветный раствор.

Лингвистическая задача

Формула кислоты полностью отображена в ее названии. Основу названия составляет название образующего ее химического элемента (элемент Сульфур образует сульфатную, сульфитную и сульфидную кислоты). Суффиксами обозначается степень окисления этого элемента. Если элемент, образующий кислоту, находится в высшей степени окисления, то в названии кислоты пишут суффикс *-ат-*: сульфатная H_2SO_4 (степень окисления Сульфура +6 — высшая). Если степень окисления элемента меньше на 2, то суффикс *-ат-* заменяют на *-ит-*: сульфитная H_2SO_3 (степень окисления Сульфура +4). Если элемент находится в низшей степени окисления, что соответствует безокислительным кислотам, то в названии пишут суффикс *-ид-*: сульфидная H_2S (степень окисления Сульфура -2 — низшая). Установите соответствие между названиями кислот, приведенными в таблице 8, и степенями окисления химических элементов, которые их образуют.



Выводы

1. Оксиды состоят из атомов двух химических элементов, один из которых — Кислород. Названия оксидов состоят из двух слов: первое — название химического элемента, образующего оксид, второе — слово «оксид». Для элементов с переменной валентностью в названии оксидов обязательно указывают валентность элемента.
2. Кислоты состоят из ионов Водорода и кислотных остатков. По содержанию Кислорода кислоты разделяют на кислородсодержащие и безокислительные. По числу атомов Водорода — на одноосновные, двухосновные и трехосновные.
3. Неорганические основания называют гидроксидами. Они состоят из ионов металлических элементов и гидроксид-ионов OH^- . Число гидроксид-ионов в составе гидроксидов равно степени окисления металлического элемента. Среди гидроксидов выделяют щелочи (растворимые в воде гидроксиды) и нерастворимые гидроксиды. Названия гидроксидов состоят из двух слов: названия металлического элемента и слова «гидроксид».
4. Амфотерные гидроксиды — это гидроксиды, проявляющие свойства и кислот, и оснований.

- Соли состоят из ионов металлических элементов и кислотных остатков. Названия солей состоят из двух слов: названия металлического элемента и названия кислотного остатка. Для элементов с переменной валентностью указывают их валентность в соединении.



Контрольные вопросы

- Какие вещества называют оксидами? Приведите примеры оксидов.
- Запишите общую формулу оксидов.
- Как по химической формуле определить, кислотный оксид или основной?
- Какие оксиды относятся к несолеобразующим?
- Дайте определение кислотам. Что называют кислотным остатком?
- По каким признакам классифицируют кислоты? Назовите группы, на которые распределяют кислоты по разным признакам, и приведите соответствующие примеры.
- Какие вещества относятся к классу оснований? Какие из них являются щелочами?
- Какие соединения относятся к солям?
- Вещества, формулы которых KNO_3 , FeCl_2 , Na_2SO_4 , называют: а) солями; б) кислотами; в) основаниями; г) оксидами.
- Вещества, формулы которых HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , называют: а) солями; б) кислотами; в) основаниями; г) оксидами.
- Вещества, формулы которых NO_2 , Fe_2O_3 , Na_2O , называют: а) солями; б) кислотами; в) основаниями; г) оксидами.
- Соли образованы: а) ионами металлических элементов и кислотными остатками; б) ионами металлических элементов и гидроксид-ионами; в) ионами Водорода и кислотными остатками.
- В формулах кислот на первом месте записан символ: а) Оксигена; б) Водорода; в) Сульфур; г) Карбона.



Задания для усвоения материала


- Определите степени окисления элементов в оксидах и запишите их названия: P_2O_5 , SO_2 , Na_2O , MgO , CaO , Mn_2O_7 , SnO_2 , I_2O_5 , CrO_3 , Cu_2O , CuO .
- Приведите примеры несолеобразующих оксидов. Почему их так называют?
- Составьте формулы следующих оксидов: калий оксид, фосфор(III) оксид, серебро(I) оксид, железо(II) оксид, хлор(IV) оксид, азот(V) оксид, цинк оксид, уран(III) оксид, сера(VI) оксид, ванадий(V) оксид.
- Запишите формулы хлоридной, сульфатной, ортофосфатной, карбонатной, силикатной, сульфидной и нитратной кислот. Подчеркните кислотные остатки и определите их заряд.
- Приведите примеры оксигенсодержащих и безоксигеновых кислот.
- Составьте формулы гидроксидов Калия, Магния, Станнума(II), Цинка, Хрома(III), Купрума(II), Бария. Подчеркните формулы щелочей.

7. Из таблицы 8 выпишите формулы кислот: а) кислородсодержащей одноосновной; б) безоксигеновой двухосновной; в) кислородсодержащей трехосновной; г) безоксигеновой одноосновной; д) кислородсодержащей двухосновной.
8. Из таблицы растворимости (см. форзац 2) выпишите по два примера формул солей: а) хлоридной кислоты, нерастворимых в воде; б) карбонатной кислоты, растворимых в воде.
9. Назовите соли: K_2SO_4 , $Cr(NO_3)_3$, $MgCl_2$, $CuSO_4$, $SnCl_2$, $AgNO_3$, $AlPO_4$, $BaSO_3$, BaS , $BaSO_4$, Na_2SiO_3 , $NaBr$, $MnSO_4$, Ag_2S , $Mg_3(PO_4)_2$. Укажите над формулами значения заряда металлического элемента и кислотного остатка.
10. Составьте формулы солей: кальций хлорид, магний карбонат, цинк нитрат, калий карбонат, натрий сульфат, кальций силикат.

§ 29. Оксиды: физические свойства, распространенность и применение

Вспомните: зависимость физических свойств веществ от типа химической связи и кристаллических решеток (§ 23).

Строение и физические свойства оксидов

Среди оксидов встречаются вещества и молекулярного, и немолекулярного строения. Строение оксидов определяет их физические свойства. 

Большинство оксидов неметаллических элементов (кислотные оксиды) — это преимущественно вещества молекулярного строения с небольшими температурами плавления и кипения. При обычных условиях кислотные оксиды встречаются в разном агрегатном состоянии, т. е. бывают твердыми, жидкими и газообразными.

Оксиды металлических элементов (основные и амфотерные оксиды) являются веществами преимущественно ионного строения. Это твердые кристаллические вещества с высокой температурой плавления и кипения. Большинство из них не растворяются в воде.

Поскольку большинство химических элементов являются металлическими, то можно утверждать, что большинство оксидов — твердые вещества. Твердыми также являются некоторые оксиды неметаллических элементов, например силиций(IV) оксид и фосфор(V) оксид.

Газообразных оксидов значительно меньше. Все они являются молекулярными веществами и образованы неметаллическими элементами: азот(IV) оксид и азот(II) оксид, углерод(IV) оксид и углерод(II) оксид, сера(IV) оксид и др.

И лишь несколько оксидов при обычных условиях находятся в жидком состоянии: H_2O , N_2O_3 , SO_3 , ClO_2 , ClO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 .

Распространенность оксидов в природе

Водород(II) оксид (вода) содержится в воздухе в виде водяного пара. При определенной температуре газообразная вода превращается в жидкую и выпадает в виде росы или дождя.

Углерод(IV) оксид (углекислый газ) выделяется в атмосферу в результате дыхания организмов, вулканической деятельности и техногенной деятельности человека. Поглощается растениями при фотосинтезе.

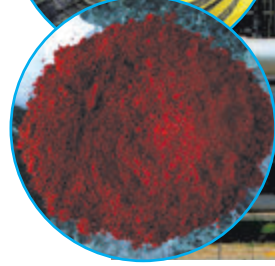
Азот(IV) оксид и **серо(IV) оксид** (сернистый газ) образуются при извержении вулканов, во время грозы и в результате техногенной деятельности. Эти оксиды являются причиной загрязнения воздуха в больших городах.

Азот(IV) оксид NO_2 — отравляющий газ бурого цвета, который называют «лисий хвост». Попадает в атмосферу с выбросами металлургических и химических предприятий. При взаимодействии с водяным паром образует нитратную кислоту, которая является одной из причин кислотных дождей.

Кремний(IV) оксид SiO_2 называют кремнеземом, поскольку он является составляющей песка, почв, многих минералов: кварца, горного хрусталя, хризолита, аметиста и др. В Карпатах найдена уникальная разновидность кварцевых кристаллов — мармарошский бриллиант.

Алюминий(III) оксид Al_2O_3 является основой многих минералов: рубина, хризоберилла, корунда и др. Вместе с кремний(IV) оксидом является составляющей почв и пород, в частности боксита, из которого добывают алюминий. В Украине большие залежи бокситов найдены в Закарпатье и Приазовье.

Железо(III) оксид Fe_2O_3 образует много минералов: гематит, лимонит, магнетит и др., из которых получают железо. В Украине месторождения этих минералов расположены в Криворожском железорудном бассейне.



Использование оксидов

Кварц и кварцевый песок — сырье для производства стекла. Стекло из чистого кварца — очень ценный материал, так как оно пропускает ультрафиолетовое излучение.

Породы с большим содержанием **алюминий оксида** используют для получения алюминия — конструкционного материала. Разновидность алюминий оксида — корунд — очень твердый минерал, его используют для обработки металлических, керамических и других поверхностей.

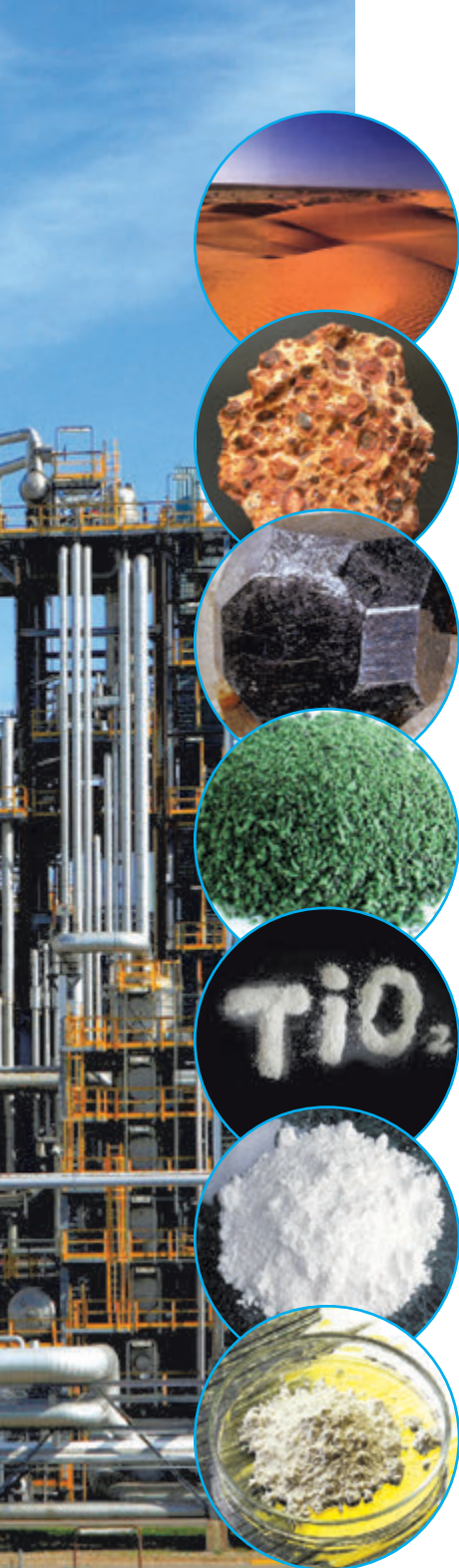
Оксиды Феррума Fe_2O_3 и Fe_3O_4 используют для получения железа. Также на их основе изготавливают коричневую краску (охру) и ферромагнитные покрытия для аудио- и видеопленок и пластин жестких магнитных дисков (винчестеров).

Хром(III) оксид Cr_2O_3 используют для изготовления шлифовальной пасты (пасты ГОИ) и зеленой краски. В Украине хром(III) оксид встречается в виде хромитового рудения в Среднем Побужье.

Титан(IV) оксид TiO_2 и **цинк оксид** ZnO являются основой белой краски (титановые и цинковые белила). Их производят в больших объемах на химических предприятиях Украины. Значительные залежи титан(IV) оксида в виде минерала рутила есть в Приднпровье и на Волыни. Это почти 20 % мировых запасов титана.

Магний оксид MgO (жженую магнезию) используют для производства огнеупорных материалов, цемента для очистки нефтепродуктов, изготовления лекарственных препаратов.

Кальций оксид CaO (негашеную известь) используют для изготовления строительных материалов — извести, цемента, кирпича, а также в сельском хозяйстве.





- Из чистого силиций(IV) оксида получают так называемое кварцевое стекло. Оно проявляет стойкость при нагревании до 1000–1200 °С. В отличие от обычного стекла, оно почти не расширяется при нагревании, а при охлаждении не сжимается. Поэтому стакан, изготовленный из кварцевого стекла, можно нагреть до 1000 °С, а потом резко охладить под струей воды. Кварцевый стакан при этом не треснет, в отличие от стакана из обычного стекла.
- Многие случаи появления «призраков» объясняются плохой системой отопления. Если в помещении накапливается угарный газ (карбон(II) оксид), то даже в малой концентрации он приводит к отравлению, которое наряду с головной болью и чувством усталости вызывает зрительные и слуховые галлюцинации.



Выводы

1. Оксиды — очень распространенные соединения в природе благодаря большому содержанию Оксигена на Земле. Основные и амфотерные оксиды при обычных условиях всегда твердые. Кислотные оксиды могут находиться в твердом, жидком и газообразном состояниях.
2. Оксиды образуют очень ценные природные минералы. Оксиды широко используют для изготовления красок и строительных материалов.



Контрольные вопросы

1. Назовите оксиды, которые встречаются в атмосфере, гидросфере, литосфере.
2. От чего зависят физические свойства оксидов? Приведите примеры оксидов, которые при обычных условиях находятся в твердом, жидком и газообразном состояниях.
3. Приведите примеры использования оксидов.



Задания для усвоения материала

1. Составьте формулы веществ: кальций оксид, калий оксид, фосфор(V) оксид, фосфор(III) оксид, барий оксид, цинк оксид, бор оксид, алюминий оксид. Какие из этих оксидов основные, какие — кислотные, а какие — амфотерные?
2. Составьте формулы и названия веществ: а) газ — оксид, который содержится в воздухе и необходим для фотосинтеза; б) оксид, образующийся в атмосфере при вспышке молнии; в) оксид, который «гасят» водой; г) оксид, являющийся основной составляющей песка; д) отравляющий оксид, который называют угарным газом; е) оксид, обладающий ферромагнитными свойствами.
3. Манган может образовывать несколько оксидов, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +4, +7. Составьте формулы этих оксидов и укажите их названия.

4. Хром может образовывать два оксида, в которых он проявляет валентность III и VI. Составьте формулы этих оксидов и вычислите массовую долю Хрома в них. К какой группе оксидов они относятся?
5. Составьте уравнения реакций образования из простых веществ оксидов: а) Сульфура(IV); б) Нитрогена(II); в) Алюминия; г) Феррума(II); д) Фосфора(V).
6. Составьте уравнения реакций горения магния, лития и углерода в кислороде. Укажите названия полученных оксидов.
7. Вычислите число атомов Нитрогена в нитроген(II) оксиде объемом 2,8 л.
8. Из текста параграфа выпишите оксиды, содержащиеся в воздухе, и вычислите их относительную плотность по воздуху.
- 9*. Какие газообразные оксиды, загрязняющие атмосферу Земли, вы знаете? Рассмотрите пути загрязнения атмосферы. Предложите способы предотвращения загрязнения воздуха.

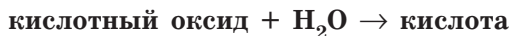
§ 30. Химические свойства оксидов

Вспомните:

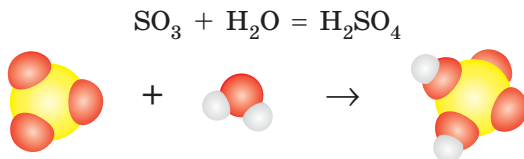
- классификацию оксидов (§ 28);
- какие элементы относятся к щелочным и щелочноземельным элементам (§ 4).

Взаимодействие кислотных оксидов с водой

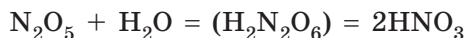
Все кислотные оксиды (за исключением силиций(IV) оксида SiO_2) вступают в реакции соединения с водой. В результате реакций образуются кислоты, соответствующие этим оксидам:



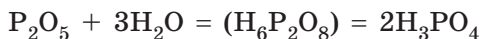
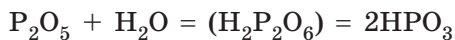
Составляя уравнения таких реакций, следует помнить, что все эти реакции являются реакциями соединения, а формулу продукта реакции легко определить, если «сложить» все атомы из реагентов и записать их в соответствующем для формул кислот порядке (табл. 8, с. 146):



Если же все индексы оказываются четными, то их следует сократить на 2 и поставить коэффициент, например:



Фосфор образует две кислоты с разным содержанием Гидрогена — метафосфатную и ортофосфатную. Они образуются из фосфор(V) оксида присоединением разного количества воды:



Составив уравнение реакции кислотного оксида с водой, можно определить кислоту, соответствующую этому кислотному оксиду (табл. 9).

Таблица 9. Кислотные оксиды и соответствующие им кислоты

Кислотный оксид (ангидрид)	Кислота	
CO_2	H_2CO_3	
N_2O_3	HNO_2	
N_2O_5	HNO_3	
P_2O_5	HPO_3	H_3PO_4
SiO_2	H_2SiO_3	
SO_3	H_2SO_4	
SO_2	H_2SO_3	

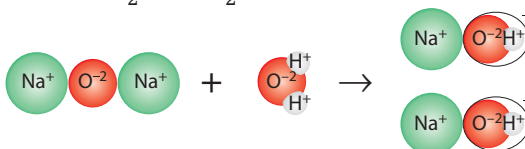
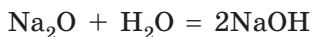
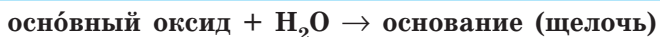
Взаимодействие основных оксидов с водой

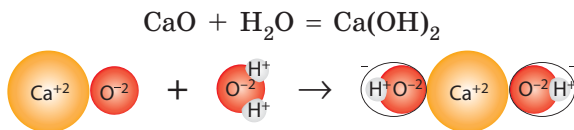
Основным оксидам соответствуют основания, которые должны образовываться при взаимодействии оксидов с водой. Но большинство основных оксидов с водой не взаимодействуют.



Обратите внимание, что в реакцию с водой вступают лишь те оксиды, которые образуют щелочи (оксиды щелочных и щелочноземельных элементов).

Щелочи легко отличить от нерастворимых гидроксидов по таблице растворимости (см. форзац 2), поскольку щелочи — растворимые гидроксиды.



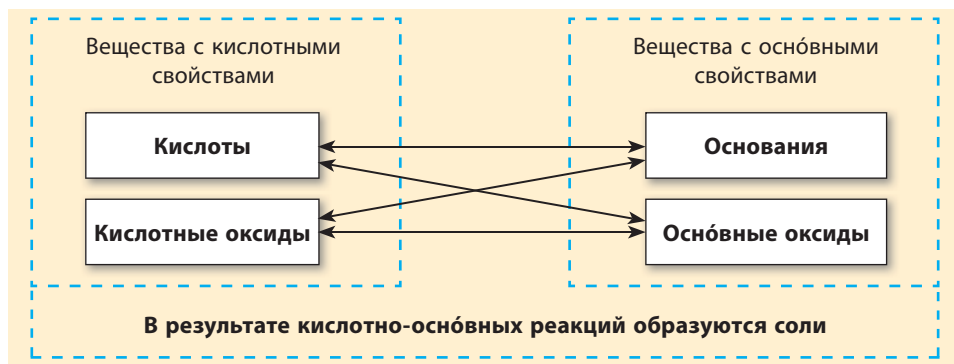


Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде, поэтому с водой не реагируют. Так же с водой не реагируют несолеобразующие оксиды, поскольку им не соответствуют ни кислоты, ни основания.

Кисотно-основные взаимодействия

Одним из главных принципов взаимодействия химических веществ является, что вещества с кислотными свойствами (кислоты и кислотные оксиды) всегда взаимодействуют с веществами с основными свойствами (основания и основные оксиды) (схема 4). Реакции между такими веществами называют **кисотно-основными взаимодействиями**. Собственно, кислоты и основания — это химические противоположности. Продуктами взаимодействия между кислотными и основными веществами всегда являются соли.

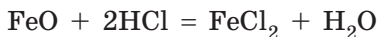
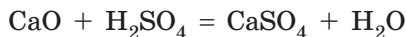
Схема 4. Взаимодействие веществ с кислотными свойствами с веществами с основными свойствами



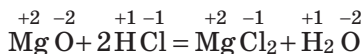
Взаимодействие оксидов с основаниями и кислотами

Оксиды способны взаимодействовать с гидратами оксидов (кислотами и основаниями) с противоположными свойствами с образованием солей (схема 4).

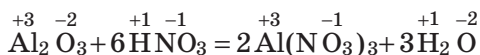
Основные оксиды реагируют с кислотами. В продукт взаимодействия — соль — переходит металлический элемент из оксида и кислотный остаток из кислоты:



Обратите внимание, что в таких реакциях степени окисления элементов не меняются, и их следует использовать для составления формулы образованной соли. Оставшиеся элементы (Водород и Кислород) образуют молекулу воды:



Амфотерные оксиды реагируют с кислотами так же, как и основные:



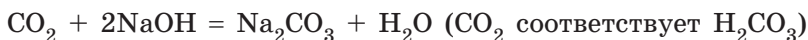
Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.

Обратите внимание, что кислотные оксиды вступают в химические реакции только со щелочами:



Составляя уравнения реакций, нужно очень внимательно составлять формулы солей. Для этого следует помнить, как определить кислоту, которая соответствует кислотному оксиду (табл. 9, с. 158).

Так, карбон(IV) оксиду CO_2 соответствует карбонатная кислота с кислотным остатком $\overset{-2}{\text{CO}_3}$, поэтому при взаимодействии карбон(IV) оксида с основаниями образуются соли карбонатной кислоты — карбонаты:



Силиций(IV) оксиду SiO_2 соответствует силикатная кислота, поэтому в реакциях силиций(IV) оксида с основаниями образуются силикаты:



Амфотерные оксиды со щелочами взаимодействуют совсем по-другому, это вы будете изучать в § 39. Некоторые **несолеобразующие оксиды** также способны взаимодействовать со щелочами, о чем вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

Взаимодействие кислотных и основных оксидов между собой

Основные и кислотные оксиды также взаимодействуют между собой с образованием солей (схема 4, с. 159).



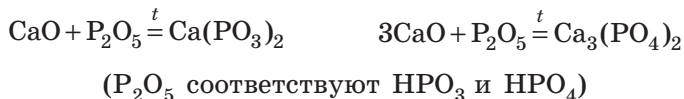
Многие такие реакции протекают только при нагревании.

Чтобы правильно составить уравнение реакции, следует правильно определить кислоту, соответствующую кислотному оксиду (табл. 9, с. 158).

Кислотному сульфур(IV) оксиду соответствует сульфитная кислота, поэтому продуктом реакции с основным кальций оксидом является сульфит:



При взаимодействии фосфор(V) оксида с основным оксидом в зависимости от соотношения оксидов могут образоваться две соли — метафосфат и ортофосфат, поскольку этому оксиду соответствуют две кислоты:



Выводы

1. Кислоты и кислотные оксиды — вещества с кислотными свойствами. Основания и основные оксиды — с основными свойствами. Вещества с кислотными свойствами взаимодействуют с веществами с основными свойствами с образованием солей.
2. Кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием кислот. Для определения кислоты, соответствующей кислотному оксиду, необходимо составить уравнение реакции взаимодействия кислотного оксида с водой. Основные оксиды могут взаимодействовать с водой с образованием оснований только при условии, что образуется растворимое основание (щелочь). Амфотерные и несолеобразующие оксиды с водой не реагируют.
3. Основные и амфотерные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей. Степень окисления металлического элемента в соли и заряд кислотных остатков при этом не изменяются. Кислотные оксиды взаимодействуют только с растворимыми основаниями (щелочами), образуя соль и воду.
4. Продуктами взаимодействия основных и кислотных оксидов являются соли.



Контрольные вопросы

1. Какие вещества проявляют кислотные свойства, а какие — основные? Соединения какого класса образуются при их взаимодействии?
2. Какие вещества всегда образуются в реакциях кислотно-основного взаимодействия?
3. Какие кислотные оксиды взаимодействуют с водой, а какие — нет? Какие из основных оксидов способны взаимодействовать с водой?
4. Как определить кислотный остаток в соли, которая образуется при взаимодействии кислотного оксида со щелочью или основным оксидом?
5. Какие вещества образуются при взаимодействии основного оксида с кислотой? кислотного оксида со щелочью?



