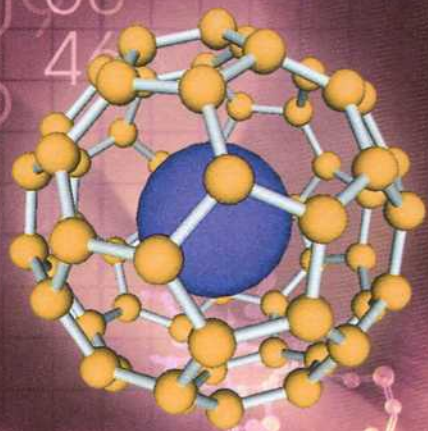


02
30 50
86 44

Г. Е. Рудзитис
Ф. Г. Фельдман



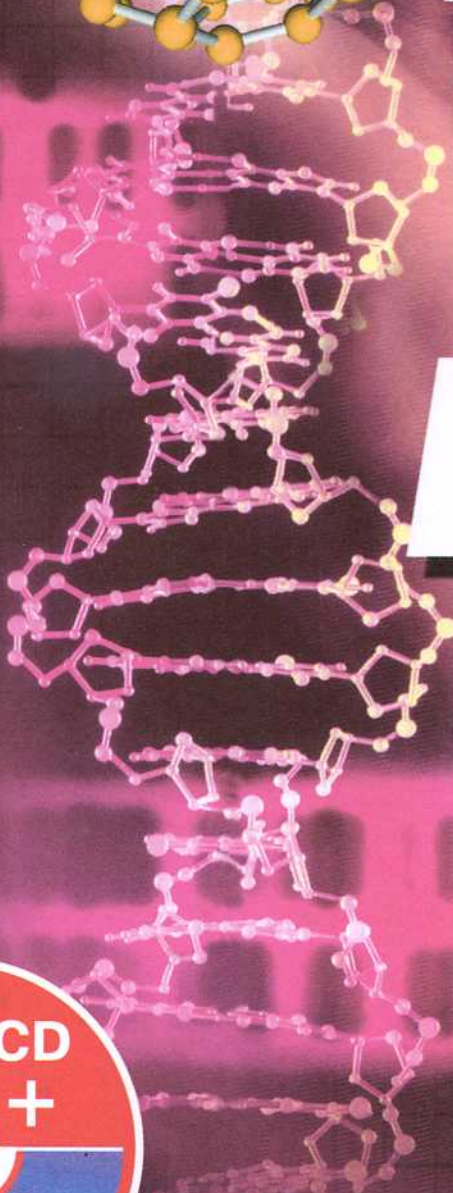
ХИИ

И

М

И

Я




ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО

Г. Е. РУДЗИТИС Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

ХИМИЯ

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

11 класс

**УЧЕБНИК
ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ
УЧРЕЖДЕНИЙ
С ПРИЛОЖЕНИЕМ
НА ЭЛЕКТРОННОМ НОСИТЕЛЕ**

Базовый уровень

*Рекомендовано Министерством образования и науки
Российской Федерации*

14-е издание

Москва «Просвещение» 2012

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72
Р83

Учебник получил положительные заключения Российской академии наук (№ 2-10106-5215/1583 от 13.11.2006) и Российской академии образования (№ 03-2528 от 24.11.2006).

- ▲ Материал для повторения
- Дополнительный материал
- ?** Вопросы и упражнения для самопроверки
- Задачи

Рудзитис Г. Е.
Р83 Химия. Основы общей химии. 11 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений с прил. на электрон. носителе : базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 14-е изд. — М. : Просвещение, 2012. — 159 с. : ил. — ISBN 978-5-09-026562-1.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72

ISBN 978-5-09-026562-1

© Издательство «Просвещение», 2008
© Художественное оформление.
Издательство «Просвещение», 2008
Все права защищены

Уважаемые учащиеся!

В этом учебнике систематизируются, обобщаются и углубляются знания о теориях и законах химической науки, химических процессах и производствах.

В целях приобретения прочных и глубоких знаний исключительно важно научиться не только повторять и закреплять основной учебный материал, но и самостоятельно обобщать и систематизировать его. Систематизировать и обобщать знания можно с помощью различных схем и таблиц, которые позволяют выделить самое главное, самое существенное.

Возникает вопрос: что значит *обобщать знания*? Для этого следует сравнить большое число конкретных химических явлений и выяснить, что в них общее и чем они отличаются друг от друга. В результате такого *сравнительного анализа* вы и сможете обобщить знания о них.

Одна из основных целей данного учебника — *расширение и некоторое углубление ваших знаний по химии*. Глава I, например, содержит учебный материал, который расширит и углубит ваши представления о таких важнейших понятиях и законах, как химический элемент, закон сохранения массы веществ, закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях и закон постоянства состава. Материал главы II на более высоком уровне дает представления о состоянии электронов в атомах, об энергетических уровнях и подуровнях, о валентных возможностях атомов и др.

Далее более глубоко рассматривается материал о строении вещества, об основных металлических и неметаллических элементах периодической системы химических элементов.

Если вы сможете ответить на все вопросы, выполнить все упражнения и решить все задачи, которые даны в этом учебнике и в учебниках по курсу химии предыдущих классов, то можно надеяться, что вы хорошо подготовились для сдачи экзамена по химии и для продолжения своего образования.

Начало текста дополнительного материала и учебного материала, предназначенного для более глубокого усвоения темы, отмечено условным знаком ■, окончание — горизонтальной чертой _____.

Для повышения уровня ваших знаний по химии дополнительно используйте справочные материалы и другую литературу по химии. В конце книги дан указатель, в котором римскими цифрами III и IV обозначены учебники по химии соответственно 10 и 11 классов.

§ 1. Химический элемент. Изотопы

Одно из важнейших понятий в химии — химический элемент.

Химический элемент — это вид атомов (химически не связанных друг с другом) с одинаковым зарядом ядра.

Из определения следует, что химический элемент — это не один какой-либо атом, а совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра (числом протонов). Число нейтронов в ядрах атомов одного и того же элемента может различаться. Так, например, элемент хлор состоит из двух видов атомов, отличающихся числом нейтронов в ядре, — из атомов ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ и из атомов ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. Эти атомы называют изотопами хлора.

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа (сумму чисел протонов и нейтронов в ядре), называют **изотопами**.

Так как изотопы одного и того же химического элемента имеют разные массовые числа, т. е. разную массу, атомные массы большинства элементов имеют дробные значения. Например, природный хлор на 75,53% состоит из изотопа ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ и на 24,47% — из изотопа ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. В результате средняя относительная атомная масса элемента хлора равна 35,45. Поэтому понятие «элемент хлор» включает совокупность этих изотопов.

Таким образом, важнейшими характеристиками химического элемента являются: а) заряд ядра его атомов, соответствующий порядковому (атомному) номеру в периодической таблице; б) относительная атомная масса.

Современное представление о химическом элементе позволяет разграничивать понятия «химический элемент» и «простое вещество». Так, например, мы знаем, что в состав воды входят водород и кислород, но не в виде простых веществ, а в виде атомов водорода и кислорода, т. е. вода состоит из атомов двух химических элементов — водорода и кислорода.

Выполните упражнения 1–3 (с. 7).

§ 2. Закон сохранения массы веществ, закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях, закон постоянства состава

Закон сохранения массы веществ был впервые сформулирован русским ученым М. В. Ломоносовым в 1748 г. Открыл и доказал этот закон экспериментально (прокаливанием металлов в запаянных ретортах) в 1756 г. французский ученый А. Л. Лавуазье. Современная формулировка закона следующая:

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

С точки зрения атомно-молекулярной теории суть этого закона совершенно понятна. Ведь в результате химических реакций происходит только перегруппировка атомов, т.е. разрушаются связи, существующие между атомами, и образуются новые, но *число атомов* до и после реакции остается неизменным. Поэтому *общая масса веществ* в химических реакциях изменяться не должна.

Однако М. В. Ломоносов этот закон понимал гораздо глубже, о чем свидетельствует данная им формулировка:

Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупляется к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте. Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения, ибо тело, движущее своею силою другое, столько же оные у себя теряет, сколько сообщает другому, которое движение получает.

Из этой формулировки видно, что закон сохранения массы веществ Ломоносов рассматривал в единстве с законом сохранения энергии и понимал его как всеобщий закон природы.

Закон сохранения энергии впервые сформулировал немецкий ученый Р. Майер. А взаимосвязь массы и энергии доказал А. Эйнштейн своим знаменитым математическим уравнением

$$E = mc^2,$$

где E — энергия покоя свободного тела, m — масса тела и c — скорость света в вакууме.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО ...

...при превращении белого фосфора в красный выделяется 20,934 Дж/моль, при этом убыль в массе составляет $2 \cdot 10^{-10}$ г.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...отклонения от закона постоянства состава для веществ немолекулярного строения были обнаружены академиком Н. С. Курнаковым. По его предложению вещества молекулярного строения, которые подчиняются закону постоянства состава, названы *дальтонидами* (в память английского ученого Дж. Дальтона), а вещества немолекулярного строения — *бертоллидами* (в память французского химика К. Бертолле, который предвидел существование таких соединений).

Возникает вопрос: почему же изменение массы за счет выделения энергии нельзя было обнаружить в химических реакциях? Ответить на этот вопрос можно, если вспомнить, что величина c^2 исключительно большая. В связи с этим энергии, которая выделяется или поглощается в химических реакциях, соответствует очень маленькая масса. Так, например, при образовании одного моля хлороводорода HCl в результате реакции хлора с водородом выделяется 92,3 кДж. Этой энергии соответствует масса всего лишь 10^{-9} г.

Практически справедливость уравнения Эйнштейна, т. е. взаимосвязь массы и энергии, удалось доказать при осуществлении ядерных реакций, в которых выделяется энергии в миллионы раз больше, чем при химических реакциях.

Как вам известно, *закон сохранения массы* — один из основных законов химии. На его основе составляют уравнения химических реакций и проводят различные расчеты.

На основе *закона сохранения и превращения энергии* составляют термодимические уравнения, учитывающие не только массу, но и энергию, которая выделяется или поглощается в химических реакциях.

Ответьте на вопросы 4–6 (с. 7).

Закон постоянства состава веществ был открыт и сформулирован на основе представлений, что все вещества состоят из молекул. Дальнейшие исследования показали, что *лишь около 5% из всех неорганических веществ имеет молекулярное строение*. И только для них справедлив закон постоянства состава. Вещества немолекулярного строения этому закону в полной мере не подчиняются. Так, например, на основе точных современных исследований установлено, что состав сульфида железа(II) следует изображать не формулой FeS , а формулой Fe_{1-x}S , где x принимает значения от 0 до 0,05, а оксида титана(IV) — не формулой TiO_2 , а формулой $\text{TiO}_{1,9-2,0}$. Но эти отклонения незначительны, и при составлении химических формул мы их учитывать не будем.

Современная формулировка закона постоянства состава следующая:

Всякое чистое вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный качественный и количественный состав.

Вещества немолекулярного строения не обладают строго постоянным составом. Их состав зависит от условий получения.

Современные представления о молекулярном и немолекулярном строении вещества позволяют уточнить и другие важные понятия химии. Так, например, если принято валентность определять числом связей, то это касается только органических веществ и небольшого числа неорганических, имеющих молекулярное строение. Поэтому для веществ с немолекулярным строением следует применять понятие «степень окисления», а для веществ с молекулярным строением — «валентность». Все это необходимо учитывать и при использовании понятия «структурная формула». Часто это понятие, так же как и понятие «молекула», условно относят и к веществам немолекулярного строения.

Выполните упражнение 7. Решите задачи 1, 2.

?

1. Химический элемент, атом которого содержит 19 протонов, называется

1) селен 2) технеций 3) калий 4) хлор

2. Изотопы одного элемента отличаются друг от друга

- 1) числом нейтронов
- 2) числом протонов
- 3) числом электронов
- 4) зарядом ядра

3. Установите соответствие между названием химического элемента и числом протонов в ядре.

- | | |
|-----------|-------|
| 1) калий | А. 16 |
| 2) хлор | Б. 19 |
| 3) сера | В. 12 |
| 4) магний | Г. 17 |

1. Вычислите объем оксида углерода(IV) (н. у.), выделившегося при прокаливании 1 кг мела, массовая доля загрязняющего песка в котором равна 15%.

1	2	3	4

4. Какое значение имеет закон сохранения массы в химической науке и практике?

5. Кто первый предвидел единство закона сохранения массы и закона сохранения и превращения энергии и кто обнаружил взаимосвязь массы и энергии и обосновал это математически? Каково значение этих научных открытий?

6. Какими экспериментами в физике и химии доказана взаимосвязь массы и энергии?

7. Вспомните формулировку закона постоянства состава веществ и поясните, почему эту формулировку потребовалось уточнить.

2. Провели реакцию между $67,2 \text{ м}^3$ водорода и $44,8 \text{ м}^3$ азота (н. у.). Каким газом загрязнен полученный аммиак?

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева с точки зрения учения о строении атомов

ГЛАВА II

При изучении неорганической химии вы ознакомились с открытием периодического закона Д. И. Менделеевым и с данной им формулировкой этого закона. Вы узнали также о строении ядер атомов и о распределении электронов по орбиталям или энергетическим уровням. С точки зрения теории строения атомов **периодический закон** формулируется так:

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов этих элементов.

Определение закономерностей размещения электронов по энергетическим уровням дало возможность выяснить сущность явления периодичности: с возрастанием заряда ядра атомов периодически повторяются сходные свойства элементов, атомы которых имеют одинаковое число валентных электронов.

До создания современной теории строения атомов нельзя было объяснить и другие закономерности, проявляющиеся в периодическом законе и периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Так, например, непонятно было, почему число элементов в периодах возрастает согласно ряду чисел 2—8—18—32, т. е. почему в 1-м периоде только два элемента, во 2-м и 3-м — по восемь, в 4-м и 5-м — по восемнадцать, а в 6-м — тридцать два. Нельзя было объяснить также, почему отличаются свойства элементов главных и побочных подгрупп (А- и В-групп). Ответы на эти вопросы были получены только после выяснения состояния электронов в атомах, которые с учетом характера их движения и энергии делятся на s -, p -, d - и f -электроны.

§ 3. Особенности размещения электронов в атомах малых и больших периодов. s -, p -, d -, f -Электроны

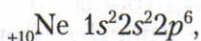
Основные сведения о s -, p - и d -электронах и s -, p - и d -элементах даны в курсе неорганической химии (8 класс, § 37).

Напомним, что s -электронные орбитали имеют шаровидную форму (рис. 1). На s -орбитали может находиться не более двух электронов (если там находятся два электрона, то их спины противоположны), поэтому в 1-м периоде имеется всего два элемента — водород и гелий.

p -Орбиталь имеет гантелеобразную форму (рис. 2). При заданном квантовом числе таких орбиталей три. Они могут располагаться в трех взаимно перпендикулярных направлениях (рис. 3). А так как и p -электроны тоже отличаются своими спинами, то на данном энергетическом уровне может поместиться от одного до шести p -электронов.

В соответствии с известной вам формулой $N = 2n^2$ всего на втором энергетическом уровне может поместиться восемь электронов, два из которых являются s -электронами, а шесть — p -электронами. Этим и объясняется, почему во 2-м периоде может быть восемь элементов.

2-й период заканчивается элементом неоном Ne. Размещение s - и p -электронов в атоме неона можно отразить электронной формулой



где цифра перед буквой s или p — главное квантовое число, которое характеризует размер орбитали и в значительной степени ее энергию. Буквы s , p , d отражают форму орбитали (и также в какой-то степени энергию соответствующего энергетического подуровня). Цифра справа над буквой указывает на число электронов на данном энергетическом подуровне. Для наглядности электрон изображают стрелкой, помещенной в квадрат, перед которым записывается символ элемента (рис. 4).

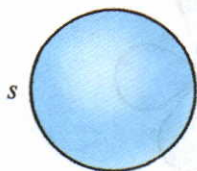


Рис. 1. Форма s -электронного облака



Рис. 2. Форма p -электронного облака

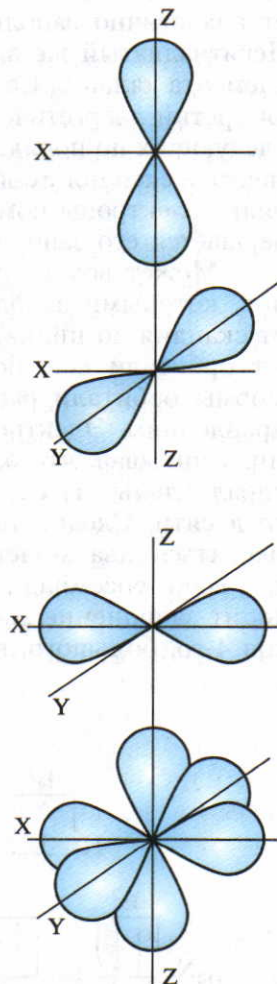


Рис. 3. Возможные направления p -электронных облаков в пространстве

Элементом неонем заканчивается 2-й период и заканчивается заполнение электронами второго энергетического уровня.

3-й период начинается одиннадцатым элементом — натрием Na. Так как второй энергетический уровень электронами уже заполнен, то с элемента натрия начинается заполнение третьего энергетического уровня. Оно протекает более сложно, так как на нем в соответствии с формулой $N = 2n^2$ может поместиться восемнадцать электронов.

Заполнение третьего энергетического уровня, начиная с одиннадцатого элемента — натрия Na до восемнадцатого элемента — аргона Ar, протекает аналогично заполнению электронами второго энергетического уровня. Девятнадцатый же электрон у элемента калия K и двадцатый электрон у элемента кальция Ca помещаются на четвертом энергетическом уровне, хотя третий энергетический уровень электронами еще не заполнен. Далее, у следующих по порядку десяти элементов, начиная от двадцать первого элемента — скандия Sc до тридцатого элемента — цинка Zn, следующие по порядку электроны помещаются на третьем энергетическом уровне. Этим завершается его заполнение до восемнадцати электронов.

Может возникнуть вопрос: что представляют собой десять электронов, которыми заполняются энергетические уровни у атомов элементов от скандия до цинка? Оказывается, эти электроны при движении образуют орбитали еще более сложной формы (рис. 5). Доказано, что такой формы орбитали располагаются в пространстве по пяти различным направлениям. Электроны с такой формой облаков называются *d*-электронами. Учитывая, что электроны могут обладать противоположными (антипараллельными) спинами, *d*-электронов может быть в атомах от одного до десяти. Следовательно, на третьем энергетическом уровне может разместиться два *s*-электрона, шесть *p*-электронов и десять *d*-электронов, т. е. всего восемнадцать электронов. Зная все это, рассмотрим, как происходит заполнение электронами энергетических уровней у атомов элементов 4-го, большого, периода.

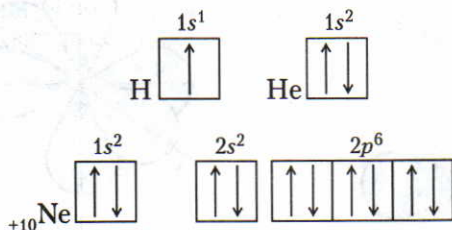


Рис. 4. Схема, показывающая расположение электронов в атомах водорода, гелия и неона по энергетическим уровням и орбиталим

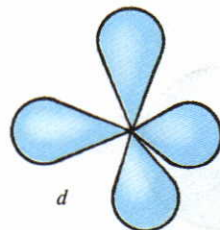
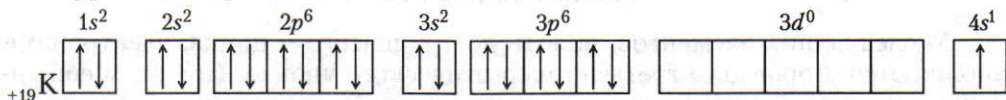
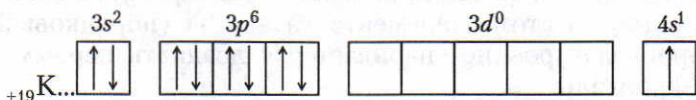


Рис. 5. Форма *d*-облаков более сложная, чем у *p*-облаков, и похожа на лепесток цветка

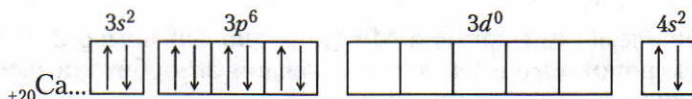
Как уже было выяснено, у атомов элементов калия и кальция девятнадцатый и двадцатый электроны помещаются на четвертом энергетическом уровне, а третий остается незаполненным:



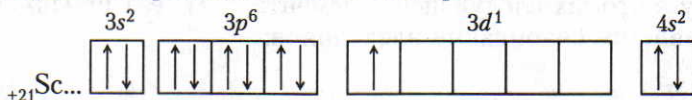
Часто размещение электронов по орбиталям показывают в сокращенном виде:



У атомов элемента кальция Ca (порядковый номер 20) двадцатый электрон тоже помещается на четвертом энергетическом уровне, заполняя орбиталь $4s$:



Начиная с элемента скандия Sc (порядковый номер 21) возобновляется заполнение электронами третьего энергетического уровня и двадцать первый электрон помещается на d -орбитали третьего энергетического уровня, а на четвертом сохраняются два s -электрона:



...на основе периодической системы Н. Бором и другими учеными в 20-х гг. XX в. была разработана схема формирования электронных конфигураций в атомах элементов. Согласно этой схеме по мере возрастания заряда ядра заполнение электронных энергетических уровней и подуровней в атомах элементов периодов происходит следующим образом:

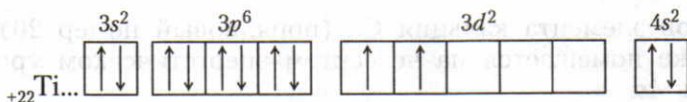
1	2	3	← ← ← номера периодов
1s	2s 2p	3s 3p	
4	5		
4s 3d 4p	5s 4d 5p		
6	7		
6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 7p		

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

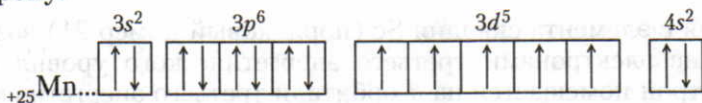
Расположение электронов по энергетическим уровням у атомов скандия следующее:



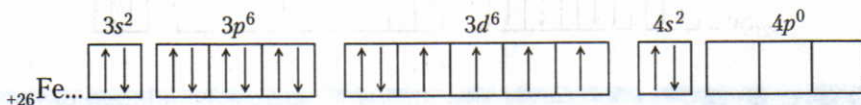
У следующих элементов, вплоть до тридцатого — цинка, электронами заполняются *d*-орбитали третьего энергетического уровня. При этом соблюдается такая закономерность: *вначале электроны заполняют свободные орбитали поодиночке* (в данном случае *3d*-орбитали) *и только тогда, когда на каждой орбитали уже имеется по одному электрону, начинается их спаривание*. Например, в атомах элемента титана Ti (порядковый номер 22) двадцать второй электрон не спаривается с двадцать первым, а занимает свободную *d*-орбиталь:



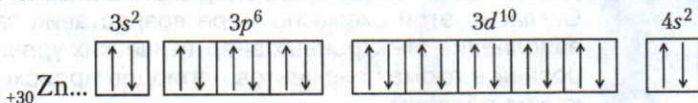
У атомов элемента марганца Mn (порядковый номер 25) таких неспаренных *d*-электронов уже пять, т. е. на каждой *3d*-орбитали имеется по одному электрону:



Поэтому в атомах следующего элемента — железа Fe (порядковый номер 26) начинается спаривание электронов:



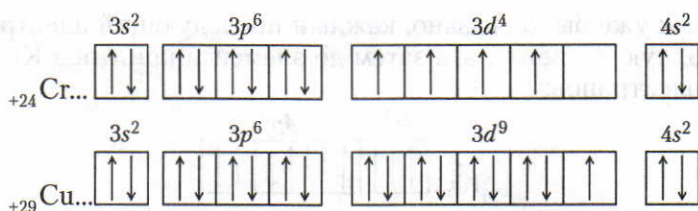
У последующих элементов спаривание электронов продолжается и заканчивается у атомов элемента цинка Zn (порядковый номер 30):



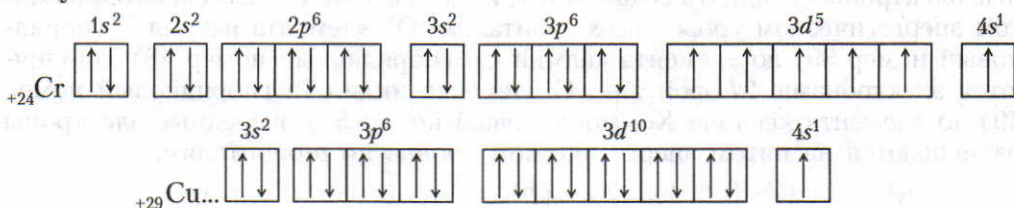
Расположение электронов по энергетическим уровням в атомах цинка следующее:



В последовательности заполнения орбиталей электронами имеются и исключения. Так, например, в атомах элементов хрома Cr и меди Cu согласно общей закономерности электроны по орбитали следовало бы расположить так:



Однако в атомах этих элементов один электрон с четвертого энергетического уровня переходит на третий энергетический уровень и фактическое расположение электронов по орбиталям в атомах элементов хрома и меди следующее:

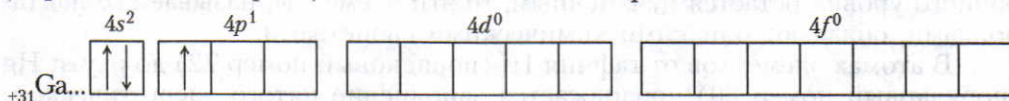


Такое явление наблюдают и у атомов некоторых других элементов.

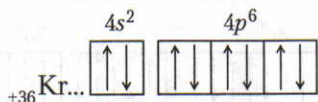
Следовательно, на одном и том же энергетическом уровне могут находиться s -, p - и d -электроны. Но хотя они и находятся на одном уровне, их энергии связи с ядром несколько отличаются. Поэтому *энергетические уровни подразделяют на подуровни*. На первом энергетическом уровне имеется только один s -подуровень. В этом случае понятия «энергетический уровень» и «подуровень» совпадают.

На втором энергетическом уровне имеются s - и p -подуровни, а на третьем — s -, p - и d -подуровни. Здесь наблюдается такая закономерность: *число энергетических подуровней соответствует номеру энергетического уровня*. Действительно, на четвертом энергетическом уровне, кроме s -, p - и d -электронов, находятся также электроны, образующие электронные орбитали еще более сложной формы, чем d -орбитали. Эти электроны названы *f-электронами*. Их орбитали могут располагаться в пространстве по семи различным направлениям. А так как электроны отличаются спинами, то всего может быть четырнадцать f -электронов. С учетом этого на четвертом энергетическом уровне может разместиться два s -электрона, шесть p -электронов, десять d -электронов и четырнадцать f -электронов, т. е. всего тридцать два электрона.

Чтобы была видна общая вместимость четвертого энергетического уровня, размещение электронов по орбиталям в атомах элемента галлия Ga (порядковый номер 31) можно наглядно изобразить так:

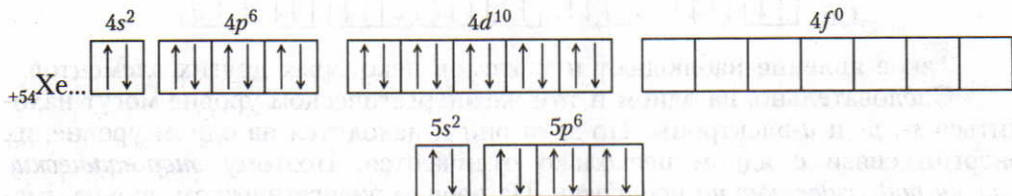


Далее, как уже было сказано, каждый последующий электрон помещается на свободную p -орбиталь, а затем до элемента криптона Кг происходит спаривание электронов:

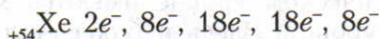


Разумеется, пользуясь такими сокращенными записями, всегда необходимо четко представлять, что в этих схемах означает многоточие.

■ У атомов элементов 5-го периода рубидия Rb и стронция Sr очередные электроны (тридцать седьмой и тридцать восьмой) размещаются на пятом энергетическом уровне по s -орбиталям. От элемента иттрия Y (порядковый номер 39) до элемента кадмия Cd (порядковый номер 48) заполняются электронами $4d$ -орбитали. С элемента индия In (порядковый номер 49) до элемента ксенона Xe (порядковый номер 54) очередные электроны размещаются на пятом энергетическом уровне по p -орбиталям:

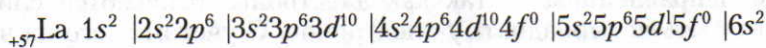


Размещение электронов в атомах элемента ксенона по энергетическим уровням следующее:



У атомов элементов 6-го периода цезия Cs и бария Ba пятьдесят пятый и пятьдесят шестой электроны размещаются на шестом энергетическом уровне по $6s$ -орбиталям.

В атомах элемента лантана La (порядковый номер 57) пятьдесят седьмой электрон помещается на $5d$ -орбитали:



Начиная с элемента церия Ce (порядковый номер 58) до элемента лютеция Lu (порядковый номер 71) идущие по порядку электроны в атомах этих элементов размещаются на четвертом энергетическом уровне по f -подуровням. Так как у этих элементов происходит заполнение электронами глубинного $4f$ -подуровня (третьего снаружи), а строение наружного электронного уровня остается неизменным, то эти элементы, называемые лантаноидами, обладают близкими химическими свойствами.

В атомах элементов от гафния Hf (порядковый номер 72) до ртути Hg (порядковый номер 80) продолжается заполнение пятого энергетического

уровня ($5d$ -подуровня), после чего у элементов от таллия Tl (порядковый номер 81) до радона Rn (порядковый номер 86) электроны заполняют шестой p -подуровень. Элементом радоном Rn заканчивается 6-й период. В нем — тридцать два элемента.

Заполнение 7-го незавершенного периода аналогично 6-му.

Теперь, когда мы ознакомились с закономерностями расположения электронов по энергетическим уровням, полнее выявляется связь периодического закона и периодической системы химических элементов с теорией строения атомов.

Мы выяснили, что по характеру движения электронов в атомах различают s -, p -, d - и f -электроны и соответственно существуют s -, p -, d - и f -подуровни. В связи с этим принято говорить о s -, p -, d - и f -элементах. К последним относят лантаноиды и актиноиды.

Число элементов в периодах (2—8—18—32) соответствует максимально возможному числу электронов на соответствующих энергетических уровнях: на первом — два, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать, а на четвертом — тридцать два электрона.

Мы знаем, что графическим выражением периодического закона служит периодическая таблица химических элементов. В настоящее время известно несколько сотен вариантов таблицы, однако до сих пор в нашей стране используется вариант, предложенный Д. И. Менделеевым (короткий вариант), где главную подгруппу элементов обозначают буквой А, а побочную подгруппу — буквой Б. А — это s - и p -элементы, Б — d -элементы.

В последние годы все больше распространяется длинный вариант (см. первый форзац), рекомендуемый ИЮПАК. Он содержит 18 вертикальных групп химических элементов (столько электронов максимально может содержать третий энергетический уровень). В одну строку записаны 18 элементов. Число периодов одинаково и в коротком варианте, и в длинном. Первые три периода — это s - и p -элементы. 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й — 32 элемента, 7-й — незаконченный.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–7 (с. 22).

§ 4. Положение в периодической системе водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов

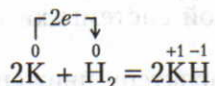
Положение водорода в периодической системе. Вы, вероятно, заметили, что химический знак водорода обычно помещен и в главной подгруппе I группы (IA-группе), и в главной подгруппе VII группы (VIIA-группе).

Возникает вопрос: почему? Чтобы ответить на него, вспомним основные химические свойства простого вещества водорода.

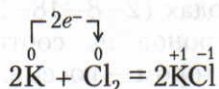
Водород является *восстановителем*, т. е. донором электронов.

Учитывая аналогию свойств водорода и элементов металлического характера, химический знак водорода помещают в IA-группе.

Однако водород реагирует и с металлическими элементами IA-группы. В этих реакциях водород проявляет *окислительные свойства* и приобретает степень окисления -1 :



Сходный процесс происходит при взаимодействии неметаллов VIIA-группы с металлами IA-группы:



На основе этого химический знак водорода помещают и в VIIA-группу. Так как для водорода более характерны восстановительные свойства, чем окислительные, его химический символ в VII группе обычно пишут в скобках. (ИЮПАК рекомендует помещать водород только в I группе.)

Положение лантаноидов и актиноидов в периодической системе.

К *лантаноидам* относят четырнадцать химических элементов — от церия Ce до лютеция Lu (порядковые номера 58—71). Так как в их атомах содержатся *f*-электроны, лантаноиды относят к *f*-элементам.

В свободном состоянии лантаноиды — типичные металлы.

К *актиноидам* относят четырнадцать химических элементов — от тория Th до лоуренсия Lr (порядковые номера 90—103). Так как в атомах этих элементов также присутствуют *f*-электроны, то актиноиды, как и лантаноиды, относят к *f*-элементам.

Как и в случае лантаноидов, у атомов элементов семейства актиноидов происходит заполнение третьего снаружи энергетического уровня (*5f*-подуровня). Строение же наружного и, как правило, предшествующего элект-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...практически важным лантаноидом является церий. Его сплав с железом при трении легко искрит, поэтому из него изготавливают камни для зажигалок. Сплавы с небольшими добавками церия улучшают их коррозионную стойкость, жаростойкость, твердость, прочность и пластичность.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...соединения различных лантаноидов применяют в электронно-вычислительных устройствах. Стекла, содержащие соединения лантаноидов, задерживают ультрафиолетовые лучи. Поэтому из таких стекол изготавливают защитные очки для сварщиков, стеклодувов и металлургов, а также сосуды для хранения лекарств.

ронных уровней остается неизменным. Поэтому лантаноиды сходны по химическим свойствам.

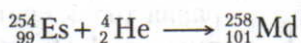
■ Все актиноиды радиоактивны. Торий Th, протактиний Pa и уран U встречаются в природе в виде изотопов с большим периодом полураспада. Остальные актиноиды в основном получены искусственным путем.

Уран U, плутоний Pu и некоторые другие актиноиды используют для получения ядерной энергии.

Химические знаки лантаноидов и актиноидов обычно помещают в два ряда в периодической системе под группами химических элементов (см. первый форзац).

Искусственно получаемые химические элементы образуются в ядерных реакциях (8 класс, § 37). В периодической таблице они помещены в соответствии с электронным строением их атомов.

Синтезировано уже много химических элементов. В частности, элемент менделевий Md (порядковый номер 101) был получен в 1955 г. действием α -частиц на атомы эйнштейния:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 8–10 (с. 22). Решите задачи 1, 2 (с. 23).

§ 5. Валентность и валентные возможности атомов

Валентность. Понятие «валентность» относится к важным понятиям химии. Развитие учения о химической связи дало возможность выяснить физический смысл этого понятия.

В настоящее время **валентность** химических элементов принято определять числом ковалентных связей, которыми данный атом соединен с другими атомами.

В образовании химической связи в основном участвуют электроны наружных незавершенных энергетических уровней. Поэтому в большинстве случаев максимальная валентность элементов, т. е. максимальное число ковалентных связей, определяется числом электронов, находящихся на этом энергетическом уровне. Эти электроны, как правило, способны образовывать с наружными электронами атомов других элементов общие электронные пары. Поэтому валентность элементов определяют также *числом электронных пар*, образующих химическую связь.

Валентные возможности атомов. Вам известно, что в большинстве случаев численное значение валентности соответствует номеру группы в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Однако есть и исключения.

Так, например, этому правилу не подчиняются элементы 2-го периода — азот N, кислород O и фтор F. Почему? Разберем этот вопрос на конкретных примерах.

Так, фосфор P проявляет высшую валентность +5, соответствующую номеру группы, а азоту N она несвойственна. Объясняется это тем, что в атоме азота имеется только три неспаренных электрона и азот, например в соединениях с водородом, трехвалентен. Распаривание же электронов невозможно, так как на наружном энергетическом уровне в атоме азота нет свободных орбиталей:

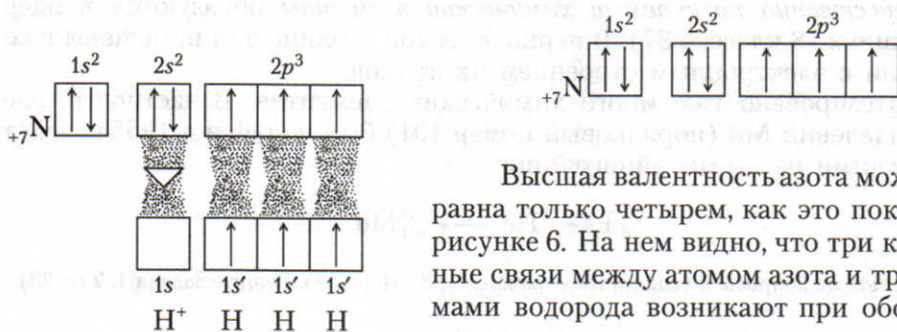


Рис. 6. Образование иона аммония

Высшая валентность азота может быть равна только четырем, как это показано на рисунке 6. На нем видно, что три ковалентные связи между атомом азота и тремя атомами водорода возникают при обобществлении неспаренных электронов с антипараллельными спинами. Четвертая же ковалентная связь появляется за счет общей

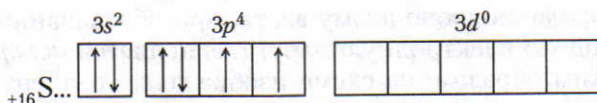
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...понятие «валентность» было введено английским ученым Э. Франклендом в 1853 г., а в 1858 г. немецкий химик А. Кекуле высказал идею о четырехвалентности атома углерода, что имело важнейшее значение для развития органической химии.

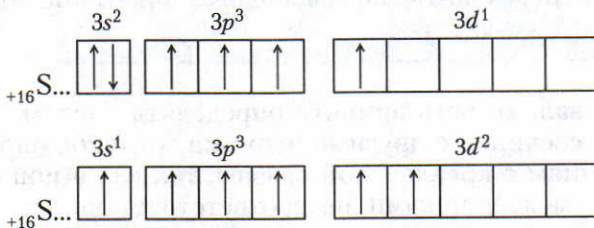
электронной пары атома азота и свободной s -орбитали иона водорода H^+ . Теперь понятно, почему атом азота не может проявить более высокую валентность.

Разберем еще один пример. Кислород обычно двухвалентен, хотя находится в VI группе, валентность же серы соответствует номеру группы. Почему?

В атомах серы расположение электронов по орбиталям следующее:

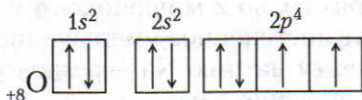


Как видно из схемы, в атоме серы два неспаренных электрона. Действительно, известны соединения двухвалентной серы, например сероводород H_2S . Так как в атомах серы на наружном энергетическом уровне имеются свободные d -орбитали, то в результате распаривания $3p$ - и $3s$ -электронов может образоваться четыре или шесть неспаренных электронов:



Отсюда понятно, почему сера может быть четырехвалентна, например в оксиде серы(IV) SO_2 , и шестивалентна, например в оксиде серы(VI) SO_3 .

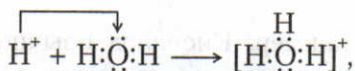
Расположение электронов по орбиталям в атоме кислорода следующее:



В атоме кислорода, как и в атоме серы, тоже два неспаренных электрона, но так как на наружном энергетическом уровне нет свободных орбиталей, то распаривания электронов не происходит. Поэтому кислород обычно двухвалентен.

Нам уже известно, что атом кислорода может передать одну из неподеленных электронных пар на вакантную орбиталь иона водорода и образо-

вать ион гидроксония. Процесс образования иона гидроксония сходен с процессом образования иона аммония:



или



Атом кислорода, подобно атому азота, при образовании иона аммония предоставляет общую электронную пару, т. е. является *донором*, а ион H^+ — *акцептором*. Таким образом, на схеме изображена ковалентная связь с донорно-акцепторным механизмом. Следовательно, в ионе гидроксония кислород трехвалентен.

Процесс образования ионов аммония и гидроксония позволяет сделать следующий вывод.

Валентные возможности атомов определяются не только числом неспаренных электронов, но и числом неподеленных электронных пар, способных переходить на свободные орбитали атомов другого элемента.

Но так как валентность принято определять числом связей, которыми данный атом соединен с другими атомами, то такое определение относится к соединениям с ковалентной связью, так как в ионных соединениях число связей между ионами не соответствует числу единиц валентности.

Периодическое изменение валентности и размеров атомов. Периодическое изменение валентности элементов и, следовательно, их свойств обусловлено тем, что с возрастанием зарядов ядер атомов периодически повторяются элементы со сходной электронной структурой, например литий Li, натрий Na и калий K; бериллий Be, магний Mg и т. д.

В периодической последовательности возрастают атомные радиусы этих элементов. Так, например, во 2-м периоде от элемента лития Li до элемента фтора F происходит постепенное уменьшение атомных радиусов, а от элемента фтора F к элементу натрию Na — резкое увеличение атомных радиусов. Объясняется это явление так.

При переходе от лития Li к фтору F постепенно возрастают заряды ядер атомов этих элементов. В связи с этим в ряду постепенно увеличивается сила притяжения наружных электронов к ядру и размеры атомов уменьшаются. А с переходом от элемента фтора F к элементу натрию Na последующий электрон помещается на более удаленный от ядра третий энергетический уровень. Поэтому размеры атомов элемента натрия сильно возрастают.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...имеются и такие соединения, в которых кислород проявляет свою максимальную валентность: 4. Эти соединения изучают в курсе высшей школы.

