

30
80
50
168



Г. Е. Рудзитис
Ф. Г. Фельдман

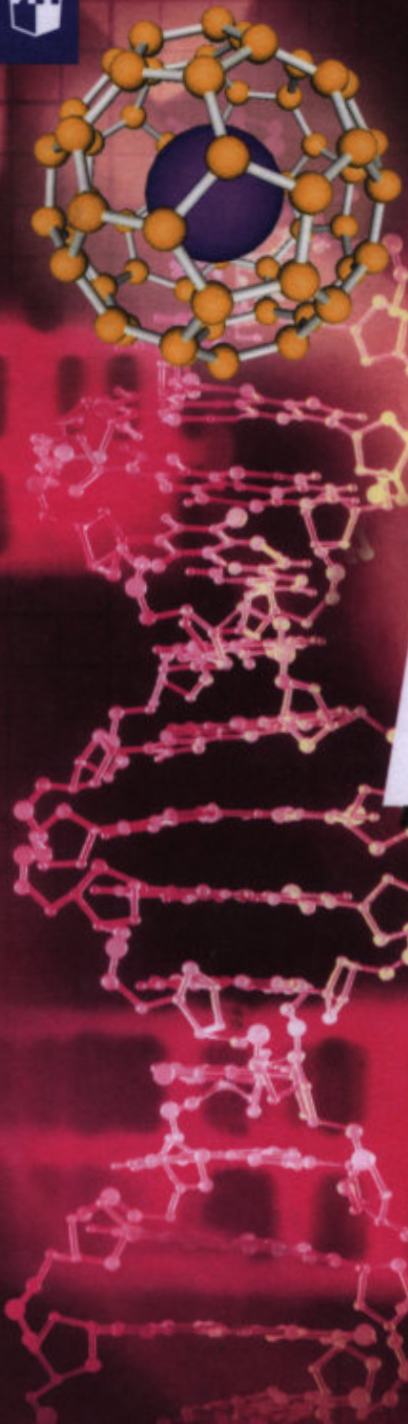
ХИИ

И

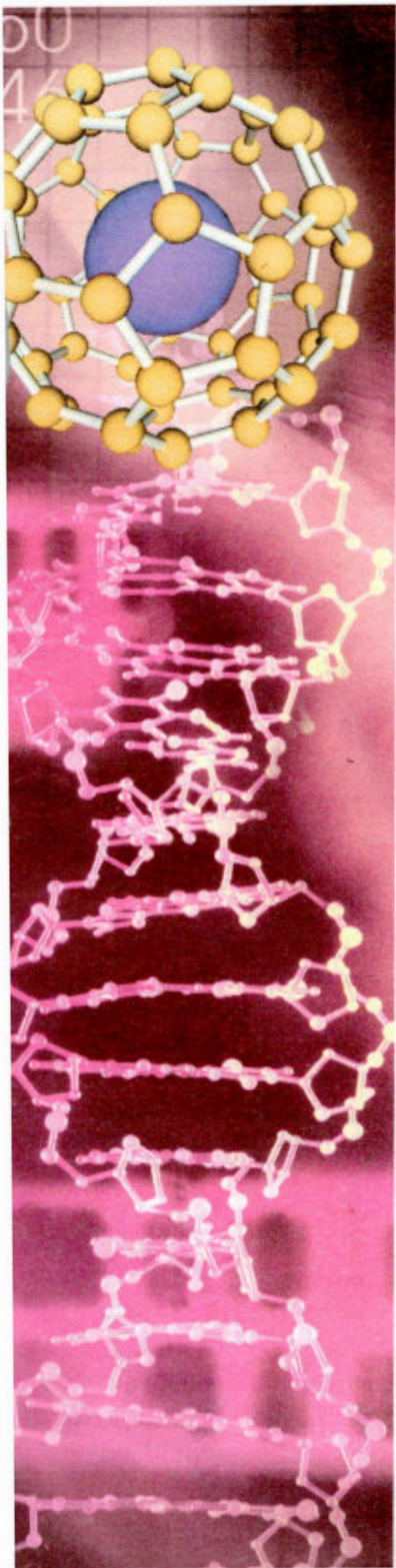
М

И

Я



**БАЗОВЫЙ
УРОВЕНЬ**



Г. Е. РУДЗИТИС Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

ХИМИЯ

11 класс

**УЧЕБНИК
ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ
ОРГАНИЗАЦИЙ**

Базовый уровень

Допущено
Министерством просвещения
Российской Федерации

8-е издание

Москва
«Просвещение»
2021

УДК 373:54+54(075.3)
ББК 24.я721
Р83

На учебник получены **положительные** заключения **научной** (заключение РАО № 957 от 28.11.2016 г.), **педагогической** (заключение РАО № 728 от 21.11.2016 г.) и **общественной** (заключение РКС № 445-ОЭ от 19.12.2016 г.) экспертиз.

Рудзитис Г. Е.

Р83 Химия. 11 класс : учеб. для общеобразоват. организаций : базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 8-е изд. — М. : Просвещение, 2021. — 223 с. : ил. — ISBN 978-5-09-077957-9.

Данный учебник — основной элемент информационно-образовательной среды учебно-методического комплекта по химии для 11 класса. В учебнике систематизированы сведения по основам общей и неорганической химии, а также химической технологии. Учебник позволяет обеспечить достижение предметных, метапредметных и личностных результатов образования в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования. Материал учебника организован в соответствии с разными формами учебной деятельности, что даёт возможность отрабатывать широкий спектр необходимых умений и компетенций. Эффективный самоконтроль учащиеся осуществляют с помощью рубрики «Личный результат».

УДК 373:54+54(075.3)
ББК 24.я721

ISBN 978-5-09-077957-9

© Издательство «Просвещение», 2014, 2019
© Художественное оформление.
Издательство «Просвещение», 2014, 2019
Все права защищены

Как работать с учебником

Дорогие друзья! Вы заканчиваете изучение химии. 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 *самостоятельно* обобщать и систематизировать материал. Систематизировать и обобщать знания можно с помощью различных схем и таблиц, которые позволяют выделить самое главное, самое существенное. Имеющиеся в учебнике схемы и таблицы могут послужить вам многократно — и при изучении и усвоении нового материала, и при повторении и обобщении уже изученного. Если вы что-то забыли, то, взглянув на соответствующую схему или таблицу, вы вспомните самое основное, существенное.

Очень важно правильно организовать самостоятельную учебную работу:

- готовясь к урокам, одновременно с чтением материала учебника делайте свои заметки. Это будет ваш личный информационный ресурс. Заведите папку с файлами или используйте блокнот (обычную бумажную тетрадь);
- к каждому уроку составляйте краткую схему-конспект. Выпишите главную идею, основные понятия, основные тезисы. Записывайте химические формулы, уравнения реакций, образцы решения задач, полезные ссылки, видеофрагменты (в электронном виде);
- требования к освоению материала каждого параграфа сформулированы в рубрике «Личный результат». Ориентируясь на них, вы сможете осуществить самоконтроль и оценить свои знания.

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

Возможно, вы так заинтересуетесь химией, что решите выполнить проектное задание по химии. Проект может как основываться на анализе литературных данных, так и представлять собой ваше собственное исследование (индивидуальное или выполненное в группе). В выборе темы проектной работы посоветуйтесь с учителем. В заключительном параграфе учебника предлагается тема проекта, предусматривающая изучение экологического состояния вашего региона.

Желаем успеха!

ГЛАВА I

ВАЖНЕЙШИЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

§ 1

Химический элемент. Нуклиды. Изотопы

- Какое строение имеет атом?
- Вспомните, какие частицы входят в состав атомных ядер.
- Что такое радиоактивность?

Одно из важнейших понятий в химии — химический элемент.

✓ Определение

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Из определения следует, что химический элемент — это не один какой-либо атом, а совокупность атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. Заряд ядра определяется числом содержащихся в нём протонов (p). (Число протонов в ядре нейтрального атома равно числу электронов в электронной оболочке этого атома.)

Порядковый номер элемента в периодической таблице Д. И. Менделеева, т. е. его *атомный номер*, также равен числу протонов в ядре его атома. Атомный номер обозначают латинской буквой Z и указывают слева внизу от символа элемента, например ${}_{26}\text{Fe}$, ${}_8\text{O}$, ${}_6\text{C}$.

Если число протонов в ядре постоянно для атомов данного химического элемента, то число нейтронов (n) в ядрах атомов одного и того же элемента может различаться. Например, в атомах железа может содержаться как 28, так и 30, 31 или 32 нейтрона.

✓ Определение

Сумму протонов и нейтронов в ядре атома элемента называют **МАССОВЫМ ЧИСЛОМ**.

Массовое число обозначают латинской буквой A и указывают слева сверху от символа элемента, например ${}^{56}\text{Fe}$.

Чтобы определить число нейтронов в ядре атома элемента, надо из значения массового числа A вычесть значение атомного номера элемента Z .



Определение

Вид атомов, характеризующихся определённым массовым числом и определённым атомным номером, называют **НУКЛИДОМ**.

Всего к настоящему времени известно более 3000 различных нуклидов. Нуклиды обозначают символом элемента с указанием его массового числа, например ^{16}O (кислород-16), ^{12}C (углерод-12), ^{14}C (углерод-14), ^{131}I (иод-131).

Нуклиды бывают стабильными и радиоактивными. Радиоактивные нуклиды называют *радионуклидами*. Ядра таких нуклидов могут самопроизвольно распадаться. Некоторые элементы, например золото, имеют лишь один стабильный нуклид, а у олова десять стабильных нуклидов. У многих элементов все нуклиды радиоактивны (например, у всех элементов, имеющих атомный номер больше, чем у свинца).



Термин «нуклид» (и «радионуклид») был предложен в 1947 г. Трумэном Кохмэном. Он хотел наиболее точно передать смысл, выражаемый этим словом, т. е. «сорт ядер» (от лат. *nucleus* — ядро и греч. «эйдос» — вид, сорт). Кохмэн дал такое определение нуклида: «Сорт атома, характеризующийся строением его ядра, в частности числом протонов и нейтронов в его ядре».



Определение

Нуклиды одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называют **ИЗОТОПАМИ**.

Так, например, элемент хлор состоит из двух видов атомов, различающихся числом нейтронов в ядре, — из атомов $^{37}_{17}\text{Cl}$ и из атомов $^{35}_{17}\text{Cl}$. Эти атомы называют изотопами хлора.

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 $^{35}_{17}\text{Cl}$ и на 24,47 % — из изотопа $^{37}_{17}\text{Cl}$. В результате средняя относительная атомная масса элемента хлора равна 35,45. Поэтому понятие «элемент хлор» включает совокупность этих изотопов.

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы, поэтому разделить смесь изотопов с помощью химических методов нельзя. (Различие в свойствах наблюдается только у изотопов водорода, что связано с наибольшим относительным изменением масс атомов.)

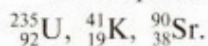
Таким образом, важнейшими характеристиками химического элемента являются: а) заряд ядра его атомов, соответствующий порядковому (атомному) номеру в периодической таблице; б) массовое число.

Химический элемент. Атомный номер. Массовое число. Нуклиды. Радионуклиды. Изотопы



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Ядро атома какого элемента содержит 22 протона?
2. Ядро атома элемента содержит 30 нейтронов. Нейтральный атом этого элемента содержит 26 электронов. Определите, о каком элементе идёт речь, и запишите его символ с зарядом ядра и массовым числом.
3. Определите число нейтронов в ядрах атомов следующих нуклидов:



Тестовые задания

1. Изотопы одного элемента отличаются друг от друга
 - 1) числом нейтронов
 - 2) числом протонов
 - 3) числом электронов
 - 4) зарядом ядра
2. Медь имеет два стабильных изотопа — ${}^{63}\text{Cu}$ и ${}^{65}\text{Cu}$. Массовые доли их в природной меди составляют 73 % и 27 % соответственно. Средняя относительная атомная масса меди составляет
 - 1) 64,0
 - 2) 63,5
 - 3) 63,54
 - 4) 65,0



Ознакомьтесь с содержанием главы 2 «В глубь вещества» в книге М. Колтуна «Мир химии» (М.: Просвещение, 2009).