Задания для усвоения материала

1. Приведите уравнения реакций кислотных и основных оксидов с водой.
2. Из данного перечня выпишите отдельно формулы оксидов: а) кислотных; б) основных; в) несолеобразующих.
 Na_2O , P_2O_5 , CO_2 , CO , SO_3 , CrO , Cu_2O , SiO_2 , N_2O , Mn_2O_7 .
3. Какие из указанных оксидов взаимодействуют с водой? Составьте соответствующие уравнения реакций.
 Na_2O , CO_2 , CO , SO_3 , CrO , SiO_2 , N_2O , CuO , CaO , N_2O_5 , Fe_2O_3 , K_2O , Al_2O_3 , SO_2 .
4. Раствор, образовавшийся при растворении газообразного оксида в воде, окрашивает лакмус в красный цвет. Какой газ это может быть? Предложите два варианта ответа. Составьте уравнения реакций.
5. Гашение извести — это взаимодействие негашеной извести (кальций оксида) с водой. Составьте уравнение этой реакции.
6. Существуют ли кислотные оксиды, которым соответствуют безоксигеновые кислоты? Ответ поясните.
7. Как вы считаете, встречаются ли фосфор(V) оксид и сера(VI) оксид в природе? Ответ поясните.
8. При взаимодействии каких оксидов образуются натрий карбонат, плумбум(II) силикат, магний сульфат? Составьте уравнения реакций.
9. Дополните схемы реакций, запишите названия продуктов реакции.
 а) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; г) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$;
 б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; д) $\text{NaOH} + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \dots$;
 в) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$; е) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \dots$
10. Составьте уравнения реакций: а) силиций(IV) оксида с кальций оксидом и калий гидроксидом; б) марганец(II) оксида с сульфатной кислотой и сера(VI) оксидом; в) барий оксида с азотной кислотой и углерод(IV) оксидом.
11. Относительные плотности по водороду оксидов элементов X и Y равны, соответственно, 14 и 15. Определите формулы этих оксидов.

§ 31. Расчеты по уравнениям химических реакций

Вспомните: способы вычисления количества вещества по известной массе или объему (§ 24–26).

Когда повар готовит блюдо, он смешивает продукты в определенных соотношениях. Так и химик перед проведением химической реакции должен решить, в каком массовом соотношении следует смешать реагенты, и вычислить массу продукта, который должен образоваться.

Такие расчеты можно провести по уравнениям химических реакций. Если известна масса одного из веществ, участвующих в реакции, то можно определить массы всех других веществ — и реагентов, и продуктов реакции.

Химическое уравнение показывает, какие вещества и в каком соотношении взаимодействуют, а также в каком соотношении образуются продукты реакции. Например, уравнение реакции взаимодействия водорода с азотом



показывает, что три молекулы водорода H_2 взаимодействуют с одной молекулой азота N_2 с образованием двух молекул аммиака NH_3 (рис. 31.1).

Такое же соотношение будет и для количества вещества всех соединений в реакции: три моля водорода вступает в реакцию с одним молем азота, и при этом образуется два моля аммиака.

Если для проведения реакции взять не три моля водорода, а любое другое количество (например, $3x$ моль), то количество прореагировавшего азота будет в три раза меньше, чем количество водорода, т. е. $n(\text{N}_2) = x$ моль:

$$n(\text{H}_2) : n(\text{N}_2) = 3x : x = 3 : 1$$

Таким образом, вещества вступают в химические реакции в количествах, пропорциональных их коэффициентам в уравнении реакции (стехиометрическим коэффициентам). Другими словами, соотношение количеств реагентов (в молях) равно соотношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.

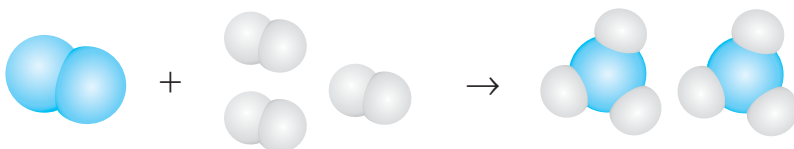
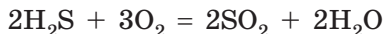


Рис. 31.1. Схематическое изображение количественного соотношения реагентов и продуктов реакции синтеза аммиака

Рассмотрим уравнение реакции горения сероводорода:



Мы видим, что два моля сероводорода реагирует с тремя молями кислорода с образованием двух молей сернистого газа и двух молей воды. Если в реакцию вступает x моль сероводорода, то соотношение реагентов и продуктов реакции выглядит так:

$$n(\text{H}_2\text{S}) : n(\text{O}_2) : n(\text{SO}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = \\ = 2x : 3x : 2x : 2x = 2 : 3 : 2 : 2$$

или

$$\frac{n(\text{H}_2\text{S})}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{3} = \frac{n(\text{SO}_2)}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{2}$$

Таким образом, для любой химической реакции, которую можно описать уравнением:



справедливо соотношение для количества вещества всех участников реакции:

$$\frac{n(\text{A})}{a} = \frac{n(\text{B})}{b} = \frac{n(\text{C})}{c}$$

По этому соотношению можно проводить любые расчеты по уравнению химической реакции.

Задача 1. Какое количество вещества кислорода необходимо для сжигания сероводорода количеством 1,5 моль?

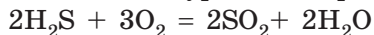
Дано:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 1,5 \text{ моль}$$

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

Решение:

Записываем уравнение реакции:



По уравнению определяем, что

$$n(\text{H}_2\text{S}) : n(\text{O}_2) = 2 : 3$$

По этому соотношению можно вычислить количество вещества кислорода:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{S})}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{3}$$

Следовательно,

$$n(\text{O}_2) = \frac{3n(\text{H}_2\text{S})}{2} = \frac{3 \cdot 1,5 \text{ моль}}{2} = 2,25 \text{ моль}$$

Ответ: $n(\text{O}_2) = 2,25 \text{ моль}$.

При проведении реакций необходимо знать не только количества веществ, но и их массы или объемы. Эти величины связаны соотношениями:

$$m = n \cdot M; \quad V = n \cdot V_m$$

Но задачи по уравнениям химических реакций проще решать с использованием количества вещества. Если в условии задачи даны масса или объем вещества, то удобнее сразу вычислить количество вещества и далее использовать эту величину для расчетов.

Задача 2. Вычислите объем азота (н. у.), необходимый для получения аммиака NH_3 количеством 0,8 моль.

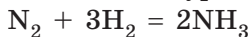
Дано:

$$n(\text{NH}_3) = 0,8 \text{ моль}$$

$$V(\text{N}_2) - ?$$

Решение:

Записываем уравнение реакции:



По уравнению записываем соотношение количеств вещества азота и аммиака:

$$\frac{n(\text{N}_2)}{1} = \frac{n(\text{NH}_3)}{2}$$

По этому соотношению можно вычислить количество вещества азота:

$$n(\text{N}_2) = \frac{n(\text{NH}_3)}{2} = \frac{0,8 \text{ моль}}{2} = 0,4 \text{ моль}$$

Но можно сразу вычислить и объем, зная,

$$\text{что } n = \frac{V}{V_m} :$$

$$\frac{V(\text{N}_2)}{1 \cdot V_m} = \frac{n(\text{NH}_3)}{2}$$

Отсюда выражаем объем азота:

$$V(\text{N}_2) = \frac{n(\text{NH}_3) \cdot V_m}{2} = \frac{0,8 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{2} = 8,96 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{N}_2) = 8,96 \text{ л.}$

Задача 3. Вычислите массу фосфор(V) оксида, который можно получить сжиганием фосфора в кислороде объемом 11,2 л (н. у.).

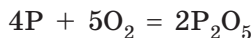
Дано:

$$V(\text{O}_2) = 11,2 \text{ л}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$$

Решение:

Записываем уравнение реакции:



Способ I:

Известные данные веществ (массы или объемы) выражаем через количество вещества:

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

По соотношению количества вещества вычислим количество вещества оксида:

$$\begin{aligned} \frac{n(\text{O}_2)}{5} &= \frac{n(\text{P}_2\text{O}_5)}{2} \Rightarrow n(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{2 \cdot n(\text{O}_2)}{5} = \\ &= \frac{2 \cdot 0,5 \text{ моль}}{5} = 0,2 \text{ моль} \end{aligned}$$

По количеству вещества оксида вычисляем его массу:

$$\begin{aligned} m(\text{P}_2\text{O}_5) &= n \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot (2 \cdot 31 + 5 \cdot 16) \text{ г/моль} = \\ &= 28,4 \text{ г} \end{aligned}$$

Способ II:

Записываем соотношение количеств вещества кислорода и фосфор(V) оксида:

$$\frac{n(\text{O}_2)}{5} = \frac{n(\text{P}_2\text{O}_5)}{2}$$

В этом соотношении заменяем количество вещества кислорода на соотношение объемов, а количество вещества фосфор(V) оксида — на соотношение масс:

$$\frac{V(\text{O}_2)}{5 \cdot V_m} = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \cdot M(\text{P}_2\text{O}_5)}$$

Отсюда выражаем массу оксида:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{2 \cdot V(\text{O}_2) \cdot M(\text{P}_2\text{O}_5)}{5 \cdot V_m} = \frac{2 \cdot 11,2 \text{ л} \cdot 142 \text{ г/моль}}{5 \cdot 22,4 \text{ л/моль}} = 28,4 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 28,4 \text{ г}$.

Задача 4. Простое вещество массой 10,8 г сожгли, на что израсходовали кислород объемом 6,72 л (н. у.). В результате образовался оксид состава E_2O_3 . Какое вещество сожгли?

Дано:

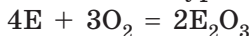
$$V(O_2) = 6,72 \text{ л}$$

$$m(\text{вещ.}) = 10,8 \text{ г}$$

$$M(\text{вещ.}) = ?$$

Решение:

Записываем уравнение реакции:



Чтобы установить вещество, необходимо определить его молярную массу. Сначала вычислим количество вещества кислорода:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

По соотношению количества вещества вычислим количество неизвестного вещества:

$$\frac{n(O_2)}{3} = \frac{n(E)}{4} \Rightarrow n(E) = \frac{4 \cdot n(O_2)}{3} = \frac{4 \cdot 0,3 \text{ моль}}{3} = 0,4 \text{ моль}$$

По известной массе простого вещества вычислим его молярную массу:

$$M(E) = m : n = 10,8 \text{ г} : 0,4 \text{ моль} = 27 \text{ г/моль.}$$

Этой молярной массе соответствует алюминий.

Ответ: 27 г/моль, алюминий.



Выводы

Химические вещества вступают в химические реакции в четко определенных соотношениях. Количества веществ всех участников реакции соотносятся как их стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции. Для реакции $aA + bB = cC$ справедливо соотношение:

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c}$$



Задания для усвоения материала

1. Проанализируйте уравнение реакции горения метана аналогично тому, как это сделано в данном параграфе для реакции горения сероводорода.
2. В каком количественном соотношении следует смешать железо с серой для получения феррум(II) сульфида?

3. Определите соотношение количества вещества реагентов для получения купрум(II) оксида из простых веществ.
4. Вычислите количество вещества фосфор(V) оксида, который образуется при сгорании фосфора количеством вещества 2 моль. Какое количество вещества кислорода тратится при этом?
5. Определите количество вещества кальций гидроксида, который образуется при взаимодействии воды: а) с 0,5 моль кальций оксида; б) 8 г кальций оксида.
6. Составьте уравнение реакции сгорания аммиака NH_3 в кислороде с образованием азота и воды. Вычислите объем кислорода (н. у.), который необходим для сжигания аммиака количеством 24 моль. Какой объем (н. у.) каждого из продуктов реакции при этом образуется?
7. Вычислите массу кальций карбоната, который образуется при взаимодействии карбон(IV) оксида объемом 11,2 л (н. у.) с кальций оксидом.
8. Вычислите массу сульфур(VI) оксида, необходимую для получения сульфатной кислоты массой 4,9 г.
9. Вычислите массу гидроген пероксида, необходимую для получения кислорода объемом 5,6 л (н. у.).
10. Карбон(IV) оксид можно получить сжиганием углерода или метана. Вычислите, какого вещества и во сколько раз больше (по массе) необходимо для получения карбон(IV) оксида объемом 28 л (н. у.).
11. Вычислите массу ортофосфатной кислоты, которая образуется при взаимодействии фосфор(V) оксида массой 1 кг с водой.
12. При пропускании сульфур(IV) оксида через раствор барий гидроксида образовалась соль массой 43,4 г. Вычислите объем (н. у.) израсходованного газа.

§ 32. Основания: физические свойства, распространенность и применение

Вспомните:

- как отличить щелочи, нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды (§ 28);
- свойства твердых веществ с ионными кристаллическими решетками (§ 23).

Строение и физические свойства оснований

В основаниях существует ионная связь, поскольку в их состав входят как металлические, так и неметаллические элементы. Поэтому все основания являются веществами с ионными кристаллическими решетками с соответствующими физическими свойствами.

Щелочи — твердые белые вещества, без запаха, хорошо растворимые в воде, мылкие на ощупь (рис. 32.1а, б). Расплавы и растворы щелочей проводят электрический ток. При растворении щелочей





а

б

в

Рис. 32.1. Основания: а — натрий гидроксид представляет собой белые гранулы; б — калий гидроксид — белые чешуйки; в — купрум(II) гидроксид — синий порошок

в воде выделяется большое количество теплоты, и раствор разогревается. Твердые гидроксиды Натрия и Калия настолько гигроскопичны (поглощают влагу), что на воздухе «расплываются» (рис. 32.2). В отличие от всех щелочей, кальций гидроксид (гашеная известь) малорастворим в воде. Его насыщенный раствор называют известковой водой, а суспензию в воде — известковым молоком.

Нерастворимые гидроксиды — твердые при обычных условиях вещества (рис. 32.1б), без запаха, не проводят электрический ток и, конечно, не растворяются в воде. Если нерастворимые гидроксиды получают из растворов, то они выпадают в виде студенистых осадков (рис. 32.3). Физические свойства **амфотерных гидроксидов** сходны со свойствами нерастворимых оснований.

Гидроксиды щелочных элементов при нагревании плавятся и кипят без разложения. Все другие гидроксиды при нагревании разлагаются на оксид металлического элемента и воду:

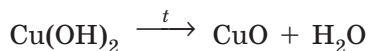


Рис. 32.2. Натрий гидроксид на воздухе «расплывается»

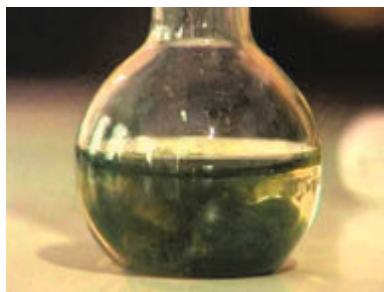


Рис. 32.3. Феррум(II) гидроксид образуется в воде в виде студенистого осадка

Использование оснований

Кальций гидроксид (гашеную известь) используют преимущественно в строительстве для приготовления различных строительных смесей: штукатурки, шпаклевки и т. п.

Суспензией **кальций гидроксид** в воде (известковым молоком) весной обмазывают стволы деревьев, чтобы защитить их от насекомых-вредителей.

Кальций гидроксид и **кальций оксид** (негашеную известь) используют для очистки сахара на сахарных заводах.

Магний гидроксид используют для производства зубной пасты и лекарств.

Натрий гидроксид (едкий натр, или каустическую соду) и **калий гидроксид** (едкое кали) используют при производстве твердого и жидкого мыла, а также лекарств.

Изготовление стекла, искусственных красителей, бумаги, синтетических волокон и очищение нефти невозможно без **натрий гидроксида**.

Средство для очищения канализационных труб — это 40% -й раствор **натрий гидроксида**.





Приблизительно в IX–X ст. был получен калий и натрий гидроксиды. Их длительное время считали простыми веществами, так как все известные к тому времени методы разложения веществ применительно к KOH и NaOH не дали никаких результатов. Поскольку данные вещества не смогли разложить на составляющие, был сделан вывод, что это основные элементы, из которых состоят другие вещества. Именно этим и объясняется название «основания», которое дали таким веществам в середине XVIII в.



Выводы

1. Все основания (гидроксиды) — твердые вещества без запаха. Щелочи растворяются в воде, а другие гидроксиды — нет. В зависимости от металлического элемента, который образует гидроксид, основания могут иметь различную окраску, но большинство гидроксидов — это белые вещества.
2. В природе гидроксиды почти не встречаются из-за их химической активности. В промышленности главным образом применяют щелочи, важнейшими из которых являются натрий и кальций гидроксиды.



Контрольные вопросы

1. Какие основания называют щелочами?
2. Сравните физические свойства щелочей и нерастворимых гидроксидов.
3. Приведите примеры щелочей и нерастворимых гидроксидов.
4. Опишите сферы применения кальций гидроксида и натрий гидроксида.
5. В состав оснований обязательно входит: а) гидроксильная группа; б) кислотный остаток; в) ионы Кальция.
6. Вещества KOH, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH называют: а) солями; б) кислотами; в) основаниями; г) оксидами.
7. Напишите формулы оснований, образованных такими элементами: Натрий, Калий, Феррум(III), Феррум(II), Кальций, Барий.

Задания для усвоения материала

1. Формула какого вещества является лишней в перечне: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH, Na_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$? К какому классу неорганических соединений оно относится?
2. Составьте химические формулы оксидов и гидроксидов, которые образованы элементами: Cu(II), Mn(II), Co(III), Li(I).
3. Что называют: а) гашеной известью; б) известковой водой; в) известковым молоком; г) едким натром; д) каустической содой; е) едким кали?
4. Твердый натрий гидроксид используют в лабораториях в качестве осушителя. На каком свойстве щелочи основывается его применение?
5. Вычислите количество вещества гидроксидов, которые содержатся: а) в 10 г натрий гидроксида; б) 51,3 г барий гидроксида; в) 15,45 г хром(III) гидроксида.

6. В каком из образцов содержится больше атомов Гидрогена: в купрум(II) гидроксиде массой 19,6 г или в алюминий(III) гидроксиде массой 11,7 г?
7. Вычислите массовые доли металлических элементов в натрий гидроксиде и калий гидроксиде. В каком гидроксиде массовая доля металлического элемента больше?

§ 33. Химические свойства щелочей и нерастворимых гидроксидов

Вспомните:

- как отличить формулы щелочей, нерастворимых оснований и амфотерных гидроксидов (§ 28);
- принцип кислотно-основных взаимодействий; как определить кислоту, соответствующую тому или иному кислотному оксиду (§ 30).

Обнаружение щелочей

Щелочи и кислоты — бесцветные в воде вещества, но очень часто необходимо знать, присутствует ли кислота или щелочь в растворе. Для обнаружения щелочей и кислот используют **индикаторы** — сложные органические вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от наличия щелочей или кислот в растворе. Нерастворимые и амфотерные гидроксиды не изменяют цвет индикаторов.

Обычно индикаторы используют в виде растворов — водных или спиртовых. Удобнее использовать индикаторную бумагу — полоски обычной бумаги, пропитанной раствором индикатора, а затем высушенной (рис. 33.1).

Наиболее используемые в школьной лабораторной практике индикаторы — это лакмус (рис. 33.2), фенолфталеин (рис. 33.3), метиловый оранжевый и универсальный индикатор (рис. 33.4). Цвета индикаторов при наличии и отсутствии щелочей приведены в таблице 10.



Рис. 33.1. Раствор индикатора и индикаторная бумага



Рис. 33.2. Цвет лакмуса: слева — в нейтральной среде; справа — в щелочной



Рис. 33.3. Фенолфталеин при наличии кальций гидроксида окрашивается в малиновый цвет



Рис. 33.4. Универсальный индикатор может не только обнаруживать кислоты или основания, но и определять их концентрации

Таблица 10. Цвет индикаторов при наличии и отсутствии щелочей

Индикатор	Цвет в растворе	
	при наличии щелочи (щелочная среда)	при отсутствии щелочи (нейтральная среда)
Лакмус	Синий	Фиолетовый
Метиловый оранжевый	Желтый	Оранжевый
Фенолфталеин	Малиновый	Бесцветный
Универсальный	Синий	Желтый

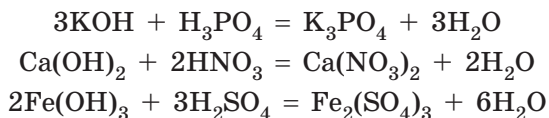
Взаимодействие щелочей и нерастворимых гидроксидов с кислотами. Реакция нейтрализации

В § 30 мы уже рассмотрели кислотно-основные взаимодействия, принцип которых заключается в том, что вещества с кислотными свойствами реагируют с веществами с основными свойствами.

Щелочи и нерастворимые гидроксиды проявляют основные свойства и способны взаимодействовать с кислотами:



В продукт реакции — соль — переходит металлический элемент из основания и кислотный остаток из кислоты:



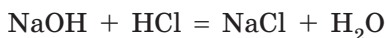
Щелочи и кислоты — едкие вещества, а в результате их взаимодействия образуется нейтральная соль. Таким образом, щелочь и кислота взаимно нейтрализуют друг друга, из-за чего реакцию между ними называют **реакцией нейтрализации**. Хотя нерастворимые гидроксиды не являются едкими, их взаимодействие с кислотами также часто называют реакцией нейтрализации.



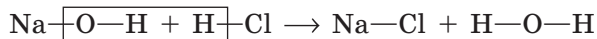
Реакцию между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называют реакцией нейтрализации.

Реакции обмена

Обратите внимание на перемещение атомов в реакции натрий гидроксида с хлоридной кислотой:



Натрий гидроксид состоит из двух частей (иона Натрия и гидроксид-иона), и хлоридная кислота состоит из двух частей (иона Гидрогена и кислотного остатка — хлорид-иона). При взаимодействии между ними происходит обмен этими частями — ионы Натрия и Гидрогена поменялись местами: ион Гидрогена кислоты объединился с гидроксид-ионом щелочи в молекулу воды, а ион Натрия с кислотным остатком образовал соль — натрий хлорид:



Следовательно, это **реакция обмена**.



Реакции, в которых два вещества обмениваются своими частями, называют реакциями обмена.

Условия протекания реакций обмена в водных растворах

Большинство реакций, которые характеризуют химические свойства оснований, кислот и солей, — это реакции обмена. Реакции обмена в водных растворах могут протекать только при определенных условиях, которые соответствуют правилу: **продукты реакции не должны реагировать друг с другом с образованием исходных**

веществ. Такие реакции называют **необратимыми**, т. е. такие, которые происходят до конца. Это возможно, если одним из продуктов реакции является вода или продукт реакции выделяется из раствора в виде газа или осадка (нерастворимого в воде вещества).

Реакции обмена в водных растворах происходят при условии, что		
↓	↓	↓
образуется вода (при взаимодействии кислот и кислотных оксидов с основаниями и основными оксидами)	выделяется газ (обычно это CO_2 , SO_2 , H_2S или NH_3)	выпадает осадок (нерастворимое в воде вещество)

Обратите внимание: если одним из реагентов является нерастворимое в воде вещество и должно образоваться также нерастворимое вещество, то осадок образуется на поверхности нерастворимого реагента. В такой реакции смогут прореагировать только поверхностные слои реагента, значит, вглубь частицы осадка реакция не пойдет.

Таким образом, реакция обмена, в которую вступает нерастворимое вещество и в результате которой должен образоваться осадок, не происходит. Иначе говоря, «из осадка осадок не образуется».

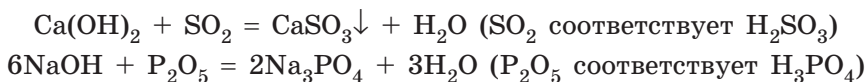
Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами

Щелочи также способны взаимодействовать с кислотными оксидами. Такие реакции мы уже рассмотрели в § 30, когда изучали свойства оксидов:



Вы уже знаете, что главное при составлении уравнений таких реакций — правильно определить кислотный остаток. Для этого необходимо помнить, как определить кислоту, соответствующую данному кислотному оксиду (табл. 9, с. 158).

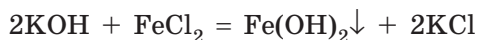
Сулфур(IV) оксиду соответствует сульфитная кислота, а фосфор(V) оксиду — ортофосфатная, поэтому со щелочами сульфур(IV) оксид будет образовывать сульфиты (соли сульфитной кислоты), а фосфор(V) оксид — ортофосфаты:



Нерастворимые и амфотерные гидроксиды в такие реакции не вступают.

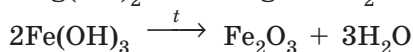
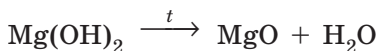
Взаимодействие щелочей с солями

Гидроксиды вступают с солями в реакции обмена, поэтому в результате образуются также соль и гидроксид. Такие реакции должны соответствовать условиям протекания реакций обмена, поэтому среди реагентов все вещества должны быть растворимыми, а в результате должен образоваться осадок:

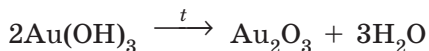


Разложение нерастворимых гидроксидов

Нерастворимые и амфотерные гидроксиды — неустойчивые вещества. При нагревании (в отличие от щелочей) они разлагаются с образованием соответствующих оксидов и воды:



Таким способом можно получить оксиды даже тех элементов, которые в виде простого вещества не реагируют с кислородом, например аурум(III) оксид:



Безопасность при работе со щелочами

Щелочи — едкие вещества, они разъедают кожу, дерево, бумагу, могут стать причиной ожогов кожи и слизистых оболочек (рис. 33.5).



Рис. 33.5. Щелочи — чрезвычайно едкие вещества: *а* — превращают ткань в студенистую массу; *б* — образуют дырки в бумаге; *в* — повреждают древесину

Недаром натрий гидроксид называют едким натром, а калий гидроксид — едким кали. Шерстяная ткань, погруженная в концентрированный раствор натрия гидроксида, набухает и превращается в студенистую массу. Если раствор щелочи, попавший на руку, не смыть водой, кожу начинает жечь, и в скором времени образуется язва.

При работе со щелочами особенно важно беречь глаза, поэтому рекомендуется надевать защитные очки. Если щелочь случайно попала на кожу, ее следует немедленно смыть большим количеством проточной воды, а затем протереть поврежденный участок кожи разбавленным раствором боратной или уксусной кислоты.

- Слово «щелочь» происходит от устаревшего слова, которым раньше называли мыльный раствор древесной золы, используемый для стирки и мытья.
- Открытие лакмуса является примером так называемых «случайных» открытий. Как-то английский ученый Роберт Бойль приготовил водный раствор лакмусового лишайника. стакан, в котором он хранил настой, понадобился ему для хлоридной кислоты. Вылив настой, Бойль влил в стакан кислоту и с удивлением обнаружил, что кислота стала красной. Изучая этот эффект, Бойль изобрел первый индикатор для кислот и щелочей.