Размеры атомов, в свою очередь, влияют на их свойства. Так, например, атомы элементов лития Li, натрия Na, калия K обладают наибольшими размерами по сравнению с атомами других элементов в тех же периодах. В связи с этим наружные электроны в атомах щелочных металлов находятся дальше от ядра, слабее притягиваются к нему и могут легко удаляться. Этим и объясняется, почему щелочные металлы являются донорами электронов, т. е. сильными восстановителями. *При переходе в периодах от типичных металлических элементов к галогенам размеры атомов уменьшаются, сила притяжения наружных электронов к ядру увеличивается, что и приводит к уменьшению восстановительных и увеличению окислительных свойств.*

В связи с периодическим изменением валентности химических элементов периодически изменяются также *формы (состав, строение) и свойства оксидов и водородных соединений (гидридов)* химических элементов. Так, например, оксид лития Li_2O , оксид натрия Na_2O , оксид калия K_2O сходны не только по составу и строению, но и по свойствам. Все они бурно реагируют с водой с образованием соответствующих оснований, обладающих сильнощелочными свойствами. Однако между этими оксидами имеются и различия. От оксида лития к оксиду калия, т. е. в группе сверху вниз, основные свойства оксидов усиливаются. Например, оксид калия образует сравнительно более сильную щелочь, чем оксид натрия.

Такая же закономерность наблюдается и в других А-группах. Так, например, высшие оксиды IVA-группы — оксид углерода(IV) CO_2 , оксид кремния(IV) SiO_2 , оксид германия(IV) GeO_2 , оксид олова(IV) SnO_2 , оксид свинца(IV) PbO_2 — сходны по составу и по некоторым свойствам. Однако оксид углерода(IV) CO_2 — это кислотный оксид. У оксида кремния(IV) SiO_2 кислотные свойства выражены слабее. А оксиды олова(IV) и свинца(IV) амфотерны — у них кислотные свойства выражены еще слабее.

Периодически изменяются также формы и свойства гидридов. Металлы I—III групп главных подгрупп (А-групп) с водородом образуют *нелетучие водородные соединения*. Так, например, гидрид лития LiH, гидрид натрия NaH, гидрид калия KH сходны между собой как по форме, так и по свойствам.

Элементы IV—VII групп главных подгрупп (А-групп) образуют *летучие водородные соединения*. Формы и свойства этих соединений тоже изме-

няются периодически. Так, например, водородные соединения галогенов — фтороводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr, иодоводород HI — сходны как по форме, так и по свойствам.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 11–17. Решите задачи 3–4 (с. 23).

?

1. Сравните формулировку периодического закона, данную Д. И. Менделеевым, с современной формулировкой. Объясните, почему потребовалось такое изменение формулировки.

2. Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2–8–18–32? Объясните эту закономерность с учетом размещения электронов по энергетическим уровням.

3. На основе теории строения атомов поясните, почему группы элементов разделены на главные (А-группы) и побочные (Б-группы).

4. По каким признакам различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы?

5. Пользуясь периодической таблицей Д. И. Менделеева, составьте схемы распределения электронов по орбиталиям и энергетическим уровням в атомах элементов ванадия V, никеля Ni и мышьяка As. Какие из них относятся к *p*-элементам и какие — к *d*-элементам и почему?

6. Распределению электронов по энергетическим уровням в атоме элемента соответствует ряд чисел: 2–8–18–7. В периодической таблице этот элемент расположен в группе

1) IVA 2) VIIA 3) IVB 4) VIIB

7. Установите соответствие между химическим элементом и электронной конфигурацией его нейтральных атомов.

- | | |
|-------|-------------------------------|
| 1) N | A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ |
| 2) Ar | Б. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| 3) Na | В. $1s^2 2s^2 2p^3$ |
| 4) Cl | Г. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

1	2	3	4

8. Разъясните, почему химический знак водорода обычно помещают в главной подгруппе I группы и в главной подгруппе VII группы.

9. На основе закономерностей размещения электронов по орбиталиям объясните, почему лантаноиды и актиноиды обладают сходными химическими свойствами.

10. Назовите известные вам искусственно полученные элементы, укажите их место в периодической таблице Д. И. Менделеева и начертите схемы, отражающие расположение электронов по орбиталиям в атомах этих элементов.

11. Объясните сущность понятия «валентность» с точки зрения современных представлений о строении атомов и образовании химической связи.

12. Почему численное значение валентности не всегда совпадает с числом электронов на наружном энергетическом уровне?

13. Почему максимальная валентность элементов 2-го периода не может превысить число 4?

14. Составьте электронные схемы, отражающие валентность азота в азотной кислоте и валентность углерода и кислорода в оксиде углерода(II).

15. Почему по современным представлениям понятие «валентность» неприменимо к ионным соединениям?

16. Какие закономерности наблюдают в изменении атомных радиусов в периодах слева направо и при переходе от одного периода к другому?

17. Вспомните формулировку периодического закона, данную Д. И. Менделеевым, и современную формулировку этого закона. На конкретных примерах подтвердите, что периодически изменяются не только свойства химических элементов, но и формы и свойства их соединений.

● 1. При полном сжигании 0,68 г неизвестного вещества получили 1,28 г оксида серы(IV) и 0,36 г воды. Найдите химическую формулу сжигаемого вещества.

2. Через раствор, содержащий 10 г гидроксида натрия, пропустили 20 г сероводорода. Какая соль образовалась при этом? Определите ее массу и количество.

3. Сколько оксида алюминия в грам-

мах можно получить из 100 г кристаллогидрата хлорида алюминия $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?

4. На 18 г технического алюминия подействовали избытком раствора гидроксида натрия. При этом выделилось 21,4 г газа (н. у.). Определите процентное содержание примесей в техническом алюминии, если известно, что в нем не было других веществ, способных реагировать с гидроксидом натрия.

§ 6. Основные виды химической связи

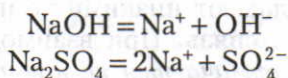
Из курса химии 8 класса вам известно, что атомы могут соединяться друг с другом с образованием как простых, так и сложных веществ. При этом между атомами возникают различного рода химические связи: *ионная*, *ковалентная* (неполярная и полярная), *металлическая* и *водородная*. Вспомним, что один из существенных показателей, определяющих, какая связь образуется между атомами — ионная или ковалентная, — это *электроотрицательность*, т. е. способность атомов притягивать к себе электроны от других атомов. При этом следует учесть, что электроотрицательность атомов элементов изменяется постепенно. В периодах периодической системы слева направо численные значения электроотрицательности возрастают, а в группах сверху вниз — уменьшаются. Так как вид связи зависит от разности значений электроотрицательности соединяющихся атомов, то провести резкую границу между отдельными видами химической связи нельзя. В зависимости от того, к какому из предельных случаев химическая связь ближе по своему характеру, ее относят к ионной или ковалентной полярной.

Ионная связь. Ионная связь образуется при взаимодействии атомов, которые *сильно различаются по электроотрицательности*. Например, типичные металлы — литий Li, натрий Na, калий K, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba — образуют ионную связь с типичными неметаллами, в основном с галогенами.

■ Следует учесть, что идеальной ионной связи практически не существует. Даже в тех соединениях, которые обычно относят к ионным, не происходит полного перехода электронов от одного атома к другому; электроны частично остаются в общем пользовании. Так, связь во фториде лития на 80% ионная, а на 20% — ковалентная.

Кроме галогенидов самых активных металлов, ионная связь характерна для щелочей и солей, в состав которых входят атомы кислорода и активных металлов. Например, в гидроксиде натрия NaOH и в сульфате натрия Na₂SO₄ ионными являются только связи между атомами натрия и кислоро-

да. Остальные связи ковалентные полярные. В разбавленном водном растворе щелочи и соли диссоциируют так:

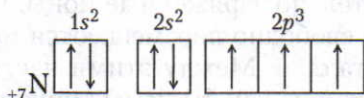


Между ионами действуют силы электростатического притяжения. Поэтому ионные соединения обладают сравнительно высокими температурами плавления.

Ковалентная неполярная связь. При соединении атомов с одинаковой электроотрицательностью образуются молекулы с ковалентной неполярной связью. Вспомним, что такая связь, например, существует в молекулах газообразных веществ, состоящих из одинаковых атомов: H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 . В этих случаях химические связи образуются за счет общих электронных пар, т. е. при перекрывании соответствующих электронных орбиталей, обусловленном электронно-ядерным взаимодействием.

Рассмотрим последовательность составления электронных формул веществ с ковалентной неполярной связью (на примере молекулы азота N_2).

1. Рисуют схему распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням в атоме азота:



2. Отмечают, что в атоме азота имеется три неспаренных электрона, которые образуют между атомами азота три связывающие электронные пары:



3. Изображают оставшуюся на наружном электронном уровне неподеленную электронную пару у каждого атома азота:



Приводя электронные формулы веществ, нужно помнить, что общая электронная пара представляет собой новое облако, образующееся при перекрывании соответствующих электронных орбиталей. В молекуле азота перекрываются p -электронные орбитали и образуются одна σ - и две π -связи. В данном случае образуется прочная тройная связь.

В отличие от взаимодействия ионов силы притяжения между отдельными нейтральными молекулами малы, поэтому вещества с ковалентной неполярной связью обладают низкими температурами плавления.

Ковалентная полярная связь. При взаимодействии атомов, *электроотрицательность которых отличается незначительно*, происходит смещение общей связывающей электронной пары к более электроотрицательному атому и образуется ковалентная полярная связь.

Так как между полярными молекулами также существуют силы электростатического притяжения, то температуры плавления и кипения этих соединений гораздо выше, чем у веществ с ковалентной неполярной связью.

К ковалентным полярным относят и те связи, которые образованы по донорно-акцепторному механизму, например в ионах гидроксония и аммония.

Ковалентная полярная связь наиболее распространенный вид химической связи. Она встречается как в неорганических, так и в органических соединениях.

Металлическая связь. Связь, которую осуществляют *относительно свободные электроны между ионами металлов* в кристаллической решетке, называют металлической связью.

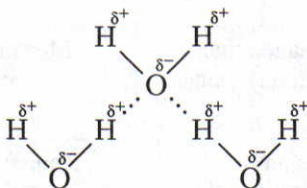
Сущность образования металлической связи состоит в следующем. Атомы металлов легко отдают наружные электроны, и некоторые из них превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между возникшими положительными ионами металлов. Между этими частицами возникает металлическая связь, т. е. электроны как бы цементируют положительные ионы в металлической решетке (см. рис. 12, г). Таким строением металлов обусловлены и их характерные *физические свойства*.

Электро- и теплопроводность зависят от наличия в металлических решетках свободных электронов. *Ковкость и пластичность* металлов объясняются тем, что ионы и атомы металлов в металлической решетке друг с другом непосредственно не связаны и отдельные их слои могут свободно перемещаться один относительно другого.

Водородная связь. Связь между *атомами водорода* одной молекулы и *атомами электроотрицательных элементов* (O, N, F) другой молекулы называют водородной связью.

Может возникнуть вопрос: почему именно водород способен образовывать такие специфические химические связи? Это связано с тем, что атом водорода обладает очень маленьким радиусом и при смещении или отдаче единственного электрона водород приобретает положительный заряд, который действует на электроотрицательные элементы в молекулах веществ. Рассмотрим некоторые примеры. Мы привыкли состав воды изображать формулой H_2O , но правильнее было бы состав воды обозначать

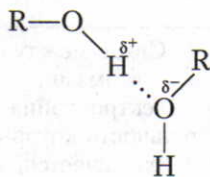
формулой $(\text{H}_2\text{O})_n$, где n равно 2, 3, 4 и т. д., так как отдельные молекулы воды соединены водородными связями, которые схематически изображают точками:



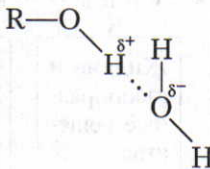
Водородная связь гораздо более слабая, чем ионная или ковалентная, но более сильная, чем межмолекулярное взаимодействие.

Образованием водородных связей объясняется, почему объем воды в отличие от объемов других веществ при понижении температуры увеличивается.

При изучении органической химии возникал и такой вопрос: почему у спиртов температуры кипения гораздо выше, чем у соответствующих углеводородов? Это объясняется тем, что между молекулами спиртов тоже возникают водородные связи:



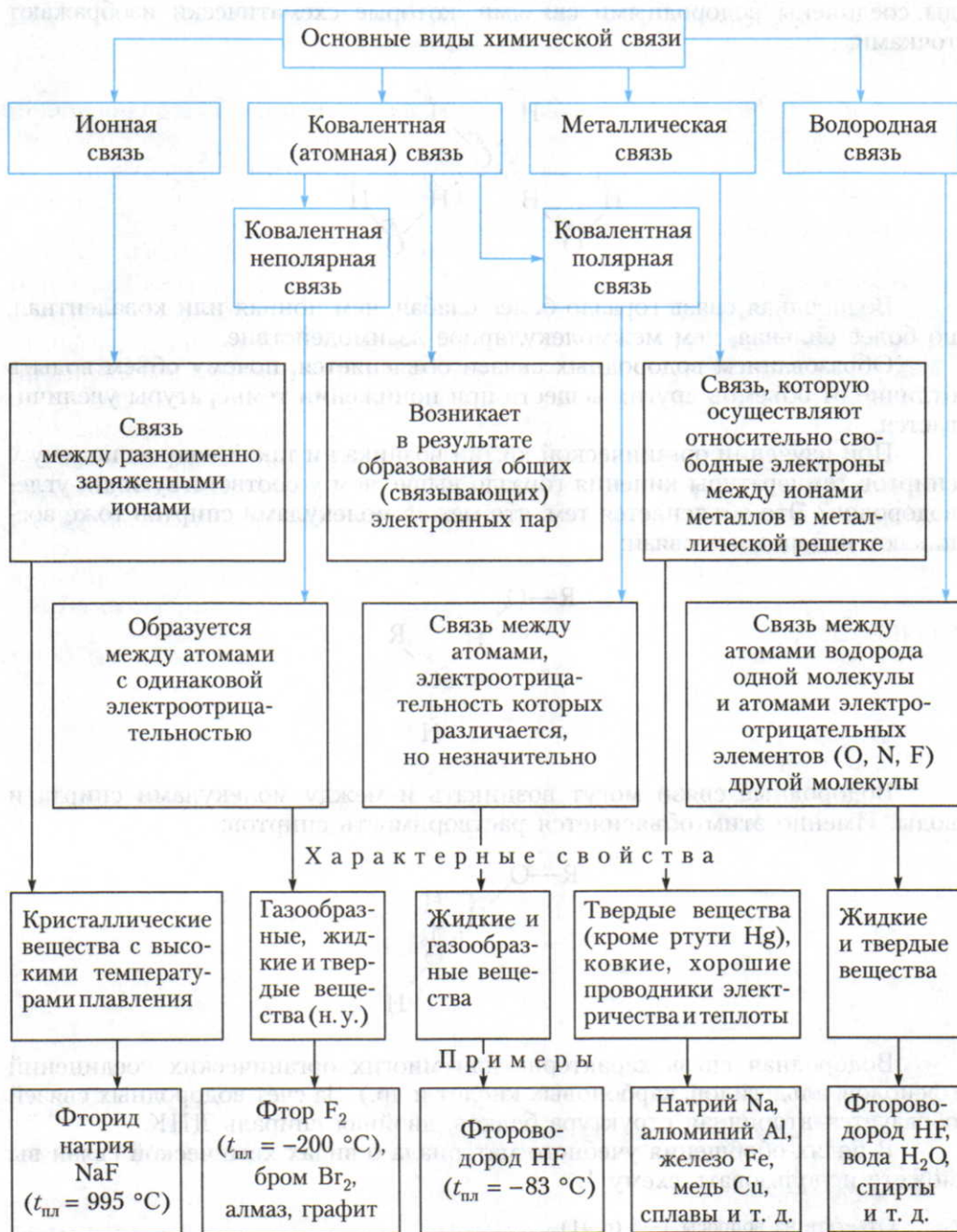
Водородные связи могут возникать и между молекулами спирта и воды. Именно этим объясняется растворимость спиртов:



Водородная связь характерна для многих органических соединений (фенолов, альдегидов, карбоновых кислот и др.). За счет водородных связей образуется вторичная структура белков, двойная спираль ДНК.

В целях обобщения учебного материала о видах химической связи вы можете использовать схему 1.

Ответьте на вопросы 1–4 (с. 41).



■ § 7. Пространственное строение молекул неорганических и органических веществ

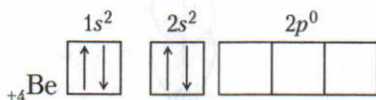
Направленность ковалентной связи как фактор, обуславливающий пространственное строение молекул. В зависимости от того, какую форму и какое направление в пространстве имеют электронные орбитали, при их взаимном перекрывании могут образовываться соединения с *линейной* и *угловой* формами молекул.

Из курсов неорганической и органической химии вам известно, что направленность химических связей объясняется различным расположением электронных орбиталей в пространстве.

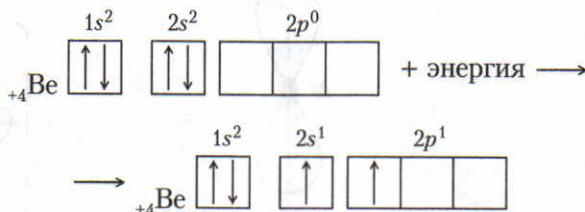
Вам уже известно также, что электронные орбитали могут изменить свою форму в результате гибридизации. Гибридные электронные орбитали тоже могут по-разному располагаться в пространстве.

При изучении курса органической химии вы ознакомились с sp^3 -, sp^2 - и sp -гибридизацией. Эти виды гибридизации наблюдают и в некоторых неорганических соединениях. В зависимости от различного расположения гибридных орбиталей в пространстве тоже могут образовываться молекулы линейного и углового строения.

При образовании фторида бериллия BeF_2 , например, наблюдается *sp-гибридизация*. Объясняется это так. Размещение электронов в атомах бериллия следующее:



Так как в атоме бериллия на втором энергетическом уровне имеются свободные p -орбитали, то возможно распаривание $2s$ -электронов:



Как известно, s -орбиталь имеет шарообразную форму, а p -орбиталь — гантелеобразную. Гибридизация этих электронных орбиталей показана на рисунке 7.

Образовавшиеся sp -гибридные орбитали из-за электростатического отталкивания отодвигаются по возможности дальше друг от друга и распола-

гаются в направлениях, ориентированных под углом 180° (см. рис. 7). В таком положении sp -гибридные электронные орбитали атома бериллия перекрываются с p -орбиталями атома фтора. В результате образуется молекула линейной формы BeF_2 (рис. 8). Такое же строение имеет молекула ацетилена.

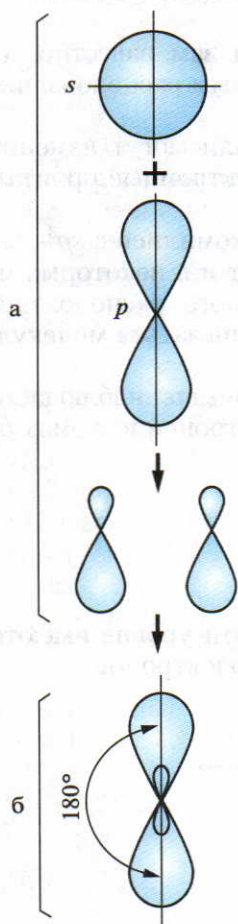


Рис. 7. Гибридизация одной s - и одной p -орбитали (sp -гибридизация) и расположение sp -гибридных орбиталей под углом 180°



Рис. 8. Перекрытие гибридных орбиталей с p -орбиталями атомов фтора и образование линейной молекулы фторида бериллия BeF_2

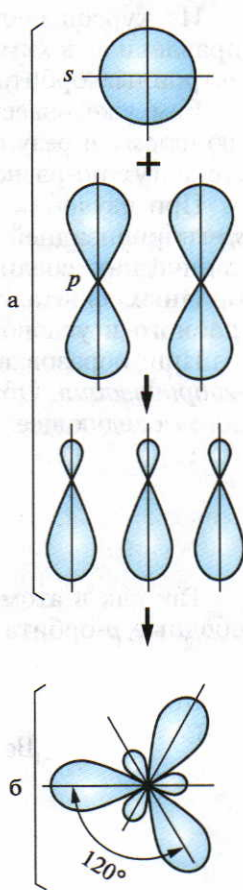
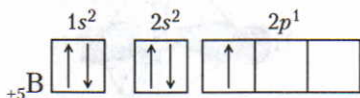
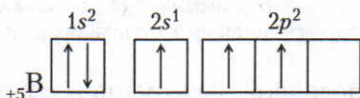


Рис. 9. Три sp^2 -гибридные орбитали

Примером молекулы, строение которой объясняется sp^2 -гибридизацией, является молекула хлорида бора BCl_3 . Расположение электронов по орбиталям в атоме бора следующее:



При поступлении энергии происходит расщепление $2s$ -электронов и в атоме бора появляется три неспаренных электрона:



При sp^2 -гибридизации образуются три гибридных облака, которые лежат в одной плоскости и ориентированы по отношению друг к другу под углом 120° (рис. 10). Эти три гибридных электронных облака перекрываются с p -электронными облаками атома хлора, и образуется плоская молекула треугольной формы — BCl_3 (рис. 10).

В процессе sp^3 -гибридизации образуются четыре гибридных орбитали, вытянутые концы которых направлены к вершинам тетраэдра, т. е. ориентированы под углом $109^\circ 28'$ друг к другу. Как вам известно, такая гибридизация происходит при образовании молекул метана.

Угол между связями в молекуле воды равен $104,5^\circ$. В молекуле NH_3 (рис. 11) этот угол еще больше ($107,3^\circ$), т. е. ближе к тетраэдрическому ($109^\circ 28'$). Чем это можно объяснить? Ведь у атома кислорода в образовании химической связи участвуют два неспаренных p -электрона, а у атома азота — три неспаренных p -электрона, орбитали которых гантелеобразны. А как вам уже известно, гантелеобразные орбитали p -электронов располагаются в пространстве взаимно перпендикулярно. Поэтому угол между ними должен быть 90° , а не $104,5^\circ$ или $107,3^\circ$. Задумываясь над этим вопросом, ученые пришли к выводу, что при образовании молекул воды и аммиака, так же как и при образовании молекул метана, происходит гибридизация орбиталей по типу sp^3 .

Возникает и такой вопрос: если для молекул воды и аммиака характерна sp^3 -гибридизация орбиталей, то почему угол между связями получается значительно меньше по сравнению с тетраэдрическим? Чтобы ответить на этот вопрос, обратимся к схемам строения молекул метана CH_4 , аммиака NH_3 и воды H_2O (рис. 11). Как видно из рисунка 11, а, у атома углерода все четыре sp^3 -гибридные орбитали заполнены связывающими электронными парами. У атома азота (рис. 11, б) только три sp^3 -гибридные орбитали заполнены связывающими электронными парами, а четвертая sp^3 -гибридная

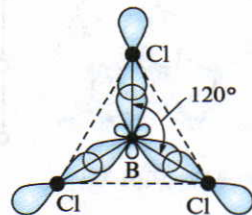


Рис. 10. Плоская треугольная молекула трихлорида бора BCl_3

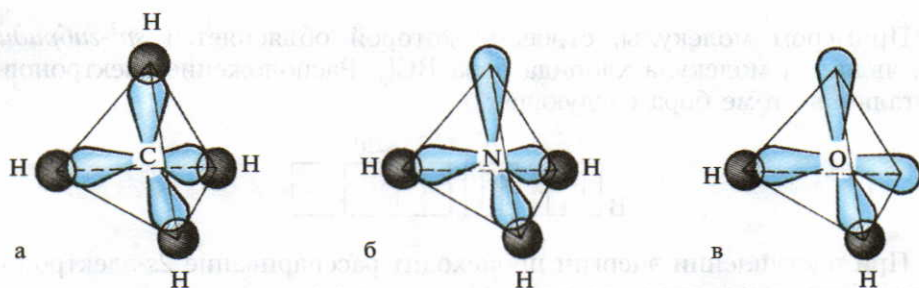


Рис. 11. Образование молекул метана (а), аммиака (б) и воды (в) в результате перекрывания s -орбиталей атомов водорода с sp^3 -гибридными орбиталями центрального атома

орбиталь заполнена неподеленной электронной парой. У атома же кислорода (рис. 11, в) связывающими электронными парами заняты только две sp^3 -гибридные орбитали, а две другие заполнены неподеленными электронными парами. Следовательно, отклонение от тетраэдрического угла ($109^\circ 28'$) обусловлено действием неподеленных электронных пар, находящихся на sp^3 -гибридных орбиталях. У атома азота одна такая пара, поэтому угол отклонения от тетраэдрического небольшой и составляет $107,3^\circ$. У атома кислорода их уже две, поэтому угол отклонения от тетраэдрического больше и составляет $104,5^\circ$.

Следует сказать, что трактовка понятия гибридизации в случае молекулы воды и в некоторых других случаях условна.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5–6 (с. 41).

§ 8. Типы кристаллических решеток и свойства веществ

Твердые вещества, как правило, имеют кристаллическое строение, для которого характерно правильное, строго периодическое расположение частиц в пространстве. Если обозначить все частицы точками и соединить эти точки

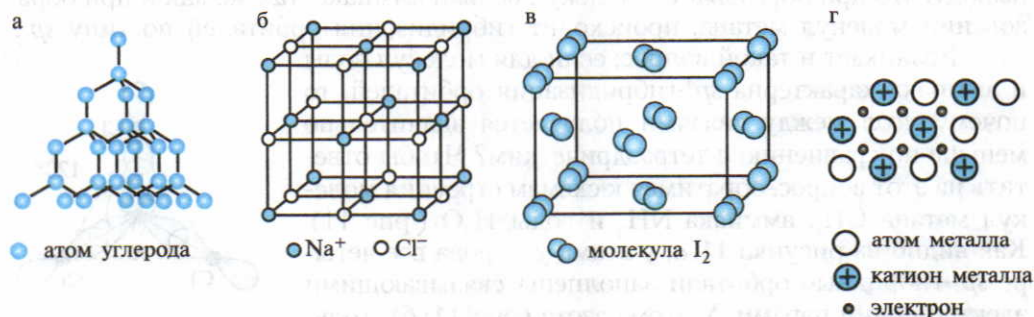
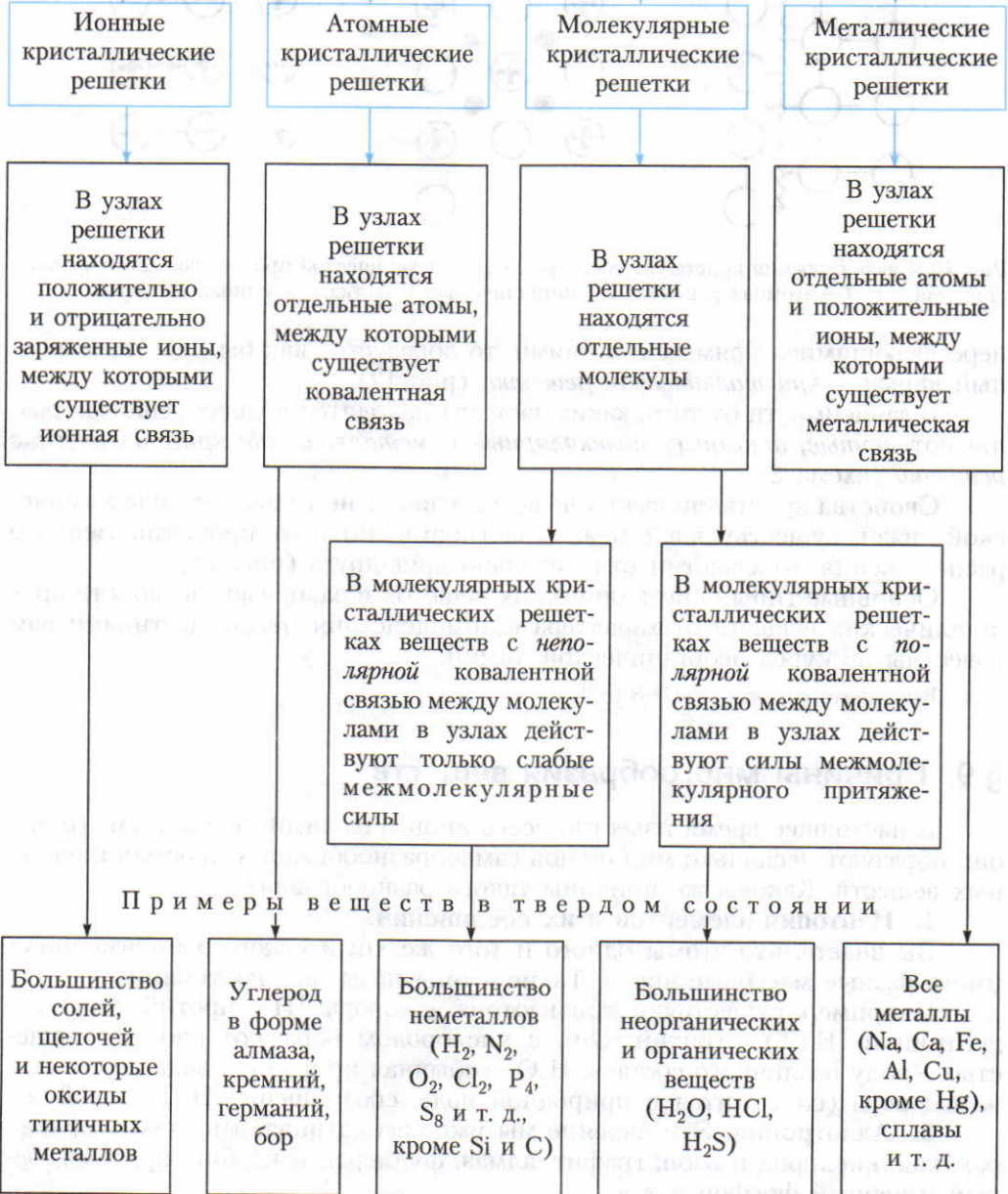


Рис. 12. Типы кристаллических решеток: а) атомная, б) ионная, в) молекулярная, г) металлическая

Типы кристаллических решеток



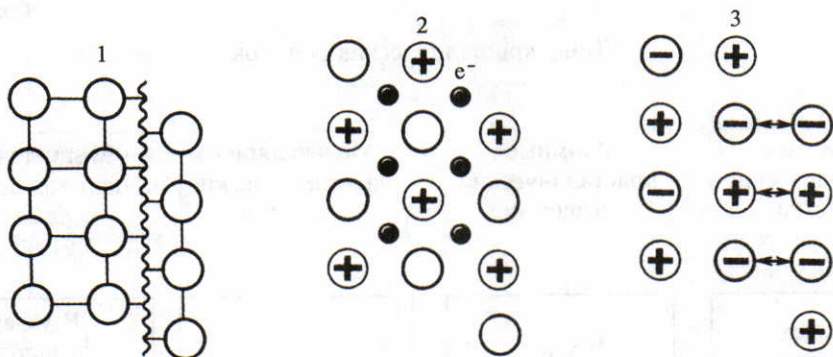


Рис. 13. Связь строения кристаллических решеток с механической прочностью соответствующих веществ: 1 – атомная решетка; 2 – металлическая решетка; 3 – ионная решетка

пересекающимися прямыми линиями, то образуется как бы пространственный каркас – *кристаллическая решетка* (рис. 12).

В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах решетки, различают *ионные, атомные, молекулярные и металлические кристаллические решетки* (схема 2).

Свойства кристаллических веществ зависят не только от вида химической связи, существующей между частицами, но и от пространственного расположения этих частиц относительно друг друга (рис. 13).

Основные типы кристаллических решеток и зависимость свойств кристаллических веществ от характера взаимодействия между частицами вам известны из курса неорганической химии.

Выполните упражнения 7–8 (с. 41).

§ 9. Причины многообразия веществ

В настоящее время известно всего лишь 118 химических элементов, а они образуют несколько миллионов самых разнообразных простых и сложных веществ. Каковы же причины такого разнообразия?

1. Изотопия элементов и их соединений.

Вы знаете, что атомы одного и того же химического элемента могут иметь разные массовые числа. Такие атомы называют изотопами.

Например, существуют три изотопа водорода: ${}^1_1\text{H}$ – протий, ${}^2_1\text{H}$ (D) – дейтерий и ${}^3_1\text{H}$ (Т) – тритий. Они с кислородом образуют сложное вещество – воду различного состава: H_2O – обычная природная вода, D_2O – тяжелая вода (содержится в природной воде, соотношение $\text{H} : \text{D} = 6900 : 1$).

2. Аллотропия. Это явление мы уже рассматривали на таких примерах, как: кислород и озон; графит, алмаз, фуллерен и карбин; красный, белый и черный фосфор и т. д.

Явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ называют **аллотропией**.

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

Аллотропия характерна для большинства неметаллов. Однако аллотропия возможна и у металлов. Рентгеноструктурный анализ кристаллических решеток металлов показал, что многие из них (Na, Be, Ca, Cr, W, Mn, Fe, Co, Ni, Sn и др.) способны образовывать несколько аллотропных модификаций. Все они различаются кристаллической структурой. Например, железо имеет четыре аллотропных видоизменения: α , β , γ , δ .

3. Изомерия. Существуют соединения, имеющие одинаковый состав, но отличающиеся последовательностью соединения атомов в молекуле и расположением их в пространстве, а потому и свойствами. Эти соединения называют **изомерами**, а явление носит название **изомерии**. Это явление встречается среди неорганических и органических соединений. При изучении органической химии вы подробно ознакомились с этим явлением.

4. Гомология также является причиной многообразия веществ. Это явление характерно для каждого класса органических соединений. **Гомологи** — это соединения, имеющие одинаковое строение, одинаковые химические свойства, но отличающиеся по составу на целое число групп CH_2 . Зная химические свойства одного вещества в гомологическом ряду, можно характеризовать весь класс органических соединений.

5. Вещества, которые нас окружают, имеют не только природное происхождение. Огромное число веществ получают искусственным путем с помощью **химического синтеза**. Поэтому химический синтез также является причиной многообразия химических соединений.

Таким образом, изотопия, аллотропия, изомерия, гомология, химический синтез — все это причины многообразия веществ.

Выполните упражнение 9 (с. 41). Решите задачи 1, 2 (с. 41).

§ 10. Дисперсные системы

При изучении неорганической химии вы приобрели первые представления о растворах и процессе растворения веществ в воде. Там же упоминалось, что при смешивании веществ с водой образуются и **однородные** (гомогенные) **системы** (характерное свойство растворов), и **неоднородные** (гетерогенные), т. е. суспензии и эмульсии. Задумались ли вы, почему одни вещества с водой образуют однородную систему, а другие — неоднородную? Чтобы ответить на этот вопрос, следует выяснить, что происходит в процессе растворения веществ в воде. При растворении вещества измельчают-

ся — дробятся. Поэтому истинные растворы, а также суспензии и эмульсии относят к *дисперсным системам* (*диспергирование* означает раздробление). Дисперсных систем известно много. Они различаются между собой в зависимости от того, какие частицы (твердые, жидкие, газообразные) и в какой среде (жидкой, газообразной) распределены. Так, например, одной из таких дисперсных систем является дым или пыль в воздухе: воздух — смесь газов, а частицы — мелкоизмельченные твердые вещества. Туман — это дисперсная система, где среда — воздух, диспергированные частицы — мелкие капли жидкости.

Наибольшее значение в практике имеют дисперсные системы, в которых средой являются вода и другие жидкости. Эти системы в зависимости от размеров частиц подразделяют на *истинные растворы*, или просто *растворы*, *коллоидные растворы* и *грубодисперсные системы*, или *суспензии* и *эмульсии* (табл. 1). Следовательно, истинные растворы тоже относят к дисперсным системам, но в них диспергированные частицы исключительно малы. Именно поэтому истинные растворы называют однородными системами, ибо их неоднородность нельзя обнаружить даже с помощью ультрамикроскопа. В истинных растворах диспергированными частицами являются отдельные молекулы, ионы или их гидраты. Размеры этих частиц меньше 1 нм (10^{-9} м).

Области применения *истинных растворов* весьма обширны. Они вам в основном знакомы. Это промышленность и сельское хозяйство, медицина и быт. Работая в школьной химической лаборатории, вы убедились, что для проведения реакций между солями, кислотами, щелочами, как правило, используют водные растворы этих веществ.

Вам также известно, что растения усваивают минеральные удобрения только в растворенном виде. Поэтому очень важно в целях получения высоких урожаев и защиты растений от вредителей и болезней уметь приготавливать растворы соответствующих веществ.

■ Вы уже знаете, как готовить раствор с заданной массовой долей растворенного вещества. В лабораторных исследованиях удобнее пользоваться растворами с определенной молярностью. Рассмотрим приготовление растворов определенной молярной концентрации.

Молярной концентрацией (молярностью) раствора называют отношение количества растворенного вещества к объему раствора.

$$c_M(x) = \frac{v(x)}{V(p-pa)}$$

Единица измерения молярной концентрации (c_M) — моль/л.

Таблица 1. Дисперсные системы

Виды дисперсных систем и размеры частиц, нм*	Примеры	Внешний вид дисперсных систем и видимость частиц	Способность осаждаться (расслаиваться)	Способность частиц задерживаться фильтрами
1. Грубодисперсные системы: а) суспензии (больше 100 нм)	Смесь глины с водой	Мутные. Частицы видны невооруженным глазом	Осаждаются легко, иногда в течение нескольких минут	Задерживаются обычными фильтрами, например фильтровальной бумагой
б) эмульсии (больше 100 нм)	Смесь растительного масла или бензина с водой	Мутные. Отдельные капли видны невооруженным глазом	»	»
2. Тонкодисперсные системы: а) коллоидные растворы (1–100 нм)	Раствор яичного белка в воде	Прозрачные. Отдельные частицы обнаруживаются только при помощи ультрамикроскопа	Осаждаются с трудом	Задерживаются фильтрами с очень маленькими порами (пергаментная бумага)
б) истинные растворы (меньше 1 нм)	Раствор сахара или поваренной соли в воде	Прозрачные. Отдельные частицы нельзя обнаружить даже при помощи ультрамикроскопа	Не осаждаются	Фильтрами не задерживаются

* 1 нм (нанометр) = 10^{-9} м.

В практике часто используют растворы следующей молярной концентрации:

1M – одномолярный раствор ($c_M(x) = 1,0$ моль/л)

0,1M – децимолярный раствор ($c_M(x) = 0,1$ моль/л)

0,01M – сантимольярный раствор ($c_M(x) = 0,01$ моль/л)

Запись, например, 0,2M NaOH означает, что в 1 л раствора содержится 0,2 моль едкого натра, т. е. молярная концентрация едкого натра в растворе составляет 0,2 моль/л.

Задача 1. Приготовьте 250 мл раствора 0,5M NaOH. Для этого надо рассчитать массу гидроксида натрия, необходимого для приготовления раствора.

Дано:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ мл р-ра} \\ c_M(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л} \\ \hline m(\text{NaOH}) - ? \end{array}$$

Решение:

$$\begin{array}{l} 1) \quad 1000 \text{ мл р-ра} - 0,5 \text{ моль NaOH} \\ \quad \quad 250 \text{ мл р-ра} - x \text{ моль NaOH} \\ \quad \quad \quad x = \frac{250 \cdot 0,5}{1000} = 0,125 \text{ моль NaOH} \end{array}$$

или

$$\begin{array}{l} v(\text{NaOH}) = 0,25 \cdot 0,5 \text{ моль/л} = 0,125 \text{ моль} \\ 2) \quad m(\text{NaOH}) = M \cdot v = 5 \text{ г} \end{array}$$

В мерную колбу на 250 мл перенесите рассчитанную массу едкого натра, растворите в небольшом объеме дистиллированной воды и долейте воду до метки.

Молярная концентрация раствора связана с массовой долей растворенного вещества (выраженной в процентах) соотношением:

$$c_M(x) = \frac{w(x) \cdot \rho(\text{р-ра})}{M(x)}$$

Задача 2. К 400 мл 25%-ного раствора сульфата меди(II) плотностью 1,2 г/см³ прилили 250 мл воды. Определите молярную концентрацию и массовую долю медного купороса (CuSO₄ · 5H₂O) в полученном растворе.

Дано:

$$\begin{array}{l} V_1(\text{р-ра}) = 400 \text{ мл} \\ w_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25\% \\ \rho_1(\text{р-ра}) = 1,2 \text{ г/см}^3 \\ V(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ мл} \\ \hline c_{M2}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - ? \\ w_2(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - ? \end{array}$$

Решение:

1) Определим массу 25%-ного раствора медного купороса и массу CuSO₄ · 5H₂O в нем:

$$\begin{array}{l} m_1(\text{р-ра}) = V_1(\text{р-ра}) \cdot \rho_1(\text{р-ра}) = \\ = 400 \cdot 1,2 = 480 \text{ (г)} \\ m_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \\ = m_1(\text{р-ра}) \cdot w_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \\ = 480 \cdot 0,25 = 120 \text{ (г)} \end{array}$$

2) Рассчитаем массу полученного раствора и массовую долю медного купороса в этом растворе:

$$\begin{array}{l} m_2(\text{р-ра}) = 480 \text{ г} + 250 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 730 \text{ г} \\ w_2(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{m_2(\text{р-ра})} \cdot 100\% \\ w_2(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{120}{730} \cdot 100\% = 16,4\% \end{array}$$

3) Рассчитаем объем полученного раствора и его молярную концентрацию:

$$V_2 (\text{р-ра}) = 400 + 250 = 650 \text{ мл} = 0,65 \text{ л}$$

$$v (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{120}{250} = 0,48 \text{ (моль)}$$

$$c_{\text{M}_2} (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{V_2 (\text{р-ра})} = \frac{0,48}{0,65} \approx 0,74 \text{ моль/л} \approx \mathbf{0,74\text{M}}$$

Большое значение имеют и коллоидные растворы. Коллоидные растворы называют *золями*. Как следует из данных таблицы 1, они отличаются от истинных растворов размерами частиц растворенного вещества и специфическими свойствами. Если в истинных растворах диаметр частиц меньше 1 нм, то размеры частиц в коллоидных растворах составляют от 1 до 100 нм и даже больше. Эти частицы обычно состоят из множества молекул или атомов.