Найдите в Интернете информацию о свойствах и применении изотопов водорода.

Личный результат

Я знаю важнейшие характеристики химического элемента.

Я умею объяснять, в чём заключается различие между понятиями «химический элемент», «нуклид» и «изотоп».

Законы сохранения массы и энергии

В ХИМИИ

- **Какими опытами можно подтвердить справедливость закона сохранения массы веществ?**

Закон сохранения массы веществ был впервые сформулирован (но нигде не опубликован) русским учёным М. В. Ломоносовым в 1748 г. Открыл и доказал этот закон экспериментально (прокаливанием металлов в запаянных ретортах) в 1756 г. французский учёный Антуан Лоран 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 остаётся неизменным. Поэтому *общая масса веществ* в химических реакциях изменяться не должна.

Однако М. В. Ломоносов этот закон понимал гораздо глубже, о чём 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 массы — один из основных законов природы, используемых в химии. На его основе составляют уравнения химических реакций и проводят различные расчёты.

Закон сохранения и превращения энергии — один из наиболее фундаментальных законов природы. Его формулируют так:

! Энергия изолированной системы сохраняется.

Согласно этому закону энергию нельзя создать или разрушить, её можно только преобразовать из одной формы в другую. Впервые закон сохранения энергии сформулировал немецкий учёный Роберт Майер. А *взаимосвязь массы и энергии* доказал Альберт Эйнштейн своим знаменитым уравнением

$$E = mc^2,$$

где E — энергия покоя свободного тела, m — масса тела и c — скорость света в вакууме. Это уравнение означает, что при изменении энергии системы на величину ΔE масса системы изменится на величину Δm :

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}, \text{ или } \Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Примером взаимосвязи между массой и энергией служит такое явление, как *дефект массы*. Если сравнить суммарную массу свободных протонов и нейтронов, входящих в состав атомного ядра, и массу ядра этого атома (т. е. связанных протонов и нейтронов), то масса ядра будет меньше суммарной массы свободных протонов и нейтронов.

Превращение белого фосфора в красный сопровождается выделением энергии (20,934 Дж/моль), при этом убыль массы составляет $2 \cdot 10^{-10}$ г.

Явление дефекта массы связано с тем, что образование ядра атома из одноимённо заряженных протонов, а также нейтронов

требует больших затрат энергии. При этом часть энергии покоя протонов и нейтронов переходит в энергию связывания их в ядре. Именно поэтому масса состоящего из протонов и нейтронов ядра какого-либо атома всегда оказывается меньше, чем суммарная масса протонов и нейтронов.

Возникает вопрос: почему же изменение массы за счёт выделения энергии нельзя обнаружить в химических реакциях? Ответить на этот вопрос можно, если вспомнить, что значение c^2 очень велико. 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.



Рис. 1. На Солнце протекают ядерные реакции

Практически справедливость уравнения Эйнштейна, устанавливающего взаимосвязь массы и энергии, удалось доказать при осуществлении *ядерных реакций*, в

которых выделяется или поглощается энергии в миллионы раз больше, чем при химических реакциях (рис. 1). Ядерные реакции изучают в курсе физики.

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

Закон сохранения массы веществ. Закон сохранения и превращения энергии. Дефект массы



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Какое значение имеет закон сохранения массы в химической науке и практике?
2. Какой учёный предвидел единство закона сохранения массы и закона сохранения и превращения энергии?
3. Вычислите объём оксида углерода(IV) (н. у.), выделившегося при прокаливании 1 кг мела, массовая доля примесей в котором равна 15 %.
4. Провели реакцию между $67,2 \text{ м}^3$ водорода и $44,8 \text{ м}^3$ азота (н. у.). Каким газом загрязнён полученный аммиак?

Тестовые задания

1. На основе закона сохранения массы веществ
 - 1) составляют термохимические уравнения реакций
 - 2) составляют химические формулы
 - 3) определяют степень окисления
2. Взаимосвязь массы и энергии удалось доказать
 - 1) Р. Майеру
 - 2) М. В. Ломоносову
 - 3) А. Л. Лавуазье
 - 4) А. Эйнштейну

Личный результат

Я умею применять закон сохранения массы веществ при составлении уравнений химических реакций.

Периодический закон. Распределение электронов в атомах элементов малых периодов

- Как определить число энергетических уровней в атоме элемента?
- Что называют электронной орбиталью?
- Какие электронные орбитали вам известны?
- Что такое спин электрона?

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 распределения электронов по энергетическим уровням дало возможность выяснить сущность явления периодичности: с возрастанием заряда ядра атомов периодически наблюдается повторение свойств у тех элементов, атомы которых имеют одинаковое число валентных электронов.

До создания современной теории строения атомов нельзя было объяснить и другие закономерности, наблюдаемые 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 различаются свойства элементов А- и В-групп (главных и побочных подгрупп). Ответы на эти вопросы были получены только после выяснения состояния электронов в атомах.

Состояние электронов в атоме. Вы уже знаете, что в нейтральном атоме электроны в зависимости от энергии их связи с ядром распределяются по нескольким *энергетическим уровням*, обозначаемым латинской буквой *n*. Число энергетических уровней в атоме элемента соответствует номеру периода, в котором находится этот элемент. Электроны, наиболее прочно связанные с ядром и обладающие наименьшим запасом энергии, находятся на первом энергетическом уровне ($n = 1$).

Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяют по формуле

$$N = 2n^2$$

Согласно этой формуле на первом энергетическом уровне ($n = 1$) могут находиться два электрона ($N = 2 \cdot 1^2 = 2$), на втором ($n = 2$) — восемь электронов ($N = 2 \cdot 2^2 = 8$), на третьем ($n = 3$) — восемнадцать электронов ($N = 2 \cdot 3^2 = 18$) и т. д.



Определение

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют его **ОРБИТАЛЬЮ**.

На одной орбитали может находиться лишь два электрона, обладающие противоположными (антипараллельными) спинами.

На одном и том же энергетическом уровне могут находиться электроны с различной формой орбиталей. Такие электроны отличаются друг от друга энергией связи с ядром. В связи с этим энергетические уровни принято делить на *подуровни*. С учётом различий в энергии выделяют *s*-, *p*-, *d*- и *f*-электроны; соответственно в энергетическом уровне выделяют *s*-, *p*-, *d*- и *f*-подуровни.

На первом энергетическом уровне имеется один подуровень (*s*-подуровень), а на втором — два (*s*- и *p*-подуровни), на третьем — три (*s*-, *p*- и *d*-подуровни), на четвёртом — четыре (*s*-, *p*-, *d*- и *f*-подуровни) и т. д.



Важная информация

Число энергетических подуровней соответствует номеру энергетического уровня.

По тому, какой подуровень в атоме элемента заполняется, все элементы разделяют на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы.

В какой последовательности происходит заполнение электронами энергетических подуровней? *В первую очередь заполняются орбитали того подуровня, который характеризуется наименьшей энергией.* На одном и том же энергетическом уровне наименьшей энергией электрон обладает, находясь на *s*-орбитали, далее в порядке увеличения энергии следуют *p*-, *d*- и *f*-орбитали.

У лёгких элементов электроны поодиночке заполняют свободные орбитали наиболее энергетически выгодного подуровня, и только тогда, когда на каждой орбитали уже имеется по одному электрону, начинается их спаривание.



s -орбиталь



p -орбиталь

Рис. 2. Форма s -орбитали и p -орбитали

Состояние электрона в атоме можно описать с помощью так называемых квантовых чисел: главного, орбитального, магнитного и спинового.

Главное квантовое число n характеризует энергию атомной орбитали, т. е. номер энергетического уровня. Оно может принимать любые положительные

целочисленные значения. Чем больше значение n , тем выше энергия электрона.

Орбитальное квантовое число l характеризует энергетический подуровень, т. е. тип орбитали. Орбитали с разными орбитальными числами различаются энергией и формой. Для каждого энергетического уровня n орбитальное число может принимать значения от 0 до $(n - 1)$. Значения $l = 0, 1, 2, 3$ соответствуют энергетическим подуровням s, p, d, f .

Магнитное квантовое число m отражает ориентацию орбиталей в пространстве. Для каждого значения l число m может принимать целочисленные значения от $-l$ до $+l$. Например, p -орбитали ($l = 1$) могут быть ориентированы тремя способами ($m = -1, 0, +1$).

Таким образом, каждая атомная орбиталь характеризуется набором из трёх квантовых чисел. Электрон, занимающий определённую орбиталь, характеризуется тремя квантовыми числами, описывающими эту орбиталь, и четвёртым — **спиновым квантовым числом m_s** . Спин электрона — одно из свойств (наряду с массой и зарядом) этой элементарной частицы. Спиновое квантовое число может принимать значения $+1/2$ и $-1/2$.

В одном атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором всех четырёх квантовых чисел.

Распределение электронов в атомах элементов 1-го периода.

В соответствии с формулой $N = 2n^2$ на первом энергетическом уровне может поместиться два электрона. Это s -электроны. Напомним, что орбитали s -электронов имеют шаровидную форму (рис. 2). На одном энергетическом уровне может находиться только одна s -орбиталь, вмещающая не более двух электронов (если там находятся два электрона, то их спины противоположны).

У атома первого элемента периодической системы — водорода имеется единственный s -электрон. Электронная оболочка атома второго элемента — гелия включает два s -электрона. Большее число электронов первый энергетический уровень содержать не может, поэтому в 1-м периоде имеется всего два элемента — водород и гелий.

Определение

Элементы, в атомах которых заполняется s -подуровень, называют s -ЭЛЕМЕНТАМИ.

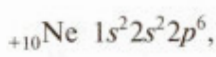
Таким образом, водород и гелий — это s -элементы.

Распределение электронов в атомах элементов 2-го периода.

Второй энергетический уровень заполняется у атомов 2-го периода (с лития Li до неона Ne). В соответствии с формулой $N = 2n^2$ на втором энергетическом уровне может поместиться максимум восемь электронов, два из которых s -электроны, а шесть — p -электроны. У лития (атомный номер 3) и бериллия (атомный номер 4) заполняется $2s$ -орбиталь, это s -элементы.

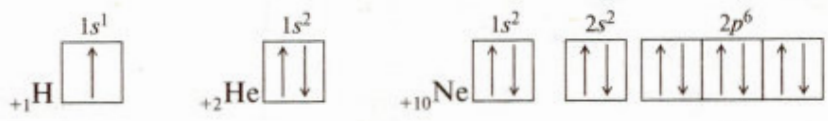
Орбитали p -электронов имеют гантелеобразную форму (см. рис. 2). На одном энергетическом уровне может находиться три таких орбитали. Они располагаются в трёх взаимно перпендикулярных направлениях (рис. 3). На энергетическом p -подуровне может поместиться от одного до шести электронов. Вначале электроны поодиночке заполняют свободные p -орбитали, и только тогда, когда на каждой орбитали уже имеется по одному электрону, начинается их спаривание.

В атомах элементов 2-го периода p -подуровень заполняется начиная с бора (атомный номер 5). Элементом неоном (атомный номер 10) заканчивается 2-й период и заканчивается заполнение электронами второго энергетического уровня. Размещение s - и p -электронов в атоме неона (его *электронную конфигурацию*) можно изобразить так:



где цифра перед буквой s или p — номер энергетического уровня. Буквы s и p обозначают соответствующие энергетические подуровни. Цифра справа над буквой указывает на число электронов на данном энергетическом подуровне.