Лингвистическая задача

Термин «нейтрализация» есть во многих языках и происходит от латинского слова. На латыни *uter* означает «кто-то из двух», «тот или другой». Соответственно *neuter* — «ни тот, ни другой». Как вы считаете, благодаря какой особенности реакции нейтрализации получила именно такое название?

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Действие водных растворов щелочей на индикаторы



Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: натрий гидроксид, калий гидроксид, вода, метиловый оранжевый, фенолфталеин, лакмус, универсальный индикатор.

Правила безопасности:

- при выполнении опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания щелочи на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания немедленно смойте вещество большим количеством воды и протрите место разбавленным раствором боратной кислоты.

1. Рассмотрите выданные вам в пробирках образцы гидроксидов Натрия и Калия. В каком агрегатном состоянии они находятся?

2. Долейте в каждую пробирку по 3 мл воды и аккуратно перемешайте, постукивая по пробирке пальцем. Что наблюдаете? Какой вывод можно сделать о растворимости этих веществ в воде? Сравните полученные результаты с данными таблицы растворимости.

3. Разделите содержимое каждой пробирки на четыре части. Добавьте по 2–3 капли: в первую пробирку — раствора лакмуса, во вторую — метилового оранжевого, в третью — фенолфталеина, а в четвертую — универсального индикатора. Отметьте цвет индикаторов.

4. Сделайте вывод о возможности выявления щелочей индикаторами.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Взаимодействие щелочей с кислотами в растворе



Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: растворы натрия гидроксида, фенолфталеина, сульфатной кислоты.

! Правила безопасности:

- при выполнении опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания немедленно смойте вещество большим количеством воды и протрите место разбавленным раствором: если щелочь — раствором боратной кислоты, если кислота — раствором соды.

1. Налейте в пробирку натрия гидроксид объемом 1–2 мл и добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Что вы наблюдаете?

2. Доливайте к щелочи по каплям раствор сульфатной кислоты, пока раствор обесцветится. О чем свидетельствует изменение цвета индикатора?

3. Составьте уравнение реакции.

4. Сделайте вывод о признаках реакции нейтрализации и возможности доказательства факта нейтрализации щелочи.



Выводы

1. Для обнаружения щелочей в растворе используют кислотно-основные индикаторы — вещества, изменяющие цвет при наличии щелочи или кислоты. В растворах щелочей лакмус изменяет свой цвет на синий, метиловый оранжевый — на желтый, фенолфталеин — на малиновый, универсальный индикатор становится синим.
2. В реакции щелочи с кислотой образуются соль и вода. Такие реакции называют реакциями нейтрализации. Такие же продукты образуются при взаимодействии щелочей с кислотными оксидами.
3. Химические реакции, в которых вещества обмениваются своими составляющими частями, называют реакциями обмена. Реакции обмена являются необратимыми, т. е. они протекают до конца: в результате реакции образуются вода, газ или нерастворимое в воде вещество. Реакция нейтрализации — пример реакции обмена.
4. Реакции обмена возможны между щелочами и растворимыми солями, при этом образуются нерастворимый гидроксид и соль.
5. При нагревании разложению подвергаются только нерастворимые гидроксиды. В результате образуются соответствующий оксид и вода.



Контрольные вопросы

1. Какие реакции называют реакциями нейтрализации? Приведите пример.
2. Какие реакции называют реакциями обмена? Приведите пример.
3. Какие реакции называют необратимыми?
4. При каких условиях могут протекать реакции обмена?
5. Благодаря каким свойствам едкий натр и едкий кали получили свои названия?
6. Какие вещества называют индикаторами? Какой цвет приобретают лакмус и метиловый оранжевый: а) в воде; б) в растворе щелочи?
7. Как изменяет окраску фенолфталеин в растворах щелочей: а) на желтую; б) фиолетовую; в) малиновую?
8. Реакцию $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ называют реакцией: а) нейтрализации; б) замещения; в) разложения.
9. Как следует обращаться со щелочами? Что необходимо делать при попадании щелочей на кожу или слизистые оболочки?



Задания для усвоения материала

1. Растворы соды, мыла и силикатного клея изменяют окраску фенолфталеина на малиновую. Какой вывод можно сделать о свойствах этих соединений?
2. Запишите названия оснований: LiOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, RbOH . Составьте формулы солей, образованных этими основаниями при их взаимодействии с сульфатной кислотой, и запишите их названия.


3. Составьте уравнения реакций нейтрализации раствора барий гидроксида хлоридной, сульфатной, нитратной и ортофосфатной кислотами. По таблице растворимости определите, в каких случаях образуется осадок.
4. Составьте уравнения реакций нейтрализации указанных оснований хлоридной кислотой: калий гидроксид, феррум(II) гидроксид, феррум(III) гидроксид, магний гидроксид, цинк гидроксид.
5. Составьте уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются соли: K_2SO_4 , $Mg(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CaCl_2$, $Al(NO_3)_3$.
6. Составьте уравнения реакций получения натрий карбоната, калий силиката, кальций сульфата взаимодействием кислотных оксидов со щелочами.
7. Какие из солей реагируют с калий гидроксидом: натрий карбонат, купрум(II) сульфат, алюминий нитрат, барий карбонат? Составьте соответствующие уравнения реакций.
8. Составьте уравнения разложения гидроксидов: Феррума(III), Мангана(II), Меркурия(II), Купрума(I).
9. Гидроксиды Феррума(II), Магния, Цинка, Кальция при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду. Составьте уравнения реакций.
10. Вычислите массу натрий карбоната, образующегося при пропускании углекислого газа объемом 31,36 л (н. у.) через раствор натрий гидроксида.
11. Вычислите массу феррум(III) оксида, необходимую для получения феррум(III) нитрата массой 36,3 г.
12. Вычислите массу алюминий гидроксида, необходимую для получения алюминий оксида массой 35,7 г.
13. Вычислите массу соли, которая образуется при взаимодействии натрий гидроксида массой 80 г с раствором хлоридной кислоты.
14. К раствору барий гидроксида, который содержит 8,55 г щелочи, добавили достаточное количество феррум(II) хлорида. Вычислите массу осадка.
15. Вычислите массу ортофосфатной кислоты, необходимую для нейтрализации раствора, который содержит 153,9 г барий гидроксида.
16. Вычислите объем кислорода (н. у.), необходимый для сжигания угля массой 12 г. Какая масса кальций гидроксида понадобится, чтобы поглотить весь образовавшийся оксид?
17. Раствор калий гидроксида массой 280 г с массовой долей щелочи 4 % нейтрализовали сульфатной кислотой. Вычислите массу образованной в результате реакции соли.
18. Через раствор калий гидроксида массой 200 г, содержащего 8,4 г щелочи, пропустили сульфур(IV) оксид до полной нейтрализации щелочи. Определите массовую долю соли в образованном осадке.
- 19*. Найдите в дополнительных источниках информации примеры использования гидроксидов для улучшения свойств почв и воды. Какое влияние на окружающую среду будут иметь случаи бесконтрольного попадания щелочей в почвы или водоемы?

§ 34. Кислоты: физические свойства, распространенность и применение

Вспомните:

- как по формулам отличить кислоты (§ 28);
- свойства твердых веществ с молекулярной кристаллической решеткой (§ 23).

Физические свойства кислот

Оксигенсодержащие кислоты — вещества молекулярного строения. Это обуславливает их некоторые физические свойства: кислоты представляют собой жидкости или легкоплавкие твердые вещества. 

Так, наиболее распространенные кислоты — сульфатная H_2SO_4 и нитратная HNO_3 — при обычных условиях являются жидкостями, ортофосфатная H_3PO_4 , боратная H_3BO_3 , силикатная H_2SiO_3 — твердые вещества.

Безоксигеновые кислоты — флуоридная HF , хлоридная HCl , бромидная HBr , йодидная HI и сульфидная H_2S — это водные растворы газов, у которых такая же формула, что и у соответствующей кислоты.

Сульфитная H_2SO_3 и карбонатная H_2CO_3 кислоты — это продукты взаимодействия сульфур(IV) оксида SO_2 и карбон(IV) оксида CO_2 с водой, поэтому они хорошо растворимы в воде. Большинство неорганических кислот также растворимы в воде. В лабораториях обычно используют именно разбавленные растворы кислот. Исключением является силикатная кислота H_2SiO_3 — она нерастворима в воде.

В разбавленных растворах кислоты обычно не имеют запаха, но растворы некоторых кислот со значительной концентрацией обладают характерным запахом. Все концентрированные растворы безоксигеновых кислот имеют запах соответствующих газов вследствие их летучести.

Разумеется, все кислоты кислые на вкус, в связи с чем и получили такое название.

- Слово «уксус» происходит от греческого слова оксос, которое означает «кислый». В древности он был единственной известной пищевой кислотой, поэтому его название отождествлялось с представлением о кислой сущности. Поэтому древним грекам было бы сегодня удивительно услышать наш термин «уксусная кислота», что буквально означает «кислая кислота».
- В Средние века одним из основных способов исследования новых веществ был органолептический метод. Ученый должен был самостоятельно исследовать запах и вкус веществ, большинство из которых, в частности кислоты, были ядовитыми или едкими. Чтобы уменьшить риск отравления, алхимики пробовали новые вещества кончиком языка. Спустя некоторое время кончик языка отмирал, и язык алхимиков часто становился похожим на раздвоенный язык змеи, из-за чего обычные люди их очень боялись.



Распространенность кислот в природе

Во время грозы в атмосфере образуется большое количество кислот, в частности **сульфатной** и **нитратной**, которые выпадают на землю с дождем. Например, ежегодно нитратной кислоты выпадает на землю значительно больше, чем вырабатывает мировая промышленность.

Газированная вода — это раствор **карбонатной кислоты**. Небольшие примеси карбонатной кислоты содержит даже пресная вода благодаря растворению в ней углекислого газа из воздуха.

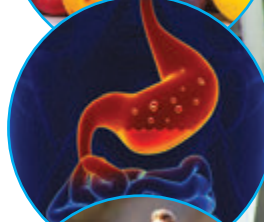
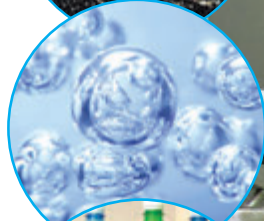
Сульфидная кислота содержится в некоторых минеральных водах. Богаты этой кислотой природные источники в Закарпатской и Львовской областях. Значительным является ее содержание в водах Черного моря на глубине свыше 100 м, поэтому там почти отсутствуют живые организмы.

Овощи и фрукты содержат органические кислоты. Как правило, их название происходит от продуктов, в которых они были открыты. В яблоках содержится **яблочная кислота**, в лимонах — **лимонная**. Также известны **щавелевая**, **виноградная**, **янтарная** кислоты и т. д.

Желудочный сок содержит **хлоридную кислоту** в концентрации почти 0,6 %. Кислая среда желудка способствует пищеварению и уничтожает болезнетворные бактерии.

При выполнении физических упражнений в мышцах накапливается **молочная кислота**. Она — причина боли в мышцах. Молочная кислота также образуется при скисании молока или квашении капусты.

Яд муравьев и пчел содержит **муравьиную кислоту**. Она содержится также в волосках жгучей крапивы. Муравьиная кислота — очень едкое вещество и при попадании в рану при укусах разъедает кожу.



Использование кислот

Значительные объемы **сульфатной кислоты** тратятся для переработки нефти в горючее, а также при производстве цветных металлов, моющих средств, лекарств и красителей, взрывчатых веществ, аккумуляторов и спичек.

Нитратная кислота необходима для производства минеральных удобрений, лекарств, взрывчатых веществ, лаков и красок. Она является компонентом ракетного топлива.

Хлоридную кислоту используют для обработки и получения металлов, в производстве сахара и виноделии, при изготовлении моющих средств, лекарств, красителей и пластмасс.

Ортофосфатную кислоту в значительных количествах используют при производстве минеральных удобрений, противокоррозионных покрытий для металлов, стоматологических препаратов, при изготовлении напитков.

Немало кислот применяют в пищевой промышленности. И не только в качестве вкусовых приправ для придания кислого вкуса. Кислоты (**уксусную, лимонную, бензойную, винную**) используют как консерванты для замедления порчи продуктов.

Уксус, используемый в быту для маринования продуктов, а также для приготовления приправ, — это 6%-й или 9%-й водный раствор **уксусной кислоты**.

Почти у каждого в домашней аптечке есть **аскорбиновая кислота** (витамин С), **ацетилсалициловая кислота** (аспирин) и **боратная кислота** (ее спиртовой раствор используют для дезинфекции).





- В XIX в. появились так называемые «макальные спички», которые загорались не от трения, а при макании их в концентрированную сульфатную кислоту. Вместе с этими спичками продавали емкости с кислотой. Но, разумеется, пользоваться ими было крайне неудобно и опасно.



Выводы

1. Большинство кислот — это бесцветные твердые или жидкие вещества. Безоксигеновые кислоты — это растворы соответствующих газов в воде. На практике обычно используют не чистые кислоты, а их разбавленные растворы.
2. Кислоты — очень распространенные в природе вещества. Много неорганических кислот содержится в воде Мирового океана и в дождевой воде, куда они попадают из воздуха в результате вулканической деятельности или грозы. Органические кислоты содержатся в овощах, фруктах и животных организмах.
3. Неорганические кислоты — очень важные для промышленности вещества. Чаще всего используют сульфатную, нитратную, хлоридную и ортофосфатную кислоты.



Контрольные вопросы

1. Опишите физические свойства кислот.
2. Какие кислоты являются растворами газообразных веществ в воде?
3. Используют ли в лабораторной практике чистые кислоты?
4. Можно ли отличить кислоты от других веществ по запаху? цвету? вкусу? Приведите примеры.
5. Опишите, насколько распространены кислоты в природе.
6. Опишите, как применяются кислоты в промышленности и быту.
7. Почему при заготовке овощей на зиму хозяйки используют в качестве консерванта раствор уксусной, щавелевой или лимонной кислоты?



Задания для усвоения материала

1. Составьте формулы кислот, из которых образованы следующие соли: K_2CO_3 , Na_3PO_4 , $Fe(NO_3)_3$, K_2SiO_3 .
2. Как вы считаете, формула какого соединения является «лишней» в перечне: H_2CO_3 , KOH, H_2SO_3 , H_2SO_4 , HCl? К какому классу неорганических соединений оно относится?
3. Определите относительную плотность гидроген хлорида: а) по водороду; б) воздуху; в) гелию.
4. Определите, в каком образце содержится больше атомов Оксигена: а) 3,7 моль H_2SO_4 или 100 г CaO; б) 78,4 л CO_2 или 4,2 моль NaOH.
5. Массовая доля сульфатной кислоты в растворе составляет 4,9 %. Вычислите количество вещества этой кислоты в таком растворе массой 200 г.

§ 35. Химические свойства кислот

Вспомните:

- для определения растворимости веществ в воде используют таблицу растворимости;
- как обнаруживают щелочи в растворе (§ 33);
- принцип кислотно-основных взаимодействий (§ 30);
- условия, при которых протекают реакции обмена (§ 33).

Обнаружение кислот

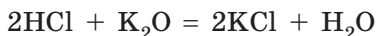
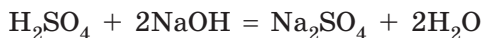
Как и щелочи, кислоты можно выявить при помощи индикаторов. Цвет индикаторов при наличии и отсутствии кислот в растворе приведен в таблице 11.

Таблица 11. Цвет индикаторов при наличии и отсутствии кислот

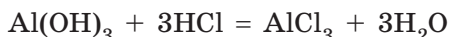
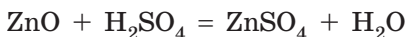
Индикатор	Цвет в растворе	
	при наличии кислот (кислая среда)	при отсутствии кислот (нейтральная среда)
Лакмус	Красный	Фиолетовый
Метиловый оранжевый	Красный	Оранжевый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный
Универсальный	Красный	Желтый

Взаимодействие кислот с веществами основной природы

Вы уже изучили реакции основных оксидов и оснований с кислотами. Между ними происходят реакции обмена, в которых образуются соль и вода:



Амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды при взаимодействии с кислотами проявляют свойства основных веществ, т. е. реагируют как обычные основные оксиды и гидроксиды:



Взаимодействие кислот с солями

Кислоты могут вступать в реакции с солями (как растворимыми в воде, так и нерастворимыми). Между кислотой и солью происходит реакция обмена, поэтому продуктами реакции должны быть также соль и кислота.

Взаимодействие между солью и кислотой происходит, если реакция соответствует условиям протекания реакций обмена:

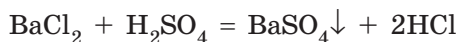
- кислота или соль, которая образуется, выпадает в осадок:



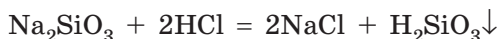
или



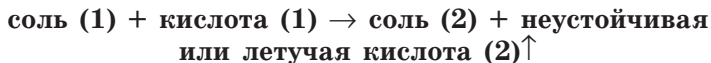
Например, при взаимодействии барий хлорида с сульфатной кислотой образуется белый осадок нерастворимой соли — барий сульфата:



Среди известных вам кислот нерастворимой является силикатная кислота. Она образуется в реакции растворимых силикатов с кислотами:



- происходит выделение газообразного вещества, которое возможно, если образованная кислота неустойчивая или летучая:



При взаимодействии карбонатов или сульфитов с кислотами образуются неустойчивые кислоты (карбонатная и сульфитная), которые при образовании разлагаются:



Поэтому такие соли активно реагируют с кислотами. Например, при действии на порошок кальций карбоната (известняк, мел, мрамор) хлоридной кислоты жидкость словно закипает, поскольку образованная карбонатная кислота моментально разлагается с выделением углекислого газа (рис. 35.1):

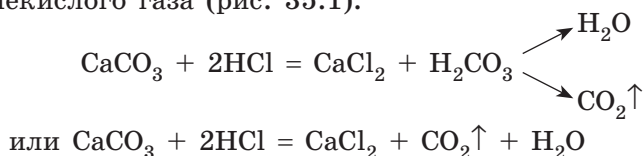
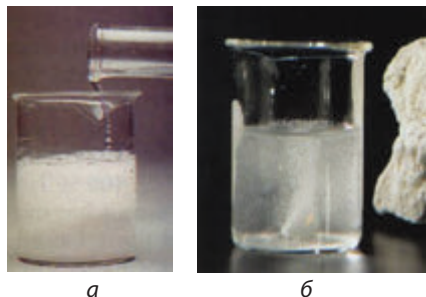
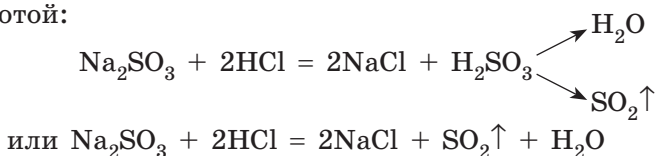


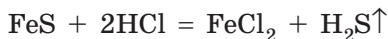
Рис. 35.1. Взаимодействие хлоридной кислоты: *а* — с растворимым натрий карбонатом; *б* — нерастворимым кальций карбонатом. В обоих случаях образуется большое количество газа, но в первом случае газ образуется во всем объеме раствора, а во втором — только на поверхности кальций карбоната



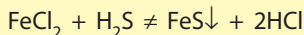
Аналогично происходит реакция взаимодействия натрий сульфита с кислотой:



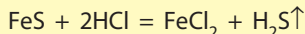
Некоторые кислоты являются летучими и плохо растворяются в воде, как, например, сульфидная кислота H_2S . При действии хлоридной кислоты на феррум(II) сульфид реакция происходит благодаря выделению из раствора гидроген сульфида (сероводорода):



Необходимо помнить, что реакции кислот с солями не всегда возможны, даже если формально реакция соответствует условиям протекания реакций обмена. Так, если смешать растворы феррум(II) хлорида и сульфидной кислоты, то реакция не будет протекать, хотя в результате должен был образоваться осадок:



Причина заключается в силе кислот. Кислоты разделяют на сильные и слабые. Сильными кислотами являются H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr и HI . Другие кислоты, которые приведены в таблице 8, являются слабыми. Хлоридная кислота — сильная, а сульфидная — слабая. Взаимодействие феррум(II) хлорида с сульфидной кислотой не происходит, так как слабая кислота не может вытеснить сильную из соли. А сильная кислота может вытеснить слабую из соли:



Таким образом, все сильные кислоты способны взаимодействовать с солями всех слабых кислот. Несмотря на то что многие слабые кислоты растворимы в воде, сильные кислоты способны вытеснить их даже в том случае, если все продукты реакции растворимы в воде. Например, сульфатная кислота может вытеснить ортофосфатную из нерастворимых ортофосфатов:

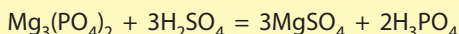




Рис. 35.2. Разбавление кислоты водой: *а* — неправильно, *б* — правильно

Безопасность при работе с кислотами

Кислоты — едкие вещества. При попадании на кожу или слизистые оболочки кислоты могут стать причиной химических ожогов, а в случае попадания концентрированной сульфатной кислоты — даже обугливания кожи. Под воздействием кислоты на одежде могут появиться дырки. Поэтому с кислотами, особенно с концентрированными, следует обращаться очень осторожно. Работать с ними желательно в резиновых перчатках. Если кислота случайно попала на кожу или одежду, ее следует немедленно смыть большим количеством воды, а остатки нейтрализовать разбавленным раствором соды.

При растворении концентрированных кислот в воде выделяется большое количество теплоты. Если наливать воду в емкость с концентрированной кислотой, то вода собирается на поверхности (плотность концентрированных кислот больше плотности воды) и под действием теплоты может закипеть и начать разбрызгиваться вместе с кислотой. Поэтому, разбавляя концентрированные кислоты, обязательно следует наливать кислоту в емкость с водой, а не наоборот (рис. 35.2).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Действие водных растворов кислот на индикаторы



Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: 5%-й раствор хлоридной кислоты, раствор сульфатной кислоты, лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин и универсальный индикатор.



Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;

- при определении запаха веществ не подносите сосуд к лицу, а направляйте воздух движениями руки к себе;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания кислоты ее следует смыть большим количеством воды и промыть кожу разбавленным раствором соды.

1. Откройте емкость с 5% -м раствором хлоридной кислоты. Проверьте, есть ли у нее запах.

2. Налейте в четыре пробирки по 1 мл раствора хлоридной кислоты.

3. В первую пробирку добавьте 1–2 капли раствора лакмуса, во вторую — метилового оранжевого, в третью — фенолфталеина, в четвертую — универсального индикатора. Как изменился цвет индикаторов?

4. Выполните аналогичные действия с раствором сульфатной кислоты.

5. Запишите наблюдения в тетрадь. Что общего между хлоридной и сульфатной кислотами? Чем они отличаются? Сравните результаты вашего опыта с данными из таблицы 11 на с. 185.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ № 2

Действие на сок свеклы лимонного сока, раствора пищевой соды, мыльного раствора

Вам понадобятся: кастрюля, стаканы, свекла, нож, воронка, фильтровальная бумага или фильтр для кофеварки, лимонный сок, уксус, пищевая сода, стиральный порошок и раствор мыла.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества веществ;
- остерегайтесь попадания кислых веществ на кожу, в глаза; в случае попадания вещества следует смыть большим количеством воды;
- помните, что горячие и холодные предметы одинаковые на вид, пользуйтесь защитными перчатками.

В некоторых растениях есть вещества, которые можно использовать в качестве индикаторов. Для начала следует получить раствор индикатора из свеклы. Это можно сделать разными способами: выжать сок из свеклы при помощи соковыжималки или приготовить отвар из свеклы. Для приготовления отвара нарежьте небольшую



Рис. 35.3. Приготовление индикатора из свеклы: *а* — измельчение свеклы; *б* — кипячение свеклы в воде; *в* — фильтрование отвара

свеклу тонкими ломтиками или соломкой. Поместите ее в кипяток (приблизительно 0,5 л), чтобы отвар получился достаточно концентрированным. Дайте покипеть несколько минут, после этого охладите и отфильтруйте отвар от остатков свеклы с использованием бумажного фильтра или фильтра для кофеварки (рис. 35.3).

Приготовьте шесть стаканов и налейте в каждый по 50 мл воды. В первый стакан добавьте столовую ложку уксуса, во второй — сок одного лимона, в третий насыпьте половину чайной ложки соды, в четвертый — столько же стирального порошка, в пятом стакане растворите небольшой кусочек мыла, а в шестом оставьте чистую воду для сравнения. Можно также подготовить стакан с рассолом от маринованных огурцов или помидоров, с соком квашеной капусты, свежим и кислым молоком.

В каждый стакан прилейте небольшой объем (5–10 капель) сока или отвара свеклы. Как изменяется цвет?

Запишите свои наблюдения в тетрадь. Сделайте выводы:

- 1) как изменился цвет сока (отвара);
- 2) в каких стаканах находились кислоты, а в каких — щелочи;
- 3) можно ли сок (отвар) свеклы использовать как индикатор.

Этот эксперимент можно повторить, взяв вместо свеклы краснокочанную капусту, чернику, лепестки фиалок, сирени, ирисов или других яркоокрашенных цветов, а также обычную зеленку (раствор «Бриллиантового зеленого» из домашней аптечки).



Выводы

1. Для обнаружения кислот используют те же самые индикаторы, что и для обнаружения щелочей. Лакмус, метиловый оранжевый и универсальный индикатор при наличии кислот меняют свой цвет на красный, а фенолфталеин остается бесцветным.