Так как размеры молекул некоторых высокомолекулярных веществ превышают 1 нм, то растворы этих веществ, например белков, тоже коллоидные растворы. Из курса общей биологии вам известно, что частицы такого размера можно обнаружить при помощи ультрамикроскопа, в котором используется принцип рассеивания света. Благодаря этому коллоидная частица в нем кажется яркой точкой на темном фоне.

Коллоидные растворы образуются при растворении в воде некоторых высокомолекулярных веществ, например белков, а также при химических реакциях. Так, при взаимодействии растворов силикатов с кислотами выделяется кремниевая кислота, которая с водой образует коллоидный раствор.

Характерное свойство коллоидных растворов — их прозрачность. В этом они сходны с истинными растворами. Но если пропустить луч света через эти растворы, то можно обнаружить их отличие: при прохождении луча через коллоидный раствор появляется светящийся конус (рис. 14), так как коллоидные частицы крупнее частиц в истинных растворах и поэтому способны рассеивать проходящий свет.

Наиболее распространенным растворителем является вода. Кроме воды, в качестве растворителей используют и другие жидкости.

В отличие от суспензий и эмульсий коллоидные растворы не отстаиваются в течение длительного времени, так как их частицы

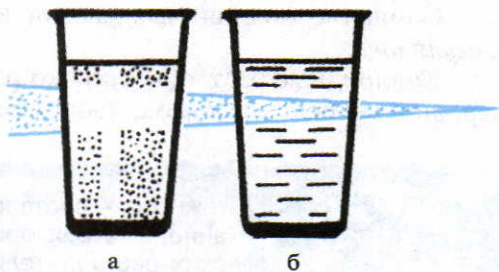


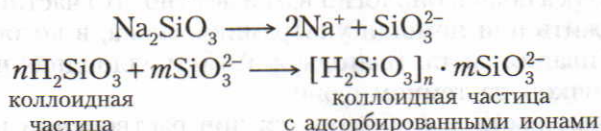
Рис. 14. Пропускание луча света через растворы: *а* — истинный раствор хлорида натрия; *б* — коллоидный раствор гидроксида железа(III)

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...многие продукты питания (например, молоко) представляют собой коллоидные растворы. Вещества в коллоидном состоянии используют в качестве катализаторов. Тонкоизмельченные краски обладают лучшей кроющей способностью. Хорошо измельченные пищевые продукты быстрее усваиваются организмом.

сравнительно малы и находятся в постоянном движении в результате действия молекул растворителя. (Повторите из курса физики материал о броуновском движении.)

Почему при взаимных столкновениях коллоидные частицы не слипаются? Это объясняется тем, что вещества в коллоидном, т. е. в мелкораздробленном, состоянии обладают большой поверхностью. На этой поверхности адсорбируются либо положительно, либо отрицательно заряженные ионы. Например, кремниевая кислота, полученная при гидролизе силиката натрия, адсорбирует отрицательные ионы SiO_3^{2-} , которых в растворе много вследствие диссоциации силиката натрия:



Частицы же с одноименными зарядами взаимно отталкиваются и поэтому не слипаются.

При кипячении некоторых коллоидных растворов происходит *десорбция* заряженных ионов, т. е. коллоидные частицы теряют заряд, начинают укрупняться и оседают. То же самое наблюдается при приливании какого-либо электролита. В этом случае коллоидная частица притягивает к себе противоположно заряженный ион и ее заряд нейтрализуется.

Слипание коллоидных частиц и их оседание из раствора называют *коагуляцией*.

Коллоидные растворы широко распространены в природе. Так, например, яичный белок и плазма крови представляют собой коллоидные раство-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...жиры не растворяются в воде, но растворяются в бензине, в тетрахлориде углерода CCl_4 и в других органических растворителях. На этом свойстве упомянутых растворителей основано удаление жировых пятен на тканях, извлечение масел из семян и т. д. Для растворения различных лаков и красок применяют спирт и ацетон.

ры, в которых осуществляются физиологические процессы. Не меньшее значение имеют коллоидные растворы почвы. Очень велика роль коллоидных растворов на производстве. Различные клеи, лаки и краски в основном коллоидные растворы.

Некоторые коллоидные растворы при коагуляции образуют студнеобразную массу, которую называют *гелем* (студнем). Например, 3%-ный раствор желатина в теплой воде превращается в гель. Это объясняется тем, что коллоидные частицы связывают множество молекул воды.

Многие гели вам известны из повседневной жизни (желе, мармелад, мясной студень, шампуни, косметические гели и др.).

Помимо зольей, в которых дисперсионной средой является жидкость, существуют *аэрозоли*, в которых дисперсионной средой служит газ. Примеры аэрозолей — туман и дым.

Ответьте на вопросы 10–13. Решите задачи 3–4 (с. 42).

?

1. Охарактеризуйте сущность основных видов химической связи и примерами поясните зависимость свойств веществ от их строения.

2. Даны вещества: хлорид калия, хлороводород, кислород, этанол. Чем отличаются эти вещества по своему строению и видам связи?

3. Между атомами элементов с атомными номерами 8 и 16 возникает связь

- 1) металлическая
- 2) ионная
- 3) ковалентная
- 4) водородная

4. Установите соответствие между видом связи в веществе и формулой химического соединения.

- | | |
|-------------------------|---------------|
| 1) ионная | А. Fe |
| 2) ковалентная полярная | Б. $(H_2O)_x$ |
| 3) металлическая | В. $BaCl_2$ |
| 4) водородная | Г. H_2O |

1	2	3	4

5*. Приведите примеры образования органических и неорганических веществ на основе sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизации.

6*. Что общего у молекул метана, аммиака и воды и чем они отличаются по строению?

7. Примерами поясните зависимость свойств веществ от типа кристаллических решеток.

8. Установите соответствие между названием вещества и типом его кристаллической решетки.

- | | |
|-------------------|------------------|
| 1) хлорид кальция | А. Молекулярная |
| 2) алюминий | Б. Атомная |
| 3) иод | В. Ионная |
| 4) карборунд | Г. Металлическая |

1	2	3	4

9. Изомерия является одной из причин многообразия веществ. Составьте схему «Виды изомерии органических соединений». Приведите примеры веществ, для которых характерен тот или иной вид изомерии.

10. Приведите примеры дисперсных систем и укажите их сходные и отличительные свойства.

11. Охарактеризуйте коллоидные растворы. Чем они отличаются от истинных растворов?

12. Каково строение коллоидных частиц? Чем такое строение объясняется и как оно отражается на свойствах коллоидных растворов?

13. Каково значение коллоидных растворов?

● 1. К 200 г раствора, содержащего 24% нитрата калия, добавили 800 мл воды. Определите массовую долю (в процентах) нитрата калия в полученном растворе.

2. В какой массе воды нужно растворить 27,8 г кристаллогидрата сульфата железа(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 3,8%-ный раствор сульфата железа(II) FeSO_4 ?

3. К раствору, содержащему 12,6 г азотной кислоты, добавили раствор, содержащий 7,2 г гидроксида натрия. Сколько соли при этом образуется? Какое вещество останется в избытке? Какова его масса?

4. К 500 мл 0,5М раствора гидроксида калия прилили раствор хлорида меди(II). Вычислите массу и количество вещества образовавшегося осадка.

Практическая работа 1

Приготовление растворов с заданной молярной концентрацией. При подготовке к практической работе повторите § 10.

I. Рассчитайте массу соли, которую необходимо взять для приготовления:

Первый вариант — 100 мл 0,1М раствора хлорида натрия.

Второй вариант — 100 мл 0,2М раствора хлорида калия.

II. Ход выполнения работы.

1. Отвесьте рассчитанную вами массу соли; поместите соль в мерную колбу вместимостью 100 мл.

2. Растворите соль в небольшом количестве дистиллированной воды, затем долейте воду до метки.

Чтобы не перелить воду, последние капли добавляйте с помощью пипетки.

3. Закройте мерную колбу пробкой и несколько раз переверните вверх дном, придерживая пробку пальцем. (Каждый раз, когда раствор в колбе примет «нормальное» положение, открывайте пробку.)

III. Составьте отчет о работе в произвольной форме.

Если в кабинете нет достаточного количества мерных колб, молярный раствор можно приготовить в мерном цилиндре или химическом стакане с делениями, указывающими объем воды при комнатной температуре. Для перемешивания раствора в этих сосудах пользуются чистой стеклянной палочкой, которую нельзя класть на стол; лучше помещать ее в чистую пробирку (стакан).

§ 11. Классификация химических реакций

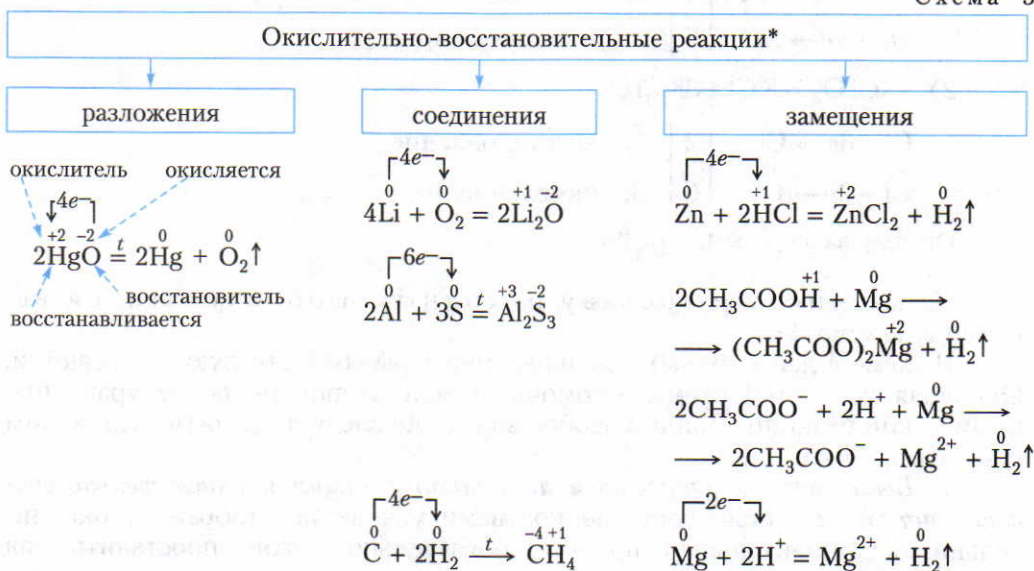
В курсах неорганической и органической химии вы ознакомились с различными типами химических реакций. Обобщим этот материал.

Изученные вами химические реакции можно классифицировать по следующим признакам: *изменению степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ* (окислительно-восстановительные реакции); *числу и составу исходных и образующихся веществ* (реакции разложения, соединения, замещения, обмена); *тепловому эффекту* (экзотермические и эндотермические реакции); *обратимости* (обратимые и необратимые реакции).

I. По изменению степени окисления (схема 3).

Все химические реакции подразделяют на те, в которых изменяются степени окисления атомов, и на те, в которых степени окисления не изменяются.

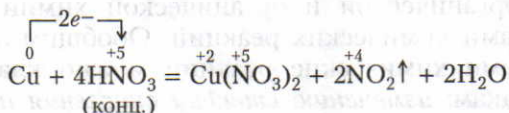
Схема 3



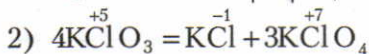
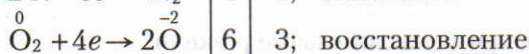
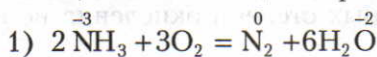
* По указанному образцу можно анализировать уравнения всех окислительно-восстановительных реакций.

Процессы, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, т. е. переход или смещение электронов от атомов одних элементов к атомам других элементов, называют **окислительно-восстановительными реакциями**.

Есть и такие окислительно-восстановительные реакции, которые не относятся к указанным в схеме 3, например:



При расстановке коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций чаще других используют **метод электронного баланса**. Используя этот метод, необходимо знать формулы реагентов и продуктов реакции и то, как изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Для этого составляют вспомогательные уравнения, показывающие переход электронов, например:



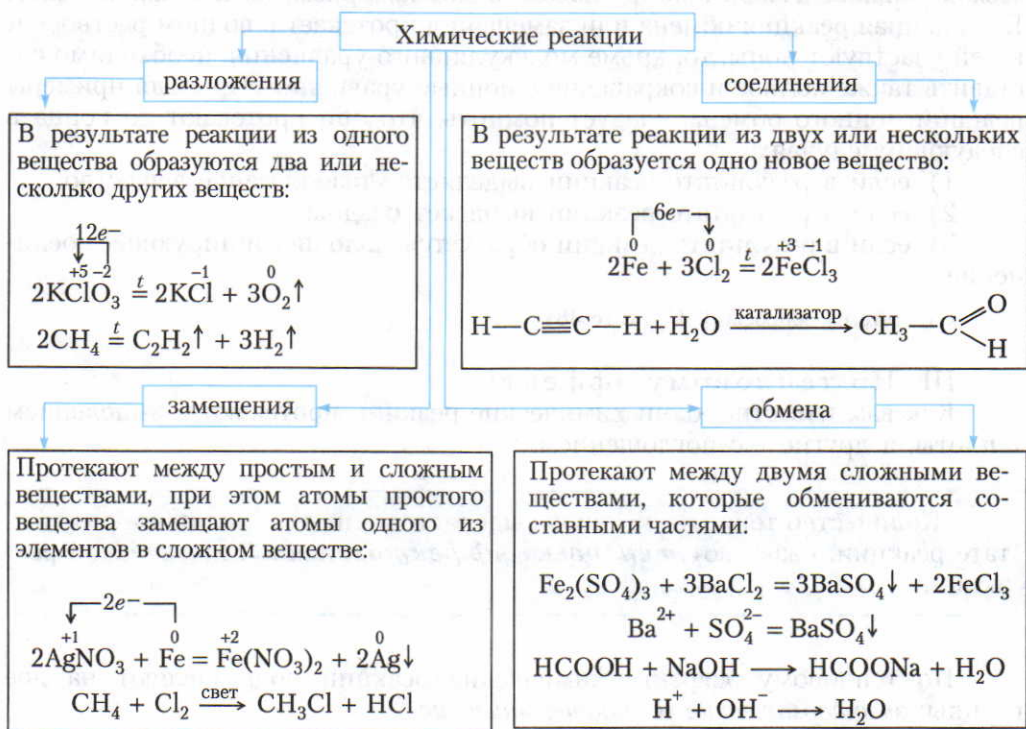
Ответьте на вопросы 1, 2 (с. 48).

II. По числу и составу исходных и образующихся веществ (схема 4).

В схеме 4 даны только отдельные примеры соответствующих реакций. Основная цель этой схемы — помочь проанализировать любое уравнение химической реакции. Причем особое внимание следует уделить следующим вопросам.

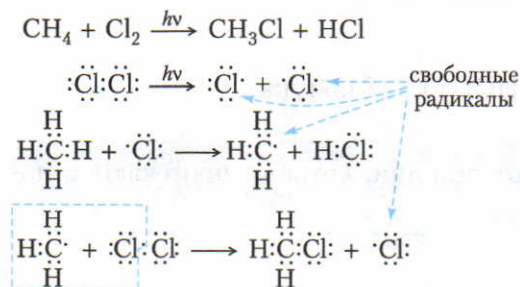
1. *Выяснить, не относится ли данная реакция к окислительно-восстановительным.* Если составленное вами уравнение отображает окислительно-восстановительный процесс, обязательно нужно проставить над соответствующими знаками химических элементов степени окисления, показать переход электронов и пояснить, что окисляется и что восстанавливается, что является окислителем и что восстановителем.

Классификация химических реакций по числу и составу исходных и образующихся веществ

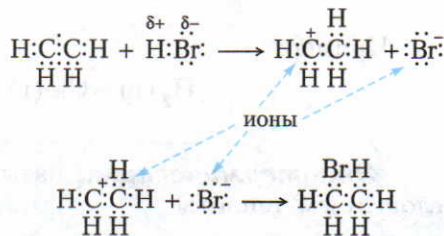


Реакции, характерные для органических веществ

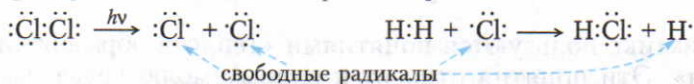
протекающие по радикальному механизму*



протекающие по ионному механизму



* В неорганической химии некоторые реакции тоже протекают по радикальному механизму, например взаимодействие хлора с водородом:



2. *Обратить внимание, не нужно ли приведенное вами уравнение химической реакции изобразить не только в молекулярном, но и в ионном виде.* Если данная реакция обмена или замещения протекает в водном растворе и в ней участвуют ионы, то, кроме молекулярного уравнения, необходимо составить также полное и сокращенное ионные уравнения. Приводя примеры реакций ионного обмена, следует помнить, что они протекают до конца в следующих случаях:

- 1) если в результате реакции выделяется газообразное вещество;
- 2) если в результате реакции выпадает осадок;
- 3) если в результате реакции образуется малодиссоциирующее соединение.

Ответьте на вопросы 3, 4, 7, 8 (с. 48).

III. По тепловому эффекту

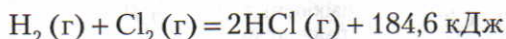
Как вам известно, одни химические реакции протекают с выделением теплоты, а другие — с поглощением.

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции, называют **тепловым эффектом** данной химической реакции.

По тепловому эффекту химические реакции подразделяют на две группы: *экзотермические* и *эндотермические*.

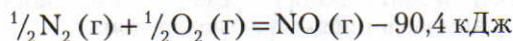
Экзотермическими называют реакции, которые протекают с выделением теплоты.

Пример:



Эндотермическими называют реакции, которые протекают с поглощением теплоты.

Пример:



На практике пользуются понятиями «теплота образования» и «теплота сгорания». Эти понятия относят к одному молю вещества.

Теплотой образования называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании одного моля соединения из простых веществ.

Так, например, теплота образования одного моля жидкой воды из 2 г (один моль) водорода и 16 г (0,5 моль) кислорода равна 285,8 кДж:



Теплотой сгорания называют количество теплоты, которое выделяется при сгорании одного моля вещества.

Например, теплота сгорания ацетилена равна 1300 кДж:



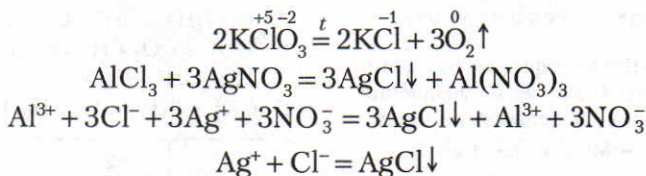
Химические уравнения, в которых указано количество теплоты, выделяемое или поглощаемое при реакции, называют *термохимическими*.

Теплоты образования и сгорания — это важные физические величины, и их численные значения можно найти в соответствующих справочниках.

IV. По признаку обратимости

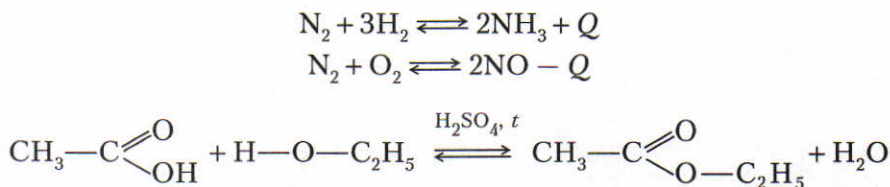
Необратимыми называют такие реакции, которые протекают до конца, т. е. до полного израсходования одного из реагирующих веществ.

Примеры:



Химические реакции, протекающие при данных условиях во взаимно противоположных направлениях, называют **обратимыми**.

Примеры:



Обратимость химических реакций создает много проблем в химической технологии. Необходимо создавать условия для увеличения выхода продукта реакции. Для этого надо знать правила смещения химического равновесия (см. § 13).

Ответьте на вопросы 5, 6. Решите задачи 1, 2.

?

1. Охарактеризуйте основные типы химических реакций по их важнейшим признакам. Приведите примеры.

2. Согласно схеме 3 приведите по два примера реакций разложения, соединения и замещения (кроме указанных). Напишите уравнения этих реакций. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций проставьте степени окисления и покажите переход электронов.

3. Определите, к какому типу относятся перечисленные ниже химические реакции, и объясните их сущность: а) взаимодействие раствора хлорида железа(III) с гидроксидом натрия; б) разложение хлората калия при нагревании; в) окисление оксида серы(IV); г) разложение карбоната кальция при нагревании; д) взаимодействие алюминия с серой. Составьте уравнения этих реакций.

4. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в уравнении окислительно-восстановительной реакции



Укажите окислитель и восстановитель.

1. При сгорании 3,27 г цинка выделилось 174 кДж. Вычислите теплоту образования оксида цинка (тепловой эффект реакции).

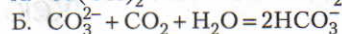
5. На конкретных примерах поясните, что означают понятия «тепловой эффект реакции», «теплота образования» и «теплота сгорания».

6. Какие реакции называют обратимыми и какие — необратимыми? Приведите конкретные примеры.

7. При каких условиях ионные реакции протекают до конца? Приведите в каждом случае по два примера и составьте уравнения этих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

8. Установите соответствие между реагентами и ионно-молекулярным уравнением реакции.

- 1) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$
- 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3$
- 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



1	2	3	4

2. При восстановлении железа из 100 г оксида железа(III) алюминием выделилось 476,0 кДж. Определите тепловой эффект этой реакции.

§ 12. Скорость химических реакций. Катализ

В курсе неорганической химии (9 класс) вы ознакомились с понятием «скорость химических реакций». Теперь рассмотрим его более подробно.

На практике вы встречались с реакциями, которые протекают в растворах и между веществами в газообразном состоянии, например между азотом и водородом при синтезе аммиака. В этих случаях среда однородная, т. е. *гомогенная* (не имеющая внутренних границ раздела между веществами). Вам известны и такие реакции, в которых реагирующие вещества не образуют гомогенную среду. Примером является горение угля и других твердых веществ. Оно происходит в неоднородной, т. е. *гетерогенной*, среде (имеющей внутренние границы раздела). В связи с этим при рассмотрении вопроса о скорости химической реакции необходимо различать реакции, протекающие в гомогенной и гетерогенной системах.

Раздел химии, который изучает скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов, называют *химической кинетикой*.

В гомогенных реакциях частицы веществ реагируют одинаково во всем объеме системы, в гетерогенных реакциях — только на поверхности (границе раздела). Так, например, при горении угля молекулы кислорода реагируют только с теми атомами углерода, которые находятся на поверхности. При измельчении угля его поверхность возрастает и скорость горения увеличивается.

Под **скоростью химической реакции** понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы.

При этом безразлично, о каком из участвующих в реакции веществе идет речь: все они связаны уравнением реакции, и по изменению концент-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...первые научные представления о катализе возникли почти одновременно с развитием атомной теории строения вещества. В 1806 г. Н. Клеман и Ш. Дезорм опубликовали подробные данные об ускорении процесса окисления SO_2 в присутствии оксидов азота при камерном производстве серной кислоты. Шесть лет спустя К. С. Кирхгоф писал об ускоряющем влиянии разбавленных минеральных кислот на гидролиз крахмала. Этим для тех времен необычным химическим явлениям Й. Я. Берцелиус в 1835 г. дал общее название — катализ (греч. «каталио» — *разрушать*).

рации одного из веществ можно судить об изменениях концентраций всех остальных. Концентрацию выражают в моль/л, а время — в секундах или минутах.

Определим в общем виде скорость гомогенной реакции, протекающей по уравнению:



Допустим, концентрация вещества А в некоторый момент времени (t_1) составляет C_1 моль/л. По мере расходования (t_2) вещества А его концентрация станет меньше — C_2 моль/л. Тогда скорость реакции может быть определена так:

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Знак «минус» указывает на уменьшение концентрации реагентов (при протекании реакции количество каждого реагента уменьшается).

Для продуктов реакции ΔC — положительная величина, так как концентрация продуктов в ходе реакции возрастает. Тогда: $v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$, так как скорость реакции может быть только положительной величиной.

Скорость гомогенной реакции определяется изменением концентрации одного из вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции веществ в единицу времени.

Поскольку скорость реакции все время изменяется, то можно говорить о мгновенной скорости реакции, т. е. скорости в данный момент времени.

В гетерогенных реакциях скорость не выражают через концентрацию, поскольку вещества реагируют не в объеме, а на поверхности.

Скорость гетерогенной реакции определяется числом молей веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности.

Но так как площадь поверхности и площадь соприкосновения быстро меняются, то расчеты очень специфичны и сложны.

■ **Энергия активации.** Химические реакции происходят только при столкновении частиц реагирующих веществ. Причем столкновение должно быть эффективным, приводящим к перегруппировке атомов и образованию новых веществ. Для этого реагирующие частицы должны обладать достаточной энергией, за счет которой можно преодолеть отталкивание электронных оболочек атомов.

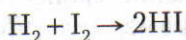
Энергия активации E_a — это средняя избыточная энергия, которой должны обладать реагирующие частицы (атомы, молекулы), чтобы преодолеть потенциальный барьер, разделяющий в химической реакции реагенты и продукты.

Если барьер невелик, то большинство частиц может его преодолеть, поэтому скорость реакции высокая. Если энергия активации значительна, реакция протекает медленно.

Энергию активации определяют экспериментально, исследуя зависимость скорости реакции от температуры.

В результате эффективного столкновения частиц образуется промежуточная группировка атомов — *активированный комплекс* (рис. 15). Эта группировка очень активна, выделить ее в индивидуальном состоянии невозможно. Она существует очень короткое время (порядка 10^{-13} с).

В качестве примера рассмотрим реакцию синтеза иодоводорода.



При столкновении молекулы водорода и молекулы иода, если они обладают достаточной энергией, образуется активированный комплекс H_2-I_2 . Далее эта частица может или вернуться к исходному состоянию (реакция не происходит) или превратиться в две молекулы иодоводорода (см. рис. 15). Из рисунка видно, что образование нового вещества сопровождается выделением энергии (ΔH). Произошла экзотермическая реакция.

Таким образом, энергия активации — это разность между значениями средней энергии активированных комплексов и средней энергии исходных молекул.



Рис. 15. Изменение энергии системы в ходе взаимодействия водорода и иода

Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ устанавливается основным законом химической кинетики — **законом действующих масс**:

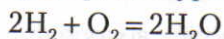
Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Для реакции $A + B = C + D$ закон выразится уравнением:

$$v = k \cdot C_A \cdot C_B,$$

где C_A и C_B — концентрация веществ А и В (моль/л), k — коэффициент пропорциональности (константа скорости реакции, численно равная скорости химической реакции при концентрациях реагирующих веществ в 1 моль/л). Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ и от температуры, но не зависит от концентраций веществ.

Приведенное выше выражение скорости реакции называют *кинетическим уравнением реакции*. Например, для уравнения реакции



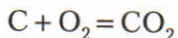
кинетическое уравнение реакции имеет вид:

$$v = k \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Показатель степени, в которой концентрация вещества входит в кинетическое уравнение, называют *порядком химической реакции* по данному веществу, а сумму показателей всех реагентов — *порядком реакции в целом*.

Приведенная выше реакция будет реакцией второго порядка по водороду, первого порядка по кислороду и третьего порядка в целом.

Закон действующих масс не учитывает реагирующие вещества, находящиеся в твердом состоянии, так как их концентрация постоянна и они реагируют лишь на поверхности. Например, кинетическое уравнение для реакции горения угля



будет выглядеть так:

$$v = k \cdot [\text{O}_2]$$

Явление катализа и влияние различных факторов на протекание обратимых реакций рассмотрим более подробно.

Катализаторы и катализ. В ускорении химических реакций исключительно большая роль принадлежит катализаторам, например, в производстве серной кислоты, аммиака, азотной кислоты, этанола, этанала и др.

Обобщим основные сведения о катализе, катализаторах и каталитических реакциях.

Ускорение химических реакций благодаря присутствию некоторых веществ носит название *катализа*, а замедление — *ингибирования*.

Вещества, которые ускоряют химические реакции, активно участвуют в них, но сами в итоге не расходуются, называют **катализаторами**.

Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют **ингибиторами**.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называют **каталитическими**.

Может возникнуть вопрос: как объяснить сущность явления катализа?

При рассмотрении действия катализаторов следует учесть, что реакции могут протекать в гомогенной и гетерогенной средах. Независимо от того, в какой среде протекает химическая реакция, сущность действия катализаторов одна и та же: катализаторы активно участвуют в данной химической реакции с образованием различных промежуточных соединений. В качестве примера рассмотрим известную вам реакцию этилена с водой, т. е. получения этанола из этилена.

Для осуществления реакции этилена с водой применяют различные катализаторы. Наиболее эффективным катализатором при производстве этанола является ортофосфорная кислота, а в лабораторных условиях — серная. Оказывается, что этилен с водой непосредственно не реагирует, но с серной кислотой реакция протекает:



Этилсульфат реагирует с водой:



Из уравнения видно, что этилсульфат является промежуточным соединением, которое увеличивает скорость реакции.

Многие каталитические реакции протекают в гетерогенной среде. Характерный пример такого процесса — окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) при производстве серной кислоты контактным способом (см. § 14). В качестве катализатора в этой реакции применяют оксид ванадия(V) V_2O_5 в размельченном состоянии. Каталитические свойства вещества усиливаются в высокодисперсном, т. е. в сильно раздробленном, состоянии или в том случае, если катализатор имеет пористую структуру. Отсюда понятна роль адсорбции в каталитических реакциях, протекающих в гетерогенной среде. Процесс адсорбции способствует увеличению скорости реакции по двум основным причинам:

1) адсорбированные молекулы реагирующих веществ более тесно соприкасаются;

2) притяжение реагирующих молекул к поверхности катализатора ослабляет существующие в них химические связи, т. е. способствует их разрыву и образованию промежуточных, неустойчивых высокоактивных частиц, что ускоряет образование продукта реакции.

Напомним, что повышение температуры — необходимое условие активирования молекул, так как при этом повышается способность к разрыву в них химических связей. Используя катализатор, можно увеличить скорость реакции при более низкой температуре, так как катализатор также способствует разрыву химических связей. Процесс синтеза аммиака — характерный пример, подтверждающий взаимную роль температуры и катализатора в ускорении химических реакций.

Основные факторы, влияющие на скорость химических реакций, указаны в таблице 2.

Таблица 2. Основные факторы, влияющие на скорость химических реакций

Фактор	Примеры	Теоретическое обоснование
1. <i>Природа реагирующих веществ</i>	Металлы (калий, натрий) с одним и тем же веществом — водой — реагируют с различной скоростью (в одинаковом состоянии и при равных условиях)	Сущность реакций металлов с водой заключается в том, что атомы металлов отдают электроны, т. е. окисляются. Атомы калия обладают большим атомным радиусом, чем атомы натрия, и поэтому отдают электроны гораздо энергичнее
2. <i>Концентрация</i> (для веществ в растворенном состоянии и газов)	Горение веществ в чистом кислороде происходит активнее, чем в воздухе, где концентрация кислорода почти в пять раз меньше	Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение молекул реагирующих веществ. Частота же столкновений зависит от числа молекул в единице объема, т. е. от концентрации
3. <i>Поверхность реагирующих веществ</i> (для веществ в твердом состоянии скорость химических реакций прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ)	Вещества железо и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании	При измельчении вещества увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ

Фактор	Примеры	Теоретическое обоснование
<p>4. <i>Температура.</i> При повышении температуры скорость большинства химических реакций увеличивается*</p>	<p>Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обычной температуре (медленное окисление). При повышении температуры скорость окисления резко увеличивается и начинается бурная реакция (горение)</p>	<p>При столкновении реагируют только те молекулы, которые обладают достаточной кинетической энергией. При повышении температуры доля активных молекул возрастает</p>
<p>5. Наличие <i>катализаторов</i> (веществ, ускоряющих химические реакции) или <i>ингибиторов</i> (веществ, замедляющих химические реакции)</p>	<p>Разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется оксидом марганца(IV). В присутствии ингибиторов соляная кислота становится инертной по отношению к металлам</p>	<p>Под действием катализаторов вещества становятся реакционноспособными при более низкой температуре. Например, бертолетова соль становится реакционноспособной только при 400 °С, а в присутствии MnO₂ — при 200 °С</p>

* При повышении температуры на каждые 10 °С скорость химических реакций возрастает в среднем в два—четыре раза, что можно выразить и математически:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_2} — скорость реакции при повышенной температуре; v_{t_1} — скорость реакции при начальной температуре; γ — температурный коэффициент.

Ответьте на вопросы 1—6 (с. 62). Решите задачи 1—2 (с. 63).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...твердые катализаторы теряют свою активность (отравляются) в присутствии определенных веществ — ядов катализаторов.

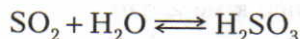
...промоторы — вещества, повышающие активность катализаторов.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в 1918 г. на складах в Нижнем Новгороде и других местах скопились огромные массы нефтяных отходов в виде солярового масла и мазута. В том же году Н. Д. Зелинскому удалось с помощью катализатора — хлорида аммония — раздробить крупные молекулы солярового масла на более мелкие и в конце процесса получить смесь, близкую по составу к бензину. Через полгода производство бензина по методу Н. Д. Зелинского на заводе в Кускове уже действовало. Н. Д. Зелинский любил говорить: «Неосуществимых реакций нет, а если реакция не идет, то еще не найден катализатор».

§ 13. Химическое равновесие и условия его смещения

Известны такие химические реакции, которые при данных условиях до конца не идут. Так, например, при растворении в воде оксида серы(IV) может образоваться только определенное количество сернистой кислоты. Это объясняется тем, что сернистая кислота непрочная, и происходит обратная реакция, т. е. разложение на оксид серы(IV) и воду. Следовательно, данная реакция не идет до конца потому, что одновременно происходят две реакции — *прямая* (между оксидом серы(IV) и водой) и *обратная* (разложение сернистой кислоты):



Как вы помните, подобные химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях, называют обратимыми.

Химическое равновесие. Поскольку скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ, то вначале скорость прямой реакции (v_1) должна быть максимальной, а скорость обратной реакции (v_2) равняться нулю. Концентрация реагирующих веществ с течением времени уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Поэтому скорость прямой реакции (v_1) уменьшается, а скорость обратной реакции (v_2) увеличивается. В определенный момент времени скорости прямой и обратной реакций становятся равными: $v_1 = v_2$.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

В состоянии химического равновесия количественное соотношение между реагирующими веществами и продуктами реакции остается постоянным.

ным: сколько молекул продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается. Однако состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия реакции: концентрация веществ, температура и давление.

Смещение химического равновесия. Многие химические продукты получают в результате обратимых химических реакций. Поэтому необходимо знать, при каких условиях в состоянии равновесия выход продукта увеличивается. Если при изменении условий (концентрации веществ, температуры, давления) в состоянии химического равновесия выход продукта увеличивается, то считают, что *равновесие сместилось вправо*, если уменьшается — то *влево*.

Так, например, при производстве серной кислоты требуется окислить оксид серы(IV) в оксид серы(VI). Данная реакция является экзотермической и обратимой:



Экспериментально было доказано, что эту реакцию эффективнее осуществлять при более низкой температуре, но при повышенном давлении. Влияние изменения температуры на процесс окисления оксида серы(IV) показано в таблице 3.

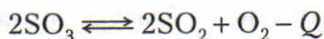
Таблица 3. Массовая доля оксида серы(VI) в состоянии равновесия при разных температурах

Температура (в °С), при которой происходит реакция	Массовая доля SO ₃ (в %) в газовой смеси
1000	5
600	73,0
500	93,5
400	99,2

Многочисленные исследования показали, что смещение химического равновесия подчиняется правилу, названному **принципом Ле Шателье**:

При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции:



Поэтому масса оксида серы(VI) в газовой смеси уменьшается (см. табл. 3).

При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема:



Как видно из уравнения, из трех объемов газовой смеси образуются два объема оксида серы(VI), поэтому давление внутри системы уменьшается.

При увеличении концентрации какого-либо компонента равновесие смещается в сторону уменьшения концентрации этого компонента. Если, например, в смеси, находящейся в химическом равновесии при 400 °С, увеличится концентрация оксида серы(VI), то равновесие сместится в сторону исходных веществ.

Катализаторы в равной степени ускоряют как прямую, так и обратную реакции и поэтому не смещают равновесие, но *ускоряют наступление равновесия*. Роль катализаторов заключается в том, что они увеличивают число активных молекул. Вследствие этого на химических производствах химическую реакцию с оксидом серы(IV) можно осуществлять при более низкой температуре. Окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) выгодно проводить при 400 °С с участием катализатора, так как скорость реакции без него при этой температуре недостаточна.

Ответьте на вопросы 7–8 (с. 63). Решите задачу 3 (с. 63).

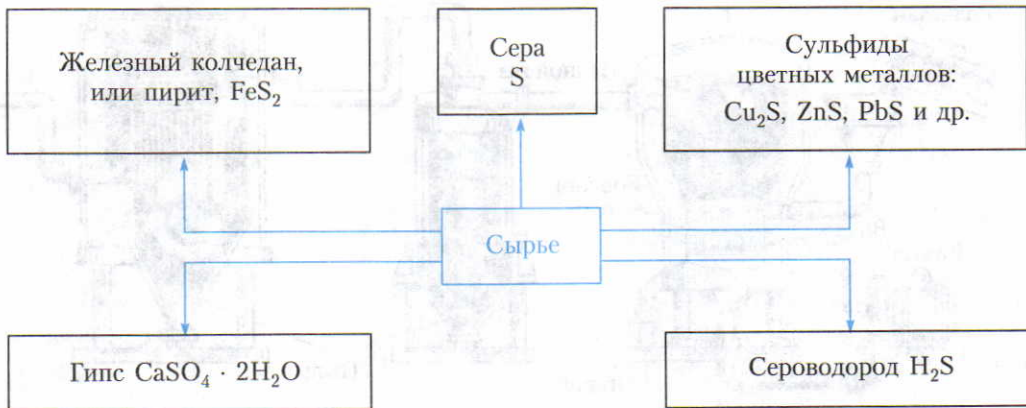
§ 14. Производство серной кислоты контактным способом

Серная кислота — один из основных продуктов химической промышленности. Среди минеральных кислот она по объему производства и потребления занимает первое место. Сырьевые источники производства серной кислоты достаточно многообразны (схема 5).

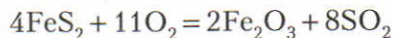
Сернокислотные заводы расположены в различных районах нашей страны. На каждом заводе используют тот или иной вид сырья, который добывают поблизости. В последние годы в развитии сернокислотного производства все больше намечается тенденция к комплексному использованию природного сырья. Например, используют оксид серы(IV), образующийся при обжиге сульфидов цветных металлов и сероводорода, который выделяется при коксовании каменного угля или при переработке некоторых природных газов. Так соблюдается принцип комбинирования различных химических производств.

Химическая суть процессов в производстве серной кислоты сводится к окислению сырья до оксида серы(VI) и переводу его в кислоту.

Получение оксида серы(IV). Первой стадией в производстве серной кислоты является окисление сырья до оксида серы(IV). Несмотря на то что сырьевые источники многообразны, до сих пор в качестве сырья используют преимущественно серу и серный колчедан (пирит). При этом доля колчедана в балансе сырья уменьшается, а доля серы возрастает.



Рассмотрим получение оксида серы(IV) на примере обжига серного колчедана:



Экспериментальным путем установлены закономерности изменения скорости реакции обжига пирита.

Зависимость скорости реакции от условий обжига пирита

1. При пропускании вместо воздуха чистого кислорода увеличивается концентрация одного из реагирующих веществ; следовательно, увеличивается скорость реакции.

2. При дроблении пирита увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ, что вызывает увеличение скорости реакции. Но при образовании слишком мелких частиц происходит слеживание, образуется плотный слой, через который кислород почти не проходит. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ уменьшается. Это приводит к снижению скорости реакции.

3. При повышении температуры обжига до $800\text{ }^\circ\text{C}$ возрастает доля молекул с достаточной кинетической энергией и скорость реакции увеличивается. При более высокой температуре происходит спекание частиц и скорость реакции падает.

Так как реакция обжига пирита является экзотермической, то температура поднимается выше оптимальной, т. е. выше $800\text{ }^\circ\text{C}$. Следовательно, избыточную теплоту нужно отводить и использовать для других целей, например для получения водяного пара.

Учеными был решен вопрос о *степени измельчения пирита*. Известно, что для повышения скорости обжига пирит следует дробить по возможности мельче. Однако спекание мелких частиц препятствует доступу кислорода.