Для наглядности электрон изображают стрелкой, помещённой в квадрат, перед которым записывают символ элемента:



Такую запись называют *графической электронной формулой* или *графической электронной схемой*.

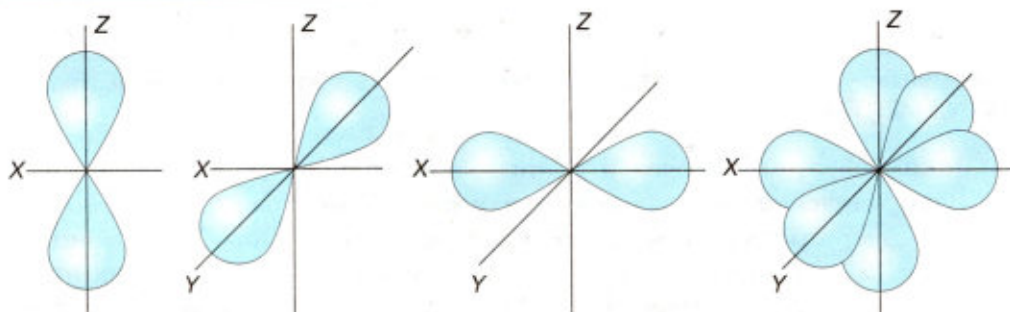


Рис. 3. Возможное расположение p -орбиталей в пространстве



Определение

Элементы, в атомах которых заполняется p -подуровень, называют p -ЭЛЕМЕНТАМИ.

Распределение электронов в атомах элементов 3-го периода.

Третий период начинается одиннадцатым элементом — натрием Na. Так как второй энергетический уровень электронами уже заполнен, то с этого элемента начинается заполнение третьего энергетического уровня ($n = 3$).

С натрия Na до восемнадцатого элемента — аргона Ar заполнение электронами третьего уровня протекает аналогично заполнению второго уровня: заполняется вначале $3s$ -орбиталь (два электрона), затем оставшиеся $3p$ -орбитали (шесть электронов). Таким образом, *в 3-м периоде тоже размещается восемь элементов*. Два из них (натрий и магний) — это s -элементы, остальные шесть (с алюминия по аргон) — p -элементы.

Таким образом, все элементы малых периодов (1, 2 и 3-го) относят либо к s -элементам, либо к p -элементам.

Периодический закон. Электронная конфигурация. Графическая электронная формула. s -Элементы. p -Элементы



Подумайте, ответьте, выполните...

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

2. Почему число элементов в первых трёх периодах соответствует ряду чисел 2—8—8? Объясните эту закономерность с учётом размещения электронов по энергетическим уровням.

3. Рассмотрите блоки *s*- и *p*-элементов на рисунке 5 (см. с. 20). По каким свойствам различаются *s*- и *p*-элементы?

4. Через раствор, содержащий 20 г гидроксида натрия, пропустили 17 г сероводорода. Какая соль образовалась при этом? Определите её массу и количество вещества.

Тестовые задания

1. Распределению электронов по энергетическим уровням в атоме элемента соответствует ряд чисел 2—8—3. В периодической таблице этот элемент расположен в группе

- 1) IIIA 2) VIIA 3) IVB 4) VIIB

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

- | | |
|-------|-------------------------------|
| 1) N | А. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ |
| 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. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |



Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 1.20, 1.21, 1.40, 1.45.

Личный результат

Я могу определить максимально возможное число электронов на энергетическом уровне.

Я умею записывать графические электронные формулы атомов *s*- и *p*-элементов.

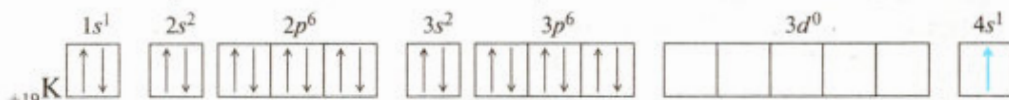
§ 4

Распределение электронов в атомах элементов больших периодов

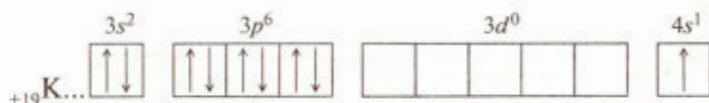
- Какие элементы называют *s*-элементами? *p*-элементами?
- Как рассчитать число электронов на энергетическом уровне?
- Как определить число подуровней на энергетическом уровне?

Мы рассмотрели заполнение электронами энергетических уровней в атомах элементов 1, 2 и 3-го периодов. Третий период содержит восемь элементов. Но ведь в соответствии с формулой $N = 2n^2$ на третьем энергетическом уровне может поместиться восемнадцать электронов! Заполнение этого уровня продолжится у элементов следующего, большего периода — четвёртого. Вот как это происходит.

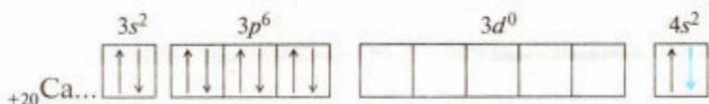
Распределение электронов в атомах элементов 4-го периода. В атомах элементов 4-го периода электроны распределяются по четырём энергетическим уровням. Этот период начинается девятнадцатым элементом — калием К. Девятнадцатый электрон калия размещается *на четвёртом энергетическом уровне*, хотя третий энергетический уровень электронами ещё не заполнен (остаются свободные *d*-орбитали):



Обычно размещение электронов по орбиталям показывают в сокращённом виде:



У атомов элемента кальция Са (атомный номер 20) двадцатый электрон *тоже размещается на четвёртом энергетическом уровне*, заполняя орбиталь 4s:



Возникает вопрос: *почему же, имея незаполненные 3d-орбитали, электроны в атомах калия и кальция размещаются на 4s-орбиталях?* Это связано с тем, что 4s-орбитали энергетически более выгодны, чем 3d-орбитали.

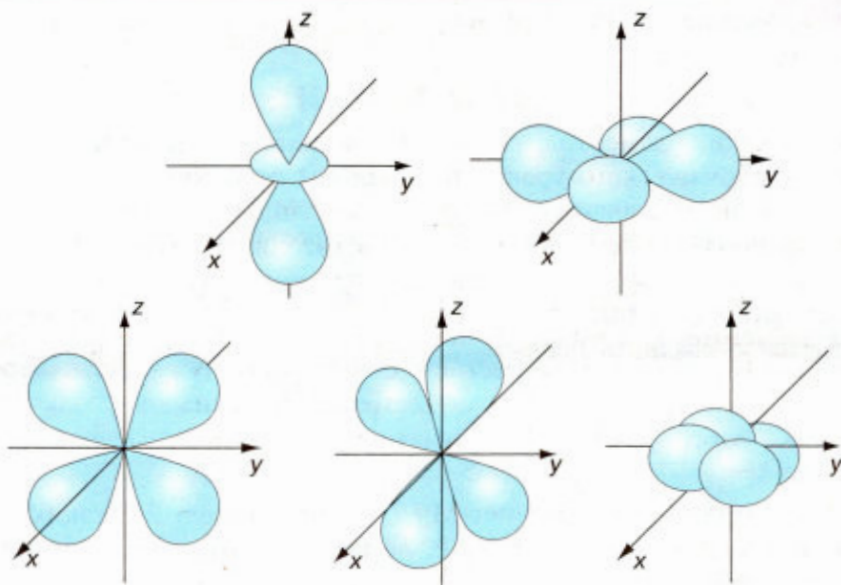


Рис. 4. Формы d -орбиталей и их возможные положения в пространстве

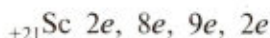
Далее, у следующих по порядку десяти элементов, начиная от двадцать первого элемента — скандия Sc до тридцатого элемента — цинка Zn, очередные электроны размещаются на третьем энергетическом уровне, заполняя $3d$ -орбитали.

Электроны, которые заполняют энергетические d -подуровни у атомов элементов от скандия до цинка, образуют орбитали сложной формы, располагающиеся в пространстве по пяти различным направлениям (рис. 4). С учётом того что d -орбиталей пять и на каждой может находиться два электрона, 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.

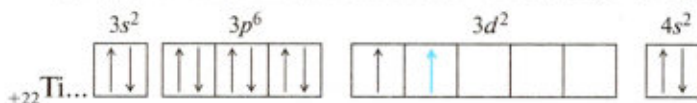
Итак, начиная с элемента скандия Sc (атомный номер 21) возобновляется заполнение электронами третьего энергетического уровня и двадцать первый электрон размещается на d -орбитали третьего энергетического уровня, а на четвёртом сохраняются два s -электрона:



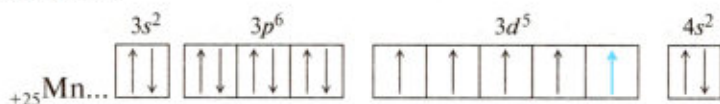
Расположение электронов по энергетическим уровням у атомов скандия следующее:



У следующих элементов, вплоть до тридцатого — цинка, d -орбитали третьего энергетического уровня продолжают заполняться электронами. Как вы уже знаете, вначале электроны заполняют свободные орбитали подуровня поодиночке и, лишь когда на каждой орбитали уже имеется по одному электрону, начинается их спаривание. Например, в атомах элемента титана Ti (атомный номер 22) двадцать второй электрон не спаривается с двадцать первым, а занимает свободную d -орбиталь:



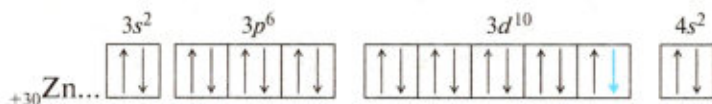
У атомов элемента марганца Mn (атомный номер 25) таких неспаренных d -электронов уже пять, т. е. на каждой $3d$ -орбитали имеется по одному электрону:



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



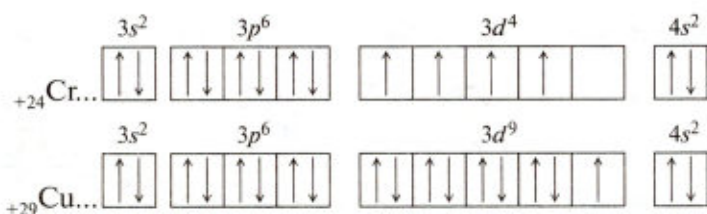
У последующих элементов спаривание электронов продолжается и заканчивается у атомов элемента цинка Zn (атомный номер 30):



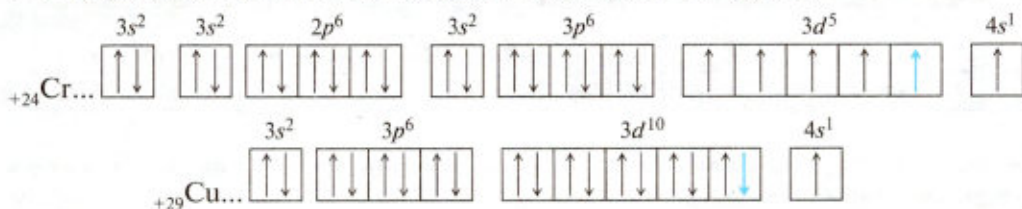
Электронная конфигурация атома цинка следующая:



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



Заполненный электронами наполовину или полностью $3d$ -подуровень энергетически выгоден, поэтому в атомах хрома и меди один электрон с четвертого энергетического уровня переходит на третий:



Такое явление наблюдают и у атомов некоторых других элементов.

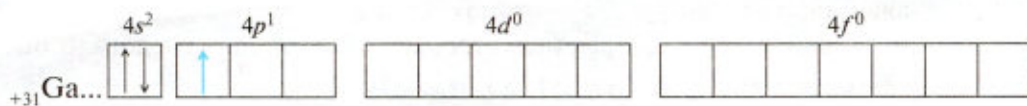
Определение

Элементы, в атомах которых заполняется d -подуровень, называют **d -ЭЛЕМЕНТАМИ** (рис. 5).