2. Кислоты реагируют с веществами основной природы: основаниями и основными оксидами. В результате такого взаимодействия образуются соль и вода. Амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами так же.
3. Кислоты способны вступать с солями в реакции обмена. При этом образуются другая кислота и соль. Реакция будет протекать в случае образования летучей или неустойчивой кислоты либо при образовании нерастворимой соли или кислоты.
4. Кислоты — едкие вещества, с которыми следует обращаться очень осторожно. При разбавлении кислот необходимо вливать кислоту в воду, а не наоборот. При попадании кислоты на кожу или одежду ее следует немедленно смыть водой и нейтрализовать остатки раствором соды.



Контрольные вопросы

1. Вещества какого класса соединений образуются при взаимодействии кислоты с основанием или основным оксидом?
2. Какие вещества образуются в ходе реакции обмена между кислотой и солью?



Задания для усвоения материала

1. Составьте уравнения реакций нитратной кислоты с магнием оксидом и магнием гидроксидом.
2. Составьте уравнения реакций сульфатной кислоты с такими соединениями: купрум(II) гидроксид, кальций гидроксид, алюминий оксид, цинк гидроксид, калий сульфит, натрий сульфид, калий карбонат. Во всех случаях определите, благодаря чему протекает реакция обмена.
3. Какие оксиды при взаимодействии с хлоридной кислотой образуют следующие соли: CaCl_2 , HgCl_2 , FeCl_3 ? Составьте уравнения этих реакций.
4. Какие из приведенных веществ можно использовать для поглощения углекислого газа из воздуха: раствор натрия гидроксида, раствор сульфатной кислоты, фосфор(V) оксид, кальций гидроксид, кальций оксид? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
5. Дополните схемы реакций, укажите названия продуктов реакций:

а) $\text{NaOH} + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$;	д) $\dots + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \dots$;
б) $\dots + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \dots$;	е) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
в) $\text{CaO} + \dots \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \dots$;	ж) $\dots + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
г) $\text{MgO} + \dots \rightarrow \text{MgCO}_3$;	з) $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \dots$.
6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4$; б) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
7. Сравните массы образцов веществ: ортофосфатная кислота количеством 3 моль и нитратная кислота количеством 4 моль.

8. Вычислите количество вещества атомов Оксигена, которое содержится: а) в 0,25 моль сульфитной кислоты; б) 15,6 г силикатной кислоты.
9. Газ, который при растворении в воде образует кислоту, имеет относительную плотность по воздуху 1,17. Составьте формулу этой кислоты. Составьте уравнение получения этого газа из простых веществ.
10. Кальций карбонат массой 20 г полностью прореагировал с хлоридной кислотой. Вычислите объем выделившегося газа (н. у.).
11. Раствор натрия силиката массой 61 г с массовой долей соли 2 % смешали с избытком хлоридной кислоты. Вычислите массу образованного осадка.
- 12*. Как вы считаете, почему сульфатную кислоту называют «матерью всех кислот»? Раскройте ее значение в промышленности.
- 13*. К каким последствиям, по вашему мнению, приводит попадание кислот в почвы или водоемы? В дополнительных источниках информации найдите примеры таких случаев.

§ 36. Ряд активности металлов. Реакции замещения

Вспомните:

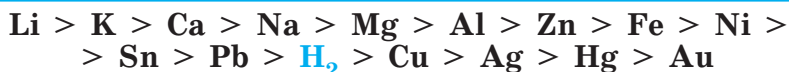
- простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, их разделяют на металлы и неметаллы;
- для металлов характерны металлический блеск, электропроводность, пластичность и т. п.

Понятие о ряде активности металлов

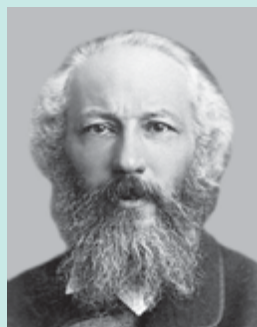
Во многих химических реакциях принимают участие простые вещества, в частности металлы. Металлы могут взаимодействовать почти со всеми классами неорганических соединений, которые изучаются в школьном курсе химии. Однако разные металлы проявляют разную активность в химических взаимодействиях, и от этого зависит, произойдет реакция или нет.

Чем больше активность металла, тем энергичнее он взаимодействует с другими веществами. По активности все металлы можно расположить в ряд, который называется рядом активности металлов (вытеснительным рядом металлов, рядом напряжений металлов, электрохимическим рядом напряжений металлов). Этот ряд впервые составил и изучил выдающийся украинский ученый Н. Н. Бекетов, поэтому у данного ряда есть еще одно название — ряд Бекетова.

Ряд активности металлов Бекетова выглядит так (более полный ряд см. на форзаце 2):



Русский и украинский химик, основатель украинской школы физической химии, академик Петербургской академии наук с 1886 г. Родился в семье морского офицера. Закончил Казанский университет, работал в Петербурге в Медико-химической лаборатории. Преподавал химию цесаревичу — будущему императору Николаю II. С 1855 г. профессор императорского университета в Харькове, где по предложению ученого в 1864 г. было открыто первое в Украине физико-химическое отделение. Именно там впервые в мире он начал преподавать физическую химию как отдельную дисциплину. Бекетов открыл способ восстановления металлов из их оксидов, который и сегодня используют в металлургии, установил зависимость сродства элементов от порядкового номера, первым получил чистые оксиды щелочных элементов (Натрия, Калия), составил ряд активности металлов, который назван его именем, был автором первого в мире учебника по физической химии.

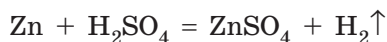
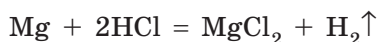


Николай Николаевич Бекетов (1827–1911)

В этом ряду металлы расположены по уменьшению их химической активности в водных растворах. Таким образом, среди приведенных металлов наиболее активным является калий, а наименее активным — золото. С помощью этого ряда легко выяснить, какой металл активнее другого. Также в этом ряду находится водород. Конечно, водород не является металлом, но в данном ряду его активность принята за точку отсчета (своего рода ноль).

Взаимодействие металлов с кислотами

Металлы, расположенные в ряду активности слева от водорода, способны вступать в реакции с кислотами, в которых атомы металлических элементов замещают атомы Гидрогена в кислотах. При этом образуются соль соответствующей кислоты и водород H_2 (рис. 36.1, с. 194):



Чем левее расположен металл в ряду активности, тем более бурно он взаимодействует с кислотами. Наиболее интенсивно вытесняют водород из кислот те металлы, которые расположены в самом начале ряда. Так, магний взаимодействует очень бурно (жидкость словно

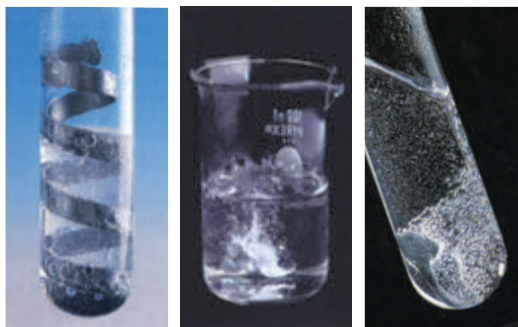


Рис. 36.1. Взаимодействие металлов с кислотами:
а — алюминий; б — цинк; в — никель

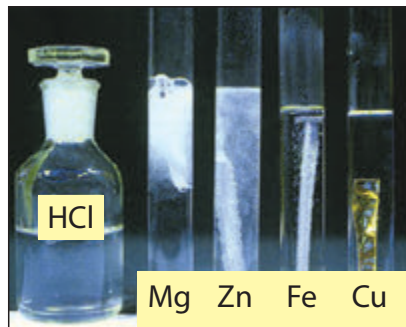


Рис. 36.2. Взаимодействие металлов с хлоридной кислотой

закипает), цинк взаимодействует значительно спокойнее, железо реагирует совсем слабо (пузырьки водорода едва образуются), а медь вовсе не взаимодействует с кислотой (рис. 36.2).

Если металл расположен в ряду активности справа от водорода, то он не способен вытеснять водород из растворов кислот, и потому реакция не происходит (табл. 12, с. 197):



Обратите внимание на уравнения реакций металлов с кислотами, приведенные выше: в этих реакциях атомы металлических элементов из простого вещества замещают атомы Гидрогена в кислотах. Такие реакции называют **реакциями замещения**.



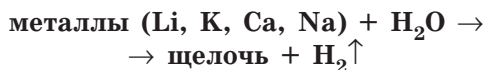
Реакции замещения — это реакции, в которых атом элемента простого вещества вытесняет атом другого элемента из сложного вещества.

Взаимодействие нитратной и концентрированной сульфатной кислот с металлами происходит по другой схеме. В таких реакциях водород почти не выделяется, а выделяются другие продукты реакции, о чем вы узнаете в следующих классах.

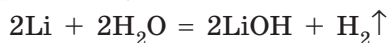
Взаимодействие металлов с водой

Металлы, расположенные в ряду активности слева от водорода, способны вытеснять водород не только из растворов кислот, но и из воды. Как и в случае с кислотами, активность взаимодействия металлов с водой зависит от расположения металла в ряду активности (рис. 36.3).

Металлы, расположенные в ряду активности слева от магния, взаимодействуют с водой при обычных условиях. В таких реакциях образуются щелочи и водород:

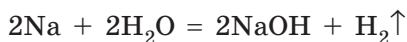
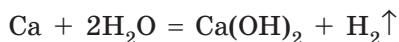


Литий взаимодействует с водой очень бурно (рис. 36.4):



Калий реагирует с водой так бурно, что иногда случается взрыв: во время реакции выделяется настолько большое количество теплоты, что выделяемый водород загорается и вызывает воспламенение самого металла.

Кальций и натрий взаимодействуют с водой так же бурно, но без взрыва:



То, что в результате реакции активных металлов с водой образуются щелочи, можно доказать, добавив раствор фенолфталеина, который приобретает характерную малиновую окраску (рис. 36.5, с. 196).



Рис. 36.3. При обычных условиях натрий и кальций активно взаимодействуют с водой с выделением водорода, а цинк и железо не взаимодействуют

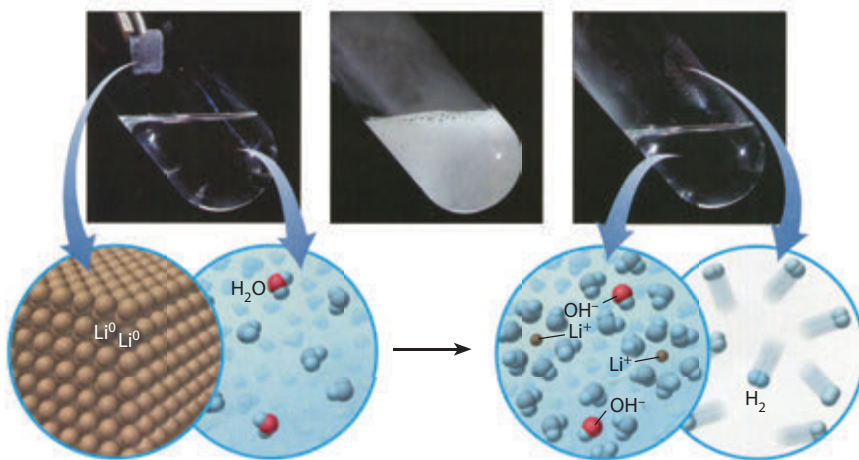


Рис. 36.4. Взаимодействие лития с водой с образованием бесцветного раствора литий гидроксида



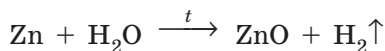
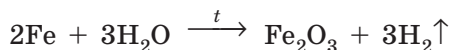
Рис. 36.5. После взаимодействия кальция с водой добавили фенолфталеин: в растворе виден осадок кальций гидроксида, а малиновый цвет свидетельствует о наличии щелочи



Рис. 36.6. При комнатной температуре магний взаимодействует с водой очень медленно, раствор слегка мутнеет вследствие образования малорастворимого магний гидроксида

Магний взаимодействует с водой по такой же схеме, что и активные металлы, но вместо щелочи образуется нерастворимое основание. Реакция протекает настолько медленно, что сначала при добавлении магния к воде никакой реакции не наблюдается — пузырьки водорода начинают выделяться лишь спустя некоторое время (рис. 36.6). Для инициирования реакции воду следует немного подогреть или проводить реакцию в кипящей воде.

Большинство других металлов, расположенных между магнием и водородом в ряду активности, также могут взаимодействовать с водой (вытеснять из нее водород), но это происходит при более «жестких» условиях: для этого через раскаленные металлические опилки пропускают перегретый водяной пар. Конечно, при таких условиях гидроксиды разлагаются (на оксид и воду), поэтому продуктами реакции являются оксид соответствующего металлического элемента и водород:



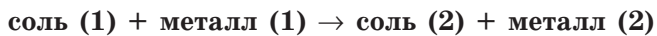
Никель, олово и свинец пассивируются водой, поэтому ни при каких условиях с водой не реагируют.

Таблица 12. Зависимость химических свойств металлов от положения в ряду активности

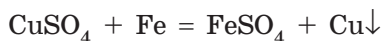
K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
← Активность металлов увеличивается														
Реагируют с кислотами с образованием соли и водорода											Не реагируют с кислотами			
Реагируют с водой при обычных условиях				Вытесняют водород из воды при высокой температуре, образуют оксиды			С водой не взаимодействуют							
Из водного раствора соли металл вытеснить невозможно				Металл можно получить вытеснением его более активным металлом из раствора соли										

Взаимодействие металлов с солями

Если соль растворима в воде, то металлический элемент в ней может быть вытеснен более активным металлом:

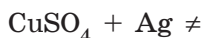


Например, если погрузить в раствор купрум(II) сульфата железную пластинку, через определенное время на ней выделится медь в виде красного налета:



Со временем железная пластинка покрывается довольно плотным слоем порошка меди, а раствор светлеет, что свидетельствует об уменьшении в нем концентрации купрум(II) сульфата (рис. 36.7).

Железо расположено в ряду активности слева от меди, поэтому атомы Феррума могут вытеснить атомы Купрума из соли. Но если в раствор купрум(II) сульфата погрузить серебряную пластину, то реакция не происходит:



Медь можно вытеснить из соли любым металлом, расположенным слева от меди в ряду активности металлов. При этом

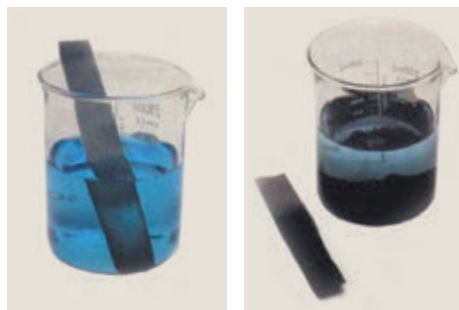


Рис. 36.7. Взаимодействие раствора купрум(II) сульфата с железной пластинкой

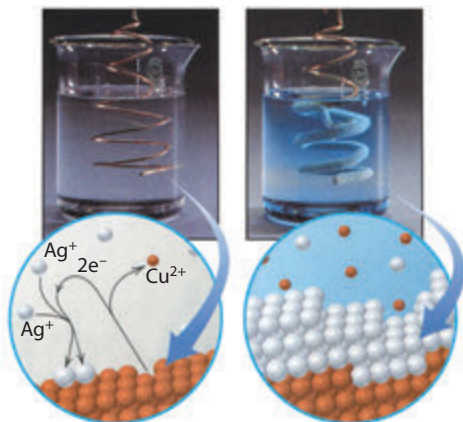
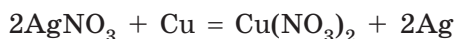


Рис. 36.8. Менее активное, чем медь, серебро оседает на поверхности медной проволоки. Раствор приобретает голубую окраску благодаря образованию на нем соли Купрума

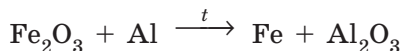
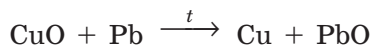
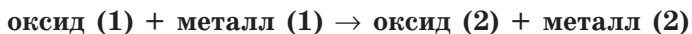
медь будет вытеснять из растворов других солей любой металл, который расположен в ряду активности справа от нее (рис. 36.8):



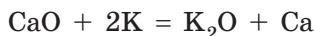
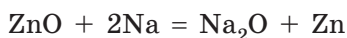
Наиболее активные металлы, расположенные в самом начале ряда, — натрий, калий — не вытесняют другие металлы из растворов солей, поскольку они такие активные, что взаимодействуют не с растворенной солью, а с водой, в которой эта соль растворена.

Взаимодействие металлов с оксидами

Оксиды металлических элементов также способны взаимодействовать с металлами. Более активные металлы вытесняют менее активные из оксидов. Но, в отличие от взаимодействия металлов с солями, чтобы реакция осуществилась, оксиды необходимо расплавить:



Для получения металла из оксида можно применять любой металл, который расположен в ряду активности левее, даже самые активные натрий и калий, ведь в расплавленном оксиде воды нет:



Вытеснение металлов из солей или оксидов более активными металлами иногда применяют в промышленности для получения металлов.



- Многие кислоты и другие вещества алхимики называли «спиртами» (от латин. *spiritus* — «дух», «запах»). Так, был *spiritus sale* — соляной спирт, или хлоридная кислота, *spiritus nitrate* — нитратная кислота и т. д. В современном химическом языке от этих названий остались только *spiritus ammonia* — нашатырный спирт, который является раствором аммиака NH_3 , и *spiritus vini* — винный, или этиловый, спирт.
- Горящие активные металлы (магний, натрий и др.) невозможно погасить водой. Причина заключается в том, что при контакте с водой горящий магний реагирует с ней, вследствие чего выделяется водород, который только усиливает горение.
- «Царской водкой» химики называют кислоту, которая является смесью концентрированных нитратной и хлоридной кислот. Такое название эта смесь получила потому, что с ней взаимодействует даже золото.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Взаимодействие хлоридной кислоты с металлами



Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: гранулированные образцы металлов: железо, цинк, олово, алюминий, медь; хлоридная кислота.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания кислоты ее следует немедленно смыть большим количеством воды и протереть место разбавленным раствором соды.

1. В отдельные пробирки поместите выданные вам кусочки металлов (железо, цинк, олово, алюминий, медь).

2. Прилейте в каждую пробирку по 1–2 мл хлоридной кислоты. Что вы наблюдаете? С каким металлом выделение водорода проходит наиболее интенсивно?

3. Запишите свои наблюдения в тетрадь.

4. Сделайте вывод о возможности взаимодействия металлов с кислотами. Сопоставьте активность этого взаимодействия с положением металла в ряду активности.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Взаимодействие металлов с солями в водном растворе



Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы купрум(II) сульфата, плюмбум(II) нитрата; железная и цинковая пластинки.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания вещества его следует немедленно смыть водой.

1. В первую пробирку налейте раствор купрум(II) сульфата, во вторую — раствор плюмбум(II) нитрата.

2. В первую пробирку с купрум(II) сульфатом погрузите железную пластину, а во вторую — цинковую. Что наблюдаете? Изменяются ли признаки реакции, если в раствор купрум(II) сульфата опустить цинковую пластину, а в раствор плюмбум(II) нитрата — железную пластину? А если бы в обоих случаях использовали серебряную пластину?

3. Запишите свои наблюдения. Составьте соответствующие уравнения реакций.

4. Сделайте вывод, в котором обоснуйте возможность взаимодействия солей с металлами с точки зрения положения металлов в ряду активности.

**Выводы**

1. Все металлы, расположенные в один ряд по уменьшению их активности, образуют ряд активности металлов. В него также добавлен водород как вещество, относительно которого определяют активность металлов.
2. Металлы, расположенные в ряду активности слева от водорода, вытесняют его из кислот и воды. Чем левее расположен металл, тем активнее он вступает в реакции. Металлы слева от магния взаимодействуют с водой при обычных условиях, образуя соответствующие гидроксиды и водород, а металлы, расположенные от магния до водорода, взаимодействуют с водой при высокой температуре с образованием оксидов.
3. Металлы могут вытеснять друг друга из соли или оксида: более активный металл всегда вытесняет менее активный. Для проведения таких реакций с водными растворами солей нельзя использовать металлы, расположенные в ряду активности до магния, поскольку они будут взаимодействовать с водой, а не с растворенной в ней солью.



Контрольные вопросы

1. Какую информацию содержит ряд активности металлов Бекетова? По какому принципу в нем расположены металлы?
2. Какие металлы вытесняют водород из кислот? Приведите примеры.
3. Какие металлы взаимодействуют с водой? Какие из них взаимодействуют при обычных условиях, а какие — при высокой температуре?
4. По какому принципу необходимо отбирать металлы для вытеснения других металлов из растворов солей? из расплавов оксидов?



Задания для усвоения материала

1. При каких условиях кислоты реагируют: а) с металлами; б) основаниями; в) солями? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. При каких условиях соли реагируют: а) с кислотами; б) металлами; в) основаниями? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
3. Кусочки магния и олова поместили в раствор хлоридной кислоты. В каком случае реакция протекает интенсивнее? Составьте уравнения этих реакций.
4. Образцы натрия, кальция и цинка залили водой. Что наблюдается в каждом случае? Составьте соответствующие уравнения реакций.
5. В раствор никель(II) сульфата погрузили свинцовую и железную пластины. В каком случае реакция происходит? Ответ обоснуйте.
6. Почему для получения меди из раствора купрум(II) сульфата нельзя использовать натрий и калий, ведь они активнее меди? Можно ли их использовать для добывания меди из расплава купрум(II) оксида?
7. Калий взаимодействует с водой настолько бурно, что выделяемый водород загорается. Какое вещество образуется в растворе? Составьте уравнение реакции.
8. Предложите, как с помощью химических реакций разделить смесь меди и железа.
9. Какие вещества образуются при взаимодействии воды: а) с активными металлами; б) оксидами активных металлических элементов; в) оксидами неметаллических элементов? Приведите примеры.
10. Составьте уравнения возможных реакций:
а) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; д) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; и) $\text{NiCl}_2 + \text{Al} \rightarrow$;
б) $\text{Fe} + \text{HBr} \rightarrow$; е) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; к) $\text{CuSO}_4 + \text{Hg} \rightarrow$;
в) $\text{Hg} + \text{HCl} \rightarrow$; ж) $\text{FeSO}_4 + \text{Sn} \rightarrow$; л) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow$;
г) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; з) $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$; м) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag} \rightarrow$.
11. С какими из данных веществ взаимодействует сульфатная кислота: NaNO_3 , CO_2 , NaOH , AgNO_3 , Zn , Ba , CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, HCl , SiO_2 , Fe_2O_3 , Hg ? Составьте уравнения реакций.
12. Какие из указанных веществ взаимодействуют с водой: Na , Ba , Fe , Fe_2O_3 , H_2SO_4 , NaOH , CaO , ZnO ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

13. При погружении цинковой пластины в раствор купрум(II) нитрата на пластине выделилась медь массой 3,2 г. Определите массу цинка, который растворился в результате реакции.
14. Вычислите массу олова, которое можно получить в результате взаимодействия стannum(II) оксида с алюминием массой 0,54 кг.
15. Какой объем водорода (н. у.) выделится, если цинк массой 97,5 г полностью прореагирует с хлоридной кислотой?
16. Какое количество вещества сульфатной кислоты необходимо для взаимодействия с магнием массой 12 г? Какая масса соли при этом образуется? Какой объем газа (н. у.) выделится?
17. Какое количество вещества меди можно выделить из раствора купрум(II) сульфата, содержащего 32 г этой соли?
18. Смесь магния массой 6 г и железа массой 16,8 г обработали достаточным количеством раствора сульфатной кислоты. Какой объем водорода (н. у.) выделился в результате реакции?
19. В раствор аргентум(I) нитрата массой 85 г с массовой долей соли 2 % погрузили цинковую пластинку. Вычислите массу серебра, которое выделится на пластинке после окончания реакции. Определите, как изменится масса пластинки по сравнению с ее исходной массой.
- 20*. Алюминий — достаточно активный металл, но изделия из алюминия хранятся на воздухе без видимых признаков порчи. Если зачищенное изделие из алюминия, например ложку или вилку, на некоторое время поместить в раствор меркурий(II) нитрата, оно покрывается серебристым налетом. Обработанное таким образом изделие при хранении на воздухе за довольно короткое время превращается в серый порошок, среди которого можно наблюдать серебристые шарики. Объясните с химической точки зрения, почему могут происходить такие изменения. Составьте соответствующие уравнения реакций.

§ 37. Соли: физические свойства, распространенность и применение

Вспомните:

- как по формуле отличить соли (§ 28);
- свойства твердых веществ с ионными кристаллическими решетками (§ 23).

Физические свойства солей

В солях существует ионная связь, а все соли имеют ионные кристаллические решетки. И именно поэтому все соли при обычных условиях являются твердыми кристаллическими веществами с высокими температурами плавления (см. Приложение 1). Соли различаются по растворимости: одни соли хорошо растворимы в воде,





Рис. 37.1. Соли: *а* — феррум(II) сульфат (железный купорос) FeSO_4 ; *б* — феррум(III) хлорид FeCl_3 ; *в* — калий хромат K_2Cr_4

другие — почти не растворяются. Чтобы узнать о растворимости той или иной соли, можно воспользоваться таблицей растворимости веществ в воде (см. форзац 2).

В зависимости от состава соли могут быть разного цвета. Много солей бесцветны, но некоторые обладают характерной окраской. Например, соединения Феррума(II) окрашены в цвета зеленых оттенков (рис. 37.1*а*), Феррума(III) — желтых или красных (рис. 37.1*б*), а Хрома(VI) — желтых или оранжевых (рис. 37.1*в*).

У солей — ионные кристаллические решетки, поэтому у них нет запаха. Но некоторые соли при определенных химических реакциях иногда пахнут. Так, у алюминий сульфида характерный запах сероводорода, а у растворов солей сульфитной кислоты — запах сернистого газа.