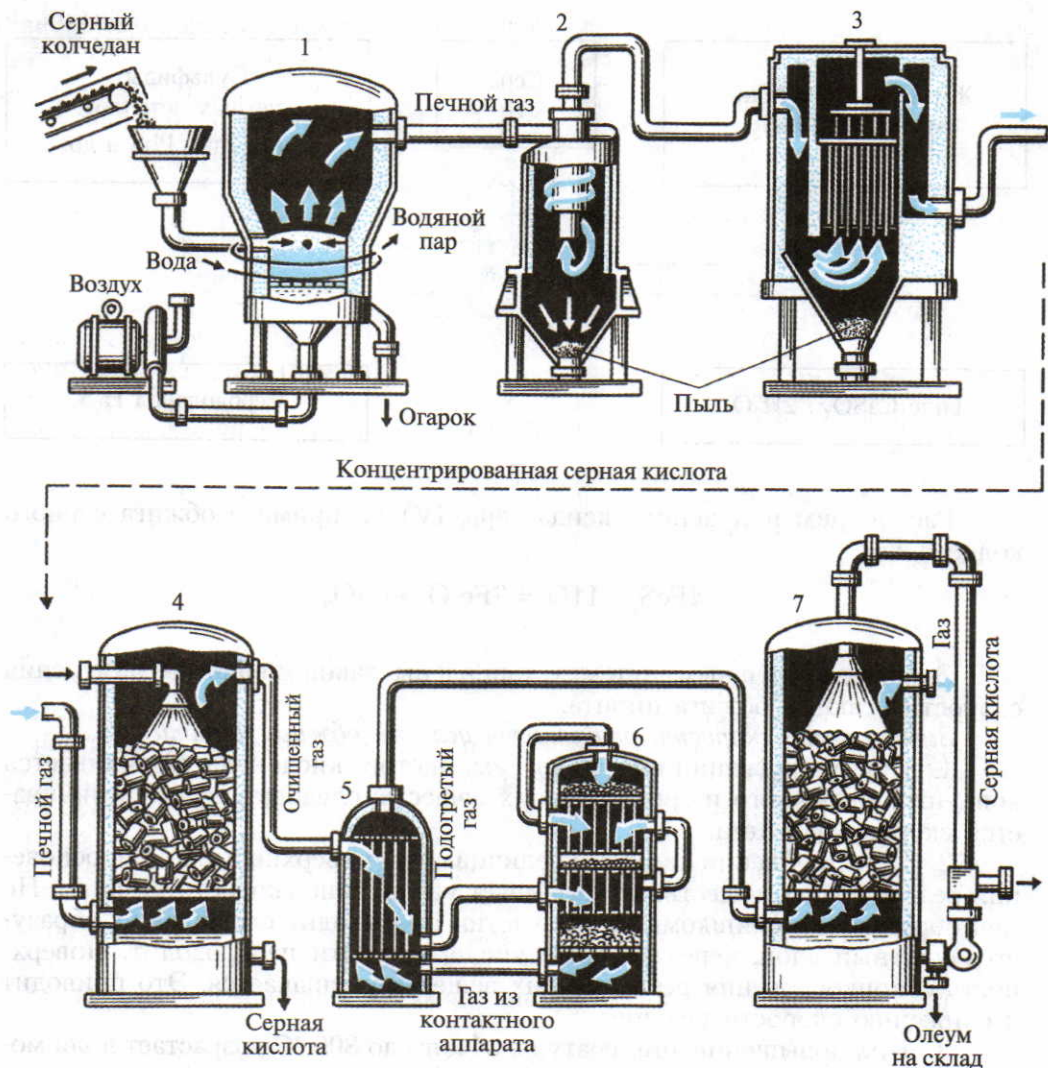


Рис. 16. Производство серной кислоты: 1 – печь для обжига в кипящем слое; 2 – циклон; 3 – электрофильтр; 4 – сушильная башня; 5 – теплообменник; 6 – контактный аппарат; 7 – поглотительная башня

Ученые пришли к выводу, что, применяя принцип противотока, т. е. подавая в печь тонко измельченный пирит сверху и продувая воздух снизу, можно отрегулировать подачу воздуха, чтобы частицы пирита разрыхлялись и оставались в подвижном состоянии (рис. 16). Такой слой мелких частиц назвали кипящим, так как он напоминает кипящую жидкость, через которую прорыва-

ются пары. Частицы пирита могут быть очень мелкими: в кипящем слое они не слеживаются и хорошо смешиваются с воздухом. Поэтому процесс обжига происходит очень быстро. Если раньше для обжига пирита требовалось 5—6 ч, то при обжиге в кипящем слое требуется лишь несколько секунд. Работа таких печей полностью механизирована: в печь непрерывно ленточным транспортером подается измельченный пирит, а компрессорами вдувается воздух. Образующийся оксид серы(IV) автоматически отводится для дальнейшей переработки. Заданный технологический режим (температура, подача воздуха и измельченного пирита) регулируется автоматически.

Очистка оксида серы(IV). Необходима тщательная очистка оксида серы(IV), так как примеси отравляют катализатор, т. е. теряются его каталитические свойства. Чтобы удалить из газовой смеси пыль, ее пропускают через аппарат, называемый *циклоном* (см. рис. 16). Он состоит из двух цилиндров, вставленных один в другой. Смесь газов поступает в наружный цилиндр и движется по спирали сверху вниз. Под действием движения газов в циклоне частицы пыли отбрасываются к стенке наружного цилиндра, падают вниз и удаляются.

Наиболее мелкие пылинки остаются в газе. Для их удаления смесь направляют в *электрофильтры*. Эти аппараты состоят из металлических сеток, между которыми протянута тонкая проволока. К ней подводят постоянный электрический ток высокого напряжения (60 000 В). Проволока заряжается отрицательно, а сетка — положительно. Смесь газов поступает в камеру снизу. В результате действия сильного электрического поля пылинки приобретают отрицательный заряд, притягиваются к сетке, где теряют свой заряд, и падают в специальный бункер.

От водяных паров газовую смесь очищают в *сушильной башне*. В эту башню газовая смесь поступает снизу, а сверху противотоком стекает концентрированная серная кислота. Для увеличения поверхности соприкосновения газа и жидкости башню заполняют керамическими кольцами.

Окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI). После тщательной очистки оксид серы(IV) и воздух поступают в контактный аппарат (см. рис. 16), где под влиянием катализатора (V_2O_5) происходит окисление:

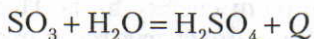


Газовую смесь для начала реакции нужно предварительно нагреть, так как в процессе очистки она охлаждается. Поэтому перед контактным аппаратом устанавливают *теплообменник*. Горячую газовую смесь, выходящую из контактного аппарата, пропускают по трубам теплообменника, а между ними в противоположном направлении пропускают подогреваемую газовую смесь. В результате происходит *теплообмен*, т. е. продукты реакции отдают свою теплоту газовой смеси, поступающей в контактный аппарат. Одновременно достигаются две цели: исходные вещества нагреваются, а продукты реакции охлаждаются до нужных температур.

В контактном аппарате находятся полки, на которых помещен слоями катализатор — оксид ванадия(V) V_2O_5 . Благодаря катализатору окисление оксида серы(IV) происходит при более низкой температуре и равновесие химической реакции смещается вправо.

Получение серной кислоты гидратацией оксида серы(VI). Охлажденный в теплообменнике оксид серы(VI) направляют в *поглотительную башню* (см. рис. 16). Казалось бы, оксид серы(VI) следует поглощать водой. Однако вместо воды применяют серную кислоту с массовой долей 98%.

Почему же для поглощения оксида серы(VI) нельзя использовать воду? Оказывается, оксид серы(VI) до соприкосновения с водой реагирует с ее парами, и образуются мелкие капельки серной кислоты — сернокислотный туман, который водой не поглощается. Над концентрированной серной кислотой водяной пар практически отсутствует. Оксид серы(VI) поглощается концентрированной серной кислотой, реагируя с содержащейся в ней водой:



Получается безводная серная кислота, при растворении в которой оксида серы(VI) образуется *олеум*.

Основные научные принципы (механизация и автоматизация производственных процессов, создание оптимальных условий для протекания химических реакций, использование теплоты химических реакций и др.), с которыми вы познакомились при изучении производства серной кислоты, являются общими и применяются почти на всех других химических производствах.

Охрана окружающей среды. Охране окружающей среды в нашей стране уделяется большое внимание. На сернокислотных заводах предотвратить загрязнение окружающей среды удается путем герметизации аппаратуры и применения газоочистительных установок.

Выполните упражнения 9—11 (с. 63). Решите задачу 4 (с. 63).

?

1. Что такое скорость химической реакции и как ее определяют?

2. Приведите примеры реакций, увеличение или уменьшение скорости которых имеет положительное или отрицательное значение на производстве или в быту. Дайте пояснения.

3. В таблице 2 (с. 54) указаны факторы, влияющие на скорость химических реакций, и даны примеры. Приведите для каждого фактора один-два дополнительных примера, составьте уравнения реакций и дайте обоснование их осуществления.

4. Почему катализаторы увеличивают скорость химических реакций? Приведите конкретные примеры.

5. Скорость химической реакции, в которой участвует твердое вещество, увеличивается в результате

1) изменения концентрации реагирующих веществ

2) уменьшения температуры

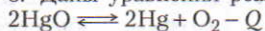
3) изменения давления

4) увеличения площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ

6. Из курсов неорганической и органической химии приведите три-четыре примера каталитических реакций.

7. Объясните, какую систему называют равновесной. Какие условия необходимы для смещения химического равновесия: а) экзотермической реакции; б) эндотермической реакции?

8. Даны уравнения реакций:



В какую сторону сместится равновесие при повышении: а) температуры; б) давления?

9*. Сформулируйте закон действующих масс применительно к скорости химической реакции и к химическому равновесию.

1. Вычислите среднюю скорость реакции



если начальная концентрация вещества А равна 0,22 моль/л, а через 10 с — 0,215 моль/л. Как изменилась за это время концентрация вещества В?

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры

10. Серную кислоту можно получить из следующих исходных веществ: а) сульфида цинка; б) сероводорода; в) сульфида сурьмы Sb_2S_3 . Составьте уравнения соответствующих реакций.

11. При сооружении печей для обжига пирита руководствовались следующими закономерностями: скорость реакции растет с повышением степени измельчения сырья и увеличением температуры обжига. Поясните, какие затруднения возникали при соблюдении этих условий и как их устранили.

12. Поясните, какие условия необходимы для превращения оксида серы(IV) в оксид серы(VI).

от 150 до 200 °С, если при повышении температуры на 10 °С скорость реакции увеличивается в три раза?

3. Какую массу серной кислоты можно получить из 16 т руды, содержащей 60% дисульфида железа FeS_2 ?

4. Сколько тонн 98%-ного раствора серной кислоты можно получить из 2,4 т пирита?

§ 15. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

С понятиями «электролиты», «неэлектролиты» и «электролитическая диссоциация» вы подробно ознакомились в 9 классе. Водные растворы электролитов проводят электрический ток. К электролитам относят кислоты, основания, соли — важнейшие классы неорганических соединений. Характер взаимодействия веществ с водой зависит от природы вещества, от вида химической связи, от температуры и от некоторых других факторов.

Кислоты, основания, соли имеют ионные и/или ковалентные полярные связи. В твердом кристаллическом состоянии ионные соединения не проводят электрический ток, так как ионы в этом случае не свободны, а жестко фиксированы в узлах кристаллической решетки. В растворах же дипольные молекулы воды окружают кристалл, связь между ионами ослабевает, происходит переход ионов из кристалла в раствор, образуются гидратированные ионы, кристаллическая решетка разрушается. Разрушение

кристаллической решетки происходит и в расплавах. Этот процесс получил название *электролитическая диссоциация*.

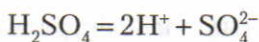
При растворении в воде полярных соединений ковалентная полярная связь под действием диполей воды переходит в ионную и в растворе появляются гидратированные ионы. Именно они служат носителями зарядов в растворах (или расплавах) электролитов. Таким образом, электролиты — проводники второго рода, т. е. вещества, обладающие ионной проводимостью. (Металлы — проводники первого рода; в них носителями заряда служат электроны.)

■ Для объяснения особенностей водных растворов электролитов в 1887 г. шведский ученый С. Аррениус предложил теорию электролитической диссоциации. Однако ученый не учитывал всей сложности явлений, протекающих в растворах. Он рассматривал ионы как свободные частицы, независимые от молекул растворителя.

Дальнейшее развитие представлений о растворах электролитов было осуществлено русским химиком И. А. Каблуковым. Он показал, что электролитическую диссоциацию нельзя объяснить без химической теории растворов Д. И. Менделеева. Как известно, Д. И. Менделеев экспериментально обосновал образование химических соединений при взаимодействии растворенного вещества с растворителем.

Среди электролитов очень важное место занимают *кислоты* и *основания*.

Согласно теории Аррениуса, **кислоты** — это электролиты, диссоциирующие в водной среде с образованием ионов водорода.



Согласно Аррениусу, **основания** — это электролиты, диссоциирующие в водной среде с образованием гидроксид-ионов.



■ **Кисотно-основное взаимодействие.** Теория электролитической диссоциации не могла описать поведение веществ в неводных растворах. Наиболее распространенной теорией, объясняющей поведение веществ в неводных растворах, стала *протолитическая теория* кислот и оснований, предло-

женная датским физикохимиком И. Бренстедом и английским химиком Т. Лоури одновременно (1928–1929).

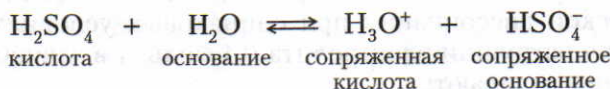
Согласно этой теории, *кислоты* — это вещества, молекулы или ионы, отщепляющие в данной реакции протоны; *основания* — вещества, молекулы или ионы, присоединяющие протоны.

Кислоты и основания получили общее название *протолиты*.

Кислота и основание существуют как сопряженные пары и связаны между собой уравнением:

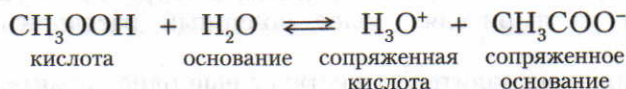


Протон не существует в свободном виде, в воде он образует ион гидроксония H_3O^+ :

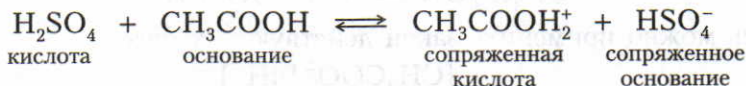


С переходом протона взаимодействующие соединения поменялись ролями — серная кислота превратилась в сопряженное основание HSO_4^- , а вода (основание) — в сопряженную кислоту H_3O^+ .

Уксусная кислота CH_3COOH в водном растворе проявляет свойства слабой кислоты:



При смешивании серной и уксусной кислот последняя играет роль основания:



Кислотно-основное взаимодействие рассматривается как процесс передачи протона. Приведенные примеры показывают, что деление веществ на кислоты и основания носит относительный характер.

Протолитическая теория, объясняя явления, происходящие как в водных, так и в неводных растворах, представляет более общую теорию кислот и оснований, чем теория электролитической диссоциации.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–4 (с. 68). Решите задачи 1, 2 (с. 68).

§ 16. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации

С понятиями «степень электролитической диссоциации» вы уже знакомы. Это важная количественная характеристика. Степень диссоциации обозначают греческой буквой α (альфа).

Степень электролитической диссоциации α — это отношение числа молекул, распавшихся в растворе на ионы, к общему числу исходных молекул, введенных в раствор (или расплав).

Значение α изменяется от 0 (вещество — неэлектролит) до 1 (сильный электролит). Часто эту величину измеряют в процентах.

Оценить силу различных электролитов можно, сравнивая степень их электролитической диссоциации при одинаковых условиях. При температуре 18 °С и концентрации электролита 0,1 моль/л в зависимости от степени диссоциации различают:

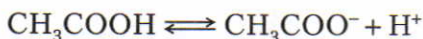
- сильные электролиты: $\alpha > 30\%$ (соли, щелочи, сильные кислоты);
- электролиты средней силы: $3\% < \alpha < 30\%$ (H_3PO_4 , H_2SO_3);
- слабые электролиты: $\alpha < 3\%$ (HF , HClO , H_3BO_3 , H_2S , органические кислоты, основания).

Степень диссоциации зависит от:

- концентрации раствора (чем более разбавлен раствор, тем α больше);
- температуры раствора (с увеличением температуры α увеличивается);
- природы растворителя (более полярный растворитель усиливает диссоциацию).

Для слабых электролитов существует еще одна характеристика — *константа диссоциации* (K_d).

В растворах слабых электролитов устанавливается химическое равновесие, например:



Здесь можно применить закон действующих масс:

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]},$$

где K_d — константа диссоциации.

Константа диссоциации зависит от температуры, природы электролита и растворителя, но не зависит от концентрации электролита.

Для сильных электролитов значение константы диссоциации не определяют, так как в растворе недиссоциированных на ионы молекул практически нет. Чем больше K_d , тем больше ионов в растворе, тем сильнее электролит.

■ **Водородный показатель (рН) раствора.** Вода — очень слабый электролит. Из каждого миллиарда молекул воды только две распадаются на ионы:

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в зависимости от того, что мы едим, значение pH у нас во рту меняется. Потребление сахара в больших количествах приводит к увеличению кислотности слюны. Безопасным для слюны значением pH считается 5,5. Более низкое значение pH вызывает разрушение зубов.



Концентрацию ионов обычно выражают в молях ионов в 1 л. Из уравнения диссоциации воды видно, что концентрации ионов H^+ и ионов OH^- одинаковы ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$). Опытным путем установлено, что в одном литре воды при комнатной температуре (22°C) диссоциации подвергается лишь 10^{-7} моль воды и при этом образуется 10^{-7} моль/л ионов H^+ и 10^{-7} моль/л ионов OH^- .

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называют *ионным произведением воды* ($K_{\text{В}}$). При температуре 22°C $K_{\text{В}}$ — величина постоянная, численно равна 10^{-14} :

$$K_{\text{В}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Для нейтрального раствора $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Если к нейтральному раствору добавить кислоты, то $[\text{H}^+]$ станет больше 10^{-7} моль/л, а $[\text{OH}^-]$ уменьшится, среда раствора станет кислой. Если к нейтральному раствору добавить щелочи, то $[\text{OH}^-]$ станет больше 10^{-7} моль/л, а $[\text{H}^+]$ уменьшится, раствор станет щелочным.

Кислотность и щелочность раствора принято выражать через концентрацию H^+ : для нейтральной среды $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, для кислой среды $[\text{H}^+] > 10^{-7}$, для щелочной среды $[\text{H}^+] < 10^{-7}$. Пользоваться числами с отрицательными показателями степени неудобно. Принято концентрацию ионов водорода выражать через водородный показатель, обозначаемый символом pH (пэ-аш).

Водородный показатель pH — это десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком.

Для нейтрального раствора: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg [10^{-7}] = 7$.

Для кислых растворов $\text{pH} < 7$, для щелочных растворов $\text{pH} > 7$.

Зная pH раствора, можно рассчитать молярную концентрацию ионов H^+ в растворе:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Определение pH имеет важное значение в практической деятельности. Этот показатель широко используют в лабораторных исследованиях, промышленности, сельском хозяйстве и садоводстве. Для медицинских целей проводится измерение pH растворов человеческого организма (например, крови).

Существуют различные способы определения рН раствора. Для более точного определения рН служат электронные приборы, которые называют *иономерами* или *рН-метрами*. Примерную оценку кислотности водных растворов электролитов можно провести с помощью уже знакомых вам особых веществ — *индикаторов* (лакмуса, фенолфталеина, метилового оранжевого, универсального индикатора).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5–9. Решите задачу 3.

?

1. Какие из следующих веществ относят к электролитам, а какие — к неэлектролитам: этиловый спирт, водный раствор гидроксида калия, расплав гидроксида калия, водный раствор сульфата меди(II), соляная кислота, водный раствор глюкозы, раствор кислорода в воде?

2. Составьте уравнения диссоциации следующих электролитов: NaOH , Na_3PO_4 , HNO_3 , CH_3COONa , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$, KH_2PO_4 .

3. В качестве катионов только ионы H^+ образуются при диссоциации

- 1) KOH 3) KHCO_3
2) HNO_3 4) Na_2HPO_4

4. В качестве анионов только ионы OH^- образуются при диссоциации

- 1) NaOH 3) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
2) $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ 4) Na_2CO_3

• 1. Из 400 мл 20%-ного (по массе) раствора сульфата меди(II) (плотность 1,19 г/мл) при понижении температуры выпал осадок кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 50 г. Какова массовая доля сульфата меди(II) в оставшемся растворе?

5. Степень диссоциации вещества в растворе составляет 97%. Вещество является

- 1) сильным электролитом
2) слабым электролитом
3) электролитом средней силы
4) неэлектролитом

6. Слабым электролитом является

- 1) гидроксид калия
2) уксусная кислота
3) серная кислота
4) бромид натрия

7*. Чему равно рН 0,001М раствора соляной кислоты?

8*. Определите, больше, меньше или равно 7 рН водных растворов следующих веществ: Na_2SO_4 , KOH , HNO_3 .

9*. Почему рН дождевой воды всегда меньше 7? От чего это зависит?

2. Вычислите массовую долю (в процентах) натрия в соли, полученной при взаимодействии 3 моль NaOH с 1 моль H_3PO_4 .

3. Вычислите объем газа (н. у.), выделившегося при сливании 150 г 30%-ной соляной кислоты с раствором карбоната натрия, содержащим 0,5 моль этой соли.

§ 17. Реакции ионного обмена

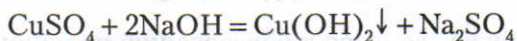
В 9 классе вы подробно изучали реакции ионного обмена.

Реакции, протекающие между ионами, называют **реакциями ионного обмена**.

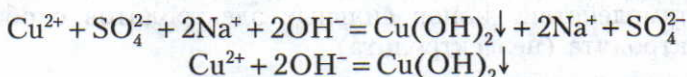
Реакции ионного обмена в водных растворах могут протекать необратимо и обратимо. Необратимо, или до конца, они протекают в том случае,

если в результате образуются нерастворимые, газообразные или малодиссоциирующие вещества. Рассмотрим протекание необратимых реакций ионного обмена с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Рассмотрим реакцию, протекающую при сливании растворов сульфата меди(II) и гидроксида натрия:

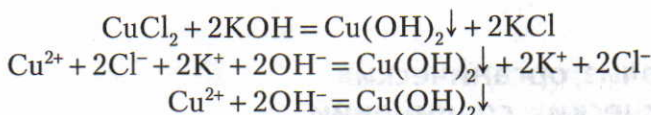


В водных растворах сильные электролиты полностью диссоциируют на ионы, поэтому в ионном виде полное и сокращенное уравнения этой реакции будут выглядеть так:

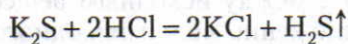


Сокращенное ионное уравнение показывает, что реакция свелась к взаимодействию ионов Cu^{2+} и OH^- , в результате которого образовалось вещество $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — слабый электролит.

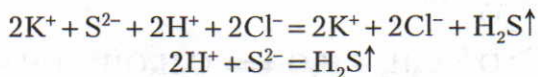
При этом неважно, в состав каких веществ входили эти ионы до их взаимодействия. Можно взять любую растворимую соль двухвалентной меди и любую щелочь, чтобы произошла реакция, соответствующая такому сокращенному ионному уравнению, например:



Рассмотрим следующий случай, когда в результате реакции обмена образуется газообразное вещество:

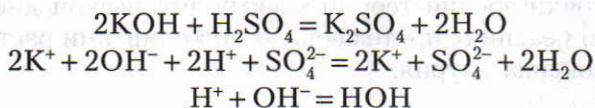


Из этих четырех веществ первые три — сильные электролиты, сероводород — газообразное вещество молекулярного строения:



Сокращенное ионное уравнение показывает, что в результате этой реакции из ионов, входящих в состав сильных электролитов, образовались молекулы слабого электролита (неэлектролита). И в этом случае при взаимодействии любой растворимой соли сероводородной кислоты с другой кислотой образуется газообразное вещество — H_2S .

Рассмотрим третий случай, когда в результате реакции ионного обмена образуется малодиссоциирующее вещество:

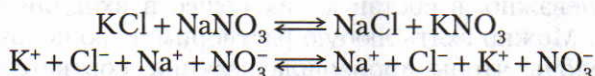


Эта реакция также сводится к образованию из ионов сильных электролитов молекул слабого электролита — воды.

Таким образом, можно вывести общее правило:

Реакции в растворах электролитов протекают необратимо, если происходит взаимодействие ионов сильных электролитов с образованием слабого электролита (неэлектролита).

Если в результате реакции не образуется малодиссоциирующее (или недиссоциирующее) соединение, то такая реакция всегда протекает обратимо, т. е. в растворе образуется смесь ионов:



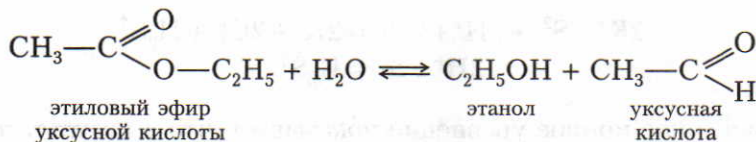
Выполните упражнения 1–3 (с. 74). Решите задачи 1, 2 (с. 74).

§ 18. Гидролиз органических и неорганических соединений

В курсе неорганической и органической химии вы неоднократно встречались с реакциями гидролиза. Гидролиз — это разновидность реакции обмена. Протекает реакция между исходным веществом и водой, в результате чего происходит разложение водой исходного вещества.

Гидролиз в основном процесс обратимый. Как сместить равновесие в необходимую сторону? Рассмотрим этот процесс на различных примерах.

В органической химии вы изучали *гидролиз сложных эфиров*:

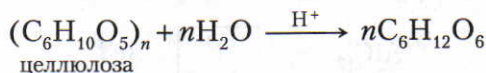
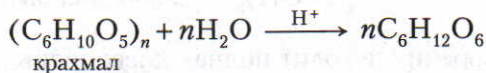


Для того чтобы равновесие сместилось в сторону продуктов реакции, гидролиз необходимо проводить в присутствии щелочи, тогда вместо кислоты образуется ее натриевая соль и реакция в обратную сторону не пойдет.

Аналогично протекает и *гидролиз жиров* с образованием глицерина и мыла (натриевой соли высшей карбоновой кислоты). В промышленности эта реакция имеет огромное значение. У нее есть еще одно название — омыление.

Гидролиз углеводов протекает в присутствии минеральных кислот:

полисахариды → декстрины → дисахариды → моносахариды



Гидролиз белка осуществляется при нагревании его с кислотами или щелочами:

белки → полипептиды → крупные пептиды → мелкие пептиды →
→ дипептиды → аминокислоты

Реакции гидролиза имеют важное практическое и биологическое значение. В живых организмах они осуществляются в присутствии ферментов. В неорганической химии большое значение отводится *гидролизу солей*.

Гидролиз соли — это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием, т. е. как результат кислотно-основного взаимодействия (схема 6).

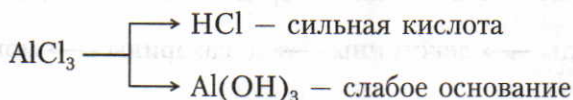
Схема 6



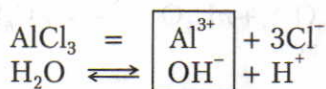
Рассмотрим типичные случаи гидролиза солей.

I. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием.

Добавим в раствор хлорида алюминия AlCl_3 несколько капель лакмуса: он изменит свой цвет на розовый. Следовательно, у раствора этой соли среда кислая.



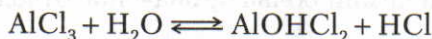
В водном растворе происходит полная диссоциация хлорида алюминия, так как он сильный электролит, и незначительная диссоциация молекул воды:



Катионы слабого основания Al^{3+} участвуют в реакции гидролиза; образуется слабый электролит — катион AlOH^{2+} , в растворе появляются свободные ионы водорода H^+ и *среда раствора становится кислой*:

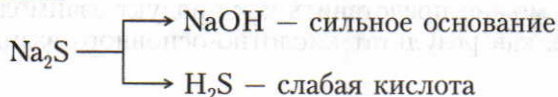


Ионному уравнению соответствует молекулярное уравнение:

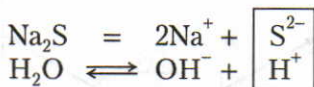


II. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой.

Добавим в раствор сульфида натрия Na_2S несколько капель фенолфталеина: он изменит свой цвет на малиновый. Следовательно, у раствора этой соли среда щелочная.



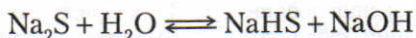
В водном растворе происходит полная диссоциация соли, так как это сильный электролит, и незначительная диссоциация молекул воды:



Анионы слабой кислоты S^{2-} участвуют в реакции гидролиза, образуя слабый электролит — анион HS^- , в растворе появляются гидроксид-ионы OH^- и *среда раствора становится щелочной*:



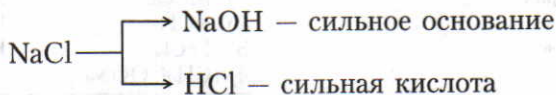
Ионному уравнению соответствует молекулярное уравнение:



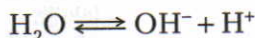
III. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой.

Эти соли гидролизу не подвергаются.

Рассмотрим поведение таких солей в водном растворе.

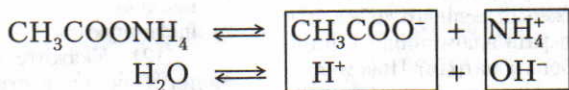


Хлорид натрия – сильный электролит. В растворе не происходит образования малодиссоциирующего вещества, и *среда раствора остается нейтральной*:



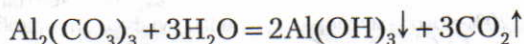
IV. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

В этом случае гидролизу подвергаются как катион, так и анион, образуются слабые электролиты, и *среда раствора оказывается близкой к нейтральной*:



Обратимый гидролиз полностью подчиняется принципу Ле Шателье.

Однако существует и *необратимый гидролиз*, когда соль полностью разлагается водой. Такие соли не существуют в водных растворах, и их нельзя получить реакцией обмена между водными растворами двух солей:



■ Гидролиз – обменный кислотно-основный процесс. Его можно объяснить с позиции кислотно-основного взаимодействия.

Согласно протолитической теории, протон от молекулы воды может переходить к определенному иону или от иона к молекуле воды:



Ответьте на вопросы 4–12 (с. 74). Решите задачи 3, 4 (с. 74).

?

1. Объясните с точки зрения теории электролитической диссоциации сущность химических реакций, протекающих в водной среде.

2. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций, протекающих в водных растворах.

- 1) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
- 3) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
- 4) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$
- 5) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 6) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$

3. Приведите по два примера уравнений реакций ионного обмена, соответствующих схемам:

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$

4. Сделайте предположения, какие из солей: хлорид железа(III), сульфат натрия, карбонат лития, нитрат натрия — будут подвергаться гидролизу. Какими опытами это можно проверить?

5. Какую окраску приобретет индикатор метиловый оранжевый, если его добавить к растворам: а) сульфата алюминия; б) нитрата калия; в) карбоната натрия? Почему?

6. Укажите, какую среду имеет водный раствор

- 1) Na_2S
- 2) NaCl
- 3) CuSO_4
- 4) K_2CO_3

1. В 1 л 21%-ного раствора фосфорной кислоты (плотность 1,12 г/мл) растворили 28,4 г оксида фосфора(V). Найдите массовую долю вещества в полученном растворе.

2. Какой объем 20%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл) необходим для нейтрализации 100 мл 6%-ного раствора карбоната натрия (плотность 1,06 г/мл)?

7. Щелочную среду имеет водный раствор

- 1) хлорида аммония
- 2) нитрата калия
- 3) хлорида меди(II)
- 4) карбоната натрия

8. Установите соответствие между формулой соли и средой ее водного раствора.

- | | |
|------------------------------|----------------|
| 1) Na_2CO_3 | А. нейтральная |
| 2) KCl | Б. щелочная |
| 3) FeCl_3 | В. кислая |
| 4) CH_3COONa | |

1	2	3	4

9. Приведите примеры органических веществ, которые подвергаются гидролизу.

10. В организме аминокислоты образуются при гидролизе

- 1) жиров
- 2) углеводов
- 3) белков
- 4) солей

11. Водный раствор метиламина имеет реакцию среды

- 1) кислую
- 2) щелочную
- 3) нейтральную
- 4) слабокислую

12*. Укажите черты сходства и различия в составе растворов ортофосфата натрия и ортофосфорной кислоты. Дайте обоснованный ответ.

3. Определите массу нитрата калия, необходимого для получения 200 мл 20%-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,115 г/мл).

4. Для нейтрализации 11,4 г столового уксуса понадобилось 18,24 мл раствора гидроксида натрия с концентрацией 0,5 моль/л. Вычислите массовую долю уксусной кислоты в растворе.

Лабораторные опыты

1. Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций

Опыт 1. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1 : 2), во вторую — столько же разбавленной уксусной кислоты (1 : 2).

Опыт 2. В одну пробирку насыпьте немного порошка железа, а в другую — столько же железных стружек. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной соляной кислоты (1 : 2).

Опыт 3. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной серной кислоты (1 : 5), а во вторую — 2 мл разбавленной серной кислоты (1 : 10).

Опыт 4. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты (1 : 10). Одну пробирку слегка подогрейте, а вторую оставьте для сравнения.

Задание. На основании проделанных опытов сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций, и напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Определение реакции среды универсальным индикатором. Вам выдадут пробирки с растворами следующих веществ: HCl , CH_3COOH , AlCl_3 , NaCl , Na_2CO_3 , NaOH .

Исследуйте среду каждого раствора. Для этого в каждую пробирку (по очереди) опустите стеклянную палочку (предварительно палочку промывайте водой), затем прикоснитесь ею к полоске индикаторной бумаги и сравните полученную окраску со шкалой. Значение pH запишите в тетрадь. Какие из растворов являются нейтральными, кислыми, щелочными? Сверьте полученные данные со справочными.

Значение pH растворов кислот, солей, оснований (0,1 моль/л)

Класс соединений	Формула вещества	pH раствора
Кислоты	HCl	1,0
	HNO_3	1,0
	CH_3COOH	2,9
	H_2S	4,1
Соли	AlCl_3	3,0
	NH_4Cl	5,1
	NaCl	7,0
	KNO_3	7,0
	Na_2CO_3	11,6
	Na_3PO_4	12,5
Основания	NaOH	13,0
	KOH	13,0
	Раствор NH_3	11,1

3. Гидролиз солей. Распределите по колонкам таблицы вещества, которые имеют в водном растворе одинаковую среду (нейтральную, щелочную или кислую): сульфат натрия, нитрат меди(II), хлорид калия, сульфат цинка, карбонат натрия, сульфат

фат калия, хлорид алюминия. Проверьте правильность своей классификации с помощью химического эксперимента, используя индикаторы метиловый оранжевый, лакмус и фенолфталеин. Результаты запишите в тетради в виде таблицы.

	Среда раствора		
	кислая	нейтральная	щелочная
Формулы веществ			
Результат химического эксперимента (уравнение гидролиза)			

Практическая работа 2

Влияние различных факторов на скорость химической реакции. При подготовке к практической работе используйте таблицу 2. Соблюдайте технику безопасности при работе с кислотами и с пероксидом водорода!

1. Влияние природы реагирующих веществ.

1) В три пробирки налейте соляной кислоты. В первую пробирку положите кусочек магния, во вторую — кусочек цинка, в третью — кусочек меди. Что наблюдаете? Какая из реакций самая быстрая?

2) Налейте в одну пробирку соляной кислоты, в другую — такое же количество уксусной кислоты (концентрация кислот одинакова). Опустите в каждую пробирку по две гранулы цинка. Определите, какая реакция протекает быстрее.

2. Влияние концентрации реагирующих веществ.

В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну прилейте 1 мл соляной кислоты (1 : 3), в другую — столько же этой кислоты (1 : 10).

Где более интенсивно проходит реакция? Почему?

3. Влияние поверхности соприкосновения реагентов.

В одну пробирку опустите кусочек мела, в другую насыпьте порошок мела. Налейте в пробирку по 1,5 мл соляной кислоты одинаковой концентрации. Есть ли разница в скорости выделения газа?

4. Влияние температуры.

В две пробирки опустите по одной грануле цинка. Налейте по 1 мл соляной кислоты одинаковой концентрации в каждую пробирку. Одну пробирку опустите в стакан с горячей водой. По интенсивности выделения пузырьков водорода сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

5. Влияние катализатора.

В пробирку налейте 1 мл пероксида водорода и внесите тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Что наблюдаете? Добавьте к пероксиду водорода несколько кристалликов оксида марганца(IV) MnO_2 и снова внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какую роль играет MnO_2 ?

Составьте отчет о работе в произвольной форме и сделайте общий вывод.

Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева вам известны. В соответствии с этими закономерностями металлические элементы в основном расположены в левой и нижней частях периодической системы. Вам известно также, что деление элементов на металлы и неметаллы условно (8 класс, § 34).

Атомы металлических элементов в отличие от неметаллических имеют значительно большие размеры атомных радиусов. Поэтому *атомы металлических элементов сравнительно легко отдают валентные электроны*. Вследствие этого они обладают способностью образовывать положительно заряженные ионы, а в соединениях проявляют только положительную степень окисления. Многие металлические элементы, например медь Cu, железо Fe, хром Cr, титан Ti, проявляют в соединениях разную степень окисления.

Так как атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны, то в свободном состоянии они являются *восстановителями*. Восстановительная способность разных металлов неодинакова. В *ряду стандартных электродных потенциалов* (электрохимическом ряду напряжений) металлов она возрастает от золота Au до лития Li (см. форзац II и схему 7).

В этом ряду наиболее активным является литий. Это объясняется следующим: радиус иона лития гораздо меньше, чем радиус ионов натрия и калия. Поэтому электрическое поле, возникающее около ионов лития, более сильное, чем у ионов натрия и калия. Благодаря этому гидратация ионов лития будет протекать более энергично по сравнению с гидратацией ионов натрия и калия. В результате процесс перехода ионов лития в раствор более интенсивен, чем и объясняется его место в электрохимическом ряду напряжений.

Общность физических свойств металлов (высокая электро- и теплопроводность, ковкость, пластичность) объясняется общностью строения их

ЗНАЕТЕ
ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в древности и в Средние века считали, что существует только семь металлов: золото, серебро, медь, олово, свинец, железо, ртуть. В 1789 г. в список простых веществ были включены все известные тогда семнадцать металлов (Sb, Ag, As, Bi, Co, Cu, Sn, Fe, Mn, Hg, Mo, Ni, Au, Pt, Pb, W, Zn). В первой половине XIX в. были открыты платиновые металлы, путем электролиза получены некоторые щелочные, щелочноземельные и редкоземельные металлы. В начале 60-х гг. XIX столетия были открыты Rb, Cs, In, Te, а затем — Ga, Sc, Ge. В конце XIX в. начались поиски радиоактивных элементов. С помощью ядерных реакций начиная с середины XX в. были получены не существующие в природе радиоактивные элементы.

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au	
Способность атомов отдавать электроны (окисляться)	↑ Возрастает																			
Взаимодействие с кислотам родом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре															Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании				Не окисляются
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H ₂ и образуется гидроксид															При нагревании выделяется H ₂ и образуются оксиды				H ₂ из воды не вытесняют
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот																			
	Вытесняют водород из разбавленных кислот															Не вытесняют водород из разбавленных кислот				
Нахождение в природе	Только в соединениях															В соединениях и в свободном виде				Главным образом в свободном виде
	Электродиз расплавов															Восстановление углем, оксидом углерода(II), алюминотермия или электролиз водных растворов солей				
Способности присоединять электроны (восстанавливаться)	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	(H) ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺	
	↑ Возрастает																			

кристаллических решеток. По некоторым характерным физическим свойствам металлы в значительной степени отличаются друг от друга, например по плотности, твердости, температуре плавления.

Самый легкий из металлов — литий Li ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$), а самый тяжелый — осмий Os ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$). Металлы, плотность которых меньше 5 г/см^3 , условно принято называть *легкими металлами*, а металлы с плотностью больше 5 г/см^3 — *тяжелыми*.

Металлы отличаются и по *твердости*. Самые мягкие — щелочные металлы. Они легко режутся ножом.

Весьма разнообразны *температуры плавления металлов*. Самый легкоплавкий металл — ртуть Hg: ее температура плавления равна $-38,9^\circ\text{C}$. Температуры плавления цезия Cs и галлия Ga соответственно равны $28,4^\circ\text{C}$ и $29,8^\circ\text{C}$. Самый тугоплавкий металл — вольфрам W: его температура плавления 3390°C . Поэтому вольфрам применяют для изготовления нитей электроламп. Металлы, у которых температуры плавления выше 1000°C , называют *тугоплавкими*, ниже — *легкоплавкими*.

Далее в обобщенном и систематизированном виде рассмотрим общие способы получения, особенности электронного строения и свойства металлов А- и В-групп.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–4 (с. 88). Решите задачу 1 (с. 89).

§ 19. Общие способы получения металлов. Электролиз

С общими способами получения металлов вы ознакомились в курсе неорганической химии. В обобщенном виде они отражены в таблице 4.

Таблица 4. Реакции, лежащие в основе получения металлов

Восстановление металлов			
углем и оксидом углерода(II)	электрическим током (электролиз)	алюминием (алюминотермия)	водородом
$\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \uparrow \\ \begin{array}{c} +2 \quad 0 \quad t \\ \text{ZnO} + \text{C} = \\ \quad \quad \quad +2 \\ = \text{Zn} + \text{CO} \uparrow \end{array} \\ \\ \begin{array}{c} +3 \quad +2 \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = \\ \quad \quad \quad \quad +4 \\ = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2 \uparrow \end{array} \\ \\ \begin{array}{c} +3 \quad 0 \\ 2\text{Fe} + 6e^- \rightarrow 2\text{Fe} \quad \quad 1 \\ +2 \quad +4 \\ \text{C} - 2e^- \rightarrow \text{C} \quad \quad 3 \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NiSO}_4 = \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \\ \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \\ \\ \text{У анода:} \\ \text{OH}^- - e^- \rightarrow \text{OH}^0 \\ 4\text{OH}^0 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow \\ \\ \text{У катода:} \\ \text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}^0 \downarrow \\ \text{(концентрация ионов} \\ \text{Ni}^{2+} \text{ должна быть} \\ \text{больше концентрации} \\ \text{ионов H}^+) \end{array}$	$\begin{array}{c} \uparrow 12e^- \downarrow \\ \begin{array}{c} 0 \quad +4 \quad t \\ 4\text{Al} + 3\text{MnO}_2 = \\ \quad \quad \quad +3 \quad 0 \\ = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn} \end{array} \\ \\ \begin{array}{c} 0 \quad +3 \\ \text{Al} - 3e^- \rightarrow \text{Al} \quad \quad 4 \\ +4 \quad 0 \\ \text{Mn} + 4e^- \rightarrow \text{Mn} \quad \quad 3 \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 6e^- \uparrow \\ \begin{array}{c} +6 \quad 0 \quad t \\ \text{WO}_3 + 3\text{H}_2 = \\ \quad \quad \quad 0 \quad +1 \\ = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O} \end{array} \\ \\ \begin{array}{c} \downarrow 2e^- \uparrow \\ \begin{array}{c} +2 \quad 0 \quad t \\ \text{CoO} + \text{H}_2 = \\ \quad \quad \quad 0 \quad +1 \\ = \text{Co} + \text{H}_2\text{O} \end{array} \end{array} \end{array}$

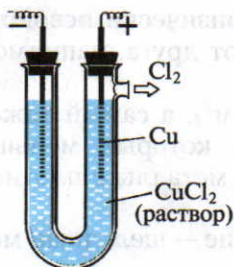


Рис. 17. Электролиз раствора хлорида меди(II)

Рассмотрим более подробно получение металлов с помощью электрического тока (электролиз).