Особенность d -элементов в том, что для них характерен большой набор возможных степеней окисления. Все d -элементы являются металлами.

На четвертом энергетическом уровне, кроме s -, p - и d -электронов, могут находиться также f -электроны, чьи орбитали имеют ещё более сложную форму, чем орбитали d -электронов. Всего f -орбиталей семь. А так как на каждой орбитали может находиться два электрона, то всего может быть четырнадцать f -электронов. С учётом 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 орбиталиам в атомах элемента галлия Ga (атомный номер 31) можно наглядно изобразить так:



s - элементы

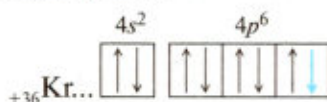
d - элементы

p - элементы

H																	He																												
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																												
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																												
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																												
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																												
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																												
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																												
		<table border="1"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																

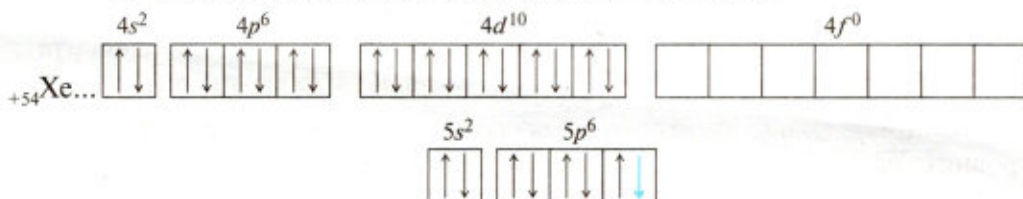
Рис. 5. Расположение s-, p-, d- и f-элементов в длинном варианте периодической таблицы

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

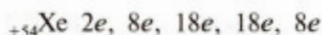


Разумеется, пользуясь такими сокращёнными записями, всегда необходимо чётко представлять, что в этих схемах означает многоточие.

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

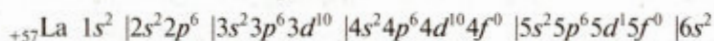


Размещение электронов в атомах элемента ксенона по энергетическим уровням следующее:



Распределение электронов в атомах элементов 6-го периода. У атомов элементов 6-го периода цезия Cs и бария Ba пятьдесят пятый и пятьдесят шестой электроны размещаются на $6s$ -орбиталях шестого энергетического уровня.

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



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



См. § 5

Определение

Элементы, в атомах которых заполняется f -подуровень, называют **f -ЭЛЕМЕНТАМИ** (см. рис. 5).

В атомах элементов от гафния Hf (атомный номер 72) до ртути Hg (атомный номер 80) продолжается заполнение пятого энергетического уровня ($5d$ -подуровня), после чего у элементов от таллия Tl (атомный номер 81) до радона Rn (атомный номер 86) электроны заполняют шестой p -подуровень. Элементом радоном Rn заканчивается 6-й период. В нём тридцать два элемента.

Заполнение 7-го, незавершённого периода аналогично заполнению 6-го.

Для d - и f -элементов существует ещё одно название — *переходные элементы (переходные металлы)*. Это название связано с тем, что в периодах переходные элементы вклиниваются между s - и p -элементами.

Периодическая таблица и строение атома. 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 (см. § 5).

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

Графическим выражением периодического закона служит периодическая таблица химических элементов. В нашей стране до сих пор часто используют вариант, предложенный Д. И. Менделеевым (короткий вариант), где элементы распределены по восьми группам. Каждая группа делится на А- и Б-группы (главную и побочную подгруппы). В А-группы входят *s*- и *p*-элементы, в Б-группы — *d*- и *f*-элементы.

В настоящее время всё большее распространение получает длинный вариант периодической таблицы, 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; 7-й период незаконченный.

Посмотрите на первый форзац учебника.

Переходные элементы: *d*- и *f*-элементы

Подумайте, ответьте, выполните...

1. Почему в атомах элементов 4-го периода вначале заполняется $4s$ -подуровень и только потом $3d$ -подуровень?
2. По каким признакам выделяют *d*- и *f*-элементы?
3. Пользуясь периодической таблицей Д. И. Менделеева, составьте графические электронные формулы атомов элементов ванадия V, никеля Ni и мышьяка As. Какие из этих элементов относят к *p*-элементам, а какие — к *d*-элементам и почему?
4. Используя графическую электронную схему атома хрома, приведённую в параграфе, определите, какие значения степени окисления могут быть характерны для этого элемента.
5. На основе теории строения атомов поясните, почему в коротком варианте периодической таблицы группы элементов разделены на главные (А-группы) и побочные (Б-группы).

Личный результат

Я могу характеризовать порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в атомах.

Я умею записывать графические электронные формулы атомов *d*-элементов.

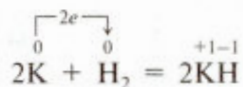
Положение в периодической системе водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов

- Как называют процесс присоединения атомом электронов? процесс отдачи электронов?
- Какие элементы называют *f*-элементами?
- вспомните из курса физики, что называют периодом полураспада.
- Что такое α -частица?

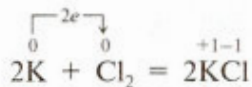
Положение водорода в периодической системе. Вы, вероятно, заметили, что химический знак водорода иногда помещают и в главной подгруппе I группы (IA-группе), и в главной подгруппе VII группы (VIIA-группе). Возникает вопрос: почему? Чтобы ответить на него, вспомним основные химические свойства простого 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:



По этой причине химический знак водорода раньше помещали и в VIIA-группу. Так как для водорода более характерны восстановительные свойства, чем окислительные, его химический символ в VII группе изображали в скобках.



Важная информация

ИЮПАК рекомендует помещать знак водорода только в I группу.

Положение лантаноидов и актиноидов в периодической системе.

К лантаноидам относят 14 химических элементов — от церия Ce до лютеция Lu (атомные номера 58—71). Так как в их атомах заполняется f -подуровень, лантаноиды относят к f -элементам. В свободном состоянии лантаноиды — типичные металлы.

К актиноидам относят 14 химических элементов — от тория Th до лоуренсия Lr (атомные номера 90—103). Так как в атомах этих элементов также заполняется f -подуровень, 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 электронных уровней остаётся неизменным, поэтому все актиноиды сходны по химическим свойствам.

Небольшие добавки лантаноида церия в сплавы повышают их коррозионную стойкость, жаростойкость, твёрдость, прочность и пластичность.

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

Уран U и плутоний Pu 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 полученные элементы. Не встречающиеся в природе радиоактивные химические элементы (технеций, прометий, америций и все последующие) получены искусственно путём проведения ядерных реакций (см. § 2). В периодической таблице эти элементы размещают в соответствии с электронным строением их атомов.

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



Один из ведущих мировых научно-исследовательских центров, занимающихся получением новых химических элементов, а также различных нуклидов, — Объединённый институт ядерных исследований (ОИЯИ) в подмосковном наукограде Дубна (рис. 6). Там были синтезированы многие элементы, в частности нобелий No (атомный номер 102), флеровий Fl (атомный номер 114) и ливерморий Lv (атомный номер 116). Между-

народный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) принял решение присвоить 105-му элементу название дубний по месту расположения ОИЯИ, 114-му — название флеровий в честь академика Г. Н. Флёрва, много лет руководившего Лабораторией ядерных реакций ОИЯИ, 115-му — название москвовий, а 118-му — название оганесон в честь Ю. Ц. Оганесяна, научного руководителя Лаборатории ядерных реакций им. Г. Н. Флёрва в ОИЯИ.

В последние десятилетия над синтезом элементов как в Дубне, так и за рубежом работают международные коллективы.

Открытие новых элементов позволяет расширить применение фундаментальных принципов химии, а это ведёт к созданию новых материалов и разработке новых технологий.



Рис. 6. Эмблема Объединённого института ядерных исследований

Лантаноиды. Actиноиды. Искусственно полученные элементы

Подумайте, ответьте, выполните...

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

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

3. 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.

Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте электронную презентацию на тему «Лантаноиды и актиноиды. Нахождение в природе и применение».

Личный результат

Я могу объяснить двойственность химических свойств водорода (восстановитель и окислитель) на основе строения его атома.

- Как формулируется периодический закон?
- Какие соединения называют щелочами?
- В чём заключается донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи?

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



Определение

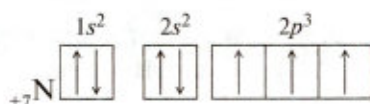
ВАЛЕНТНОСТЬ химических элементов принято определять числом ковалентных связей, которыми данный атом соединён с другими атомами.

В образовании химической связи в основном участвуют электроны наружных незавершённых энергетических уровней. Поэтому в большинстве случаев максимальная валентность элементов, т. е. максимальное число ковалентных связей, определяется числом электронов, находящихся на незавершённом энергетическом уровне. Такие 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 элемента соответствует номеру группы, в которой он находится в периодической системе 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? Разберём этот вопрос на конкретных примерах.

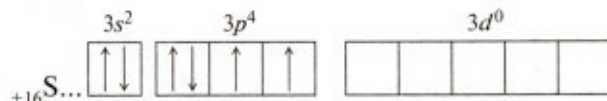
Так, фосфор P проявляет высшую валентность 5, соответствующую номеру группы, а азоту N она несвойственна. Объясняется это тем, что в атоме азота имеется только три неспаренных электрона и азот, например в соединениях с водородом, трёхвалентен. Расспаривание же электронов невозможно, так как на наружном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



Высшая валентность азота может быть равна только четырём (например, в ионе аммония), как это показано на рисунке 7. При образовании иона аммония три ковалентные связи между атомом азота и тремя атомами водорода возникают при обобществлении неспаренных электронов. Четвёртая же ковалентная связь образуется за счёт общей электронной пары атома азота и свободной s -орбитали иона водорода H^+ . Теперь понятно, почему атом азота не может проявить более высокую валентность.

Разберём ещё один пример. Кислород и сера находятся в VI группе. Кислород обычно двухвалентен, валентность же серы соответствует номеру группы. Почему?

В атомах серы расположение электронов по орбитали 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:

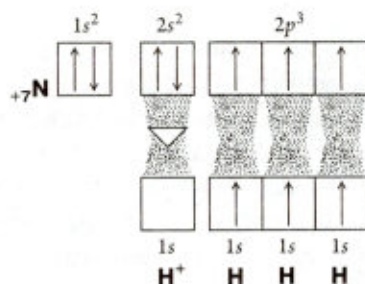
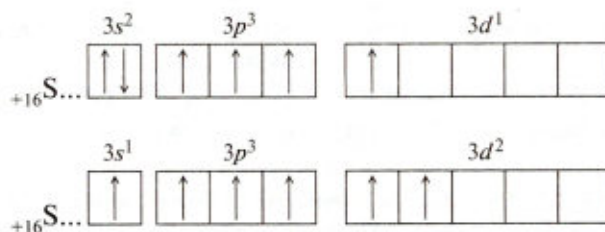
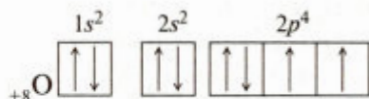


Рис. 7. Образование иона аммония

Понятие «валентность» было введено английским учёным Э. Франклендом в 1853 г., а в 1858 г. немецкий химик Ф. Кекуле высказал идею о четырёхвалентности атома углерода, что имело важнейшее значение для развития органической химии.

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

Расположение электронов по орбиталям в атоме кислорода следующее:

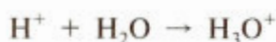


В атоме кислорода, как и в атоме серы, тоже два неспаренных электрона, но так как на наружном энергетическом уровне нет свободных орбиталей, то распаривания электронов не происходит. Поэтому кислород обычно двухвалентен.