- В древности поваренную соль считали очень ценным продуктом. Действительно, без золота прожить можно, а без соли — нет. Поэтому в Древнем Риме считали, что соль дороже золота. В античные времена даже жалование воинам иногда выдавали солью, а чиновникам выдавали солевой паек. Занятием украинских чумаков была добыча и торговля солью.
- Название «кальцинированная сода» указывает на способ получения безводного натрия карбоната при прокаливании, что с латыни переводится как кальцинация.
- В состав пластмассы для деталей конструктора «Лего» входит барий сульфат. Несмотря на то что соли Бария очень ядовиты, барий сульфат почти нерастворим в воде, которая делает его нетоксичным для организма. Вместе с тем его очень хорошо видно на рентгеновских снимках, поэтому, если ребенок проглотит деталь, ее легко можно будет найти по этим снимкам.



Распространенность в природе и применение солей

Натрий хлорид NaCl (поваренная соль) встречается в виде минерала галита, содержится в природных соленых водах. Является сырьем для получения хлора, хлоридной кислоты, натрий гидроксида и пищевой соды. Незаменим при приготовлении пищи. На территории Украины находятся огромные залежи натрий хлорида.

Натрий карбонат Na_2CO_3 (кальцинированную соду) получают из природного минерала $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристаллической соды). Сода является эффективным средством для чистки посуды. Натрий карбонат используют для изготовления стекла, мыла, стиральных порошков, эмалей и т. п.

Калий карбонат K_2CO_3 (поташ) используют для получения минеральных удобрений, изготовления хрустала и оптического стекла, противогололедных смесей для обработки взлетно-посадочных полос.

Натрий сульфат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль, мирабилит) — ценный реактив для лабораторной практики. Используется для изготовления стекла. Обладает слабительным действием, которое характерно для всех растворимых солей сульфатной кислоты.

Широко применяют соли нитратной кислоты — нитраты (селитры). **Нитраты Калия KNO_3 , Натрия NaNO_3 и Кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$** являются составляющими пороха, используются для получения кислорода в лаборатории. В сельском хозяйстве их применяют как азотные удобрения.

Феррум(II) сульфид FeS в природе встречается в виде минерала марказита. В Украине в значительные количества этой соли находятся в Криворожском железорудном бассейне. Является ценным сырьем для получения железа и сульфатной кислоты.

Арсен(III) сульфид As_2S_3 (аурипигмент) — ценный минерал для изготовления золотой и желтой красок. Чрезвычайно ядовит. Является сырьем для получения арсена.





Цинк сульфид ZnS (сфалерит, цинковая обманка) является сырьем для получения цинка. Из него изготавливают цинковые белила, а также краски, светящиеся в темноте.

Калий перманганат $KMnO_4$ (марганцовку) используют как дезинфицирующее средство и как средство для промывания желудка при отравлениях. Калий перманганат является также ценным реактивом в лабораторной практике.

Аргентум(I) нитрат $AgNO_3$ (ляпис) издавна использовали для изготовления зеркал. Соли Аргентума иногда используют для разгона облаков или, наоборот, для вызова дождя. Если из самолета распылить аргентум йодид (аргентум бромид), то он конденсирует водяной пар, который выпадает в виде дождя.

Распространенные в природе соли Кальция являются составляющей многих пород и минералов. **Кальций сульфат** в виде минерала гипса используют в строительстве для изготовления различных смесей и в медицине для фиксации сломанных конечностей.

Самая распространенная соль Кальция — это **карбонат $CaCO_3$** . Он образует известняк, мел, а также минералы кальцит и мрамор. Он содержится в скорлупе яиц, раковинах моллюсков и т. д. Известняк применяют в строительстве, мел используют для побелки стен, изготовления стекла, добавляют в зубную пасту.

Распространенной солью Купрума является **медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$** . В сельском хозяйстве его используют для борьбы с болезнями растений. Является широко используемым реактивом в лабораторной практике.

Еще одна соль Купрума — **малахит $(CuOH)_2CO_3$** — это полудрагоценный камень, из которого изготавливают декоративные предметы и ювелирные украшения: шкатулки, вазы, ожерелья и т. п. Крупные залежи малахита сосредоточены в Уральских горах.



Выводы

1. Соли — вещества ионного строения, при обычных условиях твердые, плавятся при высоких температурах. Некоторые соли растворимы в воде. В зависимости от состава могут иметь различную окраску.
2. Соли широко распространены в природе (в литосфере и гидросфере) и применяются в разных областях человеческой деятельности: в строительстве, медицине, ювелирном деле, сельском хозяйстве и т. д.



Контрольные вопросы

1. Охарактеризуйте общие физические свойства солей.
2. В чем причина высокой температуры плавления солей?
3. Расскажите о практическом применении солей на конкретном примере.
4. Можно ли отличить соли от других веществ по запаху или вкусу?



Задания для усвоения материала

1. Составьте формулы солей: магний бромид, кальций йодид, алюминий нитрат, феррум(III) сульфат, кальций ортофосфат, калий карбонат, купрум(II) силикат, меркурий(II) нитрат, купрум(I) флуорид.
2. Среди приведенных в Приложении 1 солей определите соли: а) с наиболее высокой температурой плавления; б) наиболее низкой температурой плавления; в) наибольшей растворимостью в воде; г) наименьшей растворимостью в воде.
3. Вычислите массы: а) 0,35 моль хром(III) сульфата; б) 0,7 моль кальций флуорида; в) 1,2 моль магний силиката; г) 0,55 моль плюмбум(II) нитрата.
4. Определите количество вещества купрум(II) сульфата, которое содержится в его растворе массой 120 г с массовой долей соли 4 %.
5. Физиологический раствор — это раствор натрий хлорида с массовой долей соли 0,9 %. Вычислите массу натрий хлорида, необходимую для приготовления физиологического раствора объемом 10 л (плотность раствора — 1 г/мл).
6. В воде массой 532,8 г растворили 0,2 моль кальций хлорида. Вычислите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.
- 7*. Как вы считаете, почему самыми распространенными солями в земной коре являются силикаты и карбонаты? Как их можно использовать?
- 8*. В дополнительных источниках найдите информацию о последствиях бесконтрольного попадания солей в почвы или водоемы (на примере любой соли, о которой шла речь в данном параграфе).
9. Выполните учебный проект № 4 «Соединения основных классов в строительстве и быту».
10. Выполните учебный проект № 5 «Химический состав и использование минералов».
11. Выполните учебный проект № 6 «Выращивание кристаллов солей».

§ 38. Химические свойства солей

Вспомните:

- как определить, растворяется ли неорганическое вещество (соль, кислота или основание) в воде;
- условия протекания реакций обмена (§ 33).

Взаимодействие солей с основаниями

Из § 33 вы уже узнали о взаимодействии щелочей с кислотами. Реакции между солями и основаниями являются реакциями обмена.

Обратите внимание:

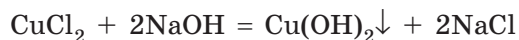
- чтобы взаимодействие между солью и основанием соответствовало условиям протекания реакций обмена, один из продуктов должен выпадать в осадок;
- поскольку нерастворимые вещества не могут быть одновременно среди реагентов и продуктов, то в такие реакции могут вступать только растворимые соли со щелочами.

Следовательно:



Такие реакции используют для получения нерастворимых оснований.

Например, при взаимодействии растворов купрум(II) хлорида и натрия гидроксида выпадает осадок купрум(II) гидроксида с характерной окраской (рис. 38.1):



Если прилить раствор соли к нерастворимому основанию, например феррум(II) гидроксиду, то такая реакция не происходит:

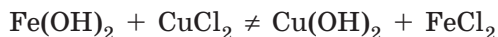


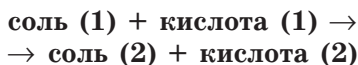
Рис. 38.1. О реакции купрум(II) хлорида и щелочи свидетельствует образование синего осадка купрум(II) гидроксида

Щелочи являются сильными основаниями, а нерастворимые гидроксиды — слабыми. Следовательно, реакция между солью и основанием происходит только в том случае, если более сильное основание (щелочь) вытесняет из соли более слабое (нерастворимое). Таким образом, соль со щелочью взаимодействовать может, а с нерастворимым основанием — нет.



Взаимодействие солей с кислотами

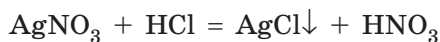
Из § 35 вы уже узнали о взаимодействии солей с кислотами. Такие реакции являются реакциями обмена, ведь в результате должны образоваться новые соль и кислота:



Как вы помните, реакции между солью и кислотой возможны при условии, что:

- выпадает осадок;
- выделяется неустойчивая или летучая кислота.

Например, при взаимодействии аргентум(I) нитрата с хлоридной кислотой реакция протекает с образованием белого творожистого осадка (рис. 38.2):



Неустойчивые кислоты образуются в реакциях кислот с карбонатами или сульфитами. Например, при добавлении к барий сульфиту хлоридной кислоты наблюдается исчезновение нерастворимого барий сульфита, поскольку новая соль растворима в воде. Но образованная сульфитная кислота является неустойчивой, она медленно разлагается, о чем свидетельствует появление запаха сернистого газа (сульфур(IV) оксида):



Реакции между двумя солями

Две соли также могут вступать в реакцию друг с другом. Между ними может происходить реакция обмена. Конечно, если в реакцию вступают две соли, то и продуктами реакции также должны быть две соли.

Обратите внимание: взаимодействие двух солей возможно лишь в том случае, если обе исходные соли растворимы в воде и хотя бы один из продуктов реакции выпадает в осадок, т. е. среди продуктов реакции одна соль должна быть нерастворимой или малорастворимой в воде:

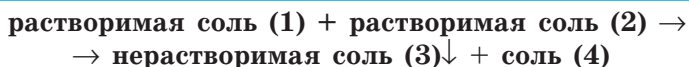


Рис. 38.2. При сливании растворов аргентум(I) нитрата и хлоридной кислоты образуется осадок аргентум хлорида

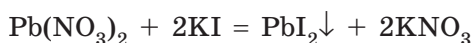
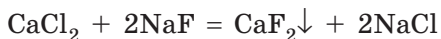


Рис. 38.3. Образование осадка малорастворимого кальций флуорида при сливании растворов натрия флуорида с кальций хлоридом

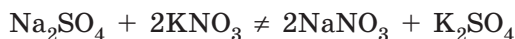


Рис. 38.4. Взаимодействие калий йодида с плюмбум(II) нитратом с образованием желто-золотистого осадка плюмбум(II) йодида

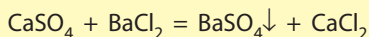
Например, получить малорастворимый кальций флуорид или нерастворимый плюмбум(II) йодид можно по таким уравнениям реакций (рис. 38.3 и 38.4):



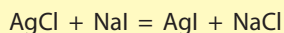
Если при смешивании двух растворимых солей среди продуктов реакции нет нерастворимой соли, то такие реакции не происходят:



Иногда в реакцию могут вступать растворимая соль с нерастворимой. Это возможно в случае, если образуется соль, растворимость которой еще меньше. Значит, нужно знать численные показатели растворимости реагентов и продуктов реакции. Например, кальций сульфат — малорастворимая соль, а барий сульфат — нерастворимая, поэтому возможна реакция:



Аргентум хлорид и аргентум йодид — нерастворимые соли, но аргентум хлорида в 1 л воды растворяется 1,9 мг, а аргентум йодида — лишь 0,0024 мг. Таким образом, аргентум йодид менее растворим, чем аргентум хлорид, поэтому возможна реакция:



Аргентум хлорид имеет белую окраску, а аргентум йодид — желтоватую. О ходе реакции можно узнать по изменению цвета осадка, однако из-за того, что реагируют нерастворимые вещества, такие реакции протекают слишком медленно и происходящих изменений почти не видно.





- В конце XIX в. в Петербургской академии наук рассматривали предложение называть химические вещества по образцу русских фамилий. Так, водород хлорид HCl (хлороводород) предлагали называть «водород хлорович», а натрий сульфат Na_2SO_4 — «натрий серович четырехкислов».
- Для золочения куполов, древесины, гипсовых изделий ранее иногда использовали так называемое муссивное золото. Однако оно не содержит ни грамма золота. Это станнум(IV) сульфид, из которого изготавливают краску, имитирующую позолоту.
- Кроме обычного сахара, химикам известен еще свинцовый сахар — плюмбум(II) ацетат $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Внешне он очень похож на обычный сахар, сладкий и хорошо растворяется в воде, но чрезвычайно ядовит.
- Использование гипса для фиксации сломанных конечностей впервые в мировой медицине предложил наш соотечественник, уроженец Винницкой области (с. Вишня, ныне — с. Пирогово), основатель военно-полевой хирургии Николай Иванович Пирогов (1810–1881).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

Взаимодействие солей со щелочами в водном растворе



Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: растворы купрум(II) сульфата, феррум(II) сульфата, феррум(III) хлорида, манган(II) сульфата, хром(III) хлорида, натрий гидроксида.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
 - остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания щелочи ее следует смыть большим количеством воды и протереть разбавленным раствором боратной кислоты.
1. В пять пробирок налейте по 1–2 мл растворов купрум(II) сульфата, феррум(II) сульфата, феррум(III) хлорида, манган(II) сульфата и хром(III) хлорида.
 2. В каждую пробирку по каплям добавляйте раствор щелочи. Какие изменения вы наблюдаете?
 3. Запишите уравнения реакций и укажите цвет образовавшихся осадков.
 4. В выводе сформулируйте условия взаимодействия солей со щелочами в водном растворе.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

Реакция обмена между солями в растворе



Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы натрия карбоната, кальций хлорида, натрий сульфата, калий нитрата.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания реактивов их следует немедленно смыть большим количеством воды.

1. В три пробирки налейте по 1–2 мл раствора кальций хлорида.
2. В первую пробирку добавьте столько же раствора натрия карбоната, во вторую — натрий сульфата, в третью — калий нитрата.
3. Запишите наблюдения в тетрадь.
4. Составьте уравнения возможных реакций.
5. В выводе сформулируйте условия, при которых протекают реакции обмена в водных растворах.

**Выводы**

1. Реакции обмена между солями и основаниями возможны при условии, что взаимодействуют растворимая соль со щелочью (растворимым основанием), а продуктами реакции являются нерастворимый гидроксид и другая соль.
2. В реакцию с кислотами могут вступать как растворимые, так и нерастворимые соли. В результате должны образоваться летучая или неустойчивая кислота либо нерастворимая соль.
3. В реакциях обмена между двумя солями должны образоваться две новые соли. Реакция происходит, если оба реагента растворимы, а среди продуктов реакции одна из солей нерастворима в воде.

**Контрольные вопросы**

1. Вещества каких классов образуются при взаимодействии: а) соли с кислотой; б) соли с основанием; в) двух солей?
2. Сформулируйте условия, при которых возможны реакции обмена в водных растворах: а) между солью и кислотой; б) между солью и основанием; в) между двумя солями. Приведите примеры реакций.
3. Какие кислоты являются неустойчивыми? Приведите уравнение реакций их разложения.



Задания для усвоения материала

1. Какое вещество выпадет в осадок, если смешать растворы кальций нитрата и сульфатной кислоты? Составьте уравнение реакции. Можно ли ожидать выпадения осадка, если вместо сульфатной кислоты взять хлоридную? сульфитную?
2. Составьте уравнение реакции получения углекислого газа взаимодействием мрамора (кальций карбоната) с бромидной кислотой.
3. Как получить из барий хлорида: а) барий карбонат; б) аргентум хлорид? Составьте уравнения реакций.
4. При сливании каких растворов образуются осадки: а) купрум(II) гидроксида; б) плюмбум(II) сульфата; в) кальций карбоната? Составьте уравнения реакций.
5. В пробирках содержатся вещества: магний оксид, калий хлорид, железо, плюмбум(II) нитрат, купрум(II) сульфат, сульфатная кислота, феррум(II) гидроксид, сульфур(VI) оксид. С какими из веществ будут взаимодействовать: а) хлоридная кислота; б) калий гидроксид; в) аргентум(I) нитрат; г) барий нитрат? Составьте уравнения реакций.
6. Определите, какие из веществ будут взаимодействовать между собой: кальций гидроксид, хлоридная кислота, сульфур(IV) оксид, вода, купрум(II) оксид. Составьте уравнения реакций.
7. Запишите уравнения возможных реакций. Объясните, почему некоторые реакции не происходят:
 а) $\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$; г) $\text{NaBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$;
 б) $\text{CaCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$; д) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
 в) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$; е) $\text{BaSO}_4 + \text{KNO}_3 \rightarrow$.
8. Допишите уравнения реакций обмена и укажите, по какой причине происходит каждая из них:
 а) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; г) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 б) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; д) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$;
 в) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$; е) $\text{KOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$;
9. С какими из указанных веществ взаимодействует купрум(II) хлорид: NaOH , H_2SO_4 , AgNO_3 , Fe_2O_3 , CO_2 , Zn , NaCl , Cu ? Составьте уравнения реакций.
10. Составьте уравнения реакций, соответствующие таким превращениям:
 а) $\text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 б) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 в) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2$.
11. Безводную нитратную кислоту в лаборатории получают действием на калийную селитру (калий нитрат) концентрированной сульфатной кислоты. Составьте уравнение реакции. Почему эта реакция возможна?
12. Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии натрия сульфата с барий хлоридом массой 41,6 г.
13. Вычислите объем углекислого газа (н. у.), который выделяется при взаимодействии магний карбоната массой 126 г с хлоридной кислотой.

§ 39. Амфотерные оксиды и гидроксиды

Вспомните:

- химические элементы, которые образуют амфотерные вещества (§ 28);
- как относятся амфотерные оксиды и гидроксиды к воде и кислотам (§ 30 и 35).

Понятие об амфотерности

Вы уже изучили соединения, которые проявляют кислотные или основные свойства. Некоторые соединения могут проявлять и кислотные, и основные свойства. Кислотные свойства проявляют главным образом соединения неметаллических элементов, а основные — металлических элементов. Если элемент находится на границе между металлическими и неметаллическими элементами, то вполне ожидаемо, что его соединения должны проявлять свойства, характерные как для кислотных, так и для основных веществ. Такие соединения называют **амфотерными**.

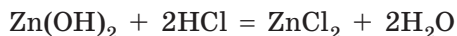


Вещества, которые могут проявлять кислотные и основные свойства в зависимости от вещества, с которым они взаимодействуют, называют амфотерными.

Амфотерные свойства могут проявлять оксиды и гидроксиды некоторых химических элементов в степенях окисления +2, +3 и +4. Среди них Бериллий(+2), Цинк(+2), Станнум(+2), Плюмбум(+2), Алюминий(+3), Феррум(+3), Хром(+3), Титан(+4).

Амфотерные гидроксиды

При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды ведут себя как обычные нерастворимые основания: продуктами реакции амфотерного гидроксида с кислотой являются соль и вода:



При взаимодействии с другими основаниями амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства: с основаниями амфотерные гидроксиды реагируют, как кислоты — вступают в реакцию с образованием соли. Но состав соли зависит от условий, при которых происходит взаимодействие: в растворе или при сплавлении.

В растворах амфотерные гидроксиды взаимодействуют только со щелочами с образованием сложных (комплексных) солей.

Например, цинк гидроксид с натрий гидроксидом реагирует по уравнению:



натрий тетрагидроксоцинкат

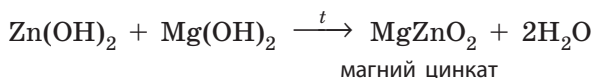
Как и для обычных солей, название комплексной соли составляют из двух слов. Однако следует указать число групп OH в составе соли: префикс *тетра-* означает, что гидроксильных групп четыре, а префиксом *гекса-* обозначают шесть групп OH, например:



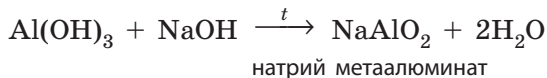
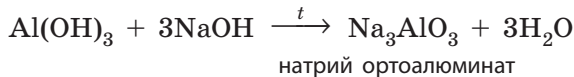
Подобно цинк гидроксиду реагирует со щелочами и алюминий гидроксид. Но в зависимости от концентрации щелочи из алюминий гидроксида может образоваться тетрагидроксоалюминат (с разбавленным раствором щелочи) или гексагидроксоалюминат (с концентрированным раствором):



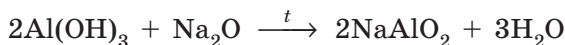
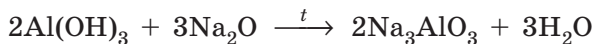
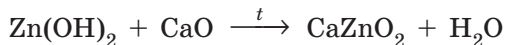
При сплавлении амфотерные гидроксиды могут взаимодействовать не только со щелочами, но и с нерастворимыми гидроксидами. При этом образуются также соли, но с более простым составом:



Как и в растворах, из алюминий гидроксида могут образоваться две разные соли в зависимости от количества добавленной щелочи:



При сплавлении амфотерные гидроксиды могут взаимодействовать также и с основными оксидами:

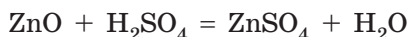




Для того чтобы правильно записать уравнение реакции с участием амфотерных гидроксидов при сплавлении, амфотерные гидроксиды необходимо рассматривать как кислоты. Так, формулу цинк гидроксида $\text{Zn}(\text{OH})_2$ можно записать как формулу кислоты H_2ZnO_2 . Эта кислота будет называться цинкатной, она имеет кислотный остаток ZnO_2 с зарядом -2 , ее соли — цинкаты. Также формулу алюминий гидроксида можно записать H_3AlO_3 : кислотный остаток AlO_3 с зарядом -3 , соли — ортоалюминаты. Если из алюминий гидроксида убрать одну молекулу воды, то формула кислоты будет HAlO_2 : кислотный остаток AlO_2 с зарядом -1 , а соли — метаалюминаты.

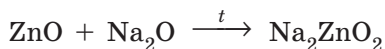
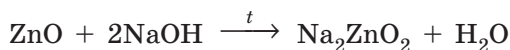
Амфотерные оксиды

С кислотами амфотерные оксиды взаимодействуют как обычные основные оксиды: между ними происходят реакции обмена, в которых образуются соль и вода:



При взаимодействии с основными веществами они вступают в реакции как кислотные оксиды. То есть взаимодействуют с основными оксидами и основаниями с образованием солей. Но амфотерные оксиды взаимодействуют с основаниями и основными оксидами **только при сплавлении** (без участия воды) и образуют такие же соли, как и амфотерные гидроксиды.

При сплавлении цинк оксида с натрий гидроксидом или натрий оксидом образуется натрий цинкат, только в первом случае образуется еще и вода:



Амфотерные оксиды и их соединения довольно распространены в природе. Аллюминаты являются составляющими почв и глины.



Некоторые элементы проявляют переменную валентность, причем свойства соединений с разными валентностями могут существенным образом отличаться. Так, феррум(II) оксид FeO — это основной оксид, а феррум(III) оксид Fe_2O_3 — амфотерный. Таким образом, они могут взаимодействовать друг с другом при сплавлении, причем образованный продукт также состоит из атомов Феррума и Оксигена — Fe_3O_4 . Это соединение называют смешанным оксидом (или железной окалиной), хотя оно является солью, которая состоит из металлического элемента Феррума(II) и кислотного остатка ферратной кислоты $\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$.



Выводы

1. Амфотерность — способность химических соединений проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от природы добавленного реагента. К амфотерным относятся оксиды и гидроксиды некоторых элементов: Бериллия(+2), Цинка(+2), Станнума(+2), Плюмбума(+2), Алюминия(+3), Феррума(+3), Хрома(+3), Титана(+4).
2. Амфотерные гидроксиды в растворах взаимодействуют только со щелочами с образованием солей, которые содержат гидроксильные группы. При сплавлении они могут также взаимодействовать с основными оксидами и гидроксидами. Амфотерные оксиды взаимодействуют с основными веществами только при сплавлении.



Контрольные вопросы

1. Что означает выражение «соединение проявляет амфотерные свойства»?
2. Какие соединения являются амфотерными? Приведите примеры.
3. Какие химические элементы и в каких валентностях образуют амфотерные вещества?



Задания для усвоения материала

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия цинк гидроксида с калий гидроксидом в растворе и при сплавлении. Назовите продукты реакций.
2. Составьте уравнения реакций взаимодействия алюминий гидроксида: а) с хлоридной кислотой; б) барий гидроксидом при сплавлении; в) барий оксидом.
3. Составьте уравнения реакций образования калий алюмината K_3AlO_3 взаимодействием: а) амфотерного гидроксида со щелочью; б) амфотерного оксида со щелочью; в) амфотерного гидроксида с основным оксидом; г) двух оксидов.
4. Кальций оксид и алюминий оксид внешне почти одинаковы. Как их можно различить, используя химические реакции?
5. Какие из данных веществ — KOH , $FeCl_3$, H_2SO_4 — могут взаимодействовать: а) с натрий гидроксидом; б) купрум(II) гидроксидом; в) цинк гидроксидом? Составьте соответствующие уравнения реакций.
6. С какими из указанных веществ взаимодействует натрий гидроксид: K_2O , $MgCO_3$, H_3PO_4 , H_2S , $FeCl_3$, $Fe(OH)_2$, $AlCl_3$, $Zn(OH)_2$, KCl , SO_3 ? Составьте уравнения реакций и назовите продукты реакций.
7. Составьте уравнения реакций, которые соответствуют следующим превращениям:
 - а) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$;
 - б) $ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2Zn(OH)_4$.
8. Вычислите массу барий гидроксида, который необходим для получения барий цинката массой 11,7 г из цинк оксида.