Сущность электролиза. С процессом электролиза можно ознакомиться при помощи прибора, изображенного на рисунке 17. В U-образную трубку, снабженную двумя графитовыми электродами, наливают раствор хлорида меди(II) и подключают прибор к источнику постоянного тока. На катоде выделяется металлическая медь, а на аноде — хлор.

Что произошло у катода и анода?

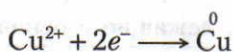
Вам уже известно, что при растворении в воде солей, в том числе и хлорида меди(II), происходит их диссоциация:



При пропускании постоянного тока *катионы* (в данном случае ионы Cu^{2+}) *движутся к катоду*, а *анионы* (в данном случае ионы Cl^-) — *к аноду*.

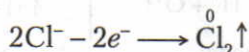
Катод — отрицательно заряженный электрод.

На поверхности катода скапливается избыток электронов. Ионы меди Cu^{2+} присоединяют электроны с катода. Действие постоянного тока на ионы Cu^{2+} аналогично действию водорода на оксид меди(II), где атомы водорода отдают электроны атомам меди со степенью окисления +2. Оба эти процесса можно представить схемой:



Анод — положительно заряженный электрод.

У анода недостаток электронов, поэтому анод как бы втягивает в себя электроны от отрицательно заряженных ионов, в данном случае хлорид-ионов:



Следовательно, электролиз — окислительно-восстановительный процесс.



Электролиз — это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный электрический ток.

Электролиз расплавов. При плавлении, как и при растворении, соли и щелочи распадаются на ионы. Если через расплавы этих электролитов пропустить постоянный электрический ток, то произойдет электролиз. Рассмотрим схему электролиза расплавленного хлорида натрия:

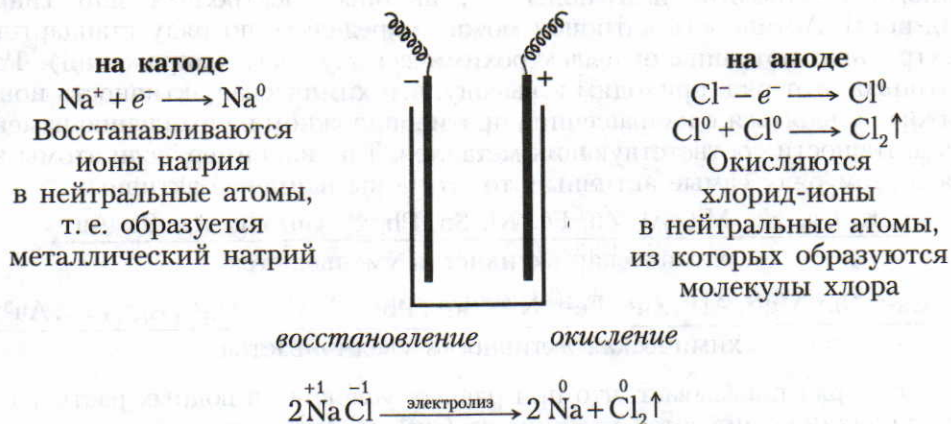
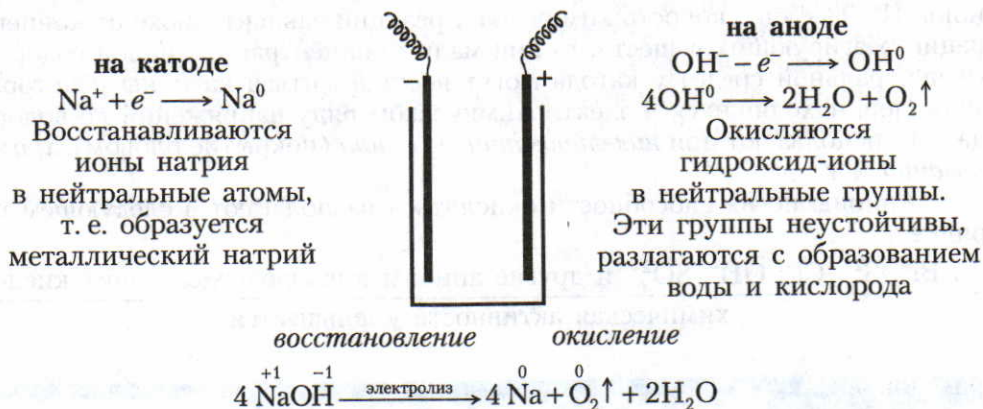


Схема электролиза расплавленного гидроксида натрия:



Прибор, в котором происходит электролиз, называют электролизером. В электролизерах между катодным и анодным пространством существуют перегородки. Объясните почему.

Электролиз водных растворов. При электролизе водных растворов, кроме ионов электролита, в реакции могут участвовать еще *ионы водорода* или *гидроксид-ионы*, которые образуются в результате диссоциации воды. Образующиеся ионы движутся к соответствующим электродам. К катоду подходят катионы электролита и ионы водорода H^+ , а к аноду — анионы электролита и гидроксид-ионы OH^- .

Какие же ионы будут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Чтобы ответить на этот вопрос, вспомним, что скорость химических реакций зависит от природы (активности) и концентрации реагирующих веществ. Следовательно, надо знать, какие ионы более активны: катионы данного электролита или ионы H^+ , анионы электролита или гидроксид-ионы. Активность катионов можно определить по ряду стандартных электродных потенциалов (электрохимическому ряду напряжений). Рассматривая этот ряд, приходим к выводу, что химическая активность ионов должна изменяться в направлении, противоположном направлению изменения активности соответствующих металлов. Так, например, если атомы калия в этом ряду самые активные, то его ионы наименее активны:

K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au →
химическая активность уменьшается

K⁺, Ca²⁺, Na⁺, Mg²⁺, Al³⁺, Zn²⁺, Fe²⁺, Ni²⁺, Sn²⁺, Pb²⁺, H⁺, Cu²⁺, Hg²⁺, Ag⁺, Pt²⁺, Au³⁺ →
химическая активность увеличивается

Этот ряд показывает, что при равных условиях в водных растворах у катода восстанавливаются катионы от Cu^{2+} до Au^{3+} включительно, а ионы H^+ как менее активные остаются в растворе. При электролизе солей, содержащих катионы от K^+ до Pb^{2+} , при равных условиях восстанавливаются ионы H^+ . Так как скорость химических реакций зависит также от концентрации реагирующих веществ, то при малых концентрациях ионов водорода (в нейтральной среде) у катода могут восстановиться катионы некоторых металлов, находящихся в электрохимическом ряду напряжений до водорода. Это используют при *никелировании*, *лужении* (покрытие оловом), *хромировании* и т. д.

Анионы по их способности окисляться располагают в следующем порядке:

I⁻, Br⁻, S²⁻, Cl⁻, OH⁻, SO₄²⁻ и другие анионы кислородсодержащих кислот →
химическая активность уменьшается

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

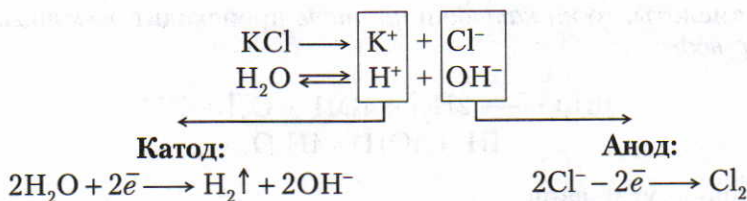
...в настоящее время титан получают по методу Уильяма Кролла (1940), восстанавливая магнием тетрахлорид титана. Себестоимость титана, полученного этим методом, довольно высокая. В Кембриджском университете (Великобритания) в 1998 г. разработан метод получения титана электролизом, причем катодом служат пластины из недорогого и широко распространенного диоксида титана. В процессе электролиза кислород переходит от катода к графитовому аноду, оставляя «позади себя» титан в устойчивой твердой форме.

Пользуясь этим рядом, можно принять, что анионы бескислородных кислот более активны, чем гидроксид-ионы OH^- .

С учетом указанных выше закономерностей можно предвидеть, как будет протекать электролиз водного раствора любого электролита.

Рассмотрим несколько примеров электролиза водных растворов солей (во всех случаях взяты графитовые электроды).

а) Электролиз хлорида калия — KCl , H_2O



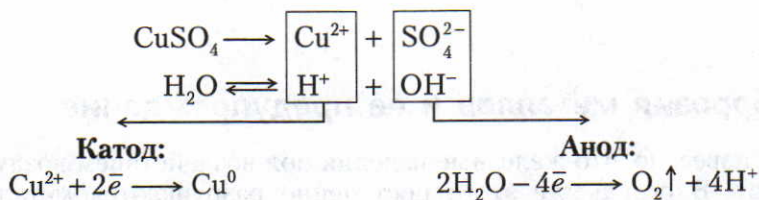
Катионы водорода восстанавливаются легче, чем ионы K^+ , поэтому *на катоде* будет восстанавливаться вода до газообразного водорода.

Анионы бескислородных кислот и их солей слабее удерживают свои электроны, чем гидроксид-ионы воды, поэтому *на аноде* окисляются хлорид-ионы до газообразного хлора.

Суммарное уравнение электролиза водного раствора хлорида калия имеет вид:



б) Электролиз сульфата меди(II) — CuSO_4 , H_2O



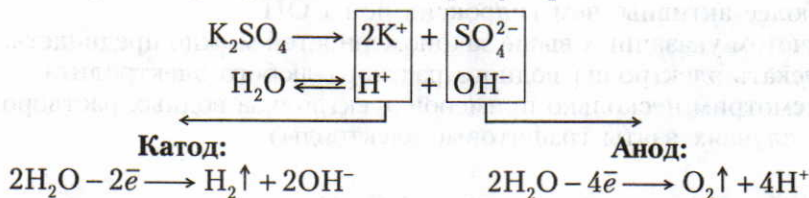
Катионы меди восстанавливаются легче ионов H^+ , поэтому *на катоде* будет выделяться металлическая медь.

Анионы кислородсодержащих кислот и их солей сильнее удерживают свои электроны, чем гидроксид-ионы воды, поэтому *на аноде* окисляется вода и выделяется кислород.

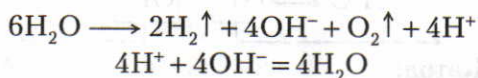
Суммарное уравнение электролиза водного сульфата меди(II) имеет вид:



в) Электролиз сульфата калия – K_2SO_4 , H_2O



Если электролизу подвергается соль активного металла и кислородсодержащей кислоты, то на катодe и на аноде происходит электролитическое разложение воды:



Суммарное уравнение:



Применение электролиза. Электролиз широко применяют при получении наиболее активных металлов (K, Na, Ca, Mg, Al). Металлы, полученные этим способом, отличаются высокой чистотой. Электролиз используют и для очистки некоторых металлов (Cu, Ni, Pb, Ag, Au) от примесей (электролитическое рафинирование). Методом электролиза получают некоторые активные неметаллы (Cl_2 , F_2), а также сложные вещества (NaOH, KOH, $KClO_3$). Электролизом пользуются для покрытия металлических предметов никелем, хромом, цинком, оловом, золотом и т. д.

Ответьте на вопросы 5–10 (с. 88–89). Решите задачи 2–3 (с. 89).

§ 20. Коррозия металлов и ее предупреждение

Всем известно, что железные изделия под воздействием воздуха и влаги ржавеют. В результате этого постепенно разрушаются металлические конструкции, части машин и приходят в негодность различные инструменты. Это ежегодно приносит значительные убытки хозяйству страны.

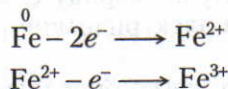
Процесс разрушения металлов называют коррозией (от лат. *corrode-re* — *разъедать*).

Коррозия — это химическое и электрохимическое разрушение металлов и их сплавов в результате воздействия на них окружающей среды.

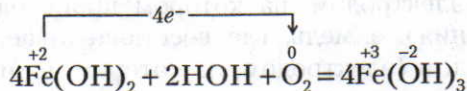
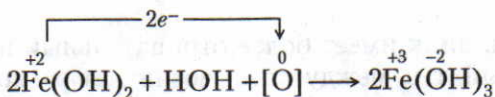
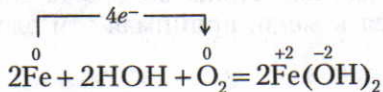
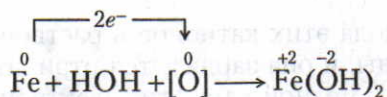
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...одной из главных причин коррозии автомобилей, тракторов и других сельскохозяйственных машин является их хранение под открытым небом.

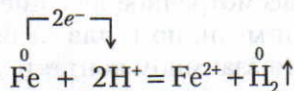
Сущность процесса коррозии. Железо и его сплавы сильно подвергаются коррозии. Сущность этого процесса заключается в том, что атомы железа под воздействием кислорода, воды и ионов водорода постепенно окисляются. В общем виде процесс коррозии железа и его сплавов можно изобразить так:



Обычно окислителем является кислород:



Так как в воздухе могут содержаться оксид углерода(IV) и оксид серы(IV), то в результате их взаимодействия с водой получаются кислоты. При диссоциации последних образуются ионы водорода, которые тоже окисляют атомы металлов:



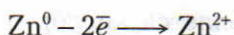
Приведенные примеры иллюстрируют химическую коррозию.

Химической коррозией называют разрушение металла окислением его в окружающей среде при контакте с газами и электролитами без возникновения электрического тока в системе.

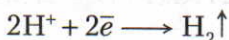
Опытным путем установлено, что металл быстрее окисляется ионами водорода, если он находится в контакте с менее активным металлом. Так, например, если поместить кусочек цинка в раствор серной кислоты, то сначала реакция протекает энергично, а затем постепенно замедляется. Однако если прикоснуться к кусочку цинка медной проволокой (рис. 18), то реакция заметно ускорится. Почему?

Дело в том, что в этом случае наряду с химическими процессами (отдача электронов) протекают и электрические (перенос электронов от одного участка к другому).

Цинк — активный металл, легко окисляющийся, т. е. отдающий катионы Zn^{2+} в раствор:



В результате перехода этих катионов в раствор в цинковой пластинке накапливаются электроны, и она заряжается отрицательно. Если соединить цинковую пластинку с медной, то эти электроны будут попадать на медь — менее активный металл. Ионы водорода, содержащиеся в растворе кислоты, будут двигаться к меди, принимая эти электроны и восстанавливаясь:



Таким образом, цинк имеет более отрицательный потенциал, а медь — более положительный, т. е. между ними возникает разность потенциалов и, как следствие, поток электронов (электрический ток). Окисляющийся цинк становится анодом (электродом, на котором происходит процесс окисления), а медь, где восстанавливается водород, — катодом (электродом, на котором происходит процесс восстановления).

Медь, как бы оттягивая электроны с цинка, заставляет цинк быстро растворяться. В то же время совершенно чистый цинк может некоторое время находиться в кислоте, не подвергаясь ее действию.

Рассмотренное явление характерно не только для цинка и меди, но и для любых двух различных металлов. При взаимном контакте в присутствии электролита один из металлов (находящийся в электрохимическом ряду напряжений левее) заряжается отрицательно, а другой — положительно. Если соединить эти металлы

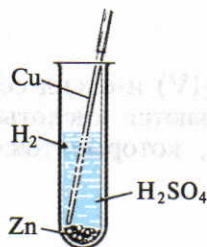


Рис. 18. В контакте с медью реакция цинка с серной кислотой ускоряется

проводником через гальванометр, то последний покажет наличие тока (гальванический элемент*). Более активный металл разрушается (рис. 19).

Электрохимической коррозией называют разрушение металла в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока.

Аналогично происходит коррозия сплавов, которые обычно являются неоднородными. В присутствии электролитов (они всегда имеются в окружающей среде) одни участки поверхности сплава играют роль катода, а другие — анода.

Следовательно, коррозия обусловлена не только действием кислорода, воды или ионов водорода на сплавы металлов и металлы, но и электрохимическими процессами (переходом электронов), которые возникают из-за наличия контактов в сплавах между металлами и различными неоднородными включениями.

Методы борьбы с коррозией. Важнейшие из этих методов отражены на схеме 8. Сравнительно новый метод защиты от коррозии — *осушение* конструкций с помощью адсорбционных осушителей воздуха — основан на том, что коррозия металла практически отсутствует при относительной влажности ниже 40%. Этот экономичный и безопасный для окружающей среды метод используют при строительстве и реконструкции мостов.

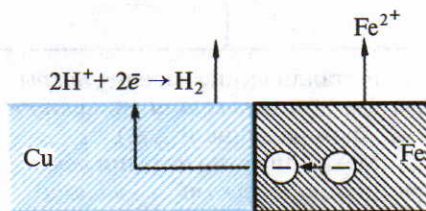


Рис. 19. При контакте двух металлов в присутствии электролита один из металлов заряжается отрицательно, а другой — положительно

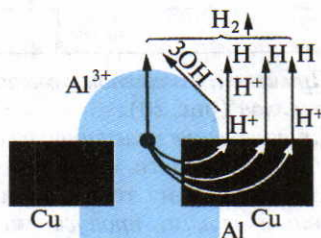


Рис. 20. Крепление двух металлических деталей с помощью заклепки, изготовленной из более активного металла

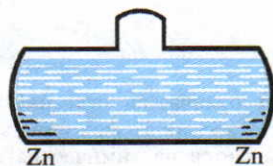


Рис. 21. К защищаемому от коррозии металлическому устройству прикрепляют пластинки более активного металла (например, цинка)

* В гальваническом элементе катод заряжен положительно, анод — отрицательно, а в электролизере катод отрицателен, анод положителен.



Ответьте на вопросы 11–13 (с. 89). Решите задачи 4, 5 (с. 89).

?

1. Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов и как это отражается на химических свойствах металлов?

2. Какой вид химической связи характерен для металлов?

3. Какой тип кристаллической решетки характерен для металлов? Какие свойства металлов обусловлены их кристаллическим строением?

4. Руководствуясь строением атомов, охарактеризуйте общие и отличительные

физические свойства типичных металлов. Приведите примеры.

5. Из оксида железа Fe_3O_4 можно получить железо аллюминотермическим способом. Составьте уравнение этой реакции и покажите переход электронов.

6. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить железо из пирита FeS_2 . Проставьте степени окисления и покажите переход электронов.

7. Составьте схемы электролиза с использованием угольных электродов расплавов и растворов следующих солей: KCl , CuSO_4 , KI .

8. Объясните, почему металлический калий нельзя получить на угольных электродах электролизом водного раствора хлорида калия, но можно получить электролизом расплава этой соли.

9. При электролизе водного раствора нитрата серебра на катоде образуется

1) Ag 2) NO_2 3) NO 4) H_2

10. Бром можно получить: а) действуя на раствор бромида калия хлорной водой; б) подвергая раствор бромида калия электролизу. Что общего в сущности этих процессов и чем они различаются?

1. Какую массу чистого железа можно получить из 250 т руды с массовой долей пирита FeS_2 0,7, если выход продукта реакции составляет 82%?

2. При электролизе раствора хлорида натрия выделилось 7,2 л водорода (н. у.). Вычислите, сколько гидроксида натрия по массе и количеству вещества образовалось в растворе.

3. При электролизе раствора хлорида меди(II) масса катода увеличилась на 8 г.

11. К куску железа, находящемуся в растворе соляной кислоты, прикоснулись цинковой проволокой. Повлияет ли это на скорость и характер химической реакции железа с кислотой?

12. Требуется скрепить железные детали. Какими заклепками следует пользоваться — медными или цинковыми, чтобы замедлить коррозию деталей? Ответ обоснуйте.

13. Почему многие детали машин быстрее корродируют вблизи промышленных объектов?

Какой газ выделился и каковы его масса и объем (н. у.)?

4. При электролизе водного раствора нитрата серебра(I) выделилось 5,6 л газа. Сколько граммов металла отложилось на катоде?

5. При электролизе водного раствора хлорида калия образовалось 112 кг гидроксида калия. Какие газы выделились и каков их объем (н. у.)?

§ 21. Обзор металлических элементов А-групп

Общее химическое свойство металлических *s*- и *p*-элементов — это их способность легко отдавать валентные электроны вследствие гораздо большего атомного радиуса по сравнению с неметаллическими элементами. Поэтому образованные ими простые вещества в химических реакциях выполняют функцию восстановителей.

При эксперименте следует учитывать, что восстановительные свойства цезия Cs, рубидия Rb, калия K и даже натрия Na настолько сильны, что ре-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...94% из всей полученной на производстве массы металлов — это черные металлы и только 6% — цветные металлы.

...твердость металлов по шкале Мооса составляет:

Na — 0,4	Pb — 1,5	Au — 2,5	Fe — 4,5
K — 0,5	Sn — 1,8	Ag — 2,7	Ni — 5,0
Li — 0,6	Mg — 2,0	Al — 2,9	W — 7,0
Ca — 1,5	Zn — 2,5	Cu — 3,0	Cr — 9,0

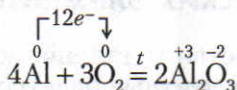
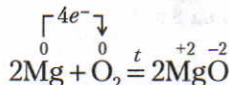
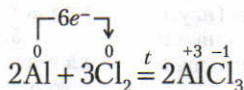
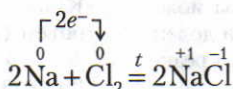
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

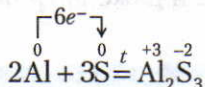
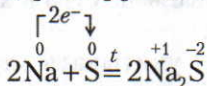
...австралийские ученые научились защищать металлические вышки в море: через металлические конструкции пропускается ток, и на поверхности металла появляется пленка из соединений химических элементов, растворенных в морской воде.

акции, в которых участвуют эти металлы с простыми и сложными веществами, иногда протекают со взрывом.

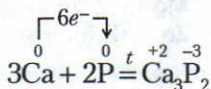
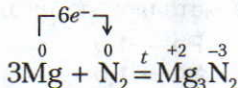
Взаимодействие металлов с простыми веществами. Наиболее энергично восстановительные способности металлов проявляются в их *реакциях с галогенами и кислородом*:



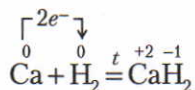
Менее энергично металлы *реагируют с серой*:



Еще труднее, чем с серой, металлы *реагируют с неметаллами VA-группы — азотом и фосфором*:



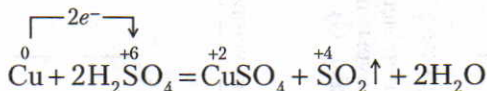
Наиболее активные металлы А-групп являются настолько сильными восстановителями, что восстанавливают даже водород до степени окисления -1 и образуют гидриды:



Взаимодействие металлов со сложными веществами. Восстановительные свойства металлы проявляют и в реакциях со сложными веществами — кислотами, солями и водой.

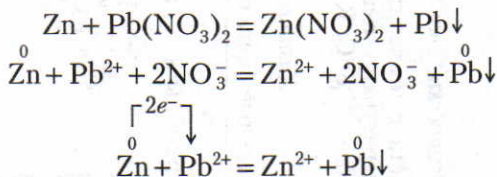
С кислотами металлы реагируют по-разному (схема 7).

Металлы, которые в электрохимическом ряду напряжений находятся до водорода, восстанавливают ионы водорода из разбавленных кислот (за исключением ионов водорода в азотной кислоте), а те, которые находятся после водорода, восстанавливают атом кислотообразующего элемента, например:



При взаимодействии с водными растворами солей металлы, находящиеся в электрохимическом ряду напряжений левее, восстанавливают металлы, находящиеся в этом ряду правее от них.

Эта закономерность характерна для металлов как главных, так и побочных подгрупп, например:



Однако следует учесть, что металлы с сильными восстановительными свойствами (например, Li, Na, K, Ca) в этих условиях будут восстанавливать водород воды, а не металл соответствующей соли.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...уже в Средние века рудопромышленники знали, что если железный предмет попадет в «купоросную воду» медных рудников, то он покроется красным слоем меди.

...если в разбавленный раствор нитрата серебра(I) добавить немного ртути, то вырастет прекрасное серебряного цвета деревце... Поясните почему.

Таблица 5. Литий, натрий, калий — металлические элементы IA-группы

Литий Li	Натрий Na	Калий K
<p>$+3Li$</p> <p>$1s^2$ $2s^1$ $2p^0$</p>	<p>$+11Na$</p> <p>Размещение электронов по орбиталлям</p> <p>$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$</p>	<p>$+19K$</p> <p>$3s^2$ $3p^6$ $3d^0$ $4s^1$</p>
<p>Физические свойства простых веществ</p> <p>Металлы серебристо-белого цвета с незначительными оттенками, легкие (легче воды), мягкие (можно резать ножом), с низкими температурами плавления. Температуры плавления закономерно снижаются от лития к цезию (Li — 179,0 °C; Na — 97,8 °C; K — 63,5 °C; Cs — 28,4 °C)</p>		
<p><i>Химические свойства</i></p> <p>Восстановительные (металлические) свойства усиливаются \rightarrow</p>		
<p>1. Взаимодействие с простыми веществами</p> $\begin{matrix} \Gamma & 2e^- & \downarrow \\ 0 & 0 & \\ \hline 2Li + Cl_2 = 2LiCl & & \begin{matrix} \Gamma & 2e^- & \downarrow \\ 0 & 0 & \\ \hline 2K + Cl_2 = 2KCl \end{matrix} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \Gamma & 4e^- & \downarrow \\ 0 & 0 & \\ \hline 4Li + O_2 = 2Li_2O & & \begin{matrix} \Gamma & 2e^- & \downarrow \\ 0 & 0 & \\ \hline 4Na + O_2 = Na_2O_2 \end{matrix} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \Gamma & 2e^- & \downarrow \\ 0 & 0 & \\ \hline 2Li + H_2 = 2LiH & & \begin{matrix} \Gamma & 2e^- & \downarrow \\ 0 & 0 & \\ \hline 2K + H_2 = 2KH \end{matrix} \end{matrix}$	<p>С кислородом образует кислородные соединения различного состава (K_2O, K_2O_2, K_2O_4)</p>	

2. Взаимодействие со сложными веществами



С кислотами и водой реакции протекают очень бурно, даже со взрывом. От их проведения в лабораториях воздерживаются

Применение

1. Охладитель в ядерных реакторах
2. В металлургии для удаления азота, серы и других примесей

3. Для получения трития:



1. Охладитель в ядерных реакторах в виде сплавов с калием
2. В сплавах (со свинцом) для вкладышей подшипников скольжения
3. Катализатор во многих органических синтезах
4. Восстановитель при получении некоторых тугоплавких металлов
5. Для получения пероксида натрия Na_2O_2

1. Охладитель в ядерных реакторах в виде сплава с натрием

2. Из калия получают пероксид калия KO_2 , используемый в подводных лодках и космических кораблях для поглощения CO_2 и регенерации кислорода. Для той же цели пригоден Na_2O_2

3. В некоторых органических синтезах

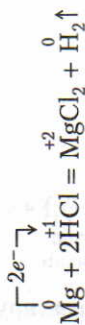
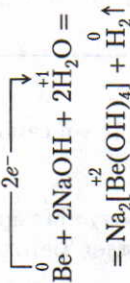
Таблица 6. Бериллий, магний, кальций — металлические элементы ПА-группы

Бериллий Be	Магний Mg	Кальций Ca
$ \begin{array}{c} 1s^2 \quad 2s^2 \\ \begin{array}{ c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ +4 \text{ Be} \end{array} $	<p style="text-align: center;"><i>Размещение электронов по орбиталям</i></p> $ \begin{array}{c} 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \\ \begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ +12 \text{ Mg} \end{array} $	$ \begin{array}{c} 3s^2 \quad 3p^6 \quad 3d^0 \quad 4s^2 \\ \begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \\ +20 \text{ Ca} \end{array} $
<p><i>Физические свойства простых веществ</i></p>		
<p>Металлы серебристо-белого цвета, причем блеск не изменяют только бериллий и магний. Все они значительно легче алюминия. Температуры плавления выше и твердость больше, чем у щелочных металлов. У магния температура плавления 651 °С</p>		
<p><i>Химические свойства</i></p>		
<p>Восстановительные (металлические) свойства усиливаются \rightarrow</p>		
<p>1. Взаимодействие с простыми веществами</p> $ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 2e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -1 \\ \hline \end{array} \\ \text{Be} + \text{Cl}_2 = \text{BeCl}_2 \end{array} $ $ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 4e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -2 \\ \hline \end{array} \\ 2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 2e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -1 \\ \hline \end{array} \\ \text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2 \end{array} $ $ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 4e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -2 \\ \hline \end{array} \\ 2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 2e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -1 \\ \hline \end{array} \\ \text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2 \end{array} $ $ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 4e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -2 \\ \hline \end{array} \\ 2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO} \end{array} $
<p>BeH₂ получают только косвенным путем</p>	$ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 2e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -1 \\ \hline \end{array} \\ \text{Mg} + \text{H}_2 \xrightarrow[t, \text{ катализатор}]{+2 \quad -1} \text{MgH}_2 \end{array} $	$ \begin{array}{c} \begin{array}{ c c } \hline \uparrow 2e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c c } \hline 0 \quad t \quad +2 \quad -1 \\ \hline \end{array} \\ \text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2 \end{array} $

2. Взаимодействие со сложными веществами



Бериллий с водой не взаимодействует, покрывается защитной пленкой BeO.



Если горячий магний внести в воду, то выделяющийся водород загорается и образуется MgO. Реакция протекает бурно.



1. Для производства легких и твердых сплавов при изготовлении деталей летательных аппаратов

2. Для получения нейтронов в атомной технике

Применение

1. Для получения легких и сверхлегких сплавов (самолестроение, производство автомобилей)

2. Восстановитель при получении титана, урана, циркония и других металлов

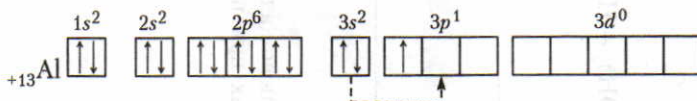
3. В органических синтезах

4. Для изготовления осветительных и зажигательных ракет

Для изготовления свинцово-кальциевых сплавов, необходимых при производстве подшипников

Таблица 7. Алюминий – металлический элемент IIIA-группы

Размещение электронов по орбиталям

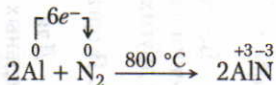
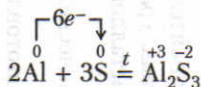
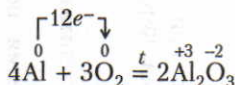
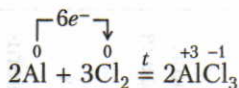


Физические свойства простого вещества

Алюминий – серебристо-белого цвета, легкий металл ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), плавится при 660°C , очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в листы и фольгу. По электрической проводимости алюминий уступает лишь серебру и меди

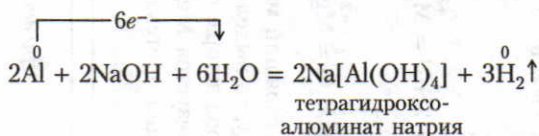
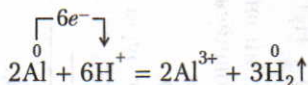
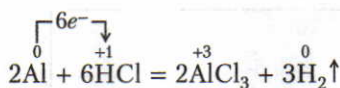
Химические свойства

1. Взаимодействие с простыми веществами

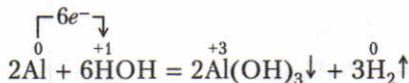


С водородом алюминий непосредственно не реагирует, но его гидрид AlH_3 получен косвенным путем

2. Взаимодействие со сложными веществами



Амальгамированный алюминий реагирует с водой при обычных условиях:



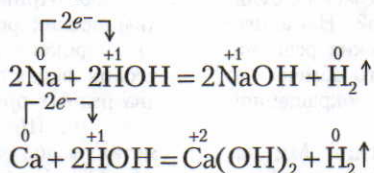
Применение

1. Для получения легких сплавов (дуралюминий – в самолето- и ракетостроении, в строительстве)
2. Для производства электрических проводов
3. Для алитирования (насыщение верхнего слоя) стальных и чугунных изделий
4. В металлургии для получения других металлов методом алюминотермии
5. Для изготовления бытовых предметов

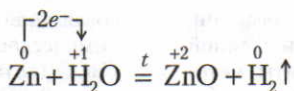
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...металлы могут химически взаимодействовать друг с другом и образовывать интерметаллические соединения, или интерметаллиды. Многие из них имеют важное техническое значение. Интерметаллид SmCo_5 — наилучший материал для сильных магнитов. Интерметаллид Nb_3Ge является рекордным по сверхпроводимости, а AlSb и InSb — отличные полупроводники.

Самые активные металлы (от Cs до Ca) реагируют с водой при обычных условиях. В этих реакциях образуются растворимые в воде основания (щелочи) и выделяется водород:



Менее активные металлы реагируют с водой при повышенной температуре с выделением водорода и с образованием оксида соответствующего металла:



Для облегчения самостоятельной учебной работы по повторению и систематизации учебного материала о важнейших металлах IA-, IIA- и IIIA-групп даны обобщающие таблицы 5, 6 и 7 (с. 92–96). При характеристике свойств обратите внимание на число наружных электронов в атомах соответствующих металлов. Планом, который дан в этих таблицах, следует руководствоваться при повторении и обобщении учебного материала. В таблицах также приведены характерные примеры, отражающие важнейшие химические свойства металлов A-групп. Пользуясь этими таблицами, вы сможете самостоятельно составить уравнения сходных химических реакций.

Выполните упражнения 1–10 (с. 97–98). Решите задачи 1–3 (с. 98).

?

1. Почему в природе не встречаются самородки щелочных и щелочноземельных металлов?

2. Химический элемент, у которого распределение электронов в атоме по элект-

ронным слоям 2, 8, 8, 1, в периодической системе Д. И. Менделеева расположен

1) в 4-м периоде, I группе

2) в 4-м периоде, II группе

3) в 3-м периоде, I группе

4) в 3-м периоде, II группе

3. Распределение электронов по электронным слоям 2, 8, 8, 2 соответствует строению атома

- 1) углерода 3) алюминия
2) кальция 4) кремния

4. Наиболее ярко выраженные металлические свойства проявляет простое вещество, образованное атомами, строение электронной оболочки которых

- 1) 2, 3 3) 2, 8, 18, 3
2) 2, 8, 3 4) 2, 8, 18, 18, 3

5. С какими из перечисленных ниже веществ будет взаимодействовать гидроксид натрия: сера, цинк, оксид серы(IV), оксид бария, гидроксид калия, соляная кислота, муравьиная кислота, хлорид железа(III), сульфат бария, этанол, глицерин? Напишите уравнения возможных химических реакций. Два уравнения реакций ионного обмена (по выбору) составьте в полной и сокращенной ионной формах.

6. Бериллий Be и магний Mg находятся в одной группе периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, однако химические свойства этих металлов различны. Поясните почему. Свой

● 1. Напишите уравнение реакции, происходящей между алюминием и соляной кислотой. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Вычислите объем выделившегося газа (н. у.) и массу соли, полученной в реакции, если для нее использовали 5,4 г металла и 21 г кислоты.

2. Какое количество теплоты требуется для разложения 8 кг известняка, мас-

ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций. Охарактеризуйте применение бериллия и магния.

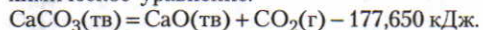
7. Напишите уравнения химических реакций, характеризующих химические свойства гидроксида алюминия. Чем отличаются реакции нейтрализации гидроксида алюминия и гидроксида магния? Два уравнения реакций ионного обмена (по выбору) составьте в полной и сокращенной ионной формах.

8. Перечислите способы частичного смягчения жесткой воды в быту: а) без использования химических реактивов; б) с использованием домашних средств.

9. Приведите примеры уравнений химических реакций, в которых участвует: а) гидроксид натрия и три разных органических вещества; б) гидроксид кальция и два разных органических вещества.

10. Щелочные и щелочноземельные металлы получают электролизом расплавов их солей. Почему эти металлы нельзя получить электролизом растворов солей? Что является в таких реакциях восстановителем?

содявая доля примесей в котором 5%? Термохимическое уравнение:



3. При взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты и 117 г хлорида натрия получили хлороводород, который затем был поглощен 227 г воды. Вычислите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

§ 22. Общий обзор металлических элементов Б-групп

Металлические элементы Б-групп являются *d*-элементами. У их атомов, как правило, на наружном энергетическом уровне сохраняются два *s*-электрона, а очередные, или порядковые, электроны помещаются не на наружных, а на предпоследних энергетических уровнях. У атомов некоторых элементов, например у атомов хрома Cr и меди Cu, происходит так называемый «провал» наружных электронов и на наружном уровне остается только по одному электрону. Этим и объясняются их отличительные свойства.

Закономерности изменения химической активности у элементов Б-групп в направлении сверху вниз иные, нежели в А-группах. В Б-группах химическая активность (с некоторыми исключениями) соответствующих

Отечественный химик и металлург, академик (1932). Исследовал свойства сплавов меди и сурьмы. Изучал процессы травления железа хлороводородом. Развил теорию окислительно-восстановительных процессов.

**Байков
Александр
Александрович
(1870—1946)**



металлов уменьшается. Так, например, золото химически менее активно по сравнению с медью.

Однако отдельные общие закономерности проявляются и у металлических элементов Б-групп. Отметим важнейшие из них.

1. У *p*-элементов IIIБ—VIIIБ-групп максимальная положительная степень окисления совпадает с номером группы.

2. Некоторые *d*-элементы VIIIБ-группы, например рутений Ru и осмий Os, также образуют соединения, в которых их максимальная степень окисления равна +8, т. е. соответствует номеру группы.

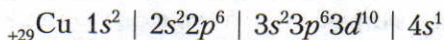
3. С увеличением степени окисления атомов металлов Б-групп основные свойства их оксидов и гидроксидов уменьшаются, а кислотные — усиливаются. Например, CrO — основной оксид, Cr₂O₃ — амфотерный оксид, CrO₃ — кислотный оксид. Последнему оксиду соответствуют следующие кислоты и соли: H₂CrO₄ — хромовая кислота; Na₂CrO₄, K₂CrO₄ — хроматы; H₂Cr₂O₇ — дихромовая кислота; Na₂Cr₂O₇, K₂Cr₂O₇ — дихроматы.

Из металлов Б-групп наибольшее практическое значение имеют медь Cu, цинк Zn, титан Ti, хром Cr и железо Fe. Их свойства и применение рассмотрим отдельно.

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 118). Решите задачу 1 (с. 118).

■ § 23. Медь

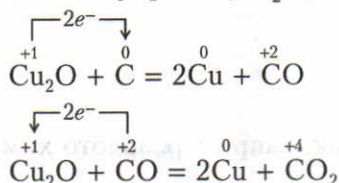
Положение меди в периодической системе химических элементов и строение атома. Медь — элемент побочной подгруппы I группы (IB-группы). Электронная формула меди следующая:



Так как в атомах меди десятый *d*-электрон переместился на третий *d*-подуровень с четвертого *s*-подуровня, то этот электрон подвижный. Поэтому медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (например, Cu₂O) и +2 (например, CuO).

Нахождение в природе. Медь встречается в природе в основном в связанном виде и входит в состав следующих минералов: *медный блеск* Cu_2S , *куприт* Cu_2O , *медный колчедан* CuFeS_2 , *малахит* $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. (Тут и далее химической формулой обозначена основная составная часть минерала.)

Получение. Процесс получения меди весьма сложный. Наиболее пригодны для этого оксиды. С помощью кокса и оксида углерода(II) в цветной металлургии получают медь из куприта (Cu_2O):



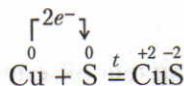
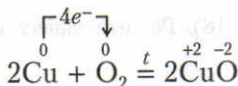
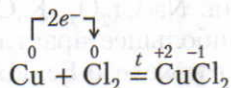
Сульфидные руды и карбонатные соединения в специальных печах обжигают до оксидов.

Полученная таким способом медь содержит примеси. Более чистый продукт образуется при электролизе.

Физические свойства. Медь — металл светло-розового цвета, тягучий, вязкий, легко прокатывается. Температура плавления 1083°C . Отличный проводник электрического тока (уступает только серебру).

Химические свойства. В сухом воздухе и при обычной температуре медь почти не изменяется. При повышенной температуре медь может вступать в реакции как с простыми, так и со сложными веществами.

Взаимодействие с простыми веществами:

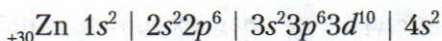


ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...медь встречается в природе иногда в виде самородков больших размеров. Например, в 1857 г. в США в районе Великих Озер нашли самородок массой 420 т. Выступавшие его части были отбиты еще каменными топорами. Тридцать лет назад самородок меди в 7 т был обнаружен в Кемеровской области.

■ § 24. Цинк

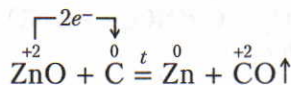
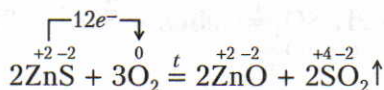
Положение цинка в периодической системе химических элементов и строение атома. Цинк — элемент ПБ-группы. Его электронная формула следующая:



Так как в атомах цинка предпоследний *d*-подуровень полностью завершен, то цинк в соединениях проявляет только степень окисления +2.

Нахождение в природе. Цинк в природе встречается только в соединениях. Важнейшие из них — минералы *цинковая обманка* ZnS и *цинковый шпат* ZnCO_3 .