Нам уже известно, что атом кислорода может передать одну из неподелённых электронных пар на вакантную орбиталь иона водорода и образовать 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 её *донором*, а ион H^+ — *акцептором*. Таким образом, на схеме изображена ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму. Следовательно, в ионе гидроксония кислород трёхвалентен.

Процесс образования ионов аммония и гидроксония позволяет сделать следующий вывод:



Важная информация

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

Так как валентность принято определять числом связей, которыми данный атом соединён с другими атомами, то такое определение применимо только к соединениям с ковалентной связью. В ионных соединениях число связей между ионами не соответствует числу единиц валентности.

Периодическое изменение валентности и радиусов атомов. Периодическое изменение валентности элементов и, следовательно, их

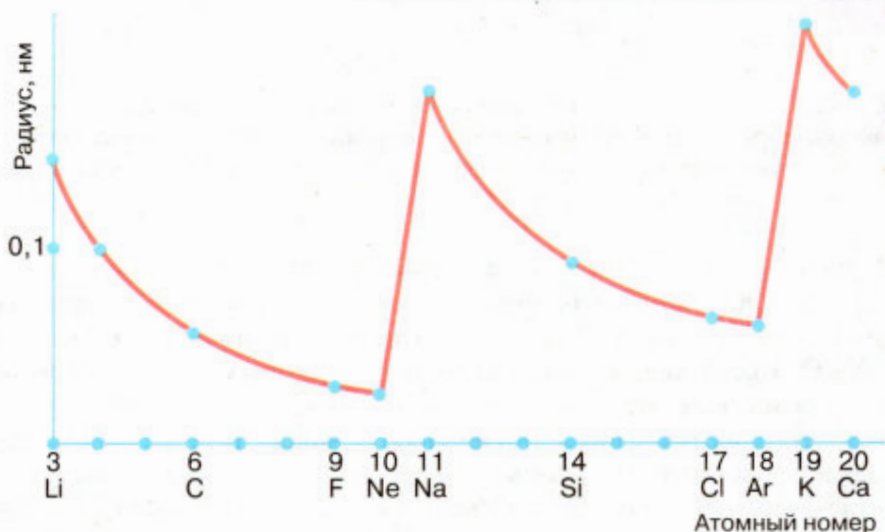


Рис. 8. Изменение атомных радиусов от лития до кальция

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 изменяются и атомные радиусы этих элементов. Так, например, во 2-м периоде от элемента лития Li до элемента неона Ne происходит постепенное уменьшение атомных радиусов, а от элемента неона Ne к элементу натрию Na — резкое увеличение атомного радиуса (рис. 8). Объясняется это явление так.

При переходе от лития к неону постепенно возрастают заряды ядер атомов элементов. В связи с этим в ряду постепенно увеличивается сила притяжения наружных электронов к ядру и радиусы атомов уменьшаются. А с переходом от неона к натрию очередной электрон помещается на более удалённый от ядра третий энергетический уровень. Поэтому радиус атома натрия резко возрастает.

Размеры атомов, в свою очередь, влияют на свойства элементов. Так, например, атомы 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 отрываться от атома. По этой причине щелочные металлы являются донорами электронов, т. е. сильными восстановителями.



Важная информация

В периодах при переходе от типичных металлических элементов к галогенам размеры атомов уменьшаются, сила притяжения наружных электронов к ядру увеличивается, что приводит к ослаблению восстановительных и усилению окислительных свойств.

Периодически изменяется не только валентность химических элементов, но также *формы* (состав, строение) и *свойства их оксидов и водородных соединений*. 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 — сильных щелочей. 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 щёлочь, чем оксид натрия.

Такая же закономерность наблюдается и в других А-группах. Так, например, высшие оксиды элементов 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 (рис. 9). Однако оксид углерода(IV) CO_2 — 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 ещё слабее.

Периодически изменяются также формы и свойства водородных соединений. Так, металлы IA—IIIA-групп с водородом образуют *нелетучие водородные соединения (гидриды)*. Например, гидрид лития LiH , гидрид натрия NaH , гидрид калия KH сходны между собой как по форме (белые кристаллические вещества), так и по свойствам (сильные

восстановители, разлагаются водой). А элементы IVA—VIIA-групп образуют *летучие водородные соединения*. Например, водородные соединения галогенов — фтороводород HF , хлороводород HCl , бромоводород HBr , иодоводород HI — газы, водные растворы которых обладают свойствами кислот.



а



б

Рис. 9. Оксиды элементов IVA-группы в природе: кварц SiO_2 (а) и касситерит SnO_2 (б)

Валентность. Водородные соединения



Подумайте, ответьте, выполните...

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

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

3. Почему максимальная валентность элементов 2-го периода не может быть больше четырёх?

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

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

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

7. 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 нём не было других веществ, способных реагировать с гидроксидом натрия.

Личный результат

Я знаю, в чём заключается физический смысл понятия «валентность».

Я могу объяснить, чем определяются валентные возможности атомов разных элементов.

Я умею составлять графические электронные формулы азота, фосфора, кислорода и серы, а также характеризовать изменения радиусов атомов химических элементов по периодам и А-группам периодической таблицы.

Основные виды химической связи.

Ионная и ковалентная связь

● Что такое электроотрицательность?

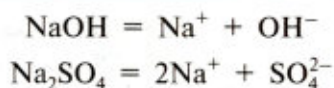
Из курса химии 8 класса вам известно, что атомы могут соединяться друг с другом с образованием как простых, так и сложных веществ. При этом между атомами возникают различного рода химические связи: *ионная*, *ковалентная* (неполярная и полярная), *металлическая* и *водородная*. Все виды связи имеют общую природу — это предоставление собственных электронов в общее пользование (*обобществление электронов*), которое часто дополняется электростатическим взаимодействием между разноимёнными зарядами, возникающими при перемещении электронов.

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.

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 кислорода. Остальные связи ковалентные полярные. В разбавленном водном растворе щёлочи и соли диссоциируют так:



Между ионами действуют силы электростатического притяжения, поэтому ионные соединения обладают сравнительно высокими температурами плавления и не имеют запаха.

Ковалентная связь. Ковалентная химическая связь образуется за счёт общих электронных пар, т. е. при перекрывании соответствующих электронных орбиталей.

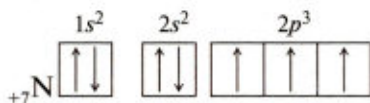
При соединении атомов с одинаковой электроотрицательностью образуются молекулы с ковалентной неполярной связью. Вспомним, что такая связь, например, существует в молекулах газообразных веществ, состоящих из одинаковых атомов: H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 . Силы притяжения между отдельными нейтральными молекулами малы, поэтому вещества с ковалентной неполярной связью обладают низкими температурами плавления.

Составление электронных формул веществ

с ковалентной связью

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 неподделённую 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.

При взаимодействии атомов, электроотрицательность которых различается незначительно, происходит смещение общей связывающей электронной пары к более электроотрицательному атому и образуется *ковалентная полярная связь*. К ковалентным полярным относят и те связи, которые образованы по донорно-акцепторному механизму, например в ионах гидроксония и аммония.

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

Ковалентная полярная связь наиболее распространённый вид химической связи.

При определении вида химической связи следует учитывать, 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 ионной и ковалентной связью нельзя. В зависимости от того, к какому из предельных случаев химическая связь ближе по своему характеру, её относят к ионной или ковалентной полярной.

Ионная связь. Ковалентная (полярная и неполярная) связь. Электронная формула



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Охарактеризуйте ионную и ковалентную химическую связь.
2. Приведите примеры ионных и ковалентных соединений. Какие физические свойства характерны для ионных соединений? для ковалентных соединений? Чем это можно объяснить?
3. Определите вид химической связи в следующих веществах: F_2 , P_4 , CO_2 , CaO , H_2S , PCl_5 . Для ковалентных соединений составьте электронные формулы.

личный результат

Я могу объяснить механизм образования ионной и ковалентной связи и особенности физических свойств ионных и ковалентных соединений.

Я умею составлять электронные формулы молекул ковалентных соединений.

Металлическая связь. Водородная связь

• Как образуются интерметаллические соединения?

Металлическая связь — это химическая связь, которую осуществляют *относительно свободные электроны*. Такой вид связи характерен для металлов, их сплавов и интерметаллидов.

Сущность образования металлической связи состоит в следующем. Атомы металлов могут отдавать наружные электроны, и некоторые из таких атомов превращаются в положительно заряженные ионы. В образце металла оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между возникшими положительными ионами и как бы цементируют их в кристаллической решётке (рис. 10).

У металлических *s*-элементов обобществлённых электронов мало, поэтому их кристаллы непрочные и легкоплавкие. С увеличением числа валентных электронов прочность металлов, как правило, возрастает.

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

См. § 10

Водородная связь — это связь, возникающая между *атомами водорода* одной молекулы и *атомами электроотрицательных элементов* (O, N, F) другой молекулы.

Может возникнуть вопрос: почему именно водород способен образовывать такие специфические химические связи? Это связано с тем,

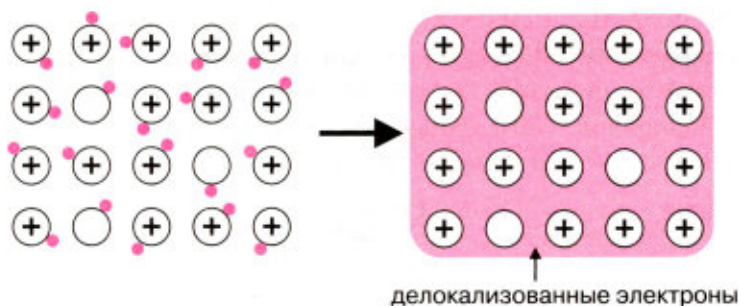


Рис. 10. Образование металлической связи

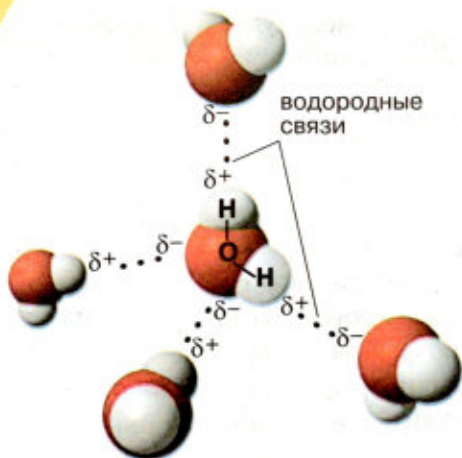


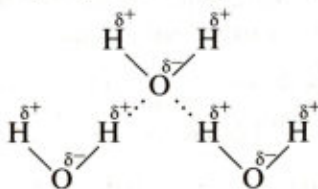
Рис. 11. Образование водородных связей между молекулами воды

что атом водорода обладает очень маленьким радиусом и при смещении или отдаче единственного электрона приобретает положительный заряд, притягивающий электроотрицательные атомы других молекул.

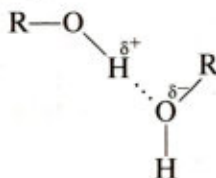
Рассмотрим некоторые примеры. Мы привыкли состав воды изображать формулой H_2O . Правильнее было бы состав воды обозначать формулой $(H_2O)_n$, где n равно 2, 3, 4 и т. д., потому что отдельные молекулы воды соединены между собой водородными связями. Эти связи схематически изображают точками (рис. 11).