9. К раствору цинк сульфата массой 483 г с массовой долей соли 5 % добавили раствор натрия гидроксида до полного растворения осадка. Вычислите массу соединения Цинка.
- 10*. В дополнительных источниках найдите информацию об использовании соединений Алюминия для очистки воды. На каких свойствах этих соединений основан данный способ?

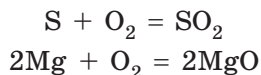
§ 40. Способы получения оксидов

Вспомните:

- простыми веществами называют вещества, состоящие из атомов только одного химического элемента, сложными — вещества, состоящие из атомов нескольких элементов;
- классификацию оксидов (§ 26).

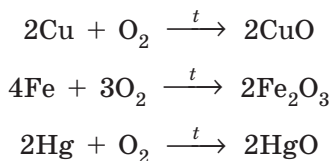
Получение оксидов горением простых веществ

Оксиды — это бинарные соединения с Кислородом, поэтому простейший способ получения оксидов — это **взаимодействие простых веществ с кислородом**:



Почти все простые вещества взаимодействуют с кислородом (окисляются). Многие из них взаимодействуют с кислородом достаточно бурно даже в воздухе, с выделением большого количества теплоты и света, т. е. горят (рис. 40.1).

Большинство металлов взаимодействуют с кислородом достаточно медленно. Например, медь, железо или ртуть необходимо прокалить на воздухе длительное время, чтобы они полностью прореагировали. С этими металлами реакция протекает намного быстрее, если ее проводить не на воздухе, а использовать чистый кислород:



Некоторые простые вещества вообще не реагируют с кислородом. Среди металлов — это золото



Рис. 40.1. При горении магниевой ленты образуется магний оксид с выделением большого количества света

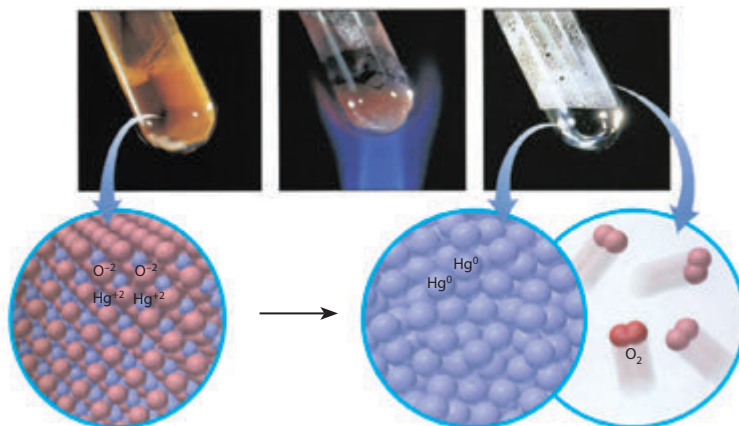
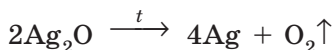
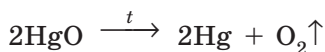


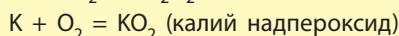
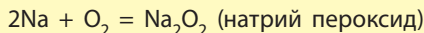
Рис. 40.2. При прокаливании ртути(II) оксида он разлагается на газообразный кислород и жидкую ртуть

и платина, а среди неметаллов — инертные газы (неон, аргон и др.) и галогены (хлор, бром, йод).

Если простое вещество очень медленно взаимодействует с кислородом или вовсе не взаимодействует, то соответствующие оксиды очень легко разлагаются при нагревании (рис. 40.2):

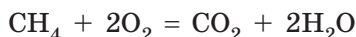


Наиболее активные металлы, такие как натрий или калий, настолько активно взаимодействуют с кислородом, что обычно образуют не оксиды, а пероксиды или надпероксиды:

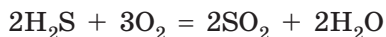


Получение оксидов горением сложных веществ

Оксиды можно также получить в результате взаимодействия сложных веществ с кислородом. Многие сложные вещества могут гореть в кислороде на воздухе. Например, вследствие горения метана CH_4 образуются два оксида — карбон(IV) оксид и водород оксид:



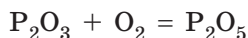
Гидроген сульфид (сероводород) H_2S сгорает в кислороде также с образованием двух оксидов: сульфур(IV) оксида и гидроген оксида:



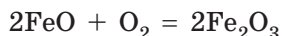
Для промышленности важное значение имеют реакции сгорания сульфидов металлических элементов, поскольку в этих случаях образуются два ценных оксида — сульфур(IV) оксид, используемый для добывания сульфатной кислоты, и оксиды металлических элементов, из которых потом получают металлы:



Элементы с переменной валентностью способны образовывать несколько оксидов. Оксид с низшей валентностью элемента может взаимодействовать с кислородом с образованием оксида с высшей валентностью. Например, Фосфор при взаимодействии с кислородом может образовывать фосфор(III) оксид (низший оксид) и фосфор(V) оксид (высший оксид). В этом случае низший оксид P_2O_3 взаимодействует с кислородом с образованием высшего оксида P_2O_5 :

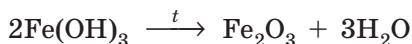
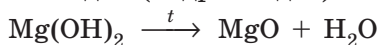


Аналогично феррум(II) оксид взаимодействует с кислородом с образованием феррум(III) оксида:

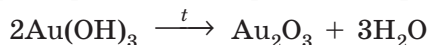


Дегидратация гидратов оксидов

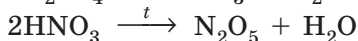
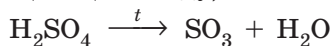
Оксиды можно получать также разложением (дегидратацией) неустойчивых гидратов оксидов: гидратов кислотных оксидов (кислот) и гидратов основных оксидов (гидроксидов):



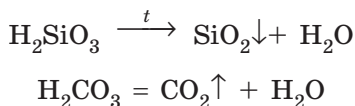
Такие реакции происходят при прокаливании почти всех гидроксидов, за исключением гидроксидов Натрия и Калия. Таким способом можно получить оксиды даже тех элементов, которые в виде простого вещества не реагируют с кислородом, например оксид Аурума:



Дегидратацию оксигенсодержащих кислот (гидратов кислотных оксидов) проводят нагреванием при наличии фосфор(V) оксида (вещества, активно поглощающего воду):

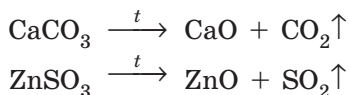


Такие кислоты, как карбонатная H_2CO_3 , сульфитная H_2SO_3 и силикатная H_2SiO_3 , легко превращаются в оксиды даже при незначительном нагревании:



Термическое разложение солей

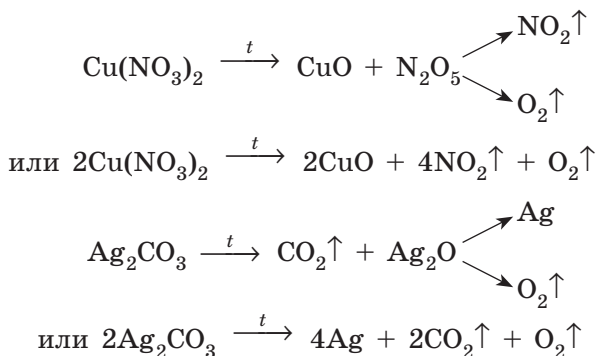
Оксиды также образуются при разложении некоторых солей **оксигенсодержащих кислот**. При прокаливании многих таких солей образуется два оксида: основной и кислотный (ангидрид соответствующей кислоты):



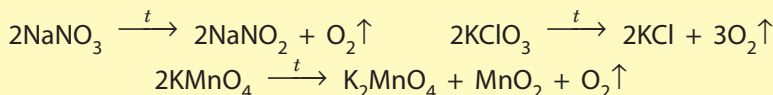
Такие реакции происходят лишь при условии, что один из продуктов реакции (оксидов) является летучим, например: SO_2 , CO_2 , SO_3 .

Соли, образованные нелетучими оксидами, при прокаливании не разлагаются, а только плавятся.

Если оксид, образующийся при разложении, сам является термически неустойчивым, то образуются также продукты его распада, например:



Разложению при прокаливании не подвергаются соли Натрия и Калия. При нагревании они начинают плавиться, а если и разлагаются, то по особой схеме. Некоторые из таких реакций используют в лабораториях для получения кислорода:





- Стекло со значительным содержанием плумбум(II) оксида — хрусталь — очень похоже на алмаз. С конца XVIII ст. из хрусталя начали изготавливать поддельные драгоценные камни. Из бесцветного — алмазы, из окрашенного золотом — ярко-красные рубины, а хром(III) оксидом — зеленые изумруды.
- Nitrogen(I) оксид (N_2O) используют в больницах в качестве наркоза при операциях. Он имеет слабый приятный запах и сладковатый привкус. При вдыхании его в небольших дозах наступает наркотическое опьянение, для которого характерно веселое состояние. Он вызывает неконтролируемые судорожные движения мышц лица, напоминающие смех, благодаря чему nitrogen(I) оксид называют еще «веселящим газом».
- Основное сырье для получения алюминия — алюминий оксид Al_2O_3 — содержится в обычной глине. Алюминий обладает ценными свойствами — легкий, прочный и, главное, дешевый. Сегодня алюминий получают действием электрического тока на алюминий оксид. Но до разработки электролитического метода получение алюминия было чрезвычайно затратным. В 1855 г. 1 кг алюминия стоил дороже золота. Поэтому алюминий называли «серебром из глины».



Выводы

1. Оксиды образуются при взаимодействии простых и сложных веществ с кислородом. Чем активнее вещества, тем легче они вступают в реакцию с кислородом.
2. Оксиды образуются при разложении неустойчивых сложных веществ: кислот, гидроксидов и солей. Разложению подвергаются нерастворимые гидроксиды, неустойчивые кислоты и соли, если при этом образуются летучие оксиды.



Контрольные вопросы

1. Какие простые вещества — металлы и неметаллы — не взаимодействуют с кислородом? Приведите примеры.
2. Какие гидроксиды, кислоты и соли способны разлагаться с образованием солей? Приведите примеры.



Задания для усвоения материала

1. Составьте уравнения реакций горения угля, фосфора, бора, алюминия, цинка. Назовите продукты реакций. В каком случае образуются кислотные оксиды, а в каком — основные?
2. Манган(II) карбонат разлагается при нагревании на манган(II) оксид и углекислый газ. Составьте уравнение реакции.
3. Составьте уравнение реакции получения nitrogen(V) оксида из нитратной кислоты.

4. Предложите три способа получения углекислого газа.
5. При прокаливании феррум(III) сульфата образуются феррум(III) оксид и газ, который при взаимодействии с водой образует сульфатную кислоту. Составьте уравнение реакции.
6. Какие вещества образуются при нагревании силикатной и карбонатной кислот? Составьте уравнения реакций.
7. Составьте уравнения реакций разложения солей: плюмбум(II) карбоната, цинк нитрата, аргентум сульфита, аргентум(I) нитрата. В каких случаях образуются термически неустойчивые оксиды?
8. Дополните схемы реакций, назовите продукты реакций:
 - а) $\text{CaC}_2 + \dots \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow$; е) $\dots \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \dots + \dots$; ж) $\text{CaSO}_3 \xrightarrow{t} \dots + \dots$;
 - в) $\dots + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2 \uparrow$; з) $\dots \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}_2 \uparrow$;
 - г) $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \dots \uparrow$; и) $\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \dots$;
 - д) $\dots \xrightarrow{t} \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$; к) $\dots \xrightarrow{t} \text{Hg} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$.
9. Составьте уравнения реакций для осуществления превращений:
 - а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCO}_3$; б) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.
10. Вычислите объем кислорода (н. у.), необходимый для получения магний оксида массой 240 г из магния.
11. Вычислите массу фосфора, который необходимо сжечь для получения фосфор(V) оксида массой 7,1 г.
12. Вычислите объем газа (н. у.), который образуется при разложении кальций карбоната массой 250 г.
- 13*. Некоторые предприятия Украины используют в технологических процессах реакцию разложения кальций карбоната. В дополнительных источниках найдите информацию о таких производствах. Как предотвращают чрезмерные выбросы углекислого газа в атмосферу?

§ 41. Общие способы получения кислот, оснований и солей

Вспомните:

- классификацию оксидов, солей, кислот и оснований (§ 28);
- общие способы получения оксидов (§ 40);
- какую информацию можно получить из ряда активности металлов (§ 36);
- условия протекания реакций обмена (§ 38).

Способы получения кислот

В химических превращениях в большинстве случаев из вещества, относящегося к одному классу, образуется другое вещество, которое часто относится к другому классу. Следовательно, химические свойства одних веществ являются способом получения других веществ.

Способы получения оксигенсодержащих и безоксигеновых кислот несколько отличаются (табл. 13):

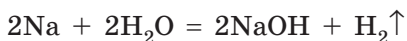
Таблица 13. Общие способы получения кислот

Тип реакций	Безоксигеновые кислоты	Оксигенсодержащие кислоты
Реакции соединения	Получение летучих соединений с Водородом (HF, HCl, HBr, HI, H ₂ S) взаимодействием неметаллов с водородом с дальнейшим растворением в воде: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} \quad \text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$	Взаимодействие кислотных оксидов с водой: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{H}_3\text{PO}_4$
Реакции обмена	Вытеснение кислот из солей более сильной кислотой: $2\text{HCl} + \text{FeS} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
	Взаимодействие солей с кислотами при условии, что образованная соль выпадает в осадок: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$	$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$

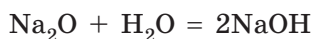
Способы получения оснований

Щелочи получают разными способами:

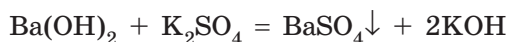
• взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов (кроме магния) с водой:



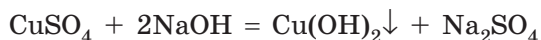
• взаимодействием основных оксидов с водой:



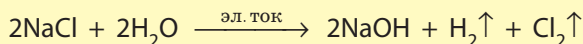
• реакциями обмена:



Нерастворимые гидроксиды получают путем взаимодействия растворимых солей со щелочами:



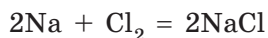
Щелочи также можно получить действием электрического тока на водные растворы солей — *электролизом*:



Способы получения солей

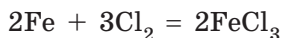
Соли образуются во многих химических реакциях, поэтому существует множество способов получения солей.

Соли безоксигеновых кислот можно получить путем взаимодействия двух простых веществ: металла и неметалла. Активные металлы, расположенные в начале ряда активности, с активными неметаллами взаимодействуют очень бурно: с выделением большого количества теплоты и часто света (рис. 41.1):



Менее активные металлы также могут взаимодействовать с активными неметаллами, но при соответствующих условиях.

При внесении железа в колбу с хлором реакция при обычных условиях не происходит. Но если железную проволоку предварительно раскалить в пламени горелки, то реакция протекает очень активно. О протекании реакции свидетельствует выделение феррум(III) хлорида в виде бурого дыма (рис. 41.2):



Соли оксигенсодержащих кислот взаимодействием двух простых веществ получить нельзя.

Общие способы получения солей вам уже известны по предыдущим параграфам, они приведены в таблице 14.

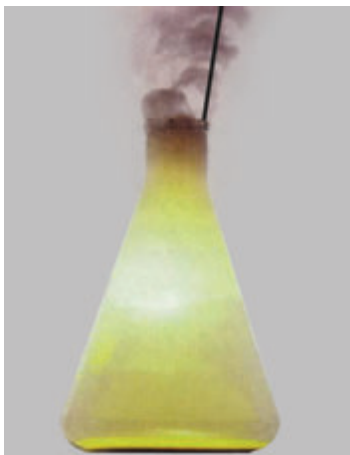


Рис. 41.1. Взаимодействие натрия с хлором с образованием натрий хлорида



Рис. 41.2. Взаимодействие раскаленного железа с хлором

Таблица 14. Общие способы получения солей

Тип реакций	Соли безоксигеновых кислот	Соли оксигенсодержащих кислот
Реакции соединения	Взаимодействие простых веществ: $2K + Br_2 = 2KBr$, $Fe + S = FeS$	Взаимодействие кислотных оксидов с основными: $CaO + CO_2 = CaCO_3$
Реакции замещения	Взаимодействие металлов, расположенных в ряду активности слева от водорода, с галогеноводородными кислотами (HF, HCl, HBr, HI): $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2 \uparrow$	Взаимодействие металлов, расположенных в ряду активности слева от водорода, с кислотами: $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2 \uparrow$
	Вытеснение менее активных металлов из солей более активными: $3CuCl_2 + 2Al = 2AlCl_3 + 3Cu \downarrow$ $2AgNO_3 + Fe = Fe(NO_3)_2 + 2Ag \downarrow$	
Реакции обмена	<p>Взаимодействие веществ с кислотными свойствами и веществ с основными свойствами (кисотно-основные взаимодействия):</p> <ul style="list-style-type: none"> кислот с основаниями: $2HCl + Fe(OH)_2 = FeCl_2 + 2H_2O$ кислот с основными оксидами: $2HNO_3 + MgO = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$ кислотных оксидов со щелочами: $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$ <p>Реакции обмена при участии солей:</p> <ul style="list-style-type: none"> солей со щелочами: $FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3KCl$ солей с сильными кислотами: $CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$ двух растворимых солей: $Na_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 = BaSO_4 \downarrow + 2NaNO_3$ 	



Выводы

1. Безоксигеновые кислоты можно получать путем взаимодействия простых веществ с водородом с дальнейшим растворением продуктов реакции в воде. Слабые кислоты можно получить вытеснением из соли сильной кислотой.
2. Щелочи получают в результате взаимодействия активных металлов, которые расположены в ряду активности слева от магния, или оксидов активных металлических элементов с водой. Нерастворимые гидроксиды получают взаимодействием растворимых солей со щелочами.
3. Соли получают многими способами. Среди них можно выделить реакции соединения: взаимодействие металлов с неметаллами с образованием солей безоксигеновых кислот и кислотных оксидов с основными с образованием солей оксигенсодержащих кислот. Реакции замещения: взаимодействие металлов с кислотами или солями. Реакции обмена возможны при участии соединений кислотного и основного характера, а также при участии солей.



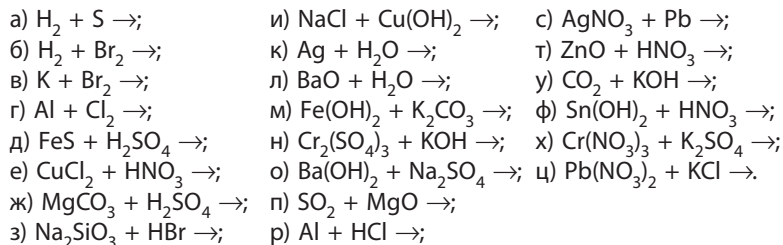
Контрольные вопросы

1. Какие кислоты можно получить растворением газообразных веществ в воде?
2. Можно ли получить кислородсодержащие кислоты реакцией соединения между простыми веществами? Ответ поясните.
3. Объясните, почему щелочи можно получить путем взаимодействия металлов с водой, а нерастворимые гидроксиды — нет.
4. Какому условию должна соответствовать реакция обмена при участии растворимых солей, чтобы в результате можно было получить соль?
5. Каким условиям должны соответствовать реагенты, чтобы можно было осуществить реакцию замещения с образованием соли?



Задания для усвоения материала

1. Приведите по одному примеру уравнений реакций, которые отображают следующие способы получения солей: а) соль безоксигеновой кислоты реакцией соединения; б) соль кислородсодержащей кислоты реакцией соединения; в) реакция замещения при участии кислоты; г) реакция замещения при участии соли; д) реакция обмена при участии кислотного оксида; е) реакция обмена при участии основного оксида; ж) реакция обмена при участии нерастворимой соли; з) реакция обмена при участии нерастворимого гидроксида; и) реакция обмена при участии растворимой соли; й) реакция обмена при участии нерастворимой кислоты.
2. Составьте уравнения реакций получения кислот взаимодействием: а) двух оксидов; б) кислоты и соли; в) двух простых веществ (с последующим растворением продукта реакции в воде).
3. Составьте уравнения реакций получения свинца(II) сульфида: а) реакцией соединения; б) реакцией замещения; в) реакцией обмена.
4. Составьте уравнения реакций получения купрум(II) сульфата: а) реакцией соединения; б) реакцией замещения; в) реакцией обмена.
5. Белый осадок растворяется при взаимодействии с азотной кислотой и натрий гидроксидом. Какое вещество могло быть в осадке? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
6. Составьте уравнения возможных реакций:



7. Составьте уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:
а) $\text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$;
б) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$.
8. Даны соли: аргентум(I) нитрат, магний карбонат, феррум(II) сульфид, калий сульфит, плюмбум(II) нитрат. Какие из них будут взаимодействовать с хлоридной кислотой с образованием: а) осадка; б) газа? Составьте уравнения реакций.
9. Как из натрия хлорида получить натрий сульфат? Составьте уравнения реакций.
10. Как из феррум(III) сульфата получить феррум(III) оксид? Составьте уравнения реакций.
11. Как из феррум(III) оксида в две стадии получить феррум(III) гидроксид? Составьте уравнения реакций.
12. Составьте уравнения реакций получения не менее семи солей, используя следующие реактивы: ртуть, цинк, хлоридная кислота, фосфор(V) оксид, магний оксид, аргентум(I) нитрат, барий карбонат, феррум(III) гидроксид.
13. Хлор объемом 5,6 л (н. у.) смешали с достаточным количеством водорода и взорвали. Продукт реакции растворили в воде массой 200 г. Вычислите массовую долю хлоридной кислоты в полученном растворе.
14. К раствору натрия карбоната массой 200 г с массовой долей соли 5,3 % добавили излишек хлоридной кислоты. Вычислите объем выделившегося газа (н. у.).
15. Кальций карбонат массой 0,5 кг обработали раствором нитратной кислоты. Вычислите массу соли, которую можно получить таким способом.
16. Раствор массой 50 г с массовой долей сульфатной кислоты 7,35 % смешали с раствором натрия гидроксида. Полученный раствор не изменяет цвет лакмуса. Вычислите массу соли в растворе.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Изучение свойств основных классов неорганических соединений



Оборудование: штатив с пробирками, пробка с газоотводной трубкой.

Реактивы: кальций карбонат, порошок железа, 5% -й раствор хлоридной кислоты, растворы сульфатной кислоты, натрий или калий гидроксида, кальций гидроксида, натрий хлорида, натрий ортофосфата, аргентум(I) нитрата, кальций хлорида, натрий карбоната, натрий сульфита.

! Правила безопасности:

- при выполнении опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания щелочи или кислоты их следует немедленно смыть большим количеством воды и протереть место разбавленным раствором боратной кислоты (в случае попадания щелочи) или раствором соды (в случае попадания кислоты).

1. Получение и химические свойства оксидов.

1. В пробирку поместите небольшой кусочек кальций карбоната (мела, известняка или мрамора) и долейте 5%-й раствор хлоридной кислоты.

2. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. Свободный конец трубки погрузите в другую пробирку с известковой водой.

3. Запишите свои наблюдения в тетрадь, укажите цвет осадка, образующегося во второй пробирке.

4. Запишите уравнения реакций.

2. Получение и химические свойства нерастворимых гидроксидов.

1. В пробирку поместите небольшое количество порошка железа (на кончике шпателя) и долейте к нему 1–2 мл раствора хлоридной кислоты.

2. По окончании реакции к полученному раствору прилейте 0,5–1 мл раствора щелочи (натрий или калий гидроксида) до образования осадка.

3. К полученному осадку приливайте небольшими порциями раствор сульфатной кислоты, пока осадок не исчезнет.

4. Запишите свои наблюдения в тетрадь, укажите цвет осадка.

5. Запишите уравнения реакций.

3. Получение и химические свойства солей.

1. В две пробирки налейте по 1–2 мл растворов натрия хлорида и натрия ортофосфата.

2. К каждой пробирке долейте по 1 мл раствора аргентум(I) нитрата. Укажите цвет образовавшихся осадков и запишите уравнения реакций.

3. В две пробирки налейте по 1–2 мл раствора кальций хлорида.

4. В первую пробирку долейте 1 мл раствора натрия карбоната, а во вторую — 1 мл раствора натрия сульфита до образования осадков.

5. В каждую пробирку добавляйте раствор хлоридной кислоты, пока осадки не исчезнут.

6. Запишите свои наблюдения в тетрадь и составьте уравнения реакций.

4. Выводы.

При формулировке выводов ответьте на следующие вопросы:

1. Какие способы получения оксидов, оснований и солей вы использовали в практической работе?
2. Для реакций обмена объясните, каким условиям отвечают эти реакции и благодаря чему возможно протекание реакций.
3. Для реакций замещения объясните возможность протекания этих реакций.

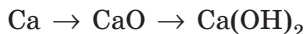
§ 42. Генетические связи между классами неорганических соединений

Вспомните:

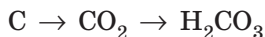
- классификацию основных классов неорганических соединений (§ 28);
- способы получения оксидов (§ 40), солей, кислот и оснований (§ 41).

В результате химических превращений вещества одного класса превращаются в вещества другого: из простого вещества образуется оксид, из оксида — кислота, из кислоты — соль. Другими словами, изученные вами классы соединений взаимосвязаны. Мы можем установить ряд превращений одних соединений в другие, т. е. **генетические связи** между ними. Рассмотрим такие связи на примере металла (кальция) и неметалла (углерода).