Получение. Как уже ранее было сказано, если металл встречается в природе в соединении с серой, то для получения его в свободном состоянии руду обжигают и из оксида восстанавливают металл:



Физические свойства. Цинк — голубовато-серебристый металл. При обычной температуре хрупок. При 100–150 °С хорошо прокатывается в листы. Выше 200 °С становится очень хрупким. Плавится при 419,5 °С.

Химические свойства. Цинк на воздухе устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида, предохраняющего его от дальнейшего окисления. Вода при обычной температуре на цинк практически не действует. При по-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

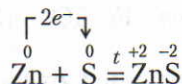
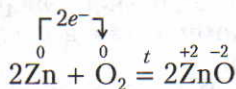
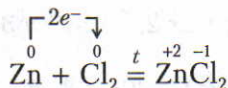
...сплавы цинка с медью и оловом знали уже за 1200 лет до н. э. в Индии. В Китае цинк получали еще за 6 веков до н. э. Среди раскопок Древнего Египта были обнаружены латунные предметы, в состав которых входит цинк. В китайских и индийских источниках VII—XIII вв. можно найти описания металлургических процессов, сходных с процессом производства цинка.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

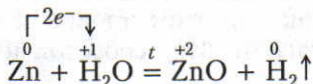
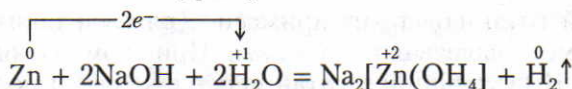
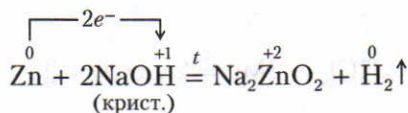
...древние греки и египтяне умели изготавливать латунь, но чистый цинк получать не умели. Это потому, что при нагревании оксида ZnO с углем при температуре $1000 - 1100\text{ }^\circ\text{C}$ образуется пар цинка, который на воздухе воспламеняется и опять превращается в этот же оксид. Мастера Древней Индии и Древнего Китая научились конденсировать пары цинка без доступа воздуха. В Европе подобный метод разработал в 1746 г. немецкий химик А. С. Маргграф. Цинк получается также из раствора соли $ZnSO_4$ путем электролиза.

...в последние годы цинком защищают стартовые конструкции при запуске ракет. Тепло реактивной струи ракеты частично поглощается при испарении цинкового покрытия, и пусковые конструкции сохраняются.

вышенной температуре цинк становится активным и реагирует с простыми веществами — с галогенами, кислородом и серой:



Со сложными веществами — с растворами кислот, щелочей и водой — в зависимости от условий цинк реагирует по-разному. Уравнения реакций цинка с серной кислотой рассмотрены в § 31. Здесь приведем уравнения реакций цинка со щелочью и водой:



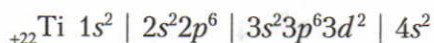
Из приведенных примеров видно, что цинк (как и алюминий) имеет двойственную природу, а его оксид и гидроксид обладают *амфотерными свойствами*.

Применение. Так как на цинк при обычных условиях не действуют ни кислород воздуха, ни вода, то основная масса цинка расходуется на защитные покрытия железных листов и стальных изделий. Цинк применяют для получения технически важных сплавов: с медью (латуни), алюминием и никелем, а также для производства цинково-угольных гальванических элементов, которые используют в батареях разного назначения.

Выполните упражнение 5 (с. 118).

■ § 25. Титан

Положение титана в периодической системе химических элементов и строение атома. Титан — элемент IVB-группы. Его электронная формула следующая:

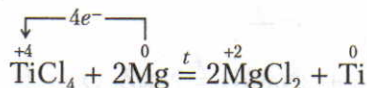


Как и у многих других *d*-элементов, в атоме титана Ti подвижными являются не только электроны наружного энергетического уровня, но и два электрона *d*-подуровня. Поэтому титан в соединениях проявляет степени окисления +2 и +4 (реже +3).

Нахождение в природе. Важнейшими минералами, содержащими титан, являются: *титаномагнетиты* $\text{FeTiO}_3 \cdot n\text{Fe}_3\text{O}_4$, *ильменит* FeTiO_3 , *рутил* TiO_2 и др.

Титановые руды распространены относительно широко, но содержание в них титана небольшое.

Получение. Поскольку богатых титановых руд в земной коре нет, их приходится обогащать. Титан получают хлорированием рудных концентратов с последующим восстановлением образовавшегося хлорида титана(IV) магнием (реже натрием):



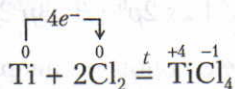
Полученный титан содержит примеси. Для выделения чистого титана образующуюся смесь нагревают в вакууме. При этом магний и хлорид магния испаряются. Выделившийся титан переплавляют и получают компактный ковкий металл. Так как при этом производственном процессе используется дорогой металл магний Mg, себестоимость титана сравнительно велика.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

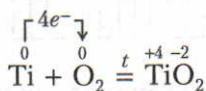
...независимо друг от друга английский ученый У. Грегор (1789) и немецкий ученый М. Клапорт (1795—1797) открыли оксид TiO_2 . В 1825 г. шведский химик Й. Я. Берцелиус впервые получил этот металл, но загрязненный примесями. Лишь в 1925 г. голландским ученым А. ван Аркелю и И. де Буру удалось получить титан в чистом виде.

Физические свойства. Титан — серебристо-белый металл. Сравнительно легкий — немного тяжелее алюминия, но примерно в три раза прочнее его. Тугоплавкий ($1665\text{ }^\circ\text{C}$). В обычных условиях отличается высокой прочностью и вязкостью. Поддается различным видам обработки.

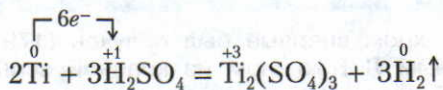
Химические свойства. Титан, как и алюминий, довольно активный металл. Однако благодаря образованию на поверхности металла плотной защитной оксидной пленки он обладает исключительно высокой стойкостью против коррозии, превышающей стойкость нержавеющей стали. При обычных условиях на титан не действуют ни кислород воздуха, ни морская вода, ни даже «царская водка». При повышенной температуре его химическая активность повышается. Так, например, титан реагирует с хлором:



При высокой температуре реагирует с кислородом:



Азотная кислота на титан не действует (кроме порошка), но разбавленная серная кислота реагирует с ним:



Применение. Титан и его сплавы в связи с их легкостью, прочностью, термической и коррозионной стойкостью применяют для изготовления деталей самолетов, космических кораблей, ракет, подводных лодок, трубопроводов, котлов высокого давления, различных аппаратов для химической промышленности. Титан широко используют в виде листов для обшивки

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...хорошо обработанные прозрачные кристаллы рутила TiO_2 применяют в качестве ювелирных украшений.

корпусов судов, обеспечивающих высокую прочность и стойкость в морской воде.

Титан, как и тантал, не действует на живые ткани организма, поэтому соединения и сплавы этих металлов применяют в хирургии для скрепления костей при переломах.

Высокой кроющей способностью обладают титановые белила, основной составной частью которых является оксид титана(IV) TiO_2 .

Ответьте на вопрос 6 (с. 118). Решите задачу 2 (с. 118).

■ § 26. Хром

Положение хрома в периодической системе химических элементов и строение атома. Хром возглавляет VIВ-группу. Его электронная формула следующая:

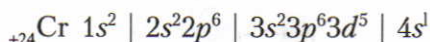
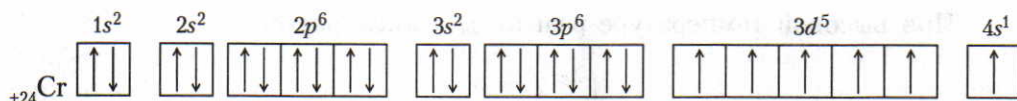


Схема расположения электронов по энергетическим уровням и орбиталям в атоме хрома такая:



Согласно закономерностям заполнения энергетических уровней и подуровней (орбиталей) у атома хрома на четвертом энергетическом уровне (s -подуровне) должно быть два электрона. Однако один из двух электронов

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...хром впервые был получен (1797) французским ученым Л. Вокленом из красной свинцовой руды PbCrO_4 . Вначале он осуществил реакцию согласно уравнению $\text{PbCrO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{PbCO}_3$. При нагревании K_2CrO_4 с соляной кислотой он получил CrCl_3 , затем Cr_2O_3 , из которого путем сильного нагревания с углем он выделил хром.

Французский химик, академик. Его научные работы относятся в основном к аналитической химии. Открыл (1797) в сибирской красной свинцовой руде ($PbCrO_4$) новый элемент хром и получил (1798) его в свободном состоянии.

Воклен
(Вокелен)
Луи
Никола́
(1763—1829)

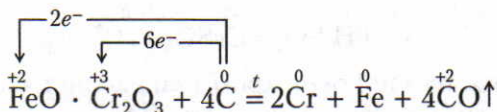


переходит на третий энергетический уровень, на незаполненную d -орбиталь. Такое явление наблюдается и у атомов некоторых других элементов побочных подгрупп.

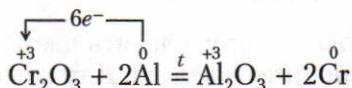
Хром может проявлять степени окисления от +1 до +6. Наиболее устойчивыми являются соединения хрома в степенях окисления +2, +3, +6.

Нахождение в природе. В нашей стране наиболее распространенной хромовой рудой является *хромистый железняк*, или хромит железа, $Fe(CrO_2)_2$. В природе встречаются также оксид хрома(III) Cr_2O_3 и некоторые другие соединения хрома.

Получение. При сильном нагревании хромистого железняка с углем происходит восстановление хрома и железа:



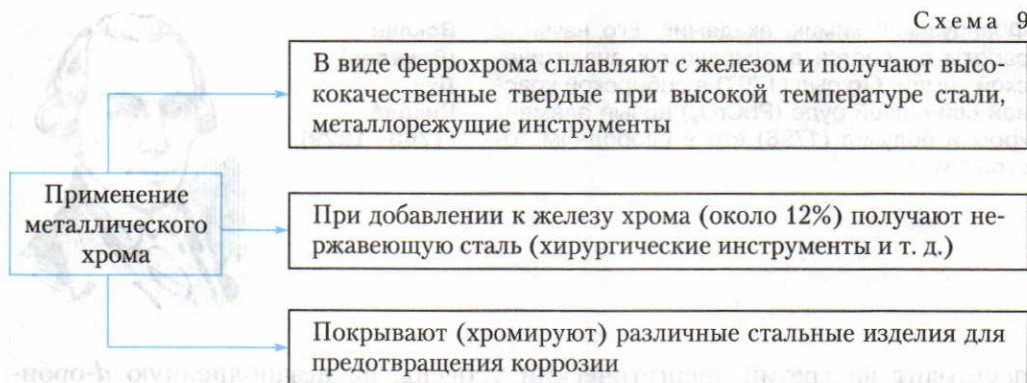
В результате этой реакции образуется сплав хрома с железом — феррохром. Для получения чистого хрома его восстанавливают из оксида хрома(III) алюминием:



Обычно используют смесь оксидов Cr_2O_3 и CrO_3 .

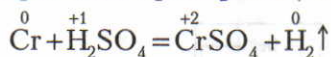
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...чистая платина в природе встречается очень редко. Самый крупный самородок массой 9,63 кг до наших дней не сохранился. Другой самородок массой 8,395 кг найден в начале XX в. в бассейне реки Исы (хранится в коллекции Алмазного фонда).



Физические свойства. Хром — металл серебристо-белого цвета с металлическим блеском, по внешнему виду похожий на сталь. Его плотность $7,19 \text{ г/см}^3$, температура плавления 1890°C .

Химические свойства. Поверхность хрома покрыта очень тонкой (и поэтому прозрачной) пленкой оксида. Она химически весьма устойчива — даже кислоты разрушают ее с трудом. Благодаря этой пленке хром является одним из самых коррозионно-стойких металлов. Даже во влажном воздухе он совершенно не изменяется. Разбавленная соляная и серная кислоты с хромом начинают реагировать только через некоторое время (после разрушения пленки):



Азотная кислота пассивирует хром (закрепляет оксидную пленку).

Применение хрома показано на схеме 9.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 7–9 (с. 118).

§ 27. Железо, никель, платина

В VIIIБ-группе находится всего девять элементов, из них самое большое практическое значение имеет железо. Для железа наиболее характерны соединения, в которых его степени окисления равны +2 и +3. Имеются и соединения, в которых железо проявляет степень окисления +6, но они неустойчивы. Основные свойства железа отражены в таблице 8.

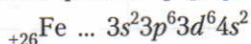
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...была сконструирована горелка, в которой водород, образующийся при взаимодействии серной кислоты с цинком, загорался только благодаря влиянию порошка платины — катализатора реакции горения.

Таблица 8. Железо

Электронная формула



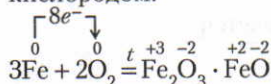
Физические свойства

Металл серебристо-белого цвета. Чистое железо — мягкий, пластичный металл. Плотность 7,87 г/см³, температура плавления 1539 °С. В отличие от многих других металлов железо обладает магнитными свойствами.

Химические свойства

Взаимодействие с простыми веществами

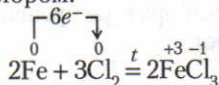
1. С кислородом:



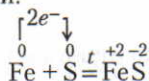
или Fe(FeO₂)₂ — феррит железа(II)

С кислородом во влажном воздухе образуется Fe₂O₃ · nH₂O

2. С хлором:

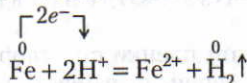
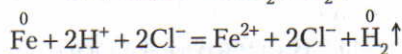
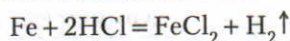


3. С серой:

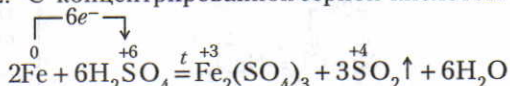


Взаимодействие со сложными веществами

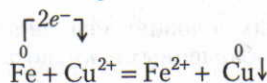
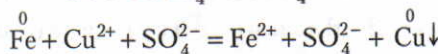
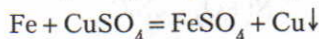
1. С разбавленными кислотами:



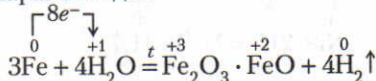
2. С концентрированной серной кислотой:



3. С солями (в водном растворе):



4. С парами воды:



Применение

Чистое железо способно быстро намагничиваться и размагничиваться, поэтому его применяют для изготовления трансформаторов, электромоторов и мембран микрофонов. Основная масса железа на практике используется в виде сплавов — чугуна и стали (табл. 10, 11).

Таблица 9. Никель и платина — металлы VIIIБ-группы

Никель Ni	Платина Pt
<i>Электронная формула</i>	
${}_{+28}\text{Ni} \dots 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$	${}_{+78}\text{Pt} \dots 5s^2 5p^6 5d^9 6s^1$
<i>Физические свойства</i>	
Серебристо-белый, очень твердый металл. Хорошо куется и полируется. Подобно железу, притягивается магнитом. Обладает довольно высокой температурой плавления (1453 °С)	Белый, пластичный и ковкий металл, с высокой температурой плавления (1769 °С). Один из наиболее тяжелых металлов ($\rho = 21,5 \text{ г/см}^3$)
<i>Химические свойства</i>	
Химическая активность уменьшается \longrightarrow	
1. Взаимодействие с простыми веществами	
<p>Из-за оксидной пленки с кислородом, галогенами, серой реагирует только при повышенной температуре:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 2e^- \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \quad +2 \quad -1 \\ \text{Ni} + \text{Cl}_2 = & \text{NiCl}_2 \end{array} \\ \uparrow 4e^- \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \quad +2 \quad -2 \\ 2\text{Ni} + \text{O}_2 = & 2\text{NiO} \end{array} \end{array}$	Химически очень устойчив. При обычных условиях с простыми веществами (Cl_2 , S, O_2) не реагирует. В мелкораздробленном виде при повышенной температуре реагирует с хлором и серой
2. Взаимодействие со сложными веществами	
<p>При обычных условиях медленно реагирует с разбавленными кислотами:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 2e^- \downarrow \\ \text{Ni} + 2\text{HCl} = \text{NiCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow \\ \uparrow 2e^- \downarrow \\ \text{Ni} + 2\text{H}^+ = \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow \\ \text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \stackrel{t}{=} \text{NiSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow \\ \uparrow 2e^- \downarrow \\ \text{Ni} + 2\text{H}^+ \stackrel{t}{=} \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow \end{array}$ <p>С азотной кислотой реагирует поразному (§ 31)</p>	Кислоты на платину не действуют. Реагирует только с «царской водкой»

Никель Ni	Платина Pt
<i>Применение</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Для производства различных сплавов (табл. 12) 2. Для покрытия поверхности других металлов (никелирование) 3. В качестве катализатора при многих химических процессах 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Для изготовления коррозионно-стойких деталей аппаратуры, применяемой на различных производствах и в лабораториях 2. Для изготовления нагревательных элементов лабораторных электропечей, высокотемпературных датчиков, термоизмерительных приборов 3. В качестве катализатора в разных химических производствах 4. Для изготовления химически устойчивой лабораторной посуды

Кроме железа, из элементов VIIIБ-группы большое практическое значение имеют никель Ni и платина Pt.

Для никеля характерны соединения, в которых он проявляет степени окисления +2 и +3. В отличие от железа соединения, в которых никель проявляет степень окисления +3, неустойчивы.

Для платины наиболее характерны соединения, в которых она проявляет степени окисления +2 и +4.

Важнейшие свойства этих металлов и их применение отражены в таблице 9.

Выполните упражнения 10–12 (с. 118). Решите задачу 4 (с. 118)

§ 28. Сплавы металлов

Теперь, когда вы ознакомились со свойствами важнейших металлов А- и Б-групп, можно сформулировать определение понятия «сплавы».

Сплавы металлов — это вещества с металлическими свойствами, состоящие из двух или нескольких элементов, из которых хотя бы один является металлом.



**Аносов
Павел
Петрович
(1799–1851)**

Русский металлург, горный инженер. Он был первым исследователем, применившим еще в 1831 г. микроскоп для изучения структуры стали. Изобрел способ закалки стальных изделий в струе сжатого воздуха. Получил литую сталь и усовершенствовал многие заводские механизмы и печи.

Сплавы можно классифицировать по следующим признакам:

- 1) по числу компонентов (*двойные, тройные* и т. д.);
- 2) по структуре (*гомогенные* — однофазные и *гетерогенные* — смеси, состоящие из нескольких фаз);
- 3) по характеру металла, являющегося основой сплава (*черные* — сталь, чугун, *цветные* — сплавы алюминия, меди, никеля и т. д.);
- 4) по характерным свойствам (*тугоплавкие, легкоплавкие, жаропрочные, высокопрочные, твердые, коррозионно-устойчивые*);
- 5) по технологическим признакам (*литейные* — для изготовления деталей путем литья и *деформируемые* — подвергаемые ковке, штамповке, прокату, прессованию и другим видам обработки).

С составом, свойствами и применением чугуна, легированных сталей и некоторых сплавов цветных металлов вы можете ознакомиться по таблицам 10, 11 и 12.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 13–15 (с. 118).

Таблица 10. Виды и свойства чугунов

Вид чугуна	Состав	Свойства	Применение
<i>Серый чугун</i> (с высоким содержанием кремния)	Содержит 1,7–4,3% С, 1,25–4,0% Si и до 1,5% Mn. Большое содержание кремния снижает растворимость углерода. Поэтому углерод выделяется в виде графита	Сравнительно мягкий и поддающийся механической обработке. Свободный углерод придает чугуну мягкость	Различные литые детали (шестерни, колеса, трубы и т. д.)
<i>Белый чугун</i> (с небольшим содержанием кремния)	Содержит 1,7–4,3% С, более 4% Mn, но очень мало кремния. Углерод в основном содержится в виде <i>цементита</i> — карбида железа Fe ₃ C	Твердый и хрупкий. Эти свойства придает цементит, который обладает большой твердостью	Переработка в сталь

Таблица 11. Свойства некоторых легированных сталей и их применение

Легированный элемент	Свойства, которые легированный элемент придает стали	Применение
Хром	Твердость и устойчивость против коррозии	Инструменты, резцы, зубила
Никель	Вязкость, механическая прочность и устойчивость против коррозии	Турбины электростанций и реактивных двигателей, измерительные приборы, детали, используемые при высоких температурах
Марганец	Твердость, механическая прочность, устойчивость против ударов и трений	Детали дробильных установок, железнодорожные рельсы, зубья ковшей экскаваторов
Титан	Жаростойкость, механическая прочность при высоких температурах, устойчивость против коррозии	В самолето-, ракето- и судостроении. Химическая аппаратура
Вольфрам	Твердость и жаропрочность, износоустойчивость	Быстрорежущие инструменты, пилы, фрезы, штампы, нити электрических ламп
Молибден	Эластичность, жаростойкость, устойчивость против коррозии	В производстве лопастей турбин реактивных самолетов и автомобилей, броневые плиты, лабораторная посуда, детали электронных ламп
Кремний	Устойчивость к воздействию кислот	Трансформаторы, кислотоупорные аппараты и приборы
Ванадий	Высокая прочность, упругость и устойчивость к ударам	В производстве инструментальных сталей. Детали автомобильные, тракторные и других машин, подвергающиеся ударам

Таблица 12. Сплавы некоторых цветных металлов

Название	Состав, %	Температура плавления, °С	Применение
Алюминиево-марганцевая бронза	Cu (~ 90), Al (8,5–9,5), Mn (1,5–2)	1060	Детали машин
Бериллиевая бронза	Cu (97,4–98), Be (2–2,6)	1000	Пружины и инструменты, не образующие при ударе искр, струны музыкальных инструментов
Латунь	Cu (57–60), Zn (40–43)	900	Детали механизмов и предметов быта
Нейзильбер	Cu (~ 65), Zn (20), Ni (15)	1040	Монеты
Константан	Cu (~ 60), Ni (39–41), Mn (0,4–0,6)	1270	Электроизмерительные приборы
Мельхиор	Cu (~ 80), Ni (18,5–20,5), Fe (0,1–1)	1170	Монеты и детали различных машин и инструментов
Никелин	Cu (65–67), Ni (33–35), Mn (0,4–0,6)	1250	Электрические нагреватели
Легкоплавкий сплав	Bi (36), Pb (28), Cd (6), Hg (30)	48	Автоматические огнетушители и средства сигнализации, которая включается при достижении определенной температуры
Сплав Вуда	Bi (50), Pb (25), Sn (12,5), Cd (12,5)	68	Металлические модели, заливка образцов, пайка некоторых сплавов
Электрон	Mg (86,5–96,6), Al (3–10), Zn (0,2–3), Mn (0,15–0,5)	625	В ракетной технике, авиа- и автостроении

Русский металлург. Разработал (1868) наилучшие условия отливки,ковки и термической обработки стали. Предсказал преимущество применения кислородного дутья в конверторном процессе.

**Чернов
Дмитрий
Константинович
(1839—1921)**



§ 29. Оксиды и гидроксиды металлов

Химические свойства оксидов и гидроксидов зависят как от положения соответствующего элемента в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, так и от его степени окисления. Вам уже известно, что в группах сверху вниз увеличиваются атомные радиусы элементов и, следовательно, возрастают металлические свойства. Особенно это характерно для элементов главных подгрупп. В том же направлении усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов соответствующих элементов. В этом можно убедиться при сравнении свойств элементов, их оксидов и гидроксидов, отраженных в таблице 13.

Существует следующая закономерность: *чем выше степень окисления элемента в соединении, тем более сильно выражены кислотные свойства этого соединения.* Это наглядно проявляется при сравнении свойств оксидов и гидроксидов хрома (табл. 14).

...платина в переводе с испанского означает «серебришко». Выделение из природной платины ее спутников осуществлялось в 1803—1804 гг., а рутений еще 40 лет оставался неизвестным. Открытие рутения принадлежит казанскому химику К. К. Клаусу. Название образовано от латинского слова Ruthenia (Русь).

...кроме метеоритного, встречается самородное железо земного происхождения. В начале XX в. близ Владивостока был найден самородный чугун, содержащий около 3,2% углерода. Особое самородное железо было обнаружено в лунном грунте. Оно не корродировало на воздухе, не реагировало с кислородом. Это объясняется тем, что поверхность металла долгое время в условиях вакуума облучалась солнечным ветром.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

Таблица 13. Свойства металлов ПА-группы и характеристика их оксидов и гидроксидов

Название и химический знак элемента	Взаимодействие металлов			Характеристика оксидов и гидроксидов
	с кислотами	со щелочами	с водой	
Бериллий Be	$\begin{matrix} \downarrow 2e^- \\ \text{Be} + 2\text{HCl} \xrightarrow{+1} \text{BeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow \\ \downarrow +2 \end{matrix}$	$\begin{matrix} \downarrow 2e^- \\ \text{Be} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2 \uparrow \\ \text{бериллат натрия} \\ \downarrow 2e^- \\ \text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{0} \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2 \uparrow \\ \text{тетрагидроксобериллат натрия} \end{matrix}$	<p>При обыкновенной температуре не реагирует</p>	<p>Амфотерны:</p> $\text{BeO} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BeO} + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>BeO с водой не реагирует, Be(OH)₂ в воде практически нерастворим</p>
Магний Mg	С кислотами реагирует более энергично, чем Be	Не реагирует	С холодной водой реагирует слабо	<p>Основные свойства усиливаются</p> <p>Обладают только основными свойствами. MgO с водой реагирует слабо. Растворимость Mg(OH)₂ весьма незначительна</p> <p>Обладают только основными свойствами. CaO с водой реагирует энергично. Растворимость Ca(OH)₂ мала, но больше, чем Mg(OH)₂</p> <p>Обладают только основными свойствами. SrO с водой реагирует энергичнее CaO. Растворимость Sr(OH)₂ больше, чем Ca(OH)₂</p> <p>Обладают только основными свойствами. BaO с водой реагирует энергичнее SrO. Ba(OH)₂ является более сильным основанием по сравнению с Sr(OH)₂</p>
Кальций Ca	С кислотами реагирует энергичнее, чем Mg	»	$\begin{matrix} \downarrow 2e^- \\ \text{Ca} + 2\text{HON} \xrightarrow{+1} \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow \end{matrix}$ <p>Реагирует при обычной температуре:</p>	
Стронций Sr	С кислотами реагирует более энергично, чем Ca	»	Реагирует энергичнее, чем Ca	
Барий Ba	С кислотами реагирует энергичнее, чем Sr	»	Реагирует энергичнее, чем Sr	

Металлические свойства усиливаются

Таблица 14. Свойства оксидов и гидроксидов хрома в зависимости от степеней его окисления

Оксид	Свойства	Гидроксид	Свойства
Оксид хрома(II) CrO	Реагирует только с кислотами (проявляет только основные свойства): $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Гидроксид хрома(II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$	Реагирует только с кислотами (проявляет только основные свойства): $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ Более сложные реакции соединений хрома(II) рассматриваются в курсе высшей школы
Оксид хрома(III) Cr_2O_3	Проявляет амфотерные свойства: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 \stackrel{t}{=} 2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$	Проявляет амфотерные свойства: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ В растворе: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
Оксид хрома(VI) CrO_3	Проявляет только кислотные свойства: $\text{CrO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Кислоты хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ существуют только в водных растворах	Кислотам H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ соответствуют соли – <i>хроматы</i> и <i>дихроматы</i> . Эти соли получают при окислении соединений хрома(III), а также при нейтрализации хромовой и дихромовой кислот основаниями

Кислотные свойства усиливаются ↓

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 16–18 (с. 118). Решите задачу 6 (с. 118).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в Средние века в Германии горняки, наблюдая за процессом получения олова, не могли объяснить, почему этот процесс замедляется. Они думали, что в руде имеется волк (Wolf), который не позволяет получить чистый металл, превращая его в пену (Rahm). Спутник олова в руде позже был назван вольфрамом.

?

1. Составьте электронные формулы атомов железа, меди и хрома. Запишите формулы оксидов и гидроксидов этих элементов, определите их характер.

2. Почему металлы, образованные химическими элементами Б-групп периодической системы Д. И. Менделеева, не имеют таких же валентных возможностей, как металлы соответствующих А-групп?

3. Сравните свойства элементов IA- и IB-групп. На основе строения атомов и свойств меди и калия поясните, в чем проявляются сходство и различие элементов IA- и IB-групп.

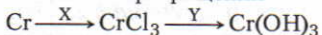
4. Охарактеризуйте свойства и применение меди. Приведите соответствующие уравнения реакций.

5. Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства цинка как представителя побочной подгруппы II группы (IIB-группы), и поясните, для каких целей используют цинк.

6. На основании чего можно утверждать, что титан является одним из важнейших металлов в современной технике?

7. Какие степени окисления характерны для хрома в его соединениях? Приведите примеры. Составьте схему размещения электронов по орбиталям в атоме хрома.

8. В схеме превращений



веществами X и Y могут быть соответственно

- 1) Cl_2 и H_2O 3) NaCl и KOH
2) Cl_2 и NaOH 4) HCl и KOH

1. Через 1 л 18%-ного раствора сульфата меди(II) (плотность $1,12 \text{ г/см}^3$) пропустили 23,2 л сероводорода. Какое вещество выпало в осадок? Какова его масса?

2. При действии на 9 г смеси, состоящей из металлического алюминия и его оксида, 40%-ным раствором гидроксида натрия (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$) выделилось 3,36 л газа (н. у.). Определите процентный состав исходной смеси и объем раствора NaOH , вступившего в реакцию.

3. Вещество, полученное при прокаливании 1,28 г меди в струе кислорода, превратили в хлорид меди(II). Вычислите, какой объем (в мл) 4%-ной соляной кислоты (плот-

ность $1,02 \text{ г/см}^3$) израсходовали и какова

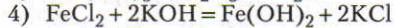
масса выделившегося хлорида меди(II).
4. Вычислите массу железа, которое можно получить из 100 кг магнитного железняка Fe_3O_4 восстановлением углеродом. Учтите, что в магнитном железняке содержится 10% примесей. Производственные потери конечного продукта реакции 15%.

5. В раствор, содержащий 16 г сульфата меди(II), поместили 4,8 г железных опилок. Какие вещества образовались и какова их масса?

6. Какая масса оксидов свинца и олова необходима для получения 500 г припоя, состоящего из 34% олова и 66% свинца?

7. Составьте уравнения реакций железа с простыми и сложными веществами. Покажите переход электронов и поясните, что окисляется и что восстанавливается, что является окислителем и что — восстановителем.

8. Восстановительные свойства железа проявляет в реакции



9. Назовите области применения хрома.
10. Составьте уравнения реакций железа с простыми и сложными веществами. Покажите переход электронов и поясните, что окисляется и что восстанавливается, что является окислителем и что — восстановителем.

11. Восстановительные свойства железа проявляет в реакции

12. Почему применение чистого железа ограничено?
13. Что такое сплавы и как их классифицируют?

14. Охарактеризуйте состав и свойства чугунов, важнейших легированных сталей и области их применения.
15. Назовите важнейшие сплавы цветных металлов, примерный их состав, свойства и применение.

16. От каких факторов зависят свойства оксидов и гидроксидов металлов? Поясните на конкретных примерах.

17. В ряду гидроксидов металлов $\text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$ основные свойства

- 1) усиливаются
2) ослабевают
3) не изменяются
4) изменяются периодически

18. Напишите формулы высших оксидов селена и хлора. Определите их характер. Запишите уравнения реакций этих оксидов с водой.

§ 30. Обзор неметаллов

Неметаллических элементов по сравнению с металлическими элементами относительно немного. Их размещение в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева отражено в таблице 15.

Как видно из таблицы 15, неметаллические элементы в основном расположены в правой верхней части периодической системы. Так как в периодах слева направо у атомов элементов увеличиваются заряды ядер и уменьшаются атомные радиусы, а в группах сверху вниз атомные радиусы возрастают, то понятно, почему атомы неметаллов сильнее, чем атомы металлов, притягивают наружные электроны. В связи с этим у неметаллов преобладают окислительные свойства. Особенно сильные окислительные свойства, т. е. способность присоединять электроны, проявляют неметаллы, находящиеся во 2-м и 3-м периодах, в VIA—VIIA группах. Самым сильным окислителем является фтор. В соответствии с численными значениями относительной электроотрицательности окислительные способности неметаллов увеличиваются в следующем порядке:

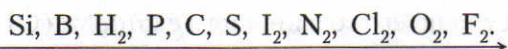


Таблица 15

Период	Размещение неметаллических элементов в периодической системе по группам							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA (благородные газы*)
1	H							He
2								Ne
3			B	C	N	O	F	Ar
4				Si	P	S	Cl	Kr
5					As	Se	Br	Xe
6						Te	I	Rn
7								

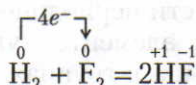
* В атомах благородных газов наружные электронные уровни заполнены электронами полностью, поэтому они обладают особыми свойствами.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

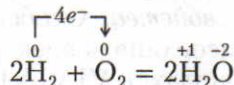
...бром впервые получил французский фармацевт и химик Ж. Балар в 1826 г. из золы морских водорослей.

...йод впервые получил французский химик В. Куртуа в 1811 г. из золы морских водорослей. Название этого элемента произошло от греческого слова *iodes* — фиолетовый.

Следовательно, энергичнее всего взаимодействует с водородом и металлами фтор:



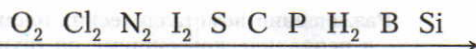
Менее энергично реагирует кислород:



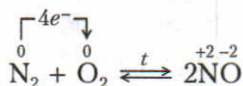
Фтор — самый типичный неметалл, для которого *не характерны восстановительные свойства*, т. е. способность отдавать электроны в химических реакциях.

Кислород же, судя по его соединениям с фтором (OF_2 , O_2F_2), может проявлять и положительную степень окисления, т. е. являться восстановителем.

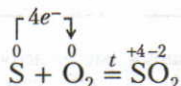
Все остальные неметаллы проявляют восстановительные свойства. Причем эти свойства постепенно возрастают от кислорода к кремнию:



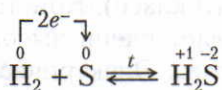
Так, например, хлор непосредственно с кислородом не соединяется, но косвенным путем можно получить его оксиды (Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7), в которых хлор проявляет положительную степень окисления. Азот при высокой температуре непосредственно соединяется с кислородом и, следовательно, проявляет восстановительные свойства:



Еще легче с кислородом реагирует сера:

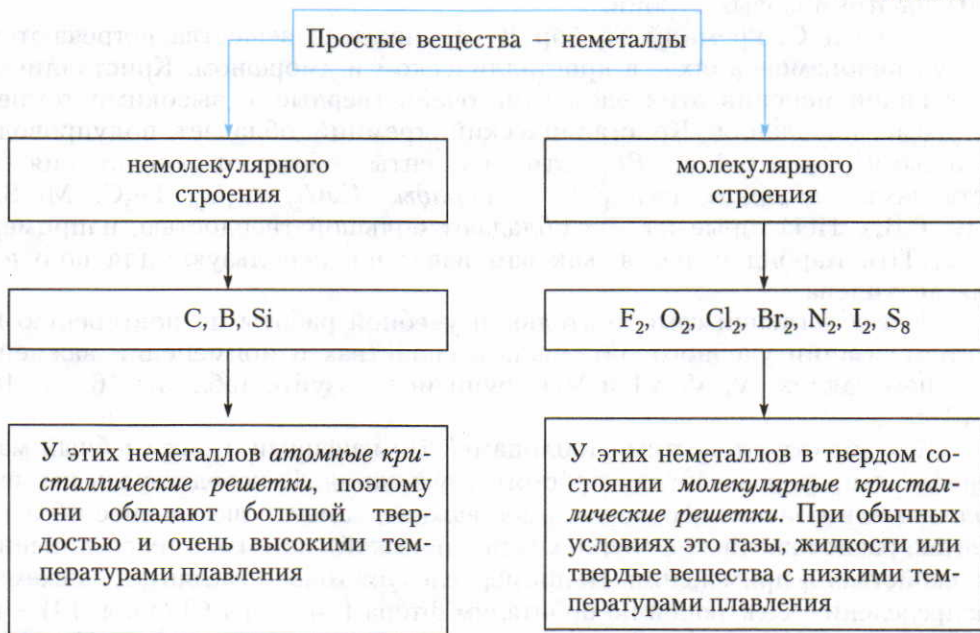


Сера проявляет и окислительные свойства. Так, например, при нагревании паров серы с водородом происходит реакция



Строение простых веществ — неметаллов. Самые типичные неметаллы имеют молекулярное строение, а менее типичные — немолекулярное. Этим и объясняется резкое различие их свойств. Наглядно это отражено в схеме 10.

Схема 10



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...фтор в свободном виде впервые получил французский химик А. Муассан в 1886 г. Название этого элемента произошло от греческого слова phtoros — гибель, разрушение, уничтожение.

...астат получили в США ученые Д. Корсон, К. Мак-Кензи и Э. Серге в 1940 г. путем ядерной реакции:

$${}_{83}^{209}\text{Bi} + {}_2^4\text{He} \longrightarrow {}_{85}^{211}\text{At} + {}_0^1\text{n}$$

Свойства и применение углерода и кремния, а также неметаллов с молекулярным строением рассмотрены при изучении соответствующих глав курса неорганической химии (9 класс). Кристаллический бор В (как и кристаллический кремний) обладает очень высокой температурой плавления (2075 °С) и большой твердостью. Электрическая проводимость бора с повышением температуры сильно увеличивается, что дает возможность широко применять его в полупроводниковой технике. Добавка бора к стали и к сплавам алюминия, меди, никеля и др. улучшает их механические свойства. Изотоп бора $^{10}_5\text{B}$ используют в ядерной технике.

Бориды (соединения бора с некоторыми металлами, например с титаном: TiB , TiB_2) необходимы при изготовлении деталей реактивных двигателей, лопаток газовых турбин.

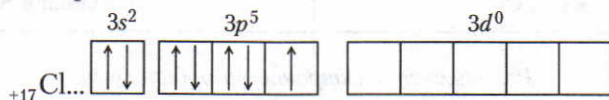
Углерод С, кремний Si, бор В как простые вещества встречаются в двух видоизменениях — в кристаллическом и аморфном. Кристаллические видоизменения этих элементов очень твердые, с высокими температурами плавления. Кристаллический кремний обладает полупроводниковыми свойствами. Все эти элементы образуют соединения с металлами — *карбиды*, *силициды* и *бориды* (CaC_2 , Al_4C_3 , Fe_3C , Mg_2Si , TiB , TiB_2). Некоторые из них обладают большой твердостью, например Fe_3C , TiB . Карбид кальция, как вам известно, используют для получения ацетилена.

Для облегчения самостоятельной учебной работы по повторению и систематизации учебного материала о свойствах и применении важнейших неметаллов IV, V, VI и VII групп используйте таблицы 16, 17, 18 и 19.

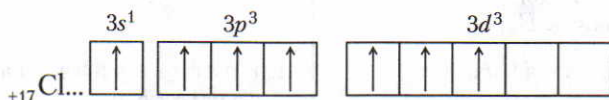
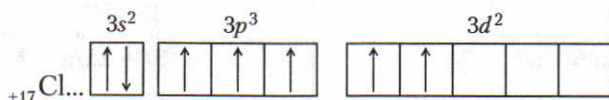
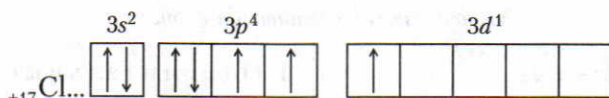
Как пользоваться этими таблицами? Помещенный в них учебный материал не предназначен для простого заучивания. Руководствуясь им, вы должны повторить и обобщить самое важное, самое существенное об элементах, расположенных в группах периодической системы, о их соединениях, свойствах и применении. Например, следует только взглянуть на схемы распределения электронов по орбиталим фтора F и хлора Cl (табл. 19) — и вы вспомните их общие и отличительные химические свойства. Из этих схем видно, что в атомах фтора и хлора в нормальном состоянии имеется по одному неспаренному электрону. Так объясняются *общие свойства* этих элементов: фтор, хлор и другие галогены в свободном состоянии образуют двухатомные молекулы — F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 — и проявляют валентность I; в соединениях же с металлами и водородом — NaF , NaCl , HCl и т. д. — все галогены проявляют степень окисления -1 .

Если сравнить расположение электронов по орбиталим в атомах фтора, хлора и других галогенов, то можно судить и об их *отличительных свойствах*. У атома фтора свободных орбиталей нет. Поэтому атомы фтора могут проявить только валентность I и степень окисления -1 . В атомах других

галогенов, например в атоме хлора, на том же энергетическом уровне имеются свободные d -орбитали:



Благодаря этому может произойти расщепление электронов, как это показано в приведенных схемах:



На основании этого делают следующие выводы:

В *первом случае* хлор может проявить степень окисления +3 и образовать хлористую кислоту HClO_2 , которой соответствуют соли — хлориты, например хлорит калия KClO_2 .

Во *втором случае* хлор может образовать соединения, в которых степень окисления хлора +5. К таким соединениям относятся хлорноватая кислота HClO_3 и ее соли — хлораты, например хлорат калия KClO_3 (бертоллева соль).

В *третьем случае* хлор проявляет степень окисления +7, например в хлорной кислоте HClO_4 и в ее солях — перхлоратах, например в перхлорате калия KClO_4 .

В таблице 19 даны примеры уравнений наиболее характерных реакций. Вы же должны вспомнить и другие химические реакции, в которых участвуют хлор и другие галогены.

Характеризуя применение хлора и прочих галогенов, следует вспомнить те свойства, на которых основывается их применение, и составить уравнения соответствующих реакций.

Подобным же образом вы можете использовать и остальные таблицы.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–4, 13 (а) (с. 138). Решите задачу 1 (с. 138).