Образованием водородных связей объясняется тот факт, что объём воды

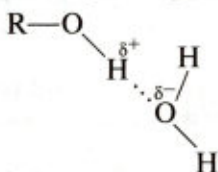
в отличие от объёмов других веществ при понижении температуры увеличивается. При замерзании молекулы воды образуют кристаллическую структуру: каждая молекула воды окружена четырьмя молекулами, связанными с ней водородными связями. Эти молекулы находятся на одинаковых расстояниях от неё и размещены в вершинах правильного тетраэдра. При таком регулярном расположении молекулы воды занимают больший объём, чем при нерегулярной ориентации в случае жидкой воды:



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 гораздо более слабая, чем ионная или ковалентная. Эта связь характерна для многих органических соединений (фенолов, альдегидов, карбоновых кислот и др.). За счёт водородных связей образуется вторичная структура белков и двойная спираль ДНК.

Материал о видах химической связи обобщён в схеме 1 (с. 38).

Металлическая связь. Водородная связь



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Охарактеризуйте сущность металлической и водородной связи.
2. Поясните примерами зависимость свойств веществ от их строения.
3. Даны вещества: хлорид калия, хлороводород, кислород, этанол.

Чем различаются эти вещества по своему строению и видам связи?

Тестовые задания

1. Между атомами элементов с номерами 8 и 16 возникает связь
1) металлическая 2) ионная 3) ковалентная 4) водородная
2. 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

Личный результат

Я могу объяснить механизм образования водородной и металлической связи и зависимость свойств вещества от вида химической связи.

Основные виды химической связи



Пространственное строение молекул

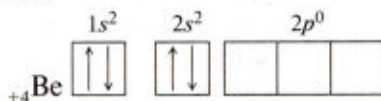
- **Вспомните пространственное строение молекулы метана.**
- **С какой целью были введены представления о гибридизации орбиталей атома углерода?**

В зависимости от того, какую форму и какое направление в пространстве имеют электронные орбитали, при их взаимном перекрывании могут образовываться соединения с молекулами как *линейной*, так и *угловой* формы.

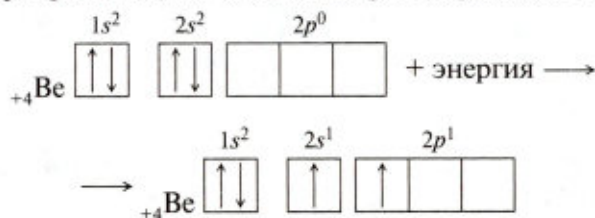
Вам известно, что направленность химических связей объясняется различным расположением электронных орбиталей в пространстве. Взаимное расположение орбиталей атома обусловлено их электростатическим отталкиванием: они отодвигаются по возможности дальше друг от друга, подобно тому как располагаются в пространстве воздушные шары, скреплённые вместе (рис. 12).

Удобной моделью, позволяющей объяснить электронное строение молекул, являются представления о *гибридизации* (выравнивании) атомных орбиталей при образовании ковалентной химической связи. При изучении курса органической химии вы ознакомились с sp^3 -, sp^2 - и sp -гибридизацией орбиталей в атомах углерода. Представления о гибридизации орбиталей помогают объяснить и строение молекул некоторых неорганических соединений. 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:



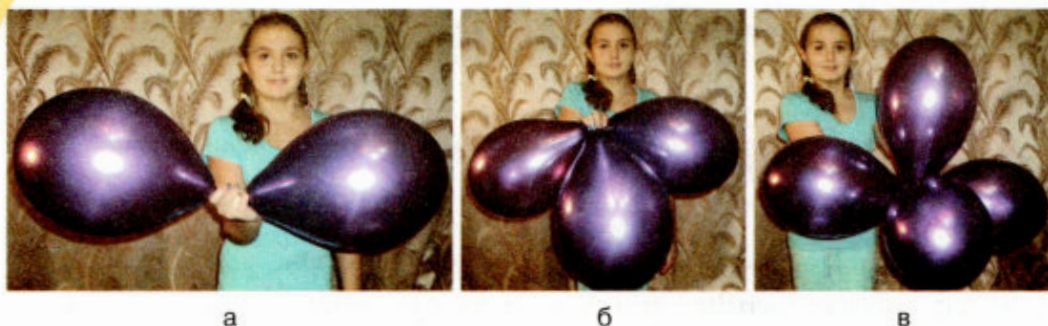
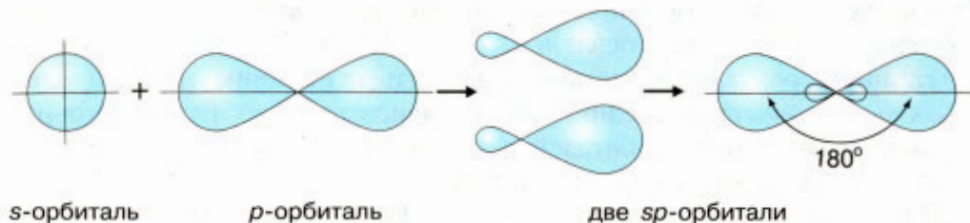
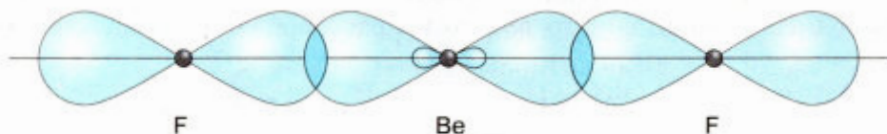


Рис. 12. Скреплённые воздушные шары ориентируются в пространстве подобно электронным орбиталям: *а* — два шарика (линейное расположение); *б* — три шарика (плоский треугольник); *в* — четыре шарика (тетраэдр)

Как известно, *s*-орбиталь имеет шарообразную форму, а *p*-орбиталь — гантелеобразную. Гибридизацию этих электронных орбиталей и их расположение в пространстве можно изобразить как:

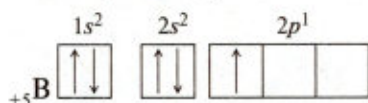


Две образовавшиеся *sp*-гибридные орбитали атома бериллия ориентируются под углом 180° по отношению друг к другу. В таком положении они перекрываются с *p*-орбиталями атома фтора. В результате образуется молекула линейной формы BeF_2 :

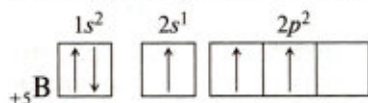


Такое же строение имеют молекулы ацетилена C_2H_2 , оксида углерода(IV) CO_2 , циановодорода HCN и др.

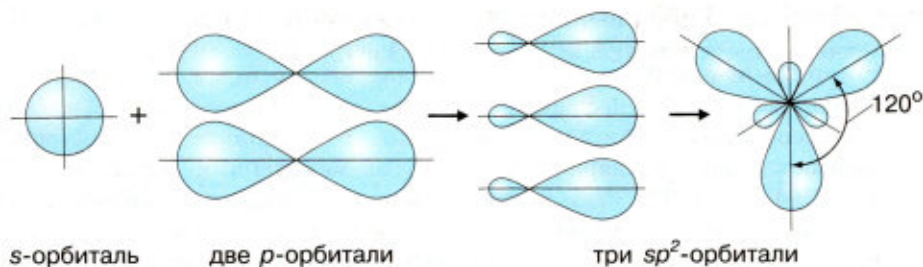
Примером молекулы, строение которой объясняется sp^2 -гибридизацией, является молекула хлорида бора BCl_3 . Расположение электронов по орбиталям в атоме бор следующее:



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



При sp^2 -гибридизации образуются три гибридных орбитали, которые лежат в одной плоскости и ориентированы по отношению друг к другу под углом 120° :



Эти три гибридные орбитали перекрываются с p -электронными орбиталями атома хлора, и образуется плоская молекула треугольной формы — BCl_3 (рис. 13).

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

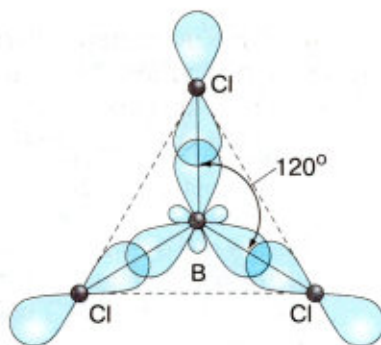


Рис. 13. Плоская молекула трихлорида бора BCl_3

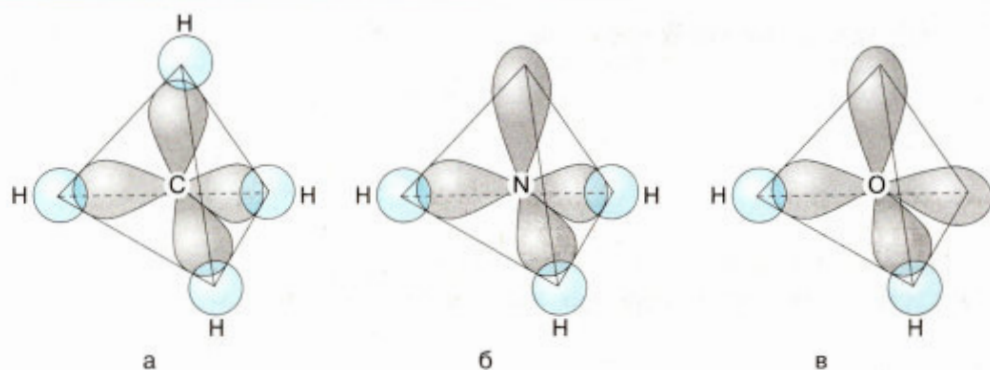


Рис. 14. Образование молекул метана (а), аммиака (б) и воды (в) в результате перекрывания s -орбиталей атомов водорода с sp^3 -гибридными орбиталями центрального атома

Угол между связями в молекуле воды равен $104,5^\circ$. В молекуле NH_3 (рис. 14) этот угол ещё 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. 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, учёные 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 (см. рис. 14). Как видно из рисунка, у атома углерода все четыре sp^3 -гибридные орбитали заполнены связывающими электронными парами, у атома азота — только три (четвёртая sp^3 -гибридная орбиталь заполнена неподелённой электронной парой). У атома же кислорода связывающими электронными парами заняты только две sp^3 -гибридные орбитали, а две другие заполнены неподелёнными электронными парами. Следовательно, отклонение от тетраэдрического угла ($109^\circ 28'$) обусловлено действием неподелённых электронных пар. 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 больше и составляет $104,5^\circ$. (Трактовка понятия гибридизации в случае молекулы воды условна.)

Гибридизация атомных орбиталей



Подумайте, ответьте, выполните...

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

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

3. Охарактеризуйте строение молекулы воды. Укажите вид связей, их количество, полярность. Как осуществляется перекрывание электронных орбиталей при образовании связей? Какую геометрическую форму имеет молекула?

4. Составьте структурную формулу четырёххлористого углерода. Определите вид химической связи в этом соединении, тип гибридизации орбиталей атома углерода и форму молекулы.

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

Тестовые задания

1. sp^3 -Гибридизацией можно объяснить геометрическую форму молекулы

- 1) NH_3 2) Br_2 3) C_2H_6 4) HBr

2. sp^2 -Гибридизацией можно объяснить геометрическую форму молекулы

- 1) C_2H_4 2) BBr_3 3) CH_4 4) H_2O

3. sp -Гибридизацией можно объяснить геометрическую форму молекулы

- 1) BCl_3 2) BeF_2 3) C_2H_2 4) C_2H_6

Личный результат

Я могу объяснить пространственное строение молекул органических и неорганических соединений с помощью представлений о гибридизации орбиталей.

- Что такое кристаллическая решётка?
- Какие виды кристаллических решёток вам известны?
- Какие существуют виды химической связи?

Твёрдые вещества, как правило, имеют кристаллическое строение, для которого характерно правильное, строго периодическое расположение частиц в пространстве. Если обозначить центры частиц точками и соединить эти точки пересекающимися прямыми линиями, то образуется как бы пространственный каркас — *кристаллическая решётка*. В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах решётки, различают *ионные, атомные, молекулярные и металлические решётки* (схема 2). При изображении кристаллической решётки обычно показывают только взаимное расположение частиц, но не их размеры. Частицы в узлах решётки касаются друг друга и колеблются около своего положения равновесия.