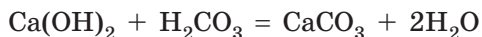
Кальций при сгорании на воздухе образует основной оксид CaO , который присоединяет воду, превращаясь в основание — кальций гидроксид Ca(OH)_2 . Последовательность этих реакций можно представить в виде схемы:



При горении углерода образуется кислотный оксид CO_2 , который реагирует с водой с образованием карбонатной кислоты H_2CO_3 :

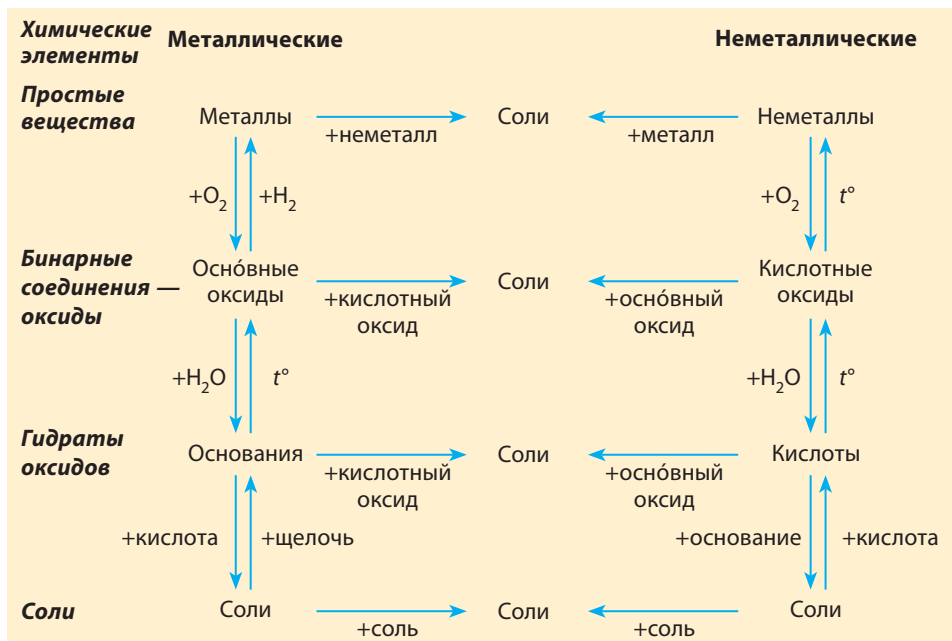


При взаимодействии кислоты и основания образуется соль:



Соль также можно получить при взаимодействии:

- металла с кислотой;
- основного оксида с кислотой;
- щелочи с кислотным оксидом;
- основного оксида с кислотным.

Схема 5. Генетические связи между классами неорганических соединений

Данная схема не отображает абсолютно всех возможных реакций при участии изученных вами классов неорганических соединений, но иллюстрирует и обобщает изученные принципы химического взаимодействия разных веществ. Из схемы видно, что металлические элементы являются родоначальниками соединений с основными свойствами (основные оксиды и основания), а неметаллические — соединений с кислотными свойствами (кислоты и кислотные оксиды). Соли чаще всего встречаются на схеме, поскольку они принимают участие в большом количестве различных химических взаимодействий как реагенты или продукты реакции.

Знание генетических связей между разными классами неорганических веществ позволяет выбирать удобные и экономически выгодные методы синтеза веществ из доступных реагентов.



Однажды французский химик Луи Тенар во время лекции по ошибке выпил вместо воды раствор ртути(II) хлорида — сильного яда. Он спокойно поставил стакан на стол и хладнокровно заявил: «Господа, я отравился, принесите, пожалуйста, сырых яиц». Испуганные студенты живо бросились на поиски и вовремя принесли яйца. Это и спасло ученого.



Выводы

1. Неорганические вещества разделяют на отдельные классы, основываясь на общих признаках: составе и химических свойствах.
2. Единство способов получения веществ одного класса неорганических соединений и их химические свойства позволяют объединить все классы в единую схему, которая отображает их генетические связи.



Задания для усвоения материала

1. Составьте формулы следующих веществ: кальций оксид, калий оксид, фосфор(III) оксид, барий оксид, цинк оксид, сульфидная кислота, карбонатная кислота, магний гидроксид, феррум(II) гидроксид, силикатная кислота, купрум(II) гидроксид, литий гидроксид, калий гидроксид, никол(II) сульфат, алюминий гидроксид, ортофосфатная кислота.
2. Из указанных формул веществ выпишите отдельно формулы и названия оксидов, кислот, оснований и солей: NaOH , HCl , H_2SO_4 , Ca(OH)_2 , HBr , Cu(OH)_2 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2S , NaOH , Fe(OH)_2 , K_2SO_4 , CaBr_2 , CuCO_3 , CO_2 , Mg(OH)_2 , AlPO_4 , SO_3 , HI , CuSO_4 , Zn(OH)_2 , $\text{Ba(NO}_3)_2$, FeCl_3 , Na_2S , $\text{Al(NO}_3)_3$.
3. Неизвестный оксид растворяется в воде с образованием раствора, который окрашивает лакмус в красный цвет. Какой вывод можно сделать о характере свойств этого оксида? Будет ли он взаимодействовать с хлоридной кислотой, натрий гидроксидом, натрий хлоридом, кальций оксидом? Ответ обоснуйте.
4. Проиллюстрируйте генетические связи между классами веществ на примере магния и серы. Составьте соответствующие уравнения реакций.
5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2$;
 б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2$;
 в) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3$.
6. Приведите уравнения реакций, которые иллюстрируют четыре разных способа получения кальций карбоната.
7. Расположите предложенные вещества в порядке, характеризующем генетические связи классов веществ, и составьте соответствующие уравнения реакций:
 а) фосфор(V) оксид, калий ортофосфат, фосфор, ортофосфатная кислота;
 б) барий гидроксид, барий оксид, барий карбонат, барий;
 в) купрум(II) оксид, купрум(II) гидроксид, медь, купрум(II) сульфат.
8. Как получить кальций хлорид из кальций нитрата, используя калий карбонат и хлоридную кислоту? Составьте уравнения реакций.
9. Определите отсутствующие звенья в схемах превращений, которые характеризуют генетические связи веществ:
 а) $\text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$; б) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$.
 Составьте уравнения реакций, которые характеризуют эти превращения.

10. Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:
- $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$;
 - $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$;
 - $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 - $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$;
 - $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$;
 - $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
 - $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$.
11. Определите отсутствующие звенья в схемах превращений, которые характеризуют генетические связи веществ:
- $\text{Ca} \rightarrow ? \rightarrow ? \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$;
 - $\text{SO}_3 \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} ? \xrightarrow{+\text{Mg}} ? \xrightarrow{+\text{NaOH}} ?$;
 - $\text{Mg(OH)}_2 \xrightarrow{t} ? \xrightarrow{+\text{HCl}} ? \xrightarrow{+\text{KOH}} ? \xrightarrow{+\text{H}_2\text{SO}_4} ?$.
12. В раствор голубого цвета добавили раствор щелочи, при этом выпал голубой осадок. Осадок отфильтровали и прокалили. В результате получили черный порошок, который затем обработали водородом при нагревании. Образовался металл красного цвета. Определите описанные вещества, составьте уравнения реакций.
13. Сравните объем сульфур(IV) оксида (при н. у.), который можно получить из серы массой 480 г и натрий сульфита массой 630 г.
14. Вычислите массу фосфора, который необходимо ввести в схему превращений для получения кальций ортофосфата массой 15,5 г.
15. Выполните учебный проект № 7 «Влияние химических соединений на окружающую среду и здоровье человека».

§ 43. Решение экспериментальных задач

Вспомните:

- химические свойства изученных соединений (§ 30, 33, 35, 36 и 38);
- общие способы получения оксидов (§ 40), солей, кислот и оснований (§ 41).

Экспериментальные методы в химии

Химия — наука экспериментальная. Большинство знаний в виде теорий и законов были получены опытным путем и основывались на свойствах веществ и количественных характеристиках, которые описывают их взаимодействия. Если теория изначально выдвигается на основании определенных умозаключений, она требует экспериментального подтверждения. Как говорят ученые: «Практика — критерий истины».

В современных химических лабораториях большинство экспериментов проводят с использованием специального оборудования. Для определения кислотности растворов вместо индикаторов чаще



Рис. 43.1. pH-метр определяет наличие кислот и оснований в растворах



Рис. 43.2. Элементный анализатор мгновенно определяет состав веществ

используют pH-метр (рис. 43.1). Еще 50 лет назад для определения наличия атомов того или иного химического элемента в соединении использовали различные химические реакции, некоторые из которых протекали достаточно долго. Современный элементный анализатор (рис. 43.2) позволяет определить любой химический элемент в образце вещества за считанные минуты.

Уже 200 лет химики используют относительные атомные массы элементов. Для определения атомных масс раньше необходимо было провести многочисленные эксперименты по определению массовых соотношений реагентов. Сегодня для этого используют масс-спектрометры (рис. 43.3), которые позволяют определить массы не только отдельных атомов, но также молекул и ионов.

Для выводов о свойствах веществ часто необходимо знать оптические характеристики веществ, в частности свет какого цвета поглощает вещество. В конце XIX в. немецкие ученые Роберт Бунзен и Густав Кирхгоф сконструировали простейший спектрограф (рис. 43.4),



Рис. 43.3. Масс-спектрометр — прибор для определения относительных атомных и молекулярных масс

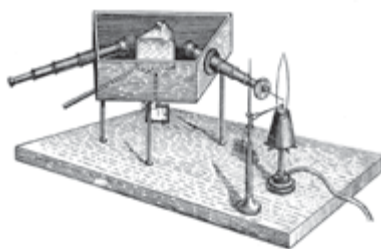


Рис. 43.4. Первый спектроскоп, сконструированный Р. Бунзеном и Г. Кирхгофом

**Рис. 43.5.** Современный спектрофотометр**Рис. 43.6.** Современный ЯМР-спектрометр

который по оптическим характеристикам веществ позволил определить состав Солнца, открыть новые вещества, в частности инертные газы и др. Современные ученые активно пользуются таким прибором, но, конечно, существенно усовершенствованным (рис. 43.5). Он позволяет решать намного более сложные задачи, но принцип его действия во многом сходен со спектроскопом Бунзена.

В настоящее время очень распространенным экспериментальным методом является метод ядерного магнитного резонанса (ЯМР-спектроскопия). Он позволяет делать выводы о строении молекул и стал незаменимым в современной химии (рис. 43.6).

Без современных приборов сегодня сложно представить работу химиков, без нового оборудования невозможно дальнейшее развитие и накопление химических знаний. Но многие задачи можно решать и без приборов, используя обычные реактивы и проводя опыты в обычных пробирках.

Решение экспериментальных задач

И в современной лаборатории, и в обычной школьной химической лаборатории часто возникают задачи, которые можно решить только исследовательским путем. Например, необходимо определить состав некоего вещества, емкость с которым кто-то забыл подписать. Или необходимо доказать, действительно ли содержимое емкости соответствует надписи на ней.

Для решения таких экспериментальных задач необходимо знать визуальные эффекты, которые сопровождают те или иные реакции. В частности, изменение цвета индикаторов при наличии тех или

иных веществ, образование осадка при взаимодействии определенных веществ, выделение газов и характер запаха этих газов. Необходимо также помнить, что большинство газообразных веществ бесцветны, но некоторые из них (сероводород или сернистый газ) обладают определенным характерным запахом. А наличие других веществ доказывают химическим способом: кислород поддерживает горение тлеющей щепки, а водород сгорает с характерным звуком.

Для решения любой экспериментальной задачи всегда следует придерживаться определенной последовательности действий. Во-первых, необходимо составить план эксперимента, в рамках которого определить, на какой конкретный вопрос нужно дать ответ и какие опыты необходимо провести. Во-вторых, выполнить собственно экспериментальную часть. В-третьих, сделать вывод о том, позволяют ли проведенные опыты дать ответ на поставленный вопрос и какие результаты опытов позволяют сделать вывод о доказательстве или опровержении изначальных предположений. Рассмотрим несколько примеров решения экспериментальных задач.

Задача 1. Экспериментальным методом докажите состав хлоридной кислоты.

Решение:

1. Планирование эксперимента.

Хлоридная кислота состоит из ионов Гидрогена и хлорид-ионов. Для доказательства ее состава необходимо провести опыты, которые выявят наличие этих ионов.

Доказать наличие Гидрогена можно несколькими способами.

Первый: вследствие наличия ионов Гидрогена кислоты изменяют цвет индикаторов. Следовательно, если индикатор изменит свою окраску на цвет, соответствующий кислой среде, то можно утверждать о наличии Гидрогена в составе кислоты.

Второй способ основан на возможности вытеснить ионы Гидрогена из кислоты активными металлами.

Доказать наличие хлорид-ионов можно добавлением в хлоридную кислоту раствора аргентум(I) нитрата, поскольку при этом должен образоваться белый осадок аргентум хлорида.

2. Проведение эксперимента.

Разольем выданный раствор хлоридной кислоты в три пробирки. Поочередно добавляем необходимые реактивы и записываем свои наблюдения в тетрадь (лабораторный журнал). Результаты эксперимента удобнее оформить в виде следующей таблицы:

Номер пробирки	Выполненные действия	Наблюдения
1	Добавляем раствор лакмуса	Лакмус становится красным
2	Добавляем гранулу цинка	На поверхности цинка образуются пузырьки бесцветного газа и выделяются из раствора
	Выделяющийся газ собираем в пробирку, перевернутую кверху дном, и поджигаем	Газ сгорает с характерным хлопаящим звуком
3	Добавляем раствор аргентум(I) нитрата	Образуется белый творожистый осадок
	Добавляем несколько капель нитратной кислоты	С осадком ничего не происходит

3. Анализ эксперимента и формулирование выводов.

Красным лакмус становится в растворах кислот, а во всех кислотах присутствует Гидроген. Наличие Гидрогена доказывает также второй опыт. Указанным способом сгорает только водород, а он мог образоваться при взаимодействии кислоты с цинком. Итак, в хлоридной кислоте содержатся ионы Гидрогена. Белый творожистый осадок, нерастворимый в нитратной кислоте, образуется при добавлении аргентум(I) нитрата только к хлоридам. Следовательно, раствор является раствором хлорида. Проведенные эксперименты доказывают, что в растворенном веществе содержатся Гидроген и Хлор, т. е. искомое вещество — водород хлорид (хлоридная кислота).

Задача 2. В трех пронумерованных пробирках находятся растворы хлоридной кислоты, натрий хлорида и натрий сульфита. Используя минимальное число реактивов, определите содержимое каждой пробирки.

Решение:

1. Планирование эксперимента.

Среди трех веществ одно — кислота, наличие которой можно доказать индикатором. Значит, вначале необходимо испытать содержимое пробирок индикатором. Наличие хлоридов можно определить, используя аргентум(I) нитрат. Но аргентум сульфит, который должен образоваться при наличии натрий сульфита, тоже нерастворим, поэтому такое испытание нам не поможет различить содержимое пробирок. Используя таблицу растворимости, определяем, что существует реактив, при добавлении которого к сульфитам осадок образуется, а к хлоридам — нет. Это барий нитрат. Следовательно, его можно использовать для выявления пробирки с раствором натрий сульфита. Наличие сульфитов

можно также доказать путем добавления сильной кислоты. Поскольку сульфитная кислота слабая, то сильные кислоты будут вытеснять ее из соли. К тому же она неустойчива и будет разлагаться с выделением сернистого газа, который можно определить по характерному запаху.

2. Проведение эксперимента.

Поскольку с каждым веществом необходимо провести по меньшей мере две реакции, то содержимое каждой пробирки разделим на две порции. Результаты опытов оформляем в виде таблицы:

Выполненные действия	Номер пробирки		
	1	2	3
1. Добавляем раствор метилового оранжевого	Цвет не изменяется	Индикатор становится красным	Цвет не изменяется
2. Добавляем раствор барий нитрата	Выпадает белый осадок	Ничего не происходит	Изменений не происходит

3. Анализ эксперимента и формулирование выводов.

Индикатор меняет цвет при наличии кислот, и это происходит только в одной пробирке. Таким образом, в пробирке 2 — хлоридная кислота. Осадок образуется при добавлении барий нитрата только к содержимому первой пробирки, следовательно, пробирка 1 содержит натрий сульфит. Методом исключения делаем вывод, что в пробирке 3 — натрий хлорид.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

Решение экспериментальных задач



Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы: нитратная кислота, кальций гидроксид, кальций хлорид, натрий сульфит, натрий сульфат, барий хлорид, барий гидроксид, барий нитрат, аргентум(I) нитрат, натрий хлорид, метиловый оранжевый.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания немедленно смойте вещество большим количеством воды и протрите место разбавленным раствором: если щелочь — раствором боратной кислоты, если кислота — раствором соды.

Опыт 1. Основываясь на схеме генетических связей между классами неорганических соединений, предложите по три способа получения кальций сульфита и барий сульфата. Получите каждую соль не менее чем двумя способами, используя выданные вам реактивы.

Опыт 2. В трех пронумерованных пробирках содержатся растворы нитратной кислоты, барий нитрата и аргентум(I) нитрата. Используя минимальное число реактивов, определите содержимое каждой пробирки.



Выводы

Для решения экспериментальных задач проводят опыты, при которых происходят характерные визуальные явления: выпадение осадка, выделение газа или изменение цвета индикатора. Для решения экспериментальной задачи необходимо спланировать эксперимент, определив, какие визуальные эффекты должны сопровождать ту или иную реакцию. После проведения опытов необходимо сделать вывод о правильности планирования эксперимента, целесообразности опытов и, основываясь на наблюдениях, ответить на поставленный вопрос.



Контрольные вопросы

1. Какие инструментальные методы исследований веществ вам известны? Для чего их используют?
2. Охарактеризуйте этапы решения экспериментальных задач.
3. На каких принципах основывается доказательство состава веществ?



Задания для усвоения материала

1. Какие реактивы можно использовать для доказательства наличия растворимых в воде: а) хлоридов; б) сульфатов; в) бромидов; г) йодидов; д) ортофосфатов; е) сульфидов; ж) карбонатов? Составьте уравнения реакций.
2. Какие реактивы можно использовать для доказательства наличия растворимых в воде солей: а) Бария; б) Кальция; в) Алюминия; г) Мангана(II); д) Аргентума; е) Плюмбума(II); ж) Феррума(III); з) Феррума(II); и) Купрума(II)? Составьте соответствующие уравнения реакций.
3. Экспериментально определите состав: а) сульфатной кислоты; б) феррум(II) хлорида; в) барий сульфида; г) магний сульфата. Составьте уравнения реакций.
4. В двух пробирках находятся натрий сульфат и натрий сульфит. В обе пробирки добавили раствор барий нитрата. При этом в обеих пробирках образовался белый осадок. Каким способом можно отличить эти два осадка? Составьте соответствующие уравнения реакций.
5. В двух пробирках находятся магний сульфат и цинк сульфат. В первую пробирку добавили раствор калий гидроксида, и образовался белый студенистый осадок, который растворился при дальнейшем добавле-

нии щелочи. Во вторую пробирку также прилили раствор щелочи, но образованный осадок при последующем добавлении щелочи не растворился. Определите содержимое каждой пробирки. Составьте соответствующие уравнения реакций.

6. Каким способом можно различить растворы хлоридов Феррума(III), Магния и Бария? Составьте соответствующие уравнения реакций.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Решение экспериментальных задач



Оборудование: штатив с пробирками, горелка, шпатель, воронка, фильтровальная бумага.

Реактивы: лакмус, барий нитрат, калий гидроксид, натрий хлорид, сульфатная кислота, хлоридная кислота, нитратная кислота, натрий сульфат, купрум(II) хлорид, натрий ортофосфат, феррум(III) хлорид.

! Правила безопасности:

- используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на одежду, кожу, в глаза; в случае попадания щелочи или кислоты ее следует немедленно смыть большим количеством воды и протереть место разбавленным раствором боратной кислоты (в случае попадания щелочи) или раствором соды (в случае попадания кислоты).

Используя выданные вам реактивы, продумайте, каким способом можно решить задачи, и проведите соответствующие опыты. В тетради составьте план эксперимента, запишите свои наблюдения, соответствующие уравнения реакций и сделайте выводы.

Задача 1. В трех пробирках находятся растворы калий гидроксида, сульфатной кислоты и натрий хлорида. Используя минимальное число реактивов, определите содержимое каждой пробирки.

Задача 2. В трех пробирках находятся натрий сульфат, натрий хлорид и сульфатная кислота. Определите с помощью не более двух реактивов содержимое каждой пробирки.

Задача 3. Из купрум(II) хлорида получите купрум(II) нитрат.

Задача 4. Осуществите следующие химические превращения: феррум(III) хлорид → феррум(III) гидроксид → феррум(III) оксид → феррум(III) нитрат → феррум(III) ортофосфат.



Проверьте свои знания по теме «Основные классы органических соединений».

Распространенные соли и гидроксиды и их свойства

Формула	Название по номенклатуре	Традиционное название	Плотность, г/см ³	Температура плавления	Внешний вид	Растворимость, г на 100 г воды
$(\text{PbOH})_2\text{CO}_3$	Плюмбум(II) гидроксид карбонат	Свинцовые белила	6,14	Разлагается при 400 °С	Бесцветный аморфный порошок	Нерастворимый
SnS_2	Станнум(IV) сульфид	Мусивное золото	2,5	При нагревании разлагается	Желтые кристаллы	$2 \cdot 10^{-4}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Кальций гидроксид	Гашеная известь	3,2	Разлагается при 580 °С	Бесцветные гексагональные кристаллы	0,15
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Кальций гипохлорит моногидрат	Хлорная известь	—	Теряет воду при 74 °С	Бесцветные тетрагональные кристаллы	Очень хорошо растворяется
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Феррум(II) сульфат гептагидрат	Железный купорос	1,9	64 °С	Зеленоватые игольчатые кристаллы	33
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Купрум(II) сульфат пентагидрат	Медный купорос	2,3	200 °С	Синие трехлинные кристаллы	35,6
NH_4Cl	Аммоний хлорид	Нашатырь	1,53	Сублимирует при 338 °С	Бесцветные кубические кристаллы	29,4
$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Плюмбум(II) ацетат тригидрат	Свинцовый сахар	2,55	75 °С	Белые прозрачные кристаллы	55
NH_4NO_3	Аммоний нитрат	Аммонийная селитра	1,7	170 °С	Бесцветные ромбические кристаллы	122
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Кальций нитрат	Известковая селитра, кальцевая селитра	3,51	561 °С	Бесцветные кубические кристаллы	126

Формула	Название по номенклатуре	Традиционное название	Плотность, г/см ³	Температура плавления	Внешний вид	Растворимость, г на 100 г воды
KNO ₃	Калий нитрат	Индийская, или калийная, селитра	4,09	335 °С	Белые тригональные кристаллы	31,6
NaNO ₃	Натрий нитрат	Натронная, или чилийская, селитра	2,2	271 °С	Бесцветные ромбические кристаллы	82,9
AgN ₃	Аргентум азид	Гремучее серебро	–	Взрывается при 297 °С	Белые ромбические кристаллы	Нерастворимый
Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O	Натрий карбонат декагидрат	Сода кристаллическая	2,45	32,5 °С	Бесцветные кристаллы	6,95
NaOH	Натрий гидроксид	Сода каустическая	2,13	320 °С	Белое расплывчатое вещество	107
Na ₂ CO ₃	Натрий карбонат	Сода кальцинированная	1,5	852 °С	Белые кристаллы	21,8
NaHCO ₃	Натрий гидрогенокарбонат	Сода пищевая	2,15	Разлагается при 160 °С	Белые кристаллы	9,6
KClO ₃	Калий хлорат	Бертолетова соль	2,32	3,56 °С	Бесцветные кристаллы	7,3
Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O	Натрий сульфат декагидрат	Глауберова соль	2,5	Теряет воду при 32,4 °С	Бесцветные кристаллы	19,2
CaF ₂	Кальций флуорид	Плавленый шпат	2,25	1360 °С	Бесцветные кубические кристаллы	0,0016
BaSO ₄	Барий сульфат	Тяжелый шпат	4,5	1350 °С	Бесцветные ромбические кристаллы	2,2 · 10 ⁻⁴
FeCO ₃	Феррум(II) карбонат	Железный шпат	3,8	При нагревании разлагается	Серые тригональные кристаллы	5,8 · 10 ⁻⁵
CaCO ₃	Кальций карбонат	Известняк, или известковый шпат, мел, мрамор	4,05	Разлагается при 1100 °С	Бесцветные кристаллы	Нерастворимый

Приложение 2

Выдающиеся химики и их вклад в развитие науки

Бор Нильс Хенрик Давид (1885–1962)

Датский физик, внес огромный вклад в развитие современной физики, в частности в теорию строения атома и атомного ядра, ядерных реакций и теорию металлов. Родился в Копенгагене в семье профессора физиологии. Работал в Кембридже с Джозефом Томпсоном, а позднее в Манчестере с Эрнестом Резерфордом. В 1913 г. предложил принципиально новую модель строения атома, усовершенствовав планетарную модель Резерфорда. Основал Институт теоретической физики в Копенгагене. Во время Второй мировой войны переехал в США, где работал над созданием атомного оружия, хотя позднее активно выступал за мирное использование энергии атома. Альберт Эйнштейн писал о нем: «Он является одним из величайших научных умов нашего столетия». В 1922 г. получил Нобелевскую премию.



Бродский Александр Ильич (1895–1969)

Выдающийся украинский химик, академик Украинской академии наук, на протяжении 30 лет возглавлял Институт физической химии им. Л. В. Писаржевского в Днепропетровске. Родился в Екатеринославе (Днепропетровск) в семье инженера. В 18 лет поступил в Екатеринославский горный институт, где его заметил и взял в ученики академик Л. В. Писаржевский. Во время обучения Бродский посещал химические дисциплины в Екатеринославском университете, а затем — в Московском университете. Основные направления его научной деятельности связаны с теорией электролитов и химией изотопов. Проявил себя как талантливый экспериментатор. Впервые в СССР сконструировал установку для получения тяжелой воды, необходимой для атомной энергетики. Также впервые получил образцы тяжелых нуклидов Оксигена и Нитрогена, разработал методику обогащения урана. В его книге «Химия изотопов» впервые в мире была затронута эта тема.