Таблица 16. Углерод и кремний — неметаллы IVA-группы

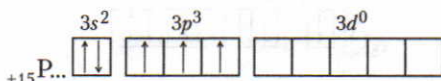
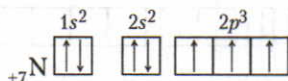
Углерод C	Кремний Si												
<p>Размещение электронов по орбиталям</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> ${}_{+6}\text{C}$ <table style="border-collapse: collapse; margin: 0 auto;"> <tr> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$1s^2$</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$2s^2$</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$2p^2$</td> </tr> <tr> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">↑↓</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">↑↓</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">↑ ↑</td> </tr> </table> </div> <div style="text-align: center;"> ${}_{+14}\text{Si}...$ <table style="border-collapse: collapse; margin: 0 auto;"> <tr> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$3s^2$</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$3p^2$</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$3d^0$</td> </tr> <tr> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">↑↓</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">↑ ↑</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">□ □ □</td> </tr> </table> </div> </div>		$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$	↑↓	↑↓	↑ ↑	$3s^2$	$3p^2$	$3d^0$	↑↓	↑ ↑	□ □ □
$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$											
↑↓	↑↓	↑ ↑											
$3s^2$	$3p^2$	$3d^0$											
↑↓	↑ ↑	□ □ □											
<p>Характерные химические свойства</p>													
<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ 2\text{C} + \text{Ca} & = & \text{CaC}_2 \\ +2 & -1 & \end{array} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ \text{C} + 2\text{H}_2 & = & \text{CH}_4 \\ -4 & +1 & \end{array} \end{array}$	<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ \text{Si} + 2\text{Mg} & = & \text{Mg}_2\text{Si} \\ +2 & -4 & \end{array} \end{array}$												
<p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ \text{C} + \text{O}_2 & = & \text{CO}_2 \\ +4 & -2 & \end{array} \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ 2\text{C} + \text{O}_2 & = & 2\text{CO} \\ +2 & -2 & \end{array} \end{array}$ <p>(неполное сгорание)</p> $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & +2 & +4 \\ \text{C} + 2\text{CuO} & = & \text{CO}_2\uparrow + 2\text{Cu} \\ & & 0 \end{array} \end{array}$	<p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ \text{Si} + 2\text{F}_2 & = & \text{SiF}_4 \\ +4 & -1 & \end{array} \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & t \\ \text{Si} + \text{O}_2 & = & \text{SiO}_2 \\ +4 & -2 & \end{array} \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & +1 & +1 \\ \text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} & = & \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow \\ & & +4 & 0 \end{array} \end{array}$ <p>Кислоты (за исключением смеси HF и HNO₃) на кремний не действуют</p>												
<p>Применение соответствующих простых веществ</p>													
<ol style="list-style-type: none"> Алмазы — для бурения горных пород Графит — электроды, замедлители нейтронов в атомных реакторах, смазочный материал в технике Уголь — адсорбент; для получения жидкого топлива, карбида кальция, черной краски 	<ol style="list-style-type: none"> Производство кислотоупорных сталей Производство полупроводников Для получения фотоэлементов Для получения карборунда В качестве выпрямителя переменного тока 												

Таблица 17. Азот и фосфор — неметаллы VA-группы

Азот N

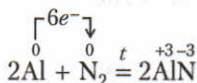
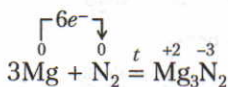
Фосфор P

Размещение электронов по орбиталям

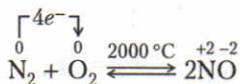


Характерные химические свойства

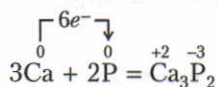
1. Окислительные свойства:



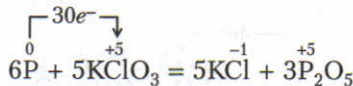
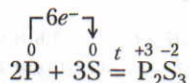
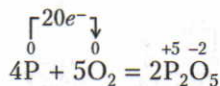
2. Восстановительные свойства:



1. Окислительные свойства:



2. Восстановительные свойства:



Применение соответствующих простых веществ

1. В основном для синтеза аммиака, а последний — для производства азотной кислоты и азотсодержащих минеральных удобрений

2. Для заполнения электрических ламп

1. Для получения фосфидов (GaP, InP), используемых в качестве полупроводников

2. Красный фосфор применяют при производстве спичек

Таблица 18. Кислород и сера — неметаллы VIA-группы

Кислород O	Сера S
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
${}_{+8}\text{O} \quad \begin{array}{ c } \hline 1s^2 \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline 2s^2 \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline 2p^4 \\ \hline \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \\ \hline \end{array}$	${}_{+16}\text{Si} \dots \quad \begin{array}{ c } \hline 3s^2 \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline 3p^4 \\ \hline \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c c } \hline 3d^0 \\ \hline \\ \hline \end{array}$
<i>Характерные химические свойства</i>	
<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \downarrow \\ \\ 2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \downarrow \\ \\ \text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 20e^- \downarrow \\ \\ 4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5 \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \downarrow \\ \\ 2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ <p>2. Восстановительные свойства кислорода проявляются только в реакциях с фтором:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \downarrow \\ \\ 2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2 \end{array}$	<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 2e^- \downarrow \\ \\ 2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S} \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 6e^- \downarrow \\ \\ 2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 2e^- \downarrow \\ \\ \text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S} \end{array}$ <p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \uparrow 4e^- \downarrow \\ \\ \text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \uparrow 6e^- \downarrow \\ \\ \text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6 \end{array}$
<i>Применение соответствующих простых веществ</i>	
<ol style="list-style-type: none"> Для ускорения химических реакций, в том числе в металлургии Для резки и сварки металлов В жидком виде в ракетных двигателях В авиации и в подводных лодках для дыхания В медицине 	<ol style="list-style-type: none"> В производстве серной кислоты Для вулканизации каучука В борьбе с вредителями и болезнями растений В производстве сероуглерода В медицине В производстве спичек

Таблица 19. Фтор и хлор — неметаллы VIIA-группы

Фтор F	Хлор Cl
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
$+9\text{F} \begin{array}{c} 1s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \hline 2s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \hline 2p^5 \\ \uparrow\downarrow\uparrow \\ \uparrow\downarrow\uparrow \end{array}$	$+17\text{Cl} \dots \begin{array}{c} 3s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \hline 3p^5 \\ \uparrow\downarrow\uparrow \\ \uparrow\downarrow\uparrow \\ \hline 3d^0 \\ \square \\ \square \\ \square \\ \square \end{array}$
<i>Характерные химические свойства</i>	
<p>1. Окислительные свойства (сильнейший окислитель):</p>	<p>1. Окислительные свойства:</p>
$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & & 0 \\ 2\text{F}_2 + \text{Xe} & \xrightarrow{t} & \text{XeF}_4 \\ & & +4-1 \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & & 0 \\ 2\text{Na} + \text{Cl}_2 & \xrightarrow{t} & 2\text{NaCl} \\ & & +1-1 \end{array} \end{array}$
$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & & -2 \\ 2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} & = & 4\text{HF} + \text{O}_2 \uparrow \\ & & +1-1 \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 6e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & & 0 \\ 2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 & \xrightarrow{t} & 2\text{FeCl}_3 \\ & & +3-1 \end{array} \end{array}$
$\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & & 0 \\ \text{F}_2 + \text{H}_2 & = & 2\text{HF} \\ & & +1-1 \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & & 0 \\ \text{H}_2 + \text{Cl}_2 & \xrightarrow{t} & 2\text{HCl} \\ & & +1-1 \end{array} \end{array}$
<p>2. Восстановительными свойствами фтор не обладает</p>	$\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \begin{array}{ccc} +1-1 & & 0 \\ 2\text{NaI} + \text{Cl}_2 & = & 2\text{NaCl} + \text{I}_2 \\ & & +1-1 \end{array} \end{array}$
	<p>2. Восстановительные свойства проявляются только в реакциях, в которых участвуют вещества, содержащие кислород:</p> $\begin{array}{c} +5-2 \\ 2\text{KClO}_3 \end{array} \xrightarrow{t} \begin{array}{c} -1 \\ 2\text{KCl} \end{array} + \begin{array}{c} 0 \\ 3\text{O}_2 \uparrow \end{array}$
<i>Применение соответствующих простых веществ</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Для производства фторопластов (тефлона) 2. Для производства различных фторсодержащих соединений, которые применяют в борьбе с вредителями сельского хозяйства 3. Для получения криолита Na_3AlF_6 4. Для получения фтороводородной (плавиковой) кислоты 5. Для получения дифтордихлорметана CF_2Cl_2 (фреона), который пока используют в холодильных машинах 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Для хлорирования органических соединений (получение пластмасс, красителей, медикаментов) 2. Для обезливания тканей, бумаги 3. Для обеззараживания питьевой воды 4. Для синтеза хлороводорода 5. Окислитель в химических лабораториях

§ 31. Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты

Оксиды неметаллов. Как вам уже известно, в периодах слева направо свойства высших оксидов (т. е. оксидов, в состав которых входит элемент данной группы в высшей степени окисления) постепенно изменяются от основных к кислотным.

В качестве примера рассмотрим изменение свойств оксидов элементов 3-го периода от натрия Na до хлора Cl:



Оксид натрия Na_2O и оксид магния MgO — типичные основные оксиды, которым соответствуют основания (NaOH и Mg(OH)_2). Оксид алюминия Al_2O_3 обладает амфотерными свойствами. Оксиду кремния(IV) SiO_2 соответствует очень слабая кислота, упрощенная формула которой H_2SiO_3 . У оксидов P_2O_5 , SO_3 и Cl_2O_7 кислотные свойства усиливаются. Оксиду серы(VI) SO_3 соответствует серная кислота H_2SO_4 , которая принадлежит к сильным кислотам. Оксиду хлора(VII) Cl_2O_7 соответствует одна из самых сильных кислот — хлорная кислота HClO_4 .

Почему в ряду $\text{Na}_2\text{O} \longrightarrow \text{MgO} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{SO}_3 \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$ кислотные свойства оксидов усиливаются? Чтобы ответить на этот вопрос, сравним диссоциацию соответствующих этим оксидам гидроксидов и кислот.

При взаимодействии оксида натрия Na_2O с водой образуется сильное основание — гидроксид натрия NaOH . В водном растворе и в расплавленном состоянии связь между ионами натрия и гидроксид-ионами разрывается и гидроксид натрия диссоциирует как сильное основание:



Гидроксид магния Mg(OH)_2 является более слабым основанием. Это объясняется тем, что ион магния по сравнению с ионом натрия обладает большим положительным зарядом ядра и меньшим радиусом, и поэтому связь между ионами магния и гидроксид-ионами упрочняется и диссоциация по типу оснований затрудняется.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...еще в 1957 г. было установлено, что селен в ничтожно малых количествах необходим человеку и животным, иначе у них развиваются тяжелые заболевания печени и мускулатуры.

...кристалл кремния, очищенный от примесей, становится диэлектриком.

Оксиду Cl_2O_7 соответствует очень сильная хлорная кислота HClO_4 . В рассматриваемом ряду хлор характеризуется самым большим положительным зарядом ядра и самым маленьким радиусом иона. Поэтому связь между кислородом и хлором в молекуле хлорной кислоты упрочняется, а связь между кислородом и водородом ослабевает. В результате это соединение в растворе диссоциирует как сильная кислота:



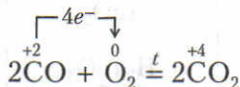
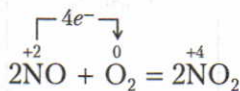
Следовательно, возрастание кислотных свойств высших оксидов соответствующих элементов в периодах слева направо объясняется постепенным возрастанием положительного заряда ядра и уменьшением радиуса ионов.

В группах сверху вниз кислотные свойства высших оксидов постепенно ослабевают. Об этом можно судить по свойствам кислот, соответствующих этим оксидам. В качестве примеров рассмотрите постепенное изменение свойств кислотных оксидов и соответствующих им кислот, образуемых элементами VA и VIA-групп (табл. 20 и 21).

В главных подгруппах сверху вниз кислотные свойства высших оксидов неметаллов уменьшаются. Так, например, в VA-группе оксид азота(V) обладает более сильными кислотными свойствами (образует одну из сильнейших кислот — азотную кислоту HNO_3), чем оксид фосфора(V) P_2O_5 . Это объясняется тем, что атом фосфора имеет больший атомный радиус по сравнению с атомом азота. Поэтому действие положительных ионов фосфора на ионы кислорода и водорода слабее, чем соответствующее действие положительных ионов азота, размер которых значительно меньше.

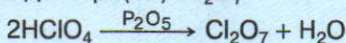
Чтобы облегчить вашу самостоятельную учебную работу при повторении, химические свойства кислотных оксидов даны в таблице 22.

Из несолеобразующих (безразличных) оксидов вам знакомы оксид азота(II) NO и оксид углерода(II) CO . Их нельзя отнести ни к кислотным, ни к основным оксидам. Их характерное химическое свойство — способность окисляться и превращаться в кислотные оксиды:



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...хлорная кислота HClO_4 — самая сильная из всех кислот. При воздействии на нее водоотнимающих веществ образуется оксид хлора(VII) Cl_2O_7 :



Кислородсодержащие кислоты. Сравнительная характеристика некоторых кислородсодержащих кислот дана в таблицах 20 и 21. Из кислот наибольшее значение имеют *серная* и *азотная*. Их окислительные свойства рассмотрим более подробно.

Таблица 20. Сравнительная характеристика кислотных оксидов и соответствующих им кислот, образуемых элементами подгруппы кислорода

Химический знак элемента	Физические свойства простого вещества	Соединения с кислородом			
		Химическая формула	Свойства		
O	O ₂ — бесцветный газ	—	Кислотные свойства ослабевают ↓		
S	Кристаллическое вещество желтого цвета. Электрический ток не проводит	SO ₂		Бесцветный газ. При взаимодействии с водой образуется <i>сернистая кислота</i> (средней силы)	
		H ₂ SO ₃			
Se	Кристаллическое вещество серого цвета. Электрический ток проводит, но слабо (полупроводник)	SO ₃		Бесцветная летучая жидкость. При взаимодействии с водой образуется <i>серная кислота</i> (сильная кислота)	
		H ₂ SO ₄			
		SeO ₂			Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется <i>селенистая кислота</i> (сходная с сернистой кислотой, но слабее ее)
		H ₂ SeO ₃			
Te	Кристаллическое вещество серебристо-белого цвета с металлическим блеском. Электрический ток проводит лучше, чем селен	SeO ₃		Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется <i>селеновая кислота</i> (по силе и свойствам сходная с серной кислотой)	
		H ₂ SeO ₄			
		TeO ₂			Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется <i>теллуристая кислота</i> (значительно слабее H ₂ SeO ₃)
		H ₂ TeO ₃ TeO ₃			
		H ₂ TeO ₄ · 2H ₂ O (H ₆ TeO ₆)	Кристаллическое вещество. Реагирует с водой при повышенной температуре, при этом образуется <i>теллуровая кислота</i> (очень слабая)		

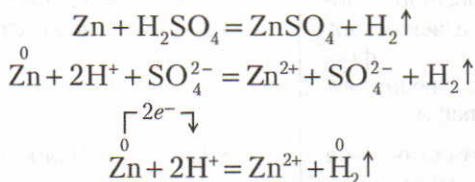
Таблица 21. Сравнительная характеристика высших оксидов и соответствующих им кислот, образуемых элементами подгруппы азота

Химический знак элемента	Физические свойства простого вещества	Кислородные соединения с высшей степенью окисления	
		Химическая формула	Свойства
N	N_2 — бесцветный газ, малорастворим в воде. Температура кипения $-196\text{ }^\circ\text{C}$	N_2O_5 HNO_3	Бесцветное кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется <i>азотная кислота</i>
P	Существует в виде нескольких аллотропных видоизменений. Важнейшие из них: 1) белый фосфор — бесцветное твердое вещество, режется ножом (под водой); 2) красный фосфор — порошокобразное вещество; 3) черный фосфор — твердое вещество, напоминает графит	P_2O_5 (P_4O_{10}) HPO_3 H_3PO_4	Белое порошокобразное гигроскопическое вещество. При взаимодействии с водой при обычной температуре образуется <i>метафосфорная кислота</i> , а при нагревании — <i>ортофосфорная</i> (обе кислоты гораздо слабее азотной и относятся к кислотам средней силы)
As	Хрупкое кристаллическое вещество с металлическим блеском	As_2O_5 H_3AsO_4	Белое стекловидное вещество, расплывающееся на воздухе. При взаимодействии с водой образуется <i>мышьяковая кислота</i> (она слабее H_3PO_4)
Sb	Хрупкое кристаллическое вещество с металлическим блеском	Sb_2O_5 $H[Sb(OH)_6]$	Желтоватый порошок. Судя по составу солей, этому оксиду соответствует слабая одноосновная <i>сурьмяная кислота</i> . Известны ее соли — $KSb(OH)_6$ и др.
Bi	Хрупкое кристаллическое вещество красновато-белого цвета	Bi_2O_5 $HBiO_3$	В чистом виде не получен. Судя по составу солей (висмутат натрия $NaBiO_3$ и др.), этому оксиду соответствует неустойчивая и слабая <i>висмутовая кислота</i>

Таблица 22. Химические свойства кислотных оксидов

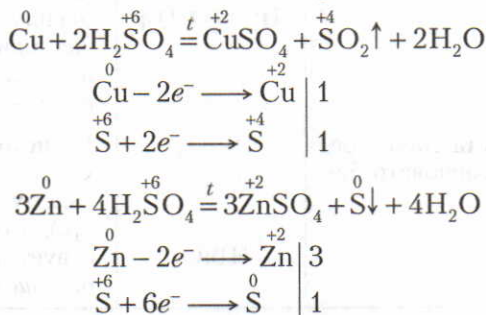
Химические свойства кислотных оксидов	Примеры
Кислотные оксиды реагируют:	
1) с основаниями	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2) с основными оксидами	$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} \text{CaSiO}_3$ $\text{Li}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{LiNO}_3$
3) с водой (большинство кислотных оксидов)	$3\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \stackrel{t}{=} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3$ $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$
4) с некоторыми солями (менее летучие кислотные оксиды вытесняют из солей более летучие)	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} 3\text{CaSiO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5$

Серная кислота. О взаимодействии разбавленной серной кислоты с металлами, находящимися в электрохимическом ряду напряжений металлов до водорода, вам известно (9 класс). В этих реакциях окислителями являются ионы водорода, например:



Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами протекает более сложно. В этих реакциях окислителем является сера со степенью окисления +6.

При нагревании концентрированная серная кислота восстанавливается металлами обычно до SO_2 (кроме Au, Pt), в некоторых случаях (зависит от активности металла) до S и даже до H_2S :

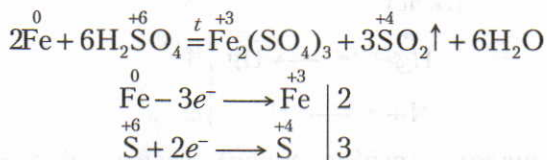


Русский химик-технолог. Основные научные исследования посвящены прикладной химии и химической технологии. Разработал (1915) способ получения азотной кислоты окислением аммиака в присутствии платинового катализатора, построил опытную установку в Макеевке. По его проекту в Юзовке (Донецке) введен в эксплуатацию (1917) первый в России завод по производству азотной кислоты и нитрата аммония.

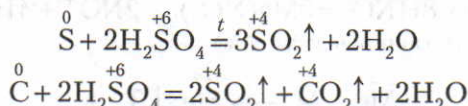
**Андреев
Иван
Иванович
(1880—1919)**



Железо, алюминий и хром концентрированная серная кислота пассивирует, т. е. реакция не идет. Поэтому безводную серную кислоту можно хранить в железной или алюминиевой таре и перевозить в стальных цистернах. Приблизительно с 70%-ной горячей серной кислотой железо реагирует:



Окислительно-восстановительные процессы проходят и в случае нагревания некоторых неметаллов с концентрированной серной кислотой:



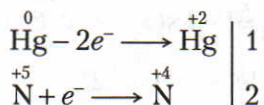
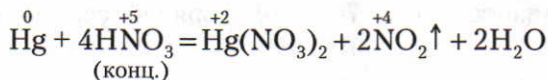
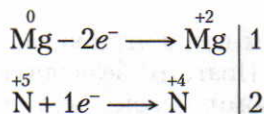
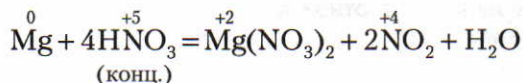
Азотная кислота. Специфические свойства азотной кислоты рассмотрены в курсе неорганической химии. Теперь ознакомимся с окислительными свойствами азотной кислоты более подробно. Может возникнуть вопрос: чем объясняется характер взаимодействия азотной кислоты с металлами, т. е. почему в этих реакциях вместо водорода преимущественно выделяются различные оксиды азота и даже азот и аммиак? (При действии наиболее активных металлов на разбавленные водные растворы азотной

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

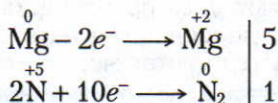
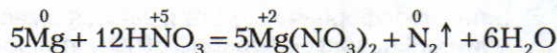
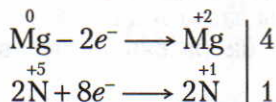
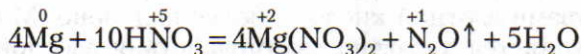
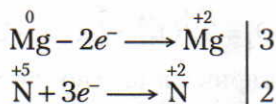
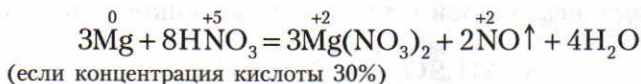
...полифосфорная кислота является смесью ортофосфорной H_3PO_4 , дифосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, трифосфорной $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ и тетрафосфорной $\text{H}_6\text{P}_4\text{O}_{13}$ кислот. Полифосфорную кислоту применяют для производства концентрированных минеральных удобрений. Ее натриевые соли используют для производства синтетических моющих средств.

кислоты происходит и частичное выделение водорода.) Все это связано с исключительно сильными окислительными свойствами атома азота в степени окисления +5, который, окисляя атомы металлов, изменяет свою степень окисления до +4, +2, +1 и даже до 0 и -3. Рассмотрим примеры.

1. Азотная кислота (концентрированная) взаимодействует с металлами (независимо от активности металла). При этом образуются соответствующие нитраты и выделяется оксид азота(IV):

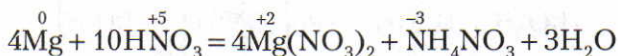


2. Азотная кислота (разбавленная) взаимодействует с металлами по-разному в зависимости от степени разбавления:

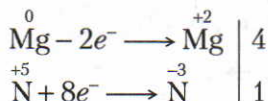


ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

... в России первая запись о получении азотной кислоты из селитры принадлежит Петру I. Уже в это время азотная кислота применялась в текстильном и аптечном деле, а также для разделения золота и серебра.



(если концентрация кислоты около 2–3%)



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5–10, 13 (б, в). Решите задачу 2 (с. 138).

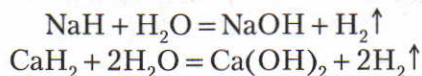
§ 32. Водородные соединения неметаллов

Общие формулы водородных соединений приведены в таблице 23.

Таблица 23. Общие формулы водородных соединений (гидридов)

Общие формулы водородных соединений по группам						
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
${}^{+2-1}\text{RH}$	${}^{+2-1}\text{RH}_2$	${}^{+3-1}\text{RH}_3$	${}^{-4+1}\text{RH}_4$	${}^{-3+1}\text{RH}_3$	${}^{+1-2}\text{H}_2\text{R}$	${}^{+1-1}\text{HR}$
Нелетучие водородные соединения			Летучие водородные соединения			

С металлами водород образует (за некоторым исключением) нелетучие соединения, которые являются твердыми веществами немалекулярного строения. Поэтому их температуры плавления сравнительно высоки. Эти вещества легко разлагаются водой:



С неметаллами водород образует летучие соединения молекулярного строения. В обычных условиях это газы или летучие жидкости.

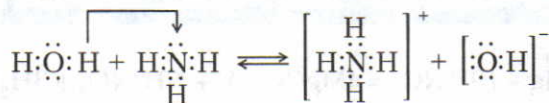
Проследим, как изменяются свойства летучих водородных соединений неметаллов в периодах слева направо. Рассмотрим, например, свойства водных растворов водородных соединений элементов 2-го периода: CH_4 , NH_3 , H_2O , HF .

Метан (CH_4) в воде не растворяется.

Аммиак (NH_3) растворяется в воде, образуя ионы аммония и гидроксид-ионы:



Так как атом азота в молекуле аммиака имеет неподеленную электронную пару, а атом водорода в молекуле воды — свободную орбиталь, возникает дополнительная ковалентная связь (по донорно-акцепторному механизму). Этот процесс схематически можно показать так:



Вода (H_2O) очень слабый электролит:



Из уравнения диссоциации воды видно, что концентрации ионов H^+ и ионов OH^- одинаковы ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$). Воду можно рассматривать как амфотерное соединение.

Фтороводород (HF) в воде растворяется неограниченно. Водный раствор фтороводорода (плавиковая кислота) проявляет кислотные свойства. Плавиковая кислота в растворе существует в виде димеров — молекул H_2F_2 , поэтому она образует как средние соли (фториды), так и кислые (гидрофториды):



Следовательно, в периодах слева направо кислотные свойства летучих водородных соединений неметаллов в водных растворах усиливаются.

Теперь рассмотрим, почему водородное соединение фтора — фтороводород HF — в водном растворе является кислотой, но более слабой, чем хлороводородная. Это объясняется тем, что радиус ионов фтора значительно меньше, чем радиус ионов хлора. Поэтому ионы фтора гораздо сильнее притягивают к себе ионы водорода, чем ионы хлора. В связи с этим степень диссоциации фтороводородной кислоты значительно меньше, чем соляной кислоты, т. е. фтороводородная кислота слабее соляной кислоты.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...атом азота в жидком аммиаке все время перемещается и попеременно оказывается то над плоскостью основания, то под ней. С таким явлением (инверсией) связано электромагнитное излучение строго определенной частоты. На основе этого Н. Г. Басов и А. М. Прохоров (1955) создали новый вид генераторов — так называемый мазер. Аммиачный мазер позволил определить, что продолжительность земных суток ежегодно возрастает в среднем на 0,00043 с.

Химик-органик, академик. Основные научные исследования посвятил соединениям фтора. Изучал также фосфорорганические, гетероциклические и некоторые другие соединения.

**Кнунянц
Иван
Людвигович
(1906—1990)**



Из приведенных примеров можно сделать следующие общие выводы:

1. В периодах слева направо у атомов элементов увеличивается заряд ядра и уменьшается радиус. В связи с этим кислотные свойства летучих водородных соединений элементов в водных растворах усиливаются.

2. В группах сверху вниз отрицательно заряженные анионы (например, F^- , Cl^- , Br^- , I^-) все слабее притягивают положительно заряженные ионы водорода H^+ . В связи с этим облегчается процесс отщепления ионов водорода H^+ и кислотные свойства водородных соединений увеличиваются.

3. Водородные соединения неметаллов, обладающие в водных растворах кислотными свойствами, реагируют со щелочами. Водородные же соединения неметаллов, обладающие в водных растворах основными свойствами, реагируют с кислотами.

4. Восстановительная активность водородных соединений неметаллов в группах сверху вниз увеличивается. Например, окислить фтор из водородного соединения HF химическим путем нельзя, окислить же хлор из водородного соединения HCl можно различными окислителями. Это объясняется тем, что в группах сверху вниз резко возрастают атомные радиусы, в связи с чем отдача электронов облегчается.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 11–12 (с. 138). Решите задачу 3 (с. 138).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...фосфин PH_3 содержит примеси дифосфина P_2H_4 , который воспламеняется на воздухе. Смесь фосфинов иногда выделяется из могил, где разлагаются трупы. Образующиеся огоньки над могилами обуславливаются самовоспламенением PH_3 . Такие вспышки раньше пугали суеверных людей.

...в 1771 г. шведский химик К. Шееле получил кислоту, которую назвал плавиновой. А. Лавуазье назвал ее флуориевой кислотой. В 1816 г. название «флуор» было заменено на «фтор» (греч. «фторос» — гибель).

?

1. Чем различается строение атомов и простых веществ у металлов и неметаллов?

2. Формула наружного электронного слоя химического элемента $4s^2 4p^3$. Определите: а) какой это химический элемент; б) заряд ядра его атома, число протонов и нейтронов в ядре; в) относится ли он к *s*-, *p*-, *d*- или *f*-элементам. Составьте формулы его высшего оксида и летучего водородного соединения, если оно существует.

3. На основе периодической системы определите закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств неметаллов.

4. Пользуясь таблицами 16–19, охарактеризуйте химические свойства важнейших неметаллов и их применение.

5. Какие закономерности наблюдаются в изменении свойств кислотных оксидов в периодах и группах?

6. Даны формулы кислотных оксидов: а) N_2O_5 , CO_2 , Cl_2O_7 и SO_3 ; б) P_2O_5 , As_2O_5 , N_2O_5 и Sb_2O_5 . Расположите эти формулы в порядке возрастания кислотных свойств оксидов.

7. Пользуясь таблицей 22 (с. 132), в пунктах 1, 2 и 3 дополнительно напишите по два-три уравнения химических реакций, в которых участвуют другие кислотные оксиды.

8. Укажите сходные и отличительные химические свойства серной и азотной кислот.

9. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с железом степень окисления серы изменяется от +6 до +4. Составьте уравнение этой реакции.

1. На 12,8 г меди подействовали избытком концентрированной серной кислоты при нагревании. Вычислите массу, объем (н. у.) и количество выделившегося газа.

2. На 0,9 моль карбоната кальция подействовали 540 мл 8%-ной соляной кисло-

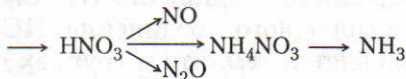
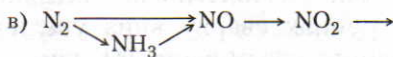
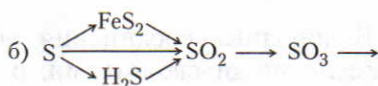
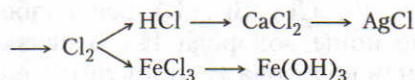
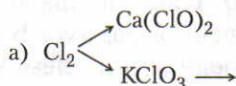
10. В реакции магния с концентрированной азотной кислотой окислителем является

1) Mg^{2+} 2) H^+ 3) Mg^0 4) NO_3^-

11. Почему нелетучие водородные соединения так резко отличаются от летучих водородных соединений?

12. Какие закономерности наблюдаются в изменении свойств летучих водородных соединений в периодах и группах? Охарактеризуйте их сущность.

13. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



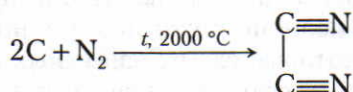
(Уравнения реакций, если это возможно, составьте в полном или сокращенном ионном виде. Выберите два уравнения окислительно-восстановительных реакций и уравняйте их методом электронного баланса.)

ты (плотность $1,04 \text{ г/см}^3$). Какой газ и сколько его по объему выделится?

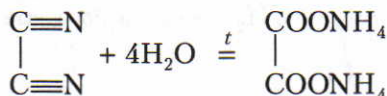
3. Вычислите массу соли, образующейся в результате взаимодействия 11,2 г оксида кальция с раствором, содержащим 25,6 г азотной кислоты, если известно, что выход соли составил 80% от теоретически возможного.

§ 33. Генетическая связь неорганических и органических веществ

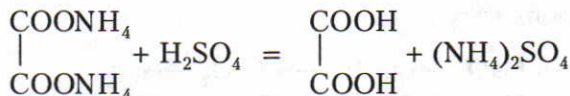
Вам уже известно, что до начала XIX столетия господствовало мнение, что между неорганическими и органическими веществами существует резкая грань. Но первые же синтезы органических веществ показали несостоятельность этих взглядов. Так, например, немецкий химик Ф. Вёлер в 1824 г. доказал, что из неорганических веществ можно получить органическое, например щавелевую кислоту, которая содержится в некоторых растениях. Получить щавелевую кислоту из неорганических веществ в лаборатории можно следующим путем. В электрической дуге при взаимодействии азота с углеродом образуется дициан C_2N_2 :



Дициан — бесцветный ядовитый газ со слабым своеобразным запахом. При его гидролизе образуется аммонийная соль щавелевой кислоты:



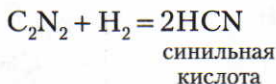
При действии на эту соль минеральной кислотой получается щавелевая кислота:



Другим историческим синтезом, доказывающим, что между неорганическими и органическими веществами нет резкой грани, является синтез мочевины в 1828 г., который тоже осуществил Ф. Вёлер. В то время было известно неорганическое вещество — цианат аммония NH_4CNO . Его можно синтезировать по схеме:



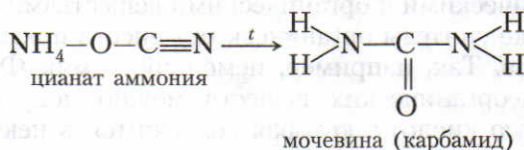
Дициан C_2N_2 подобно галогенам реагирует с водородом:



Соли синильной кислоты — цианиды KCN , $NaCN$ — способны окисляться кислородом воздуха и превращаться в цианаты $KCNO$, $NaCNO$, NH_4CNO . Цианат аммония NH_4CNO — это неорганическое вещество. Нагревая цианат аммония в водном растворе, Ф. Вёлер получил органическое

вещество — мочевины. А до этого считали, что мочевины может образовываться только в живых организмах.

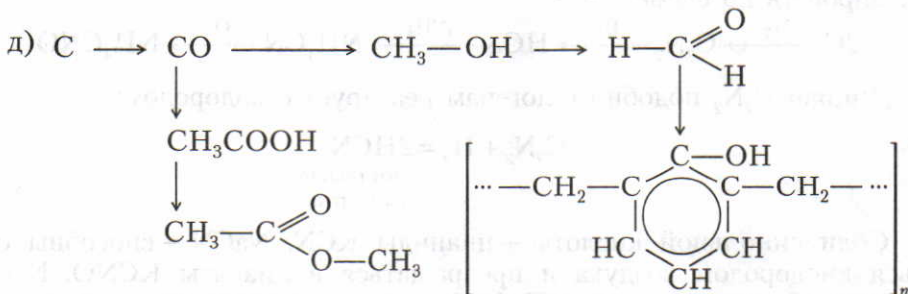
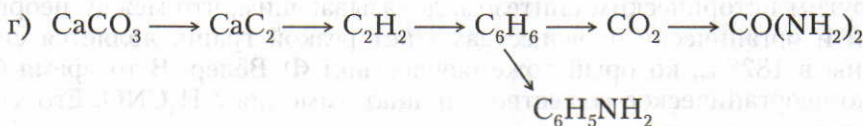
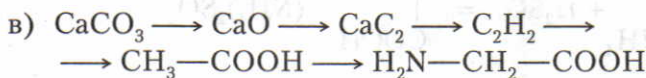
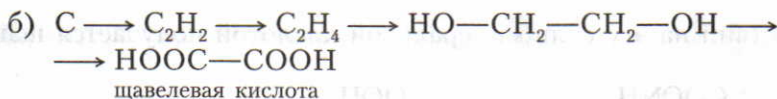
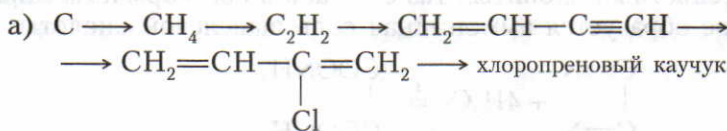
В дальнейшем выяснилось, что при нагревании цианата аммония происходит перегруппировка атомов:



В результате этих синтезов ученые пришли к важному выводу: органические вещества могут образовываться из неорганических.

Это были первые синтезы. За ними последовали многие другие, которые подтвердили связь между неорганическими и органическими веществами.

Ниже приводятся некоторые схемы известных вам превращений, отражающих генетическую связь между органическими и неорганическими веществами.



Выполните упражнение (с. 143).

§ 34. Бытовая химическая грамотность

Итак, вы закончили изучение химии в школе. Предположим, вы не собираетесь быть химиком. Что же должно остаться в памяти? Конечно, эффектные опыты, которые проводили вы или демонстрировал учитель, не забудутся. Но самое важное — это уметь применять то, что вы узнали на уроках, в повседневной жизни.

Каждый день вы умываетесь, готовите еду, стираете белье, убираетесь в квартире. Если вы болеете, то принимаете лекарства. Как правило, почти все необходимое для жизни городской житель покупает в магазине. На упаковке любого товара есть *этикетка*. Не забудьте внимательно прочитать то, что на ней написано! Как сознательные потребители вы должны знать, что вы покупаете и насколько это безопасно.

Продукты питания. Если вы выбираете продукт питания, прежде всего обратите внимание на *срок годности*. На этикетке также обязательно должны быть указаны *ингредиенты*, из которых этот продукт приготовлен. Ознакомьтесь с ними: возможно, состояние здоровья не позволяет вам употреблять подобные продукты. Так, часто встречается аллергия на арахис или яичный белок, а больным диабетом рекомендуют использовать в пищу продукты, не содержащие сахара (его заменяют, например, фруктозой). Если вы сторонник здорового образа жизни, избегайте продуктов, содержащих гидрогенизированные жиры. Эти жиры изготавливают из растительных масел, в том числе подсолнечного или соевого, которые под действием высоких температур присоединяют водород (частично гидрогенизируются). Гидрогенизация способствует застыванию растительного масла, что необходимо для производства твердых жиров, таких, как маргарин, к тому же срок хранения жира увеличивается. Но гидрогенизированные жиры в отличие от своих природных аналогов представляют опасность для сердечно-сосудистой системы.

Бытовая химия. Безопасность — один из главных критериев при покупке товаров бытовой химии. Средства бытовой химии постоянно находятся в квартире, и очень важно, чтобы они не причиняли вреда ни детям, ни взрослым. Внимательно прочитайте, что написано на этикетке выбранного вами средства. Обязательно прочитайте его *состав* — вот где нужно вспомнить уроки химии. Обратите внимание, можно ли его использовать без перчаток. Есть чистящие средства, содержащие кислоты или щелочи в больших концентрациях, соединения хлора (гипохлорит натрия), аммиак (аммоний): они вызывают ожоги при попадании на кожу, на слизистые оболочки глаз, раздражают дыхательные пути. Это относится и к хлорсодержащим отбеливателям. На этикетках подобных средств есть специальный предупреждающий значок, напоминающий скрещенные кости (рис. 22). Эти средства опасны и для вашей одежды!

Хранить средства бытовой химии нужно в хорошо закрытых емкостях и в помещениях, где обитатели дома бы-



Рис. 22

вают реже всего; лучше использовать не порошки, а гели, жидкие или гранулированные средства (в этом случае меньше подвергаются опасности органы дыхания).

Отделочные материалы. Многие вещества, используемые для ремонта квартир, также представляют опасность для кожных покровов и дыхательной системы. Это краски, клеи, лаки, герметики и т. д. Работать с такими веществами все равно что проводить химический эксперимент: требуется надевать перчатки, очки, респиратор, защитную одежду и соблюдать правила техники безопасности. На этикетках этих средств также есть *инструкция* по применению, которую нужно изучить. И конечно, можно использовать только те строительные и отделочные материалы, которые имеют *гигиенический сертификат* и разрешение для применения в жилых помещениях.

В квартирах и офисных помещениях часто используют виниловые обои. Они получили свое название из-за верхнего слоя, покрытого поливинилхлоридной (ПВХ) пленкой. Качественные виниловые обои пожаробезопасные, износо- и водостойкие. На рулоне, помимо всех значков, должен обязательно стоять *значок экологической безопасности* этих обоев, для каждой страны этот значок выглядит по-разному. На все виниловые обои должен быть *сертификат экологической безопасности*. Если его нет, то эти обои, скорее всего, не прошли необходимые тесты на экологическую безопасность и при освещении солнечным светом или при повышении температуры могут выделять вредные вещества. В любом случае, если даже виниловые обои отвечают стандартам безопасности, лучше всего оклеивать ими хорошо проветриваемые помещения.

Линолеум и синтетические ковровые покрытия могут быть источником токсичных ароматических углеводородов.

Мебель. Чистота воздуха в помещениях во многом зависит и от качества мебели: так, мебель из древесно-стружечных плит (ДСП) выделяет фенолы и формальдегид (муравьиный альдегид, метаналь). Этот бесцветный газ с характерным запахом — важный компонент для производства древесного клея. Всемирная организация здравоохранения признала формальдегид канцерогеном (вызывающим злокачественные опухоли). Он также раздражает дыхательную систему, может вызывать аллергические реакции вплоть до астмы, головную боль, депрессию, боли в суставах, хроническую утомляемость. Формальдегид содержится в клеях, политуре, красках, косметике и средствах бытовой химии. Если в вашем доме есть мебель из ДСП, а при отделке квартиры использовались полимерные материалы и пластиковые покрытия, почаще *проветривайте помещение!*

Лекарственные препараты. На упаковках лекарств всегда указано, можно ли использовать их без рецепта врача, а внутри каждой упаковки есть *инструкция*, где указаны механизм действия препарата, его способ и дозы применения, а также противопоказания и побочные эффекты. Внимательно прочитайте инструкцию!

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по неорганической химии

При подготовке к практической работе используйте таблицу 24.

1. Дана смесь, состоящая из хлорида калия и сульфата железа(III).

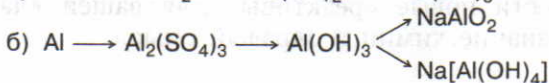
Проделайте опыты, при помощи которых можно определить хлорид-ионы Cl^- и ионы Fe^{3+} . Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

2. Выданы вещества: кристаллогидрат сульфата меди(II), карбонат магния, гидроксид натрия, железо, соляная кислота, хлорид железа(III). Пользуясь этими веществами, получите: а) оксид железа(III); б) оксид магния; в) медь; г) хлорид магния. Составьте уравнения реакций проделанных вами опытов в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

3. В трех пробирках даны кристаллические вещества без надписей: а) сульфат аммония; б) нитрат меди(II); в) хлорид железа(III). Опытным путем определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

4. В пробирках даны твердые вещества. Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ: а) сульфат натрия, сульфид натрия, сульфит натрия; б) карбонат калия, сульфат калия, хлорид аммония; в) сульфат аммония, сульфат алюминия, нитрат калия.