Металлические кристаллы. Рассмотрим кусочек металлического натрия. Это мягкий металл, легко режется ножом, его можно без труда расплавить (температура плавления $97,8^{\circ}\text{C}$). В кристалле натрия каждый атом окружён восемью другими такими же атомами. Таким образом, кристалл натрия состоит из огромного множества повторяющихся фрагментов, подобных изображённому на рисунке 15, а. Такой фрагмент кристалла называют *элементарной ячейкой*. Элементарная ячейка натрия представляет собой куб, в центре и в вершинах которого находятся атомы натрия, поэтому её называют кубической объёмно-центрированной. Существуют и другие виды элементарных ячеек.

На примере кристалла натрия можно более подробно охарактеризовать природу металлической связи. У атома натрия, как и у многих других металлов, имеются свободные валентные орбитали. На внешнем электронном уровне у атома натрия только один $3s$ -электрон, который может перемещаться на любую из свободных и близких по энергии соседних орбиталей. В кристалле натрия внешние орбитали соседних атомов перекрываются, в результате чего $3s$ -электроны свободно перемещаются по всему кристаллу. Если атом натрия потеряет свой единственный электрон, его электронная оболочка становится подобной устойчивой электронной оболочке атомов инертного газа неона.

Типы кристаллических решёток



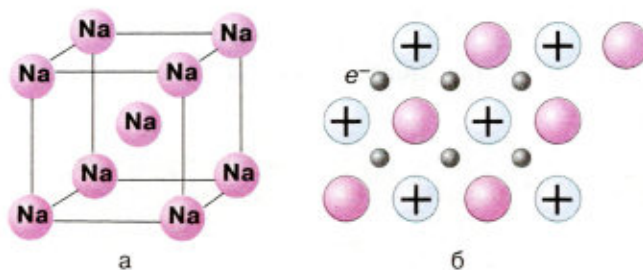


Рис. 15. Элементарная ячейка натрия (а); сдвиг слоёв в металлическом кристалле не приводит к его разрушению (б)

У *s*-элементов-металлов обобществлённых электронов мало, поэтому их кристаллы непрочные и легкоплавкие. С увеличением числа валентных электронов прочность металлов, как правило, возрастает.

Отдельные слои атомов в кристалле металла могут относительно легко скользить один по другому (рис. 15, б). Делокализованные электроны смягчают перемещение положительных ионов, экранируя их друг от друга. Этим объясняется пластичность и ковкость металлов.

Ионный кристалл — это упорядоченная упаковка ионов. Например, в кристалле хлорида натрия в узлах решётки находятся катионы натрия и анионы хлора. Каждый анион хлора притягивает не один катион натрия, а несколько. Фактически около каждого иона хлора располагается шесть ионов натрия, а около каждого иона натрия — шесть ионов хлора (рис. 16, а).

Ионные соединения твёрдые и тугоплавкие за счёт мощных сил электростатического притяжения между ионами, которые крайне неохотно меняют своё местоположение под влиянием внешнего усилия или повышения температуры. Сдвиг одного слоя ионов относительно другого приводит к сближению ионов одинакового заряда и вызывает сильное отталкивание между ними, в результате чего кристалл разрушается (рис. 16, б).

Кристаллический NaCl не проводит электрический ток, потому что в пространстве между ионами нет свободных электронов. Все электроны, отданные атомами натрия, прочно удерживают около себя ионы хлора. В этом одно из существенных отличий ионных кристаллов от металлических.

Молекулярные кристаллы образованы из молекул, которые удерживаются в кристаллической решётке благодаря силам межмолекулярного взаимодействия (рис. 17). При определённых условиях молекуляр-

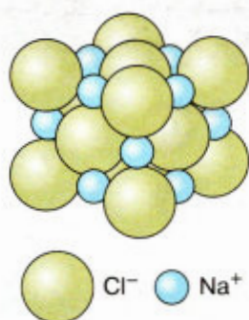


Рис. 16. Ионный кристалл хлорида натрия (слева); разрушение ионного кристалла при сдвигании слоёв ионов (справа)

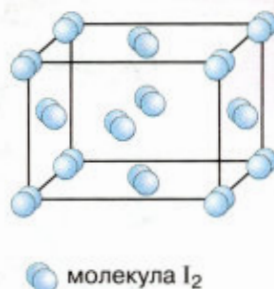
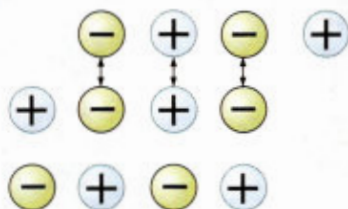


Рис. 17. Элементарная ячейка кристаллического иода

ные кристаллы образует большинство простых веществ — неметаллов (иод I_2 , сера S_8 и др.), а также бинарные соединения неметаллов, например вода (лёд), твёрдый углекислый газ («сухой лёд») и др., и практически все твёрдые органические вещества.

Силы межмолекулярного взаимодействия могут иметь различную природу. В кристаллах льда молекулы воды располагаются в строгом порядке относительно друг друга и удерживаются водородными связями. В кристаллическом диоксиде углерода молекулы CO_2 удерживаются благодаря слабому электростатическому взаимодействию (притяжению разноимённых частичных зарядов). В кристаллическом иоде действуют силы, возникающие при случайном мгновенном перераспределении электронной плотности в соседних молекулах.

Силы межмолекулярного взаимодействия слабее настоящих химических связей, поэтому молекулярные кристаллы непрочные. Эти же силы удерживают молекулы друг около друга и в жидкостях, поэтому молекулярные кристаллы относительно легко плавятся или возгоняются (переходят из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкое). Молекулярные кристаллы, как правило, не проводят электрический ток.

Атомные кристаллы состоят из отдельных атомов, объединённых прочными ковалентными связями в бесконечный трёхмерный каркас. Благодаря этому вещества с атомной кристаллической решёткой обладают высокой механической прочностью, не имеют запаха и нерастворимы в воде. Примеры атомных кристаллов — хорошо известные вам алмаз и оксид кремния(IV) SiO_2 (песок, кварц) (рис. 18).

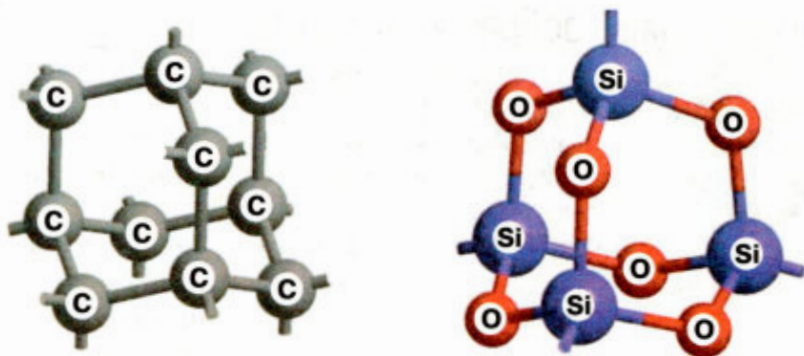


Рис. 18. Строение атомных кристаллов алмаза (слева) и оксида кремния

Кристаллы: атомные, молекулярные, ионные, металлические. Элементарная ячейка

Подумайте, ответьте, выполните...

1. Почему вещества с ионными и атомными кристаллическими решётками имеют высокие температуры плавления, а вещества с молекулярными кристаллическими решётками легкоплавки?
2. Какова природа химической связи между атомами в ионных, атомных, металлических и молекулярных кристаллах?
3. Какой тип кристаллической решётки характерен: а) для льда; б) для хлорида натрия; в) для иода; г) для железа; д) для алмаза?
4. На конкретных примерах сравните физические свойства веществ, существующих в виде металлических и ионных кристаллов.
5. 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 ?

Личный результат

Я могу объяснить зависимость свойств вещества от типа его кристаллической решётки.

Причины многообразия веществ

- Что называют аллотропией?
- Какие вещества называют изомерами? Приведите примеры.
- Каким цветом обозначают атомы водорода, кислорода и углерода в объёмных моделях молекул?

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

Полиморфизм. Одно и то же вещество может образовывать разные кристаллические структуры. Ещё в 1798 г. немецкий химик Мартин Генрих Клапрот установил, что два разных минерала — кальцит и арагонит — имеют одинаковый химический состав — CaCO_3 (рис. 19).

Определение

Способность твёрдых веществ существовать в двух или нескольких формах, имеющих различную структуру кристаллов и разные свойства при одном и том же химическом составе, называют ПОЛИМОРФИЗМОМ¹.

Полиморфизм объясняется тем, что одни и те же частицы вещества могут образовывать различные кристаллические решётки. Различные полиморфные формы называют *полиморфными модификациями*.

Рентгеноструктурный анализ кристаллических решёток металлов показал, что многие из них (Na, Cr, W, Mn, Fe, Sn и др.) способны образовывать несколько полиморфных модификаций. Все они различаются кристаллической структурой. Например, железо имеет две полиморфные модификации: α и γ (рис. 20).

Известная вам *аллотропия* (существование химического элемента в виде нескольких простых веществ) — частный случай полиморфизма. Вам известны по-



Рис. 19. Кальцит (а) и арагонит (б) — полиморфные модификации карбоната кальция CaCO_3

¹ От греч. «полиморфос» — многообразный.

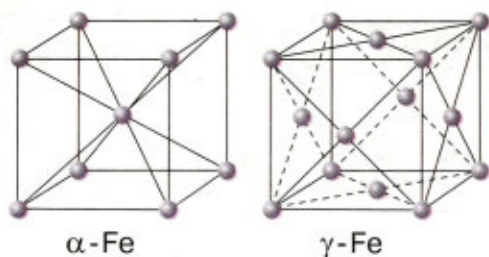


Рис. 20. Элементарные ячейки полиморфных модификаций железа

модификация может превращаться в другую. Так, мягкий графитоподобный нитрид бора BN при температуре 1500—1800 °С и давлении в несколько десятков атмосфер необратимо превращается в боразон, по твёрдости близкий к алмазу. А вот две полиморфные модификации серы — ромбическая и моноклинная — могут обратимо превращаться друг в друга при температуре около 95 °С.

Изомерия. Существуют соединения, имеющие одинаковый состав, но различающиеся последовательностью соединения атомов в молекуле и расположением их в пространстве, а потому и свойствами. Эти соединения называют *изомерами*, а явление носит название изомерии (рис. 21). Изомерия была открыта в 1823 г. немецким учёным Юстусом Либихом. Он показал, что серебряная соль гремучей кислоты $\text{Ag}[\text{O} - \text{N} = \text{C}]$ и изоцианат серебра $\text{Ag}[\text{N} = \text{C} = \text{O}]$ имеют один и тот же состав, но совершенно разные свойства. Термин «изомерия» предложил в 1830 г. Йенс Якоб Берцелиус.

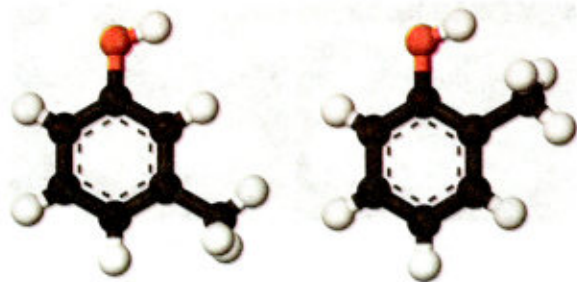


Рис. 21. Шаростержневые модели изомеров крезола (метилфенола), различающихся взаимным расположением заместителей (гидроксильной и метильной групп)

лиморфные (аллотропные) модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Известны аллотропные модификации селена — серый и чёрный селен (см. с. 176). Понятие аллотропии включает также существование некристаллических форм, например кислорода и озона.