Де Бройль Луи Виктор Пьер Раймон (1892–1987)

Французский физик, лауреат Нобелевской премии 1929 г. Родился в городе Дьеп в знатной герцогской семье. На протяжении многих веков члены этого семейства были военными или дипломатами, но Луи нарушил эту традицию, став ученым. Сначала он изучал историю, но под влиянием старшего брата заинтересовался физикой и со временем получил научную степень в Парижском университете. Изучал поведение



электронов, атомов и рентгеновских лучей. Наиболее значительной заслугой де Бройля является то, что он первым распространил идею Эйнштейна о двойной природе света на вещество: движение частицы соответствует распространению бесконечной волны. За открытие волновой природы электрона был отмечен Нобелевской премией. На церемонии награждения о нем сказали: «Де Бройль открыл совершенно другой аспект природы материи, о котором раньше никто не догадывался. Блестящее открытие де Бройля выявило, что не существует отдельных миров — волн и частиц. Существует только один-единственный общий мир».

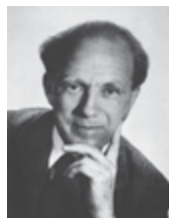
Верещагин Леонид Федорович (1909–1977)

Советский физик и химик, академик АН СССР, основатель Института физики высоких давлений. Родился в Херсоне в семье чиновника. В 1926 г. поступил в Одесский институт народного образования, а со временем защитил диссертацию в Украинском физико-техническом институте (г. Харьков). Работая на турбинно-генераторном заводе, разработал методики рентгеновского анализа чугуна и легированных сталей. Основные научные достижения связаны с проведением химических реакций в условиях высокого и сверхвысокого давления. Руководил разработкой технологии промышленного производства синтетических сверхтвердых материалов: алмаза и кубического нитрида Бора. Одним из первых в мире выдвинул гипотезу металлизации веществ при сверхвысоком давлении. Эта концепция была экспериментально подтверждена только спустя 15 лет.



Гейзенберг Вернер Карл (1901–1976)

Немецкий физик, лауреат Нобелевской премии 1932 г., внес значительный вклад в изучение теории магнетизма, сверхпроводимости, квантовой электродинамики и теории строения атома. Родился в Вюрцбурге в семье профессора древнегреческого языка. В 19 лет поступил в Мюнхенский университет, в 22 года защитил докторскую диссертацию, после чего работал с Нильсом Бором. Больше всего Гейзенберга интересовали нерешенные проблемы строения атома, которые были предложены Бором. В 26 лет стал профессором теоретической физики Лейпцигского университета и опубликовал фундаментальный труд, где впервые сформулировал свой принцип неопределенности — один из основных принципов теории строения атома. В 1942 г. стал директором Института физики Общества кайзера Вильгельма в Берлине, где работал над атомным проектом. Гейзенберг был выдающимся ученым, который внес огромный вклад в развитие мировой науки.



Глаубер Иоганн Рудольф (1604–1670)

Немецкий алхимик и врач. Родился в семье цирюльника в Карлштадте. Он рано остался сиротой и подрабатывал, выполняя черную работу в аптеках, торговал вином и изготавливал зеркала. Накопив некоторый капитал, он сам стал аптекарем и изготавливал лекарства. Глаубер впервые получил многие вещества: фенол, бензен, чистую нитратную, уксусную и хлоридную кислоты, натрий сульфат и множество других солей. Одним из первых начал изготавливать химическую посуду из стекла и основал ее промышленное производство. Разработал способ изготовления цветного стекла. Первым начал применять открытую им соль состава $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в качестве слабительного средства, на чем и заработал свой капитал. Ее до сих пор называют глауберовой солью.



Гоффман Роалд (род. 1937)

Выдающийся американский химик, лауреат Нобелевской премии по химии 1981 г. Родился в г. Золочев Львовской области в семье инженера — выпускника Львовского политехнического института и учительницы. С началом немецкой оккупации оказался в трудовом лагере, но со временем его семье удалось перебраться в Польшу, а затем в США. Образование получил в Колумбийском университете, а аспирантуру закончил в Гарварде. Внес значительный вклад в науку в области химической кинетики, связал электронное строение атомов и молекул с возможностью протекания химических реакций. Его именем названо правило Вудворда–Гоффмана. До настоящего времени поддерживает связи с Украиной. «Украина — обетованная земля моего сердца», — написал он в письме к родному городу Золочеву. В 2013 г. был среди интеллектуалов, подписавших обращение мирового академического сообщества в поддержку украинского Евромайдана.



Писаржевский Лев Владимирович (1874–1938)

Выдающийся украинский физик и химик, академик АН УССР. Основатель и первый директор Института физической химии НАН Украины (г. Днепропетровск). Родился в Кишиневе, со временем его семья переехала в Одессу, где он закончил Ришельевскую гимназию, а затем Императорский Новороссийский университет в Одессе. Он готовился стать врачом, но после прочтения работы Д. И. Менделеева «Основы химии» решил посвятить себя этой науке. После окончания университета учился в Лейпциге у Вильгельма Оствальда, где защитил диссертацию. Работал в Тарту, Киевском политехническом институте, Национальном горном институте в Екатеринославске (Днепропетровск). Во время гражданской войны сконструировал простой противогаз, который сохранил



здоровье многих солдат, занимался медицинским обслуживанием армии. Работал в направлениях теории катализа, химии изотопов и др. В учебнике «Введение в химию» впервые описал химические свойства веществ с точки зрения электронного строения атомов и молекул.

Склодовская-Кюри Мария (1867–1934)

Выдающийся польский и французский химик, первый дважды лауреат Нобелевской премии — по физике (1903) и химии (1911), первая женщина, получившая степень доктора наук и Нобелевскую премию, человек-легенда, до сегодняшнего дня является образцом гениального и мужественного исследователя в истории мировой науки и вместе с тем любящей матери. Родилась в Варшаве в семье учителей, была младшей среди пяти детей. Д. И. Менделеев, который был другом ее отца, увидев юную Марию в лаборатории, прочил ей великое будущее, если она займется химией. Поскольку в те времена в Польше женщины не имели права учиться в университете, она поступила в Сорбонну в Париже. За первый год обучения получила степень магистра по физике, а через год — по математике. Вместе с мужем (Пьером Кюри) изучала явление радиоактивности. Исследуя урановую руду, открыла два новых химических элемента — Полоний и Радий. Свои исследования Мария и Пьер проводили в примитивных и вредных для здоровья условиях: в старом сарае (бывшем морге) и в лаборатории обычной муниципальной школы. Для получения 0,1 г радия им пришлось вручную обработать несколько тонн урансодержащих минералов. После смерти мужа Склодовская-Кюри работала вместо него и стала первой женщиной-преподавателем Сорбонны. Она считается основателем нового направления науки — радиологии, в ее семье четыре лауреата Нобелевской премии — она, ее муж Пьер, их дочь Ирен Жолио-Кюри и зять Жан Фредерик Жолио. В честь Марии Склодовской-Кюри ООН объявила 2011 г. годом химии.



Яблонский Александр (1898–1980)

Выдающийся украинский и польский физик, член Польской академии наук. Родился в селе Воскресеновка Харьковской губернии. Учился в Харьковском, Варшавском и Берлинском университетах. Был страстным музыкантом и во время учебы выступал первой скрипкой в Варшавской опере. Длительное время занимал должность профессора в университете Торуня. Яблонский — пионер в молекулярной фотофизике. Известны его исследования в области фотолуминесценции и спектральной теории молекул. Исследовал множество органических красителей, которые используют как флуоресцентные кислотно-основные индикаторы. Предложил схему для объяснения процессов взаимодействия молекул со светом, которую сегодня называют «диаграммой Яблонского».



Приложение 3

Ссылки в Интернете на интересные химические ресурсы

- Полное описание свойств химических элементов и их соединений
www.webelements.com
- Свободная энциклопедия Википедия
uk.wikipedia.org
- Оригинальное визуальное представление Периодической системы Д. И. Менделеева на сайте Королевского химического общества
www.rsc.org/periodic-table
- Интересный электронный научно-популярный журнал о химии и химиках, который издается специалистами Киевского национального университета имени Тараса Шевченко
chemistry-chemists.com
- Очень полезная и интересная информация по химии на сайте Alhimik
www.alhimik.ru
- Международный союз IUPAC
www.iupac.org
- Украинский химический портал
www.chemportal.org.ua
- Портал «Химический мир»
www.chemworld.com.ua
- Всеукраинские химические олимпиады
www-chemo.univer.kharkov.ua/olympiad.htm
- Интересный портал по химии для учеников и взрослых
chemistry.about.com
- Очень большой каталог природных минералов
www.catalogmineralov.ru
- Учебник по истории химии и биографии химиков
physchem.narod.ru/Source/History

Словарь терминов

Аморфное вещество — твердое вещество, в котором атомы или группы атомов расположены неупорядоченно либо порядок не сохраняется во всем веществе, как в жидкостях.

Амфотерность — способность проявлять свойства кислотных и основных веществ в зависимости от добавленных веществ.

Анион — отрицательно заряженный ион.

Бинарные соединения — сложные вещества, состоящие из атомов двух любых элементов.

Валентность высшая — максимальное значение валентности, которую может проявлять химический элемент.

Галогены — химические элементы главной подгруппы VII группы.

Гидрат — вещество, являющееся продуктом присоединения воды к другому веществу.

Изотопы — разные нуклиды одного химического элемента, отличаются числом нейтронов в ядре, но содержат одинаковое число протонов.

Индекс — число в химической формуле вещества, показывающее количество атомов данного химического элемента в составе молекулы или другой структурной единицы вещества.

Инертные элементы — химические элементы главной подгруппы VIII группы.

Ион — электрически заряженная частица, которая состоит из одного или нескольких атомов.

Катион — положительно заряженный ион.

Кислотный остаток — атом или группа атомов, которая остается при отщеплении водорода от молекулы кислоты.

Кислоты — сложные вещества, которые состоят из ионов водорода, способных замещаться катионами металлических элементов, и кислотных остатков.

Кратность связи — число общих электронных пар между двумя атомами.

Кристаллическое вещество — твердое вещество, в котором атомы или группы атомов расположены в определенном порядке, сохраняющемся во всем веществе.

Масса молярная — масса вещества количеством 1 моль.

Масса относительная атомная — величина, равная отношению массы атома к 1/12 массе атома Карбона.

Масса относительная молекулярная — величина, равная отношению массы молекулы к $1/12$ массе атома Карбона.

Нейтрон — электрически незаряженная частица, которая входит в состав ядра атома, с массой 1 а. е. м.

Нормальные условия — условия, при которых принято указывать объем газов: температура $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($273,15\text{ K}$) и давление 1 атмосфера (760 мм рт. ст. или 101 325 Па).

Нуклид — это разновидность атомов с определенным числом протонов и нейтронов в ядре.

Оксид амфотерный — оксид, проявляющий химические свойства кислотных и основных оксидов в зависимости от добавленного вещества.

Оксид кислотный — оксид, которому соответствует кислота. Образуется атомами неметаллических элементов или металлических элементов с высокой степенью окисления (выше +4).

Оксид несолеворный — оксид, которому не соответствует ни одна кислота с такой же степенью окисления элемента, образующего оксид.

Оксид основной — оксид, которому соответствует основание; образуется атомами металлических элементов.

Орбиталь — часть пространства, где вероятность пребывания электрона выше 90 %.

Основания — сложные вещества, состоящие из атома металлического элемента и одной или нескольких гидроксильных групп OH.

Основность кислоты — число ионов Гидрогена в составе кислоты, которое может замещаться ионом металлического элемента.

Относительная плотность газа — величина, равная отношению плотностей или молярных масс двух газов.

Переходные элементы — элементы побочных подгрупп, *d*-элементы.

Период — горизонтальный ряд элементов, который начинается щелочным элементом или Гидрогеном и заканчивается инертным элементом.

Подгруппа главная — подгруппа, которая состоит из *s*- или *p*-элементов одной группы.

Подгруппа побочная — подгруппа, которая состоит из *d*-элементов одной группы.

Полярность связи — свойство ковалентной связи, которое характеризует степень смещения общей электронной пары к одному из атомов; зависит от разности электроотрицательностей элементов.

Правило Хунда — в пределах одного энергетического подуровня электроны распределяются по орбиталям таким образом, чтобы число неспаренных электронов было максимальным.

Принцип запрета Паули — на одной орбитали может находиться не больше двух электронов, спины которых должны быть антипараллельными.

Протон — частица, которая входит в состав ядра атома, с зарядом $+1$ и массой 1 а. е. м. Их число в ядре равно порядковому номеру элемента в Периодической системе; определяет заряд ядра атома.

Реакция замещения — химическая реакция, в результате которой атом простого вещества замещает другой атом в сложном веществе.

Реакция нейтрализации — химическая реакция между кислотой и основанием с образованием соли и воды.

Реакция обмена — реакция, в результате которой два сложных вещества обмениваются своими составляющими (атомами или группами атомов).

Реакция разложения — химическая реакция, в результате которой из одного сложного вещества образуется два (или больше) веществ.

Реакция соединения — химическая реакция, в результате которой из двух веществ образуется одно более сложное.

Связь ионная — связь, возникающая между противоположно заряженными ионами одного вещества.

Связь ковалентная — связь, возникающая между атомами благодаря образованию общей электронной пары.

Соли — сложные вещества, которые состоят из атомов металлических элементов и кислотных остатков.

Спин электрона — свойство электрона, характеризующее отношение электрона к магнитному полю.

Степень окисления — условный заряд на атоме в молекуле или кристалле, который возник бы на нем, если бы все полярные связи имели бы ионный характер.

Халькогены — химические элементы главной подгруппы VI группы.

Химическая связь — это взаимодействие атомов, осуществляемое путем обмена электронами или перехода электронов от одного атома к другому.

Химический элемент — разновидность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Щелочные металлы — металлы, образованные химическими элементами главной подгруппы I группы.

Щелочи — гидроксиды металлических элементов, которые растворяются в воде (гидроксиды щелочных и щелочноземельных элементов).

Щелочноземельные металлы — металлы, образованные химическими элементами главной подгруппы II группы.

Электроотрицательность — свойство атомов притягивать общую электронную пару.

Электронная оболочка — совокупность электронов вокруг ядра атома.

Энергетический уровень — совокупность электронов с близкими значениями энергии.

Алфавитный указатель

А

Амфотерные вещества 213
 Анион 79
 Атом 5, 45
 Атомная единица массы 13
 Атомная орбиталь 57

В

Валентность 8

Г

Галогены 24
 Генетические связи 230
 Гидраты 8
 Группа элементов
 в Периодической системе 33

З

Закон Авогадро 133
 Закон сохранения массы
 веществ 9

И

Идеальный газ 135
 Изотоп 52
 Индекс 6
 Индикаторы 172
 Инертные элементы 25
 Ион 79

К

Катализатор 11
 Катион 79
 Кислород 11
 Кислотно-основные
 взаимодействия 159
 Кислоты 8, 146, 181

Количество вещества 123
 Коэффициент 9

М

Массовая доля
 — растворенного вещества 15
 — элемента в веществе 14
 Моль 123
 Молярная масса 129
 Молярный объем 134

Н

Нейтрон 46
 Нормальные условия 134
 Нуклид 50
 Нуклон 46

О

Оксиды 7, 144, 153
 Орбиталь 57
 Основания 8, 148, 168
 Относительная атомная масса 13
 Относительная молекулярная
 масса 14
 Относительная плотность
 газов 139

П

Период элементов в Периодической системе 30
 Периодическая система
 химических элементов 32
 Периодический закон 28, 47
 Постоянная Авогадро 125
 Признак химических
 реакций 6
 Протон 46

Р

Радиус атома 77

Реакция

- замещения 194
- нейтрализации 174
- обмена 174
- разложения 11
- соединения 12

Решетка

- атомная 116
- ионная 114
- кристаллическая 113
- молекулярная 115

Ряд активности
металлов 192

С

Связь

- ионная 102
- ковалентная 91
- неполярная 99
- полярная 99

Семейства химических
элементов 17

Соли 202

Спин электрона 63

Степень окисления 106

У

Уравнение химической
реакции 9

Ф

Формулы

- структурные 87
- электронные (электронно-точечные, формулы Льюиса) 92

Х

Химическая связь 88

Химический элемент 5, 47

Ч

Число

- Авогадро 124
- массовое (нуклонное) 50
- нейтронное 50
- протонное 50

Щ

Щелочные элементы 23

Э

Электролиз 223

Электрон 45

Электроотрицательность 97

Электронная оболочка 57

Электронная формула 65

Электронный аналог 74

Энергетический подуровень 60

Энергетический уровень 59

Я

Ядро атома 45

Ответы на расчетные задачи

Повторение основных вопросов курса химии 7 класса

§ 1 8. 18 г.

§ 2 2. 19 г.

§ 3 1. Cl_2 — 71, H_2SO_4 — 98, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ — 342, H_2O_2 — 34, CaCO_3 — 100, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — 222. 2. а) 30,4 % и 69,6 %; б) 74,5 % и 25,5 %; в) 43,4 %, 11,3 % и 45,3 %; г) 2,0 %, 32,7 % и 65,3 %; д) 68,4 %, 10,3 % и 21,3 %. 3. 2,5 %. 4. 7,5 г.

Тема 1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов. Строение атома

§ 5 5. Li_2O .

§ 7 12. Силиций. 13. Магний.

§ 8 7. а) Калий; б) Аллюминий.

Тема 3. Количество вещества. Расчеты по химическим формулам

§ 24 1. $3 \cdot 10^{23}$. 2. $9 \cdot 10^{23}$. 3. 0,15 моль. 4. а) 1 моль; б) 4 моль. 5. а) 0,33 моль; б) $3,33 \cdot 10^{-6}$ моль; в) 1 моль; г) 0,06 моль.

§ 25 2. а) 4 г; б) 96 г; в) 90 г. 3. а) 1,3 г; б) 96 г; в) 0,98 г. 4. H_2S — 34 г/моль, NH_3 — 17 г/моль, F_2 — 38 г/моль, CaCO_3 — 100 г/моль, SO_2 — 64 г/моль, NaOH — 40 г/моль, K_2SO_4 — 174 г/моль, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ — 242 г/моль, $\text{NaAl}(\text{OH})_4$ — 118 г/моль, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — 250 г/моль. 5. а) 0,125 моль; б) 0,75 моль; в) 5 моль; г) 119 моль. 6. 90 г воды, 1,71 кг сахара, 985 г золота. 7. а) 63,5 г/моль (медь); б) 24 г/моль (магний); в) 32 г/моль (сера или кислород). 8. а) кислород; б) хлор; в) негашеная известь. 9. $6,69 \cdot 10^{24}$. 10. а) 6 моль, $3,6 \cdot 10^{24}$; б) 0,5 моль, $3 \cdot 10^{23}$. 11. а) 1,94 моль; б) 1,94 моль; в) 1,94 моль; г) 5,82 моль. 12. 16 г/моль, CH_4 .

§ 26 1. а) 44,8 л; б) 11,2 л; в) 5,6 л. 2. $1,5 \cdot 10^{23}$. 3. а) 112 л; б) 44,8 л; в) 94,08 л. 4. 300 л. 5. Молекул больше в хлоре в 2 раза, атомов больше в метане в 1,25 раза. 6. а) $2,68 \cdot 10^{25}$; б) $1,875 \cdot 10^{25}$. 7. В 100 г. 8. а) 112 л; б) 224 л. 9. В аммиаке. 10. В аммиаке в 1,65 раза. 11. 17 г. 12. $4,67 \cdot 10^{-23}$ г. 13. Массы разные, объемы одинаковые.

§ 27 2. а) в 16 раз; б) в 1,14 раза. 3. В гелии. 4. а) 2 и 10; б) 0,14 и 0,69. 5. H_2 — 0,5, CH_4 — 4, N_2 — 7, O_2 — 8, SO_2 — 16. 6. а) 2,45; б) 0,53; в) 0,62; г) 1,52; д) 8,5; е) 1,33; ж) 1,14; з) 0,225. 7. 34 г/моль, H_2S . 8. 14. 9. 2,14 г, озон. 11. 32. 12. Озон; сернистый газ.

Тема 4. Основные классы неорганических соединений

§ 29 7. $1,5 \cdot 10^{23}$.

§ 30 12. CO и NO.

§ 31 2. 4 : 7. 3. 4 : 1. 4. 1 моль оксида и 1,25 моль кислорода.
5. а) 0,5 моль; б) 0,14 моль. 6. 403,2 л кислорода, 268,8 л азота,
806,4 л воды. 7. 50 г. 8. 4 г. 9. 17 г. 10. Метана в 1,33 раза.
11. 1,29 кг. 12. 4,48 л.

§ 32 5. а) 0,25 моль; б) 0,3 моль; в) 0,15 моль. 6. В алюминий гидрок-
сиде. 7. В натрий гидроксиде.

§ 33 10. 148,4 г. 11. 12 г. 12. 54,6 г. 13. 117 г. 14. 4,5 г. 15. 180,3 г.
16. 22,4 л, 74 г. 17. 17,4 г. 18. 5,79 %.

§ 34 4. а) в кислоте, б) в углекислом газе. 5. 0,1 моль.

§ 35 7. 294 и 252 г. 8. а) 0,75 моль; б) 0,6 моль. 9. Сульфидная.
10. 4,48 л. 11. 0,78 г.

§ 36 13. 3,25 г. 14. 3,57 г. 15. 33,6 л. 16. 0,5 моль, 60 г, 11,2 л.
17. 0,2 моль. 18. 12,32 л. 19. 1,08 г, увеличится на 0,755 г.

§ 37 3. а) 137,2 г; б) 54,6 г; в) 120 г; г) 192,5 г. 4. 0,03 моль. 5. 90 г.
6. 4 %.

§ 38 12. 46,6 г. 13. 33,6 л.

§ 39 8. 8,55 г. 9. 26,85 г.

§ 40 10. 67,2 л. 11. 3,1 г. 12. 56 л.

§ 41 13. 8,36 %. 14. 2,24 л. 15. 820 г. 16. 5,325 г.

§ 42 13. 336 л и 112 л. 14. 3,1 г.

Содержание

Повторение основных вопросов курса химии 7 класса

§ 1. Основные химические понятия	5
§ 2. Кислород и вода. Реакции разложения, соединения	11
§ 3. Вычисления по формулам химических веществ.....	13

ТЕМА 1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов. Строение атома

§ 4. Первые попытки классификации химических элементов.....	17
§ 5. Щелочные элементы, галогены и инертные элементы.....	23
§ 6. Периодический закон Д. И. Менделеева	27
§ 7. Периодическая система химических элементов	32
§ 8. Значение Периодического закона. Научная прозорливость Д. И. Менделеева.....	37
§ 9. Атом: ядро плюс электроны	43
§ 10. Нуклиды. Изотопы.....	49
§ 11. Движение электронов в атоме. Электронные орбитали	56
§ 12. Структура электронной оболочки атома	59
§ 13. Распределение электронов в электронной оболочке атомов	63
§ 14. Строение электронных оболочек атомов и структура Периодической системы	72
§ 15. Строение электронных оболочек и характер химических элементов.....	77
§ 16. Характеристика химических элементов по их месту в Периодической системе и строению атома.....	84

Тема 2. Химическая связь и строение вещества

§ 17. Природа химической связи	87
§ 18. Ковалентная связь	91
§ 19. Полярная и неполярная ковалентная связь.....	97
§ 20. Ионная связь.....	102
§ 21. Степень окисления элементов.....	106
§ 22. Применение понятия о степени окисления.....	110
§ 23. Строение твердых веществ и их свойства.....	112

Лабораторный опыт № 1	118
Изучение физических свойств веществ с разными типами кристаллических решеток: воды, поваренной соли, песка	119

ТЕМА 3. Количество вещества. Расчеты по химическим формулам

§ 24. Количество вещества. Моль — единица количества вещества. Число Авогадро	122
§ 25. Молярная масса	128
§ 26. Молярный объем	133
§ 27. Относительная плотность газов	139

ТЕМА 4. Основные классы неорганических соединений

§ 28. Классы неорганических соединений	143
§ 29. Оксиды: физические свойства, распространенность и применение	153
§ 30. Химические свойства оксидов	157
§ 31. Расчеты по уравнениям химических реакций	163
§ 32. Основания: физические свойства, распространенность и применение	168
§ 33. Химические свойства щелочей и нерастворимых гидроксидов	172
Лабораторный опыт № 2	177
Лабораторный опыт № 3	178
§ 34. Кислоты: физические свойства, распространенность и применение	181
§ 35. Химические свойства кислот	185
Лабораторный опыт № 4	188
Домашний эксперимент № 2	189
§ 36. Ряд активности металлов. Реакции замещения	192
Лабораторный опыт № 5	199
Лабораторный опыт № 6	200
§ 37. Соли: физические свойства, распространенность и применение ...	202
§ 38. Химические свойства солей	207
Лабораторный опыт № 7	210
Лабораторный опыт № 8	211

§ 39. Амфотерные оксиды и гидроксиды.....	213
§ 40. Способы получения оксидов.....	217
§ 41. Общие способы получения кислот, оснований и солей	222
Практическая работа № 1	227
§ 42. Генетические связи между классами неорганических соединений.....	229
§ 43. Решение экспериментальных задач.....	232
Лабораторный опыт № 9	237
Практическая работа № 2	239
 Распространенные соли и гидроксиды и их свойства	240
Выдающиеся химики и их вклад в развитие науки.....	242
Ссылки в Интернете на интересные химические ресурсы	246
 Словарь терминов	247
Алфавитный указатель.....	250
Ответы на расчетные задачи	252