5. Осуществите практически следующие превращения:



Практическая работа 4

Решение экспериментальных задач по органической химии

1. В пяти пробирках даны следующие вещества без надписей:

Первый вариант

а) этанол; б) уксусная кислота; в) глюкоза; г) глицерин; д) этаналь.

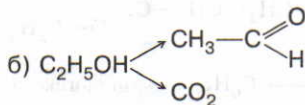
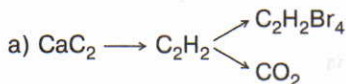
Второй вариант

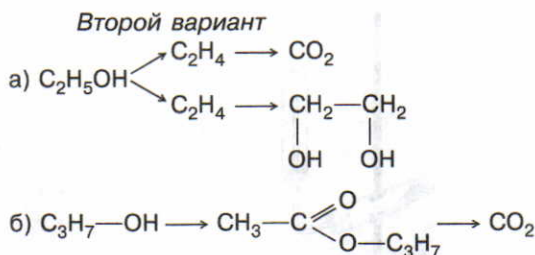
а) уксусная кислота; б) этаналь; в) глицерин; г) этанол; д) глюкоза.

Опытным путем определите каждое из выданных вам веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Осуществите практически следующие превращения:

Первый вариант





Практическая работа 5

Решение практических расчетных задач

Первый вариант

Дано 1,5 г порошка алюминия. Получите практически сульфат алюминия и вычислите процент его выхода по сравнению с теоретическим.

Второй вариант

Дано 5 мл раствора серной кислоты (плотность 1,143 г/см³). Получите практически сульфат натрия и вычислите процент его выхода по сравнению с теоретическим.

Третий вариант

- Дано 3,25 г цинка. Получите практически хлорид цинка и вычислите процент его выхода по сравнению с теоретическим.
- Дано 5 мл раствора гидроксида натрия (плотность 1,225 г/см³). Получите практически сульфат натрия и вычислите его теоретический выход.

Практическая работа 6

Получение, сборание и распознавание газов. При подготовке к практической работе повторите способы получения в лаборатории следующих газов: кислорода, водорода, углекислого газа, аммиака, метана, этилена.

Газы собирают двумя способами: вытеснением воздуха (рис. 23, а–в) и вытеснением воды (рис. 23, г).

Приборы для получения газов могут состоять не только из пробирок, но и из другой посуды: это могут быть круглодонные колбы с пробкой и отводной трубкой, колбы Вюрца, прибор для получения газов.

З а д а н и е: Получите газообразное вещество и подтвердите химическими опытами его состав и свойства.

Первый вариант

1. Получение водорода

Повторите правила безопасности работы с горючими веществами. Соблюдайте эти правила в процессе проведения химического эксперимента.

- Получите водород взаимодействием кислоты и металла.

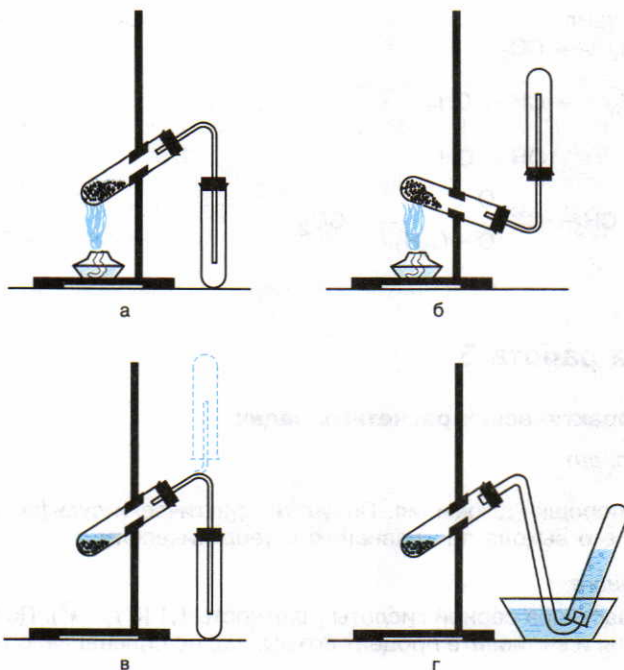


Рис. 23. Приборы для получения и собирания газов: *а, б* — для получения газа прокаливанием твердого вещества; в случае *б* при нагревании исходных веществ образуется вода; *в* — для получения газа при взаимодействии твердого вещества с жидкостью; *г* — для собирания газа над водой

2. Соберите водород в две пробирки либо вытеснением воздуха, либо над водой (по выбору). Проверьте газ на чистоту.

3. Перелейте водород из одной пробирки в другую и подтвердите, что газ находится во второй пробирке.

4. Закройте пробирку прибора пробкой с небольшой (3—5 см) отводной трубкой с оттянутым концом. Подожгите водород.

5. Оформите результаты практической части работы.

2. Получение углекислого газа

Повторите правила безопасной работы со стеклянной химической посудой. Соблюдайте эти правила, работая с приборами, а также при приготовлении и нагревании растворов.

1. Получите оксид углерода(IV) реакцией обмена между мрамором и соляной кислотой.

2. Соберите газ в химический стакан вытеснением воздуха и докажите, что газ собран.

3. Пропустите газ в раствор лакмуса и подтвердите опытным путем, какую среду (кислую, нейтральную или щелочную) образует водный раствор оксида углерода(IV).

4. Пропустите сначала небольшое количество оксида углерода(IV) в прозрачную свежеприготовленную известковую воду до появления признаков реакции. Затем от-

лейте пробу этого раствора и пропустите в него избыток оксида углерода(IV). От вновь полученного раствора также отлейте пробу и прокипятите ее.

5. Оформите результаты практической части работы.

3. Получение этилена

Повторите правила безопасной работы с концентрированными кислотами и легковоспламеняющимися веществами.

1. Исходные вещества для получения этилена — смесь этанола с концентрированной серной кислотой. Нагрейте 2 см³ смеси в пробирке, закрытой пробкой с газотводной трубкой, на «легком» огне (держите пробирку над пламенем). Соберите этилен над водой в две пробирки.

2. Проверьте, как взаимодействует этилен с бромной водой.

3. Проверьте возможность окисления этилена раствором перманганата калия.

4. Проверьте горючесть этилена (собранного в пробирку).

5. Оформите результаты практической части работы.

Второй вариант

1. Получение кислорода

Повторите правила безопасной работы с нагревательными приборами для получения газов. Соблюдайте эти правила при проведении химического эксперимента.

1. Получите кислород разложением перманганата калия.

2. Соберите кислород в две пробирки над водой или вытеснением воздуха (по вашему выбору).

3. Докажите, что собран кислород.

4. Проверьте опытным путем, как горит сера (или уголек) на воздухе и в кислороде.

5. Оформите результаты практической работы.

2. Получение аммиака

Повторите правила безопасной работы со щелочами. Соблюдайте эти правила в процессе проведения химического эксперимента.

1. Получите аммиак реакцией обмена из смеси твердых веществ — хлорида аммония и гидроксида кальция.

2. Опишите физические свойства аммиака, по которым можно определить, что собран именно этот газ.

3. Определите опытным путем, насколько хорошо аммиак растворяется в воде и какова среда (кислая, нейтральная или щелочная) его водного раствора.

4. Объясните, что такое возгонка, на примере вещества, используемого в этой практической работе, а также на примере возгонки иода.

5. Оформите результаты практической части работы.

3. Получение метана

Повторите правила безопасной работы со взрывоопасными веществами и щелочами. Соблюдайте эти правила в процессе проведения химического эксперимента.

1. Получите метан, используя смесь твердых веществ — ацетата натрия и гидроксида натрия (смесь приготовлена лаборантом).

2. Соберите метан над водой в две пробирки.

3. Подтвердите химическими опытами, что собранный газ горюч.

4. Проверьте действие метана на бромную воду и розовый раствор перманганата калия.

5. Оформите результаты практической части работы.

Таблица 24. Определение катионов и анионов

Определяемый ион	Реактив	Результат реакции
H ⁺	Индикаторы	Изменение окраски
Ag ⁺	Cl ⁻	Белый осадок
Cu ²⁺	OH ⁻ S ²⁻	Синий осадок Черный осадок
Fe ²⁺	OH ⁻	Окрашивание пламени в сине-зеленый цвет
Fe ³⁺	OH ⁻	Белый хлопьевидный осадок, на воздухе зеленеет
Zn ²⁺	OH ⁻ S ²⁻	Осадок бурого цвета Белый осадок, при избытке OH ⁻ растворяется
Al ³⁺	OH ⁻	Белый осадок
NH ₄ ⁺	OH ⁻	Осадок серого цвета, при избытке OH ⁻ растворяется
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Запах аммиака Белый осадок
Ca ²⁺	CO ₃ ²⁻	Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет Белый осадок
Na ⁺		Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
K ⁺		Цвет пламени желтый (через кобальтовое стекло) Цвет пламени фиолетовый (через кобальтовое стекло)
Cl ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄ (конц.)	Белый осадок Выделение бесцветного газа, окрашивание синей лакмусовой бумажки в красный цвет
Br ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄	Желтоватый осадок Выделение SO ₂ (резкий запах) и Br ₂ (бурый цвет)
I ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄	Желтый осадок Выделение H ₂ S и I ₂ (фиолетовый цвет)
SO ₃ ²⁻	H ⁺	Выделение SO ₂ — газа с резким запахом, обесцвечивающего раствор фуксина и фиолетовых чернил
CO ₃ ²⁻	H ⁺	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
CH ₃ COO ⁻	H ₂ SO ₄	Появление запаха уксусной кислоты
NO ₃ ⁻	H ₂ SO ₄ (конц.) и Cu	Выделение бурого газа
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Белый осадок
PO ₄ ³⁻	Ag ⁺	Желтый осадок
OH ⁻	Индикаторы	Изменение окраски

УКАЗАТЕЛЬ*

А

- Аденин **III**, 164
Азот **IV**, 125
Азотистые основания **III**, 166
Активированный комплекс **IV**, 51
Активированный уголь **III**, 168
Актиноиды **IV**, 16
Алкадиены **III**, 44
Алкены **III**, 34, 35
Алкоголизм **III**, 86, 168
Аллотропия **IV**, 35
Аллотропные модификации **IV**, 35
Альдегидная группа **III**, 100
Альдегиды **III**, 100
Алюминий **IV**, 96
Аминогруппа **III**, 150
Аминокислоты **III**, 153
Аминопласты **III**, 104
Аминоуксусная кислота (глицин)
III, 153
Амины **III**, 150
Амоксициллин **III**, 167
Андреев И. И. **IV**, 133
Анилин **III**, 151
Анионы **IV**, 80
Анод **IV**, 80
Аносов П. П. 112
Арены **III**, 57
Асимметрический атом углерода
III, 132
Аспирин **III**, 167
Ацетальдегид **III**, 100

- Ацетилен **III**, 50
Ацетилениды **III**, 54
Ацетилцеллюлоза **III**, 143
Ацетон **III**, 100
Аэрозоль **IV**, 41

Б

- Бакелит **III**, 104
Белки **III**, 158
Бензин **III**, 70
Бензол **III**, 57
Бериллий **IV**, 94
Бертло М. **III**, 4, 125
Бертоллиды **IV**, 6
Биполярный ион **III**, 156
Бориды **IV**, 122
Бутлеров А. М. **III**, 4, 7

В

- Вазелин **III**, 70
Валентность **IV**, 17
Валентные возможности атомов
IV, 20
Велер Ф. **III**, 4, **IV**, 139
Вещества
– минеральные **III**, 4
– молекулярного строения **III**, 4
– немолекулярного строения **III**, 4
– органические **III**, 4
Винилбензол (стирол) **III**, 60
Водород **IV**, 15
Водородный показатель **IV**, 67

* В указателе цифрой **III** обозначен учебник для 10 класса (*Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г.* Органическая химия. – М.: Просвещение, 2007), цифрой **IV** – учебник для 11 класса.

Восстановители **IV**, 77
Вторичный атом углерода **III**, 82
Вюрц А. **III**, 21

Г

Газойль (дизельное топливо) **III**, 70
Газолин **III**, 70
Галогенопроизводные **III**, 24
Галогены **III**, 22
Гексахлорбензол **III**, 65
Гексозы **III**, 131
Гель (студень) **IV**, 40
Гербициды **III**, 65
Гетеролиз (ионный разрыв связи) **III**, 12
Гетероциклические соединения **III**, 162
Гибридизация орбиталей
— *sp*-гибридизация **III**, 50, **IV**, 29
— *sp*²-гибридизация **III**, 35, **IV**, 31
— *sp*³-гибридизация **III**, 18, **IV**, 31
Гидриды **IV**, 91, 135
Гидролиз
— белков **III**, 161, **IV**, 71
— жиров **IV**, 71
— крахмала **III**, 141
— необратимый **IV**, 73
— сложных эфиров **III**, 123, **IV**, 70
— солей **IV**, 71
— углеводов **IV**, 71
— целлюлозы **III**, 142
Гликоген **III**, 141
Глицерин **III**, 91
Глюкоза **III**, 131, 141
Гомолиз (радикальный разрыв связи) **III**, 12
Гомологи **III**, 18, **IV**, 35
Гомологическая разность **III**, 18
Грубодисперсные системы **IV**, 36

Гуанин **III**, 164
Гудрон **III**, 71

Д

Дальтониды **IV**, 6
Данилевский А. Я. **III**, 158
Дезоксирибоза **III**, 136
Декстрины **III**, 141
Денатурация **III**, 160
Десорбция **IV**, 40
Дизельное топливо (газойль) **III**, 70
Динитроцеллюлоза (коллоксилин) **III**, 144
Дисахариды **III**, 131
Дисперсные системы **IV**, 36
Дисульфидный мостик **III**, 160
Дихлорметан **III**, 27

Ж

Железо **IV**, 109
Жерар Ш. **III**, 7
Жиры **III**, 124

З

Закон
— действующих масс **IV**, 52
— периодический **IV**, 8
— постоянства состава веществ **IV**, 6
— сохранения и превращения энергии **IV**, 6
— сохранения массы веществ **IV**, 5
Зелинский Н. Д. **III**, 60
Зинин Н. Н. **III**, 152

И

Изомерия **III**, 9, **IV**, 35
— оптическая (зеркальная) **III**, 132

— попространственной (стереоизомерия) III, 38
Изомеры III, 8
— *транс*-изомеры III, 38
— *цис*-изомеры III, 38
Изопентилловый спирт III, 87
Изотопы IV, 4, 34
Ильменит IV, 104
Ингибирование IV, 52
Ингибитор IV, 53
Индикаторы IV, 67
Инсектициды III, 65
Инсулин III, 161
Интерметаллиды IV, 97
Интерферон III, 168
Ионное произведение воды IV, 67
Иономеры (рН-метры) IV, 67
Истинные растворы IV, 36

К

Калий IV, 92
Кальций IV, 94
Капрон III, 179
Карбамидная смола III, 104
Карбиды IV, 122
Карбокатион III, 40
Карбоксильная группа III, 106
Карбонильная группа III, 106
Карбоновые кислоты III, 106
— непредельные III, 115
— одноосновные предельные III, 106
Катализ IV, 52
Катион нитрония III, 62
Катализатор IV, 53, 55
Катионы IV, 80
Катод IV, 80
Каучук III, 47
— синтетический III, 176
Качественные реакции

— на альдегиды III, 103
— на белки III, 160
— на крахмал III, 141
— на многоатомные спирты III, 90
— на фенол III, 95
Кекуле Ф. III, 5, 7, 58
Керосин III, 70
Кетоны III, 100
Кинетическое уравнение реакции IV, 52
Кислород IV, 126
Кислородсодержащие органические соединения III, 80
Кислота
— азотная IV, 130, 133—135
— висмутовая IV, 131
— метафосфорная IV, 131
— мышьяковая IV, 131
— ортофосфорная IV, 131
— серная IV, 130—133
— сурьмяная IV, 131
Кислоты IV, 64, 65
Коагуляция IV, 40
Коллоидные растворы IV, 36
Кольбе А. В. III, 4
Коррозия IV, 84
— химическая IV, 86
— электрохимическая IV, 87
Крахмал III, 139
Крекинг III, 71
Кремний IV, 124
Кристаллическая решетка IV, 34
Кумольный метод получения ацетона III, 103
Купер А. III, 7

Л

Лавсан III, 180
Лавуазье А. Л. IV, 5
Лантаноиды IV, 16

Лебедев С. В. **III**, 45
Литий **IV**, 92
Ломоносов М. В. **IV**, 5
Лужение **IV**, 82

М

Магний **IV**, 94
Мазут **III**, 70
Майер Р. **IV**, 5
Макромолекулы **III**, 170
Малахит **IV**, 100
Малликен Р. **III**, 12
Марковников В. В. **III**, 30
Медный блеск **IV**, 100
Медный колчедан **IV**, 100
Медь **IV**, 99
Менделеев Д. И. **III**, 73, **IV**, 8
Металлы **IV**, 77
— легкие **IV**, 79
— легкоплавкие **IV**, 79
— тугоплавкие **IV**, 79
— тяжелые **IV**, 79
Метаналь (муравьиный альдегид)
III, 103
Метанол (метиловый спирт) **III**, 85
Метилциклогексан **III**, 31
Метод электронного баланса **IV**, 44
Молярная концентрация **IV**, 36
Мономеры **III**, 170
Моносахариды **III**, 131
Муравьиная кислота **III**, 109, 113
Мыло **III**, 114

Н

Наркомания **III**, 168
Натрий **IV**, 92
Нафтены (циклоалканы) **III**, 30
Нефть **III**, 69
Никелирование **IV**, 82
Никель **IV**, 110

Нитроглицерин **III**, 91
Нобель А. Б. **III**, 91
Нуклеиновые кислоты **III**, 165
— дезоксирибонуклеиновые **III**, 165
— рибонуклеиновые **III**, 165
Нуклеотиды **III**, 165
Нуклеофилы **III**, 13

О

Оксиды неметаллов **IV**, 128
Оксиды хрома **IV**, 117
Олеум **IV**, 62
Олефины **III**, 36
Омыление **III**, 123
Органическая химия **III**, 5
Основания **IV**, 64, 65
Охрана окружающей среды **IV**, 62

П

Парафин **III**, 71
Парафины **III**, 16
Парацетамол **III**, 167
Патока **III**, 141
Пентозы **III**, 131
Пептидная (амидная) группа **III**,
156
Первичный атом углерода **III**, 82
Пиридин **III**, 163
Пиримидин **III**, 164
Пирролиз **III**, 72
Пиррол **III**, 163
Платина **IV**, 110
Полимеры **III**, 170
— термореактивные **III**, 176
Полинг Л. **III**, 12
Полипептиды **III**, 156
Полипропилен **III**, 171
Полисахариды **III**, 131
Политетрафторэтилен (тефлон)
III, 173

Полиэтилен **III**, 171
Попутные нефтяные газы **III**, 68
Порядок химической реакции **IV**,
52
Правило Марковникова **III**, 30
Принцип
— Ле Шателье **IV**, 57
— противотока **IV**, 60
Природный газ **III**, 68
Производство серной кислоты **IV**,
58
Протолитическая теория кислот и
оснований **IV**, 64, 73
Протолиты **IV**, 65
Пурин **III**, 164

Р

Радикал **III**, 12
Реакции
— галогенирования **III**, 62
— гидрирования **III**, 30, 64
— дегидрирования **III**, 31, 38
— замещения **IV**, 45
— ионного обмена **IV**, 68
— каталитические **IV**, 53
— необратимые **IV**, 47
— нитрования **III**, 62, 96
— обмена **IV**, 45
— обратимые **IV**, 47
— окисления **III**, 53, 63
— окислительно-восстановитель-
ные **IV**, 44
— поликонденсации **III**, 140
— полимеризации **III**, 41, 53
— присоединения **III**, 46, 48, 52, 63
— разложения **IV**, 45
— свободнорадикальные **III**, 13
— соединения **IV**, 45
— цепные **III**, 24
— экзотермические **IV**, 46

— эндотермические **IV**, 46
— этерификации **III**, 122
Резина **III**, 48
Ректификационная колонна **III**, 71
Рибоза **III**, 136
Риформинг **III**, 73
Рутил **IV**, 104
Ряд стандартных электродных по-
тенциалов металлов (электрохи-
мический ряд напряжений) **IV**,
77

С

Сахароза **III**, 137
Семенов Н. Н. **III**, 25
Сера **IV**, 126
Силициды **IV**, 122
Синтетические волокна **III**, 179
Синтетические моющие средства
III, 126
Скорость
— гетерогенной реакции **IV**, 50
— гомогенной реакции **IV**, 50
— химических реакций **IV**, 49
Сложные эфиры **III**, 121
Смещение химического равновесия
IV, 57
Соляровые масла **III**, 70
Сополимеризация **III**, 177
Сопряженные химические связи
III, 44
Спирты
— ароматические **III**, 93
— многоатомные **III**, 89
— одноатомные предельные **III**, 80
Сплавы **IV**, 111
Степень
— полимеризации **III**, 170
— электролитической диссоциации
IV, 66

Стирол (винилбензол) **III**, 60
Структура белковой молекулы
– вторичная **III**, 159
– первичная **III**, 159
– третичная **III**, 160
– четвертичная **III**, 160
Структура полимера
– стереонерегулярная **III**, 171
– стереорегулярная **III**, 171
Структурная формула **IV**, 7
Структурное звено полимера **III**, 170
Суспензии **IV**, 35

Т

Тепловой эффект реакции **IV**, 46
Теплообмен **IV**, 61
Теплота образования **IV**, 47
Теплота сгорания **IV**, 47
Термопластичность **III**, 172
Тетрахлорметан **III**, 27
Тефлон (политетрафторэтилен) **III**, 173
Тимин **III**, 164
Титан **IV**, 104
Титаномагнетиты **IV**, 104
Толуол **III**, 64
Третичный атом углерода **III**, 82
Тринитротолуол **III**, 64
Тринитрофенол **III**, 96
Тринитроцеллюлоза (пироксилин) **III**, 144
Трихлорметан **III**, 27
Триэтилалюминий **III**, 172

У

Углеводороды **III**, 16
– ароматические (арены) **III**, 57
– этиленового ряда **III**, 34, 50
– диеновые (алкадиены) **III**, 34, 44

– этиленового ряда (алкены) **III**, 34
Углерод **IV**, 124
Уксусная кислота **III**, 114

Ф

Фенолформальдегидные смолы **III**, 96, 104, 174
Фенолы **III**, 93
Фенопласты **III**, 104
Ферменты **III**, 84
Фишер Э. **III**, 158
Формалин **III**, 105
Формальдегид **III**, 100
Формулы структурные **III**, 6
Фосфор **IV**, 125
Франкланд Э. **III**, 7
Фруктоза **III**, 133
Фтор **IV**, 120, 127
Фунгициды **III**, 65
Функциональная группа **III**, 14, 81

Х

Химическая связь
– водородная **III**, 84, 159, **IV**, 26
– двойная **III**, 35
– ионная **IV**, 24
– ковалентная неполярная **IV**, 25
– ковалентная полярная **IV**, 26
– металлическая **IV**, 26
– одинарная **III**, 35
– пептидная (амидная) **III**, 156
– π -связь **III**, 11
– σ -связь **III**, 11
– тройная **III**, 50
Химический синтез **IV**, 35
Химический элемент **IV**, 4
Химическое равновесие **IV**, 56
Химическое строение **III**, 7
Хлор **IV**, 127

Хлорид титана **III**, 172
Хлорметан **III**, 26
Хромирование **IV**, 82
Хромистый железняк **IV**, 107

Ц

Целлюлоза **III**, 143
Цементит **IV**, 112
Циклические соединения **III**, 6
Циклоалканы (нафтенy) **III**, 29
Циклогексан **III**, 31
Циклопропан **III**, 31
Цинк **IV**, 102
Цинковая обманка **IV**, 102
Цинковый шпат **IV**, 102
Цитозин **III**, 164

Ч

Чернов Д. К. **IV**, 115
Чугун
— белый **IV**, 112
— серый **IV**, 112

Э

Эбонит **III**, 49
Эйнштейн А. **IV**, 5
Эластичность **III**, 48
Электролиз **IV**, 80
— водных растворов **IV**, 80
— расплавов **IV**, 81
Электролитическая диссоциация **IV**, 64
Электролитическое разложение воды **IV**, 84
Электролиты **IV**, 63
Электроотрицательность **IV**, 24
Электрофилы **III**, 13
Электрохимический ряд напряжений металлов (ряд стандартных электродных потенциалов) **IV**, 82
Эмульсии **IV**, 35
Энергия активации **IV**, 51
Этаналь (уксусный альдегид) **III**, 104
Этанол (этиловый спирт) **III**, 80
Этиленгликоль **III**, 90, 91

ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ

Глава I

1. 190,4 л CO_2 . 2. Азотом ($22,2 \text{ м}^3$ азота не вступит в реакцию).

Глава II

1. H_2S . 2. 14 г NaHS ; 0,25 моль. 3. 21,12 г. 4. 4,45%.

Глава III

1. 0,08, или 8%. 2. 372,2 г. 3. 15,2 г NaNO_3 ; 1,26 г HNO_3 . 4. 12,25 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 0,125 моль.

Глава IV

- § 11. 1. 279,2 кДж. 2. 761,6 кДж.

§ 14. 1. 0,005 моль/л·с, или $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с. Концентрация вещества В уменьшилась на $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. 2. В 243 раза. 3. 15,68 т. 4. 4 т.

- § 16. 1. 9,5%. 2. 42,1%. 3. 11,2 л CO_2 .

§ 18. 1. 23,9% H_3PO_4 . 2. 25,8 мл H_2SO_4 . 3. 71,5 г KNO_3 . 4. 4,82% CH_3COOH .

Глава V

§ 20. 1. 66,97 т Fe. 2. 0,64 моль NaOH , или 25,6 г NaOH . 3. 8,875 г Cl_2 ; 2,8 л Cl_2 . 4. 108 г. 5. $22,4 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ и $22,4 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$.

- § 21. 1. 25,6 г AlCl_3 ; 6,44 л H_2 . 2. 710,6 кДж. 3. 24,3%.

§ 29. 1. 99,4 г CuS . 2. 30% Al и 70% Al_2O_3 ; 15,96 мл раствора NaOH . 3. 35,78 мл; 2,7 г. 4. 55,42 кг Fe. 5. 5,5 г Cu; 13,03 г FeSO_4 . 6. 355,51 г PbO и 215,71 г SnO_2 .

Глава VI

1. 12,8 г; 4,48 л; 0,2 моль SO_2 . 2. 13,79 л CO_2 . 3. 26,24 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Рудзитис Г. Е. Химия. Неорганическая химия. Учеб. для 8 кл. общеобразоват. учреждений / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — М. : Просвещение, 2007.

2. Рудзитис Г. Е. Химия. Неорганическая химия. Органическая химия. Учеб. для 9 кл. общеобразоват. учреждений / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — М. : Просвещение, 2008.

3. Рудзитис Г. Е. Химия. Органическая химия. Учеб. для 10 кл. общеобразоват. учреждений / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — М. : Просвещение, 2007.

4. Единый государственный экзамен : контрольные измерительные материалы : химия / Под ред. А. А. Кавериной; М-во образования РФ. — М. : Просвещение, 2002, 2003, 2004, 2006.

5. Единый государственный экзамен. Химия. Контрольные измерительные материалы 2006—2007 / М. : Просвещение; СПб. : филиал изд-ва «Просвещение», 2007.

6. Каверина А. А. Единый государственный экзамен. Химия. Сб. заданий / А. А. Каверина, Д. Ю. Добротин, А. С. Корощенко, Ю. Н. Медведев. — М. : Просвещение, Эксмо, 2006.

7. Оржековский П. А. Единый государственный экзамен 2005. Химия. Репетитор / П. А. Оржековский, Н. Н. Богданова, В. В. Загорский и др. — М. : Просвещение, Эксмо, 2005.

8. Оржековский П. А. Единый государственный экзамен. Химия. Сб. заданий / П. А. Оржековский, Н. Н. Богданова, В. В. Загорский и др. — М. : Просвещение, Эксмо, 2006.

9. Лидин Р. А. Тесты по химии для обучения и текущего контроля знаний : 10—11 кл. / Р. А. Лидин, Н. Н. Потапова. — М. : Просвещение, 2002.

10. Радецкий А. М. Дидактический материал по химии: 10—11 кл. / А. М. Радецкий, В. П. Горшкова, Л. Н. Кругликова. — М. : Просвещение, 2003.

11. Радецкий А. М. Проверочные работы по химии : 8—11 кл. / А. М. Радецкий. — М. : Просвещение, 2000.

12. Радецкий А. М. Химический тренажер : 8—9, 10—11 кл. / А. М. Радецкий. — М. : Просвещение, 2007.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Как работать с учебником	3
--------------------------------	---

Глава I. Важнейшие химические понятия и законы

§ 1. Химический элемент. Изотопы	4
§ 2. Закон сохранения массы веществ, закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях, закон постоянства состава	5

Глава II. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева с точки зрения учения о строении атомов

§ 3. Особенности размещения электронов в атомах малых и больших периодов. <i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> -Электроны	8
§ 4. Положение в периодической системе водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов	15
§ 5. Валентность и валентные возможности атомов	17

Глава III. Строение вещества

§ 6. Основные виды химической связи	24
§ 7. Пространственное строение молекул неорганических и органических веществ	29
§ 8. Типы кристаллических решеток и свойства веществ	32
§ 9. Причины многообразия веществ	34
§ 10. Дисперсные системы	35
Практическая работа 1	42

Глава IV. Химические реакции

§ 11. Классификация химических реакций	43
§ 12. Скорость химических реакций. Катализ	49
§ 13. Химическое равновесие и условия его смещения	56
§ 14. Производство серной кислоты контактным способом	58
§ 15. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация	63
§ 16. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации	66
§ 17. Реакции ионного обмена	68
§ 18. Гидролиз органических и неорганических соединений	70
Лабораторные опыты	75
Практическая работа 2	76

Глава V. Металлы

§ 19. Общие способы получения металлов. Электролиз	79
§ 20. Коррозия металлов и ее предупреждение	84
§ 21. Обзор металлических элементов А-групп	89
§ 22. Общий обзор металлических элементов В-групп	98
§ 23. Медь	99
§ 24. Цинк	102
§ 25. Титан	104
§ 26. Хром	106
§ 27. Железо, никель, платина	108
§ 28. Сплавы металлов	111
§ 29. Оксиды и гидроксиды металлов	115

Глава VI. Неметаллы

§ 30. Обзор неметаллов	119
§ 31. Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты	128
§ 32. Водородные соединения неметаллов	135
§ 33. Генетическая связь неорганических и органических веществ	139
§ 34. Бытовая химическая грамотность	141
Практические работы 3–6	144
Указатель	149
Ответы на задачи	156

Учебное издание

Рудзитис Гунтис Екабович
Фельдман Фриц Генрихович

ХИМИЯ

Основы общей химии

11 класс

Учебник для общеобразовательных учреждений
с приложением на электронном носителе

Базовый уровень

ЦЕНТР ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ

Руководитель Центра *В. И. Егудин*

Редактор *Л. Н. Кузнецова*

Оператор *Е. Н. Великанова*

Художник *О. М. Шмелев*

Художественный редактор *Е. А. Михайлова*

Внешнее оформление *О. Г. Ивановой*

Компьютерная верстка и техническое редактирование *Н. В. Лукиной*

Корректор *Н. А. Юсупова*

Налоговая льгота – Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93–953000.
Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 15.09.11. Формат
70×90¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать офсетная. Уч.-изд. л.
9,75+0,48 форз. Доп.тираж 15 000 экз. Заказ № 2040.

ОАО «Издательство «Просвещение». 127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Отпечатано в полном соответствии с качеством предоставленных издательством мате-
риалов в ОАО «Тверской ордена Трудового Красного Знамени полиграфкомбинат дет-
ской литературы им. 50-летия СССР». 170040, г. Тверь, проспект 50 лет Октября, 46.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ГРУППЫ

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ																																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA																
1	H 1 1,008 1s ¹ ВОДОРОД																	He 2 4,003 1s ² ГЕЛИЙ																
2	Li 3 6,94 2s ¹ ЛИТИЙ	Be 4 9,01 2s ² БЕРИЛЛИЙ																B 5 10,81 2s ² 2p ¹ БОР	C 6 12,01 2s ² 2p ² УГЛЕРОД	N 7 14,007 2s ² 2p ³ АЗОТ	O 8 15,999 2s ² 2p ⁴ КИСЛОРОД	F 9 18,998 2s ² 2p ⁵ ФТОР	Ne 10 20,18 2s ² 2p ⁶ НЕОН											
3	Na 11 22,99 3s ¹ НАТРИЙ	Mg 12 24,31 3s ² МАГНИЙ																Al 13 26,98 3s ² 3p ¹ АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,086 3s ² 3p ² КРЕМНИЙ	P 15 30,97 3s ² 3p ³ ФОСФОР	S 16 32,066 3s ² 3p ⁴ СЕРА	Cl 17 35,45 3s ² 3p ⁵ ХЛОР	Ar 18 39,95 3s ² 3p ⁶ АРГОН											
4	K 19 39,10 4s ¹ КАЛИЙ	Ca 20 40,08 4s ² КАЛЬЦИЙ	21	Sc 22 44,96 3d ¹ 4s ² СКАНДИЙ	23	Ti 24 47,88 3d ² 4s ² ТИТАН	25	V 25 50,94 3d ³ 4s ² ВАНАДИЙ	26	Cr 26 51,996 3d ⁵ 4s ¹ ХРОМ	27	Mn 27 54,94 3d ⁵ 4s ² МАРГАНЕЦ	28	Fe 28 55,85 3d ⁶ 4s ² ЖЕЛЕЗО	29	Co 29 58,93 3d ⁷ 4s ² КОБАЛЬТ	30	Ni 30 58,69 3d ⁸ 4s ² НИКЕЛЬ	31	Cu 31 63,55 3d ¹⁰ 4s ¹ МЕДЬ	32	Zn 32 65,39 3d ¹⁰ 4s ² ЦИНК	33	Ga 33 69,72 4s ² 4p ¹ ГАЛЛИЙ	34	Ge 34 72,61 4s ² 4p ² ГЕРМАНИЙ	35	As 35 74,92 4s ² 4p ³ МЫШЬЯК	36	Se 36 78,96 4s ² 4p ⁴ СЕЛЕН	37	Br 37 79,90 4s ² 4p ⁵ БРОМ	38	Kr 38 83,80 4s ² 4p ⁶ КРИПТОН
5	Rb 37 85,47 5s ¹ РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 5s ² СТРОНЦИЙ	39	Y 39 88,91 4d ¹ 5s ² ИТРИЙ	40	Zr 40 91,22 4d ² 5s ² ЦИРКОНИЙ	41	Nb 41 92,91 4d ⁴ 5s ¹ НИОБИЙ	42	Mo 42 95,94 4d ⁵ 5s ¹ МОЛИБДЕН	43	Tc 43 97,91 4d ⁵ 5s ² ТЕХНЕЦИЙ	44	Ru 44 101,07 4d ⁷ 5s ¹ РУТЕНИЙ	45	Rh 45 102,91 4d ⁸ 5s ¹ РОДИЙ	46	Pd 46 106,42 4d ¹⁰ 5s ⁰ ПАЛЛАДИЙ	47	Ag 47 107,87 4d ¹⁰ 5s ¹ СЕРЕБРО	48	Cd 48 112,41 4d ¹⁰ 5s ² КАДМИЙ	49	In 49 114,82 5s ² 5p ¹ ИНДИЙ	50	Sn 50 118,71 5s ² 5p ² ОЛОВО	51	Sb 51 121,75 5s ² 5p ³ СУРЬМА	52	Te 52 127,60 5s ² 5p ⁴ ТЕЛЛУР	53	I 53 126,90 5s ² 5p ⁵ ИОД	54	Xe 54 131,29 5s ² 5p ⁶ КСЕНОН
6	Cs 55 132,91 6s ¹ ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 6s ² БАРИЙ	57	La 57 138,9 5d ¹ 6s ² ЛАНТАН	58	Hf 58 178,49 5d ² 6s ² ГАФНИЙ	59	Ta 59 180,95 5d ³ 6s ² ТАНТАЛ	60	W 60 183,85 5d ⁴ 6s ² ВОЛЬФРАМ	61	Re 61 186,21 5d ⁵ 6s ² РЕНИЙ	62	Os 62 190,2 5d ⁶ 6s ² ОСМИЙ	63	Ir 63 192,22 5d ⁷ 6s ² ИРИДИЙ	64	Pt 64 195,08 5d ⁹ 6s ¹ ПЛАТИНА	65	Au 65 196,97 5d ¹⁰ 6s ¹ ЗОЛОТО	66	Hg 66 200,59 5d ¹⁰ 6s ² РТУТЬ	67	Tl 67 204,38 6s ² 6p ¹ ТАЛЛИЙ	68	Pb 68 207,2 6s ² 6p ² СВИНЕЦ	69	Bi 69 208,98 6s ² 6p ³ ВИСМУТ	70	Po 70 208,98 6s ² 6p ⁴ ПОЛОНИЙ	71	At 71 209,99 6s ² 6p ⁵ АСТАТ	72	Rn 72 222,02 6s ² 6p ⁶ РАДОН
7	Fr 87 223,02 7s ¹ ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,03 7s ² РАДИЙ	89	Ac 89 [227] 6d ¹ 7s ² АКТИНИЙ	90	Rf 90 261,11 6d ² 7s ² РЕЗЕРФОРДИЙ	91	Db 91 262,11 6d ³ 7s ² ДУБНИЙ	92	Sg 92 263,12 6d ⁴ 7s ² СИБОРГИЙ	93	Bh 93 264,12 6d ⁵ 7s ² БОРИЙ	94	Hs 94 267,13 6d ⁶ 7s ² ХАССИЙ	95	Mt 95 268,14 6d ⁷ 7s ² МЕЙТНЕРИЙ	96	Ds 96 [271] 6d ⁸ 7s ² ДАРМШТАДИЙ	97	Rg 97 [272] 6d ⁹ 7s ² РЕНТЕНИЙ	98		99		100		101		102		103			



B 5 10,81 2s ² 2p ¹ БОР	C 6 12,01 2s ² 2p ² УГЛЕРОД	N 7 14,007 2s ² 2p ³ АЗОТ	O 8 15,999 2s ² 2p ⁴ КИСЛОРОД	F 9 18,998 2s ² 2p ⁵ ФТОР	Ne 10 20,18 2s ² 2p ⁶ НЕОН
Al 13 26,98 3s ² 3p ¹ АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,086 3s ² 3p ² КРЕМНИЙ	P 15 30,97 3s ² 3p ³ ФОСФОР	S 16 32,066 3s ² 3p ⁴ СЕРА	Cl 17 35,45 3s ² 3p ⁵ ХЛОР	Ar 18 39,95 3s ² 3p ⁶ АРГОН

— неметаллы
 — металлы

★ лантаноиды

57 La 138,91 5d ¹ 6s ² ЛАНТАН	58 Ce 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ² ЦЕРИЙ	59 Pr 140,91 4f ³ 6s ² ПРАЗЕОДИМ	60 Nd 144,24 4f ⁴ 6s ² НЕОДИМ	61 Pm 144,91 4f ⁵ 6s ² ПРОМЕТИЙ	62 Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² САМАРИЙ	63 Eu 151,97 4f ⁷ 6s ² ЕВРОПИЙ	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² ГАДОЛИНИЙ	65 Tb 158,93 4f ⁹ 6s ² ТЕРБИЙ	66 Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗИЙ	67 Ho 164,93 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМИЙ	68 Er 167,26 4f ¹² 6s ² ЭРБИЙ	69 Tm 168,93 4f ¹³ 6s ² ТУЛИЙ	70 Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² ИТТЕРБИЙ	71 Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² ЛУТЕЦИЙ
--	---	---	--	--	---	---	---	--	--	--	--	--	---	--

★★ актиноиды

89 Ac 227,03 6d ¹ 7s ² АКТИНИЙ	90 Th 232,04 6d ² 7s ² ТОРИЙ	91 Pa 231,04 5f ² 6d ¹ 7s ² ПРОТАКТИНИЙ	92 U 238,03 5f ³ 6d ¹ 7s ² УРАН	93 Np 237,05 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² НЕПТУНИЙ	94 Pu 244,06 5f ⁶ 7s ² ПЛУТОНИЙ	95 Am 243,06 5f ⁷ 7s ² АМЕРИЦИЙ	96 Cm 247,07 5f ⁷ 6d ¹ 7s ² КЮРИЙ	97 Bk 247,07 5f ⁹ 7s ² БЕРКЛИЙ	98 Cf 251,08 5f ¹⁰ 7s ² КАЛИФОРНИЙ	99 Es 252,08 5f ¹¹ 7s ² ЭЙНШТЕЙНИЙ	100 Fm 257,10 5f ¹² 7s ² ФЕРМИЙ	101 Md 258,10 5f ¹³ 7s ² МЕНДЕЛЕВИЙ	102 No 259,10 5f ¹⁴ 7s ² НОБЕЛИЙ	103 Lr 260,11 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² ЛОУРЕНСИЙ
---	---	---	---	--	--	--	---	---	---	---	--	--	---	---

Катион \ Анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Cr ²⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	
OH ⁻	-	-	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	-	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	M	P	H	H	P	P	P	-	H	P	H	H	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	-	P	P	-	-	H	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	-	-	H	H	H	M	H	H	-	-	H	H	-	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P	H	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	-	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	H	H
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	-	-	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-	H	-	H	H	-	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	P	P	P	P	P

P - растворимые (больше 1г в 100г воды);

M - малорастворимые (от 0,1 до 1г в 100г воды);

H - нерастворимые (меньше 0,1г в 100г воды);

- - разлагаются водой или не существуют

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

+ne E ⁰ , В	← Восстановительная способность →																					
	Li	K	Ba	Ca	Na	La	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au
	-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,79	+0,80	+1,52
	Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	La ³⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺
	→ Окислительная способность ←																					