При изменении температуры или давления одна полиморфная модификация может превращаться в другую. Так, мягкий графитоподобный нитрид бора BN при температуре 1500—1800 °С и давлении в несколько десятков атмосфер необратимо превращается в боразон, по твёрдости близкий к алмазу. А вот две полиморфные модификации серы — ромбическая и моноклинная — могут обратимо превращаться друг в друга при температуре около 95 °С.

Изомерия характерна в основном для органических соединений. При изучении органической химии вы подробно ознакомились с этим явлением.

Гомология также является причиной многообразия веществ. Это явление характерно для каждого класса органических соединений. *Гомологи* — это соединения, имеющие одинаковое строение, одинаковые химические свойства, но различающиеся по составу на целое число групп

CH_2 (рис. 22). Зная химические свойства одного вещества в гомологическом ряду, можно характеризовать весь класс органических соединений.

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

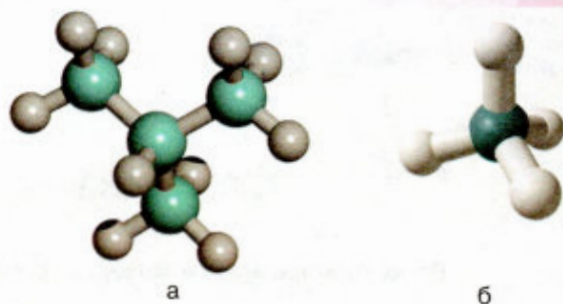


Рис. 22. Шаростержневые модели гомологов — бутана (а) и метана (б)

Полиморфизм. Полиморфные модификации. Аллотропия. Изомерия. Гомология. Химический синтез

2 *Подумайте, ответьте, выполните...*

1. Перечислите причины многообразия веществ.
2. Как вы докажете, что красный и белый фосфор представляют собой две аллотропные разновидности одного и того же элемента?
3. Составьте электронную схему «Виды изомерии органических соединений», иллюстрируя её конкретными примерами. Обсудите результат с соседом по парте.
4. Приведите формулы трёх гомологов углеводов, относящихся к гомологическому ряду с общей формулой C_nH_{2n} . Дайте им названия.
5. 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?

е Используя Интернет или дополнительную литературу, узнайте о полиморфизме железа и его значении в обработке этого металла.

Личный результат

Я могу объяснить причины многообразия веществ.

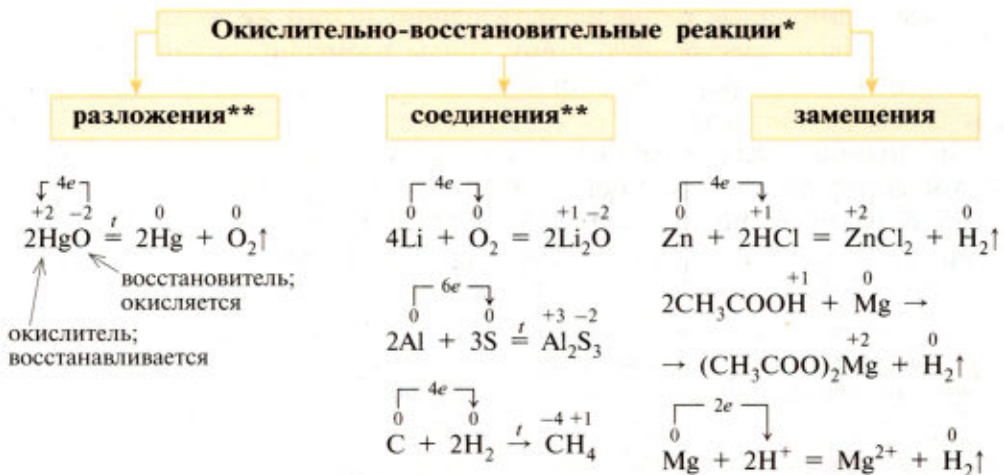
- По каким признакам можно классифицировать химические реакции?

Изученные вами химические реакции можно классифицировать по следующим признакам: изменению степеней 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) и др.

I. Классификация реакций по изменению степени окисления

Все химические реакции подразделяют на те, в которых изменяются степени окисления атомов, и на те, в которых степени окисления не изменяются (схема 3).

Схема 3



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

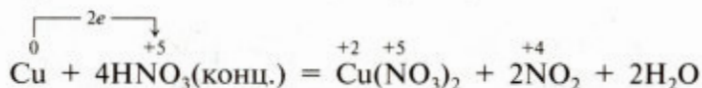
** Реакции соединения и разложения могут протекать и без изменения степеней окисления (см. схему 4).



Определение

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 часто 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 и обеспечивающие электронный баланс, например:



II. Классификация химических реакций 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. 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

Классификация химических реакций по числу и составу исходных и образующихся веществ



окисления, показать переход электронов и пояснить, что окисляется и что восстанавливается, что является окислителем и что восстановителем.

2. *Обратить внимание, не нужно ли приведённое 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 необходимо составить полное и сокращённое 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.

III. Классификация химических реакций по тепловому эффекту

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

Определение

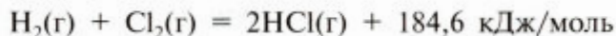
Количество теплоты, которое выделяется в окружающую среду или поглощается из неё в результате реакции, называют **ТЕПЛОВЫМ ЭФФЕКТОМ** данной химической реакции.

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

Определение

ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИМИ называют реакции, которые протекают с выделением теплоты.

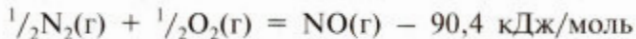
Пример:



Определение

ЭНДОТЕРМИЧЕСКИМИ называют реакции, которые протекают с поглощением теплоты.

Пример:



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

Тепловой эффект реакции зависит от следующих факторов:

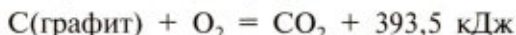
- 1) природы реагирующих веществ;
- 2) масс реагирующих веществ;
- 3) температуры, при которой находились реагенты и продукты;
- 4) аллотропной модификации реагентов или продуктов реакции;
- 5) агрегатного состояния веществ.

В 1840 г. работавший в России химик Генрих Иванович Гесс экспериментально установил следующее:

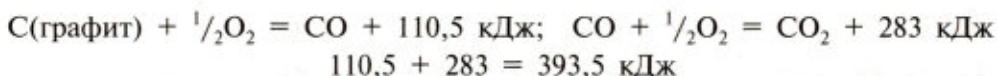
Тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояний реагирующих веществ, но не зависит от пути её протекания.

Это утверждение называют **законом Гесса**.

Например, при сгорании 1 моль графита выделяется 393,5 кДж теплоты:



Если же сначала окислить графит до CO, а только потом полученный CO окислить до CO₂, то суммарный тепловой эффект будет тем же самым:



Таким образом, количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при каком-либо процессе, всегда одно и то же, независимо от того, протекает ли данная химическая реакция в одну или в несколько стадий (при условии, что температура, давление и агрегатные состояния веществ одинаковы) (рис. 23). Закон Гесса — частный случай закона сохранения энергии при химических превращениях.

На практике используют понятия «теплота образования» и «теплота сгорания».

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

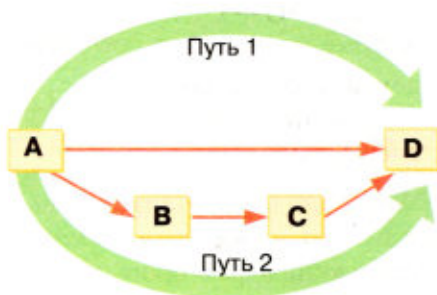


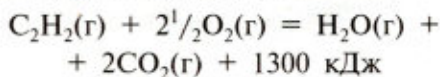
Рис. 23. При протекании реакции по пути 1 и по пути 2 тепловой эффект реакции один и тот же

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, которая выделяется при сгорании некоторой массы (или объёма) вещества.

Например, теплота сгорания ацетилена равна 1300 кДж:



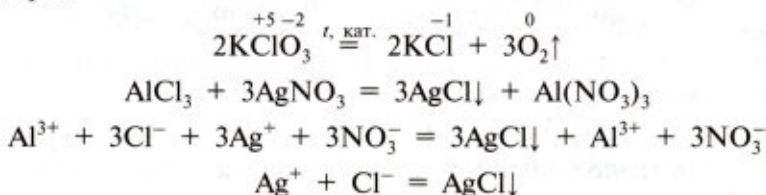
Теплоты образования и сгорания — это важные физические величины, и их численные значения можно найти в соответствующих справочниках.

IV. Классификация химических реакций по признаку обратимости

Определение

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

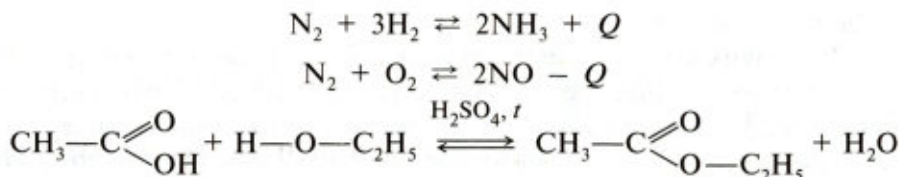
Примеры:



Определение

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

Примеры:



Обратимость химических реакций создаёт много проблем в химической технологии, так как для увеличения выхода продукта реакции необходимо создавать специальные условия. Для этого надо знать правила смещения химического равновесия.

См. § 15

Окислительно-восстановительные реакции. Реакции разложения, соединения, замещения, обмена. Экзотермические и эндотермические реакции. Обратимые и необратимые реакции. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Теплота образования. Теплота сгорания



Подумайте, ответьте, выполните...

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 относят приведённые ниже химические реакции, и объясните их сущность: а) взаимодействие раствора хлорида железа(III) с гидроксидом натрия; б) разложение хлората калия $KClO_3$ 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 схеме окислительно-восстановительной реакции



Укажите окислитель и восстановитель.

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

6. От каких факторов зависит тепловой эффект реакции?

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

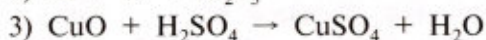
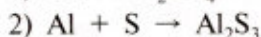
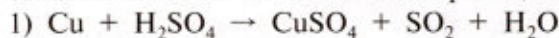
8. При каких условиях ионные реакции протекают до конца? Приведите в каждом случае по два примера и составьте уравнения этих реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

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

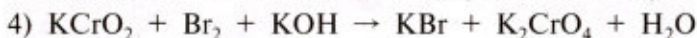
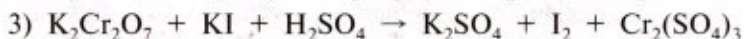
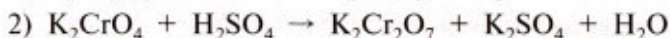
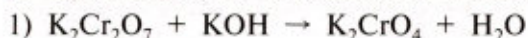
10. При восстановлении железа из 100 г оксида железа(III) алюминием выделилось 476,0 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции.

Тестовые задания

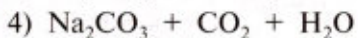
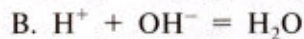
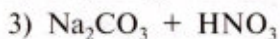
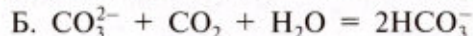
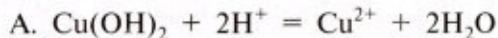
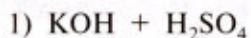
1. Среди приведённых химических реакций к окислительно-восстановительным **не относится** реакция



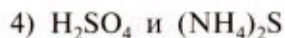
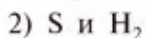
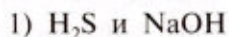
2. Хром является окислителем в реакции, схема которой



3. Установите соответствие между реагентами и сокращённым ионно-молекулярным уравнением реакции.



4. Сокращённое ионное уравнение $2H^+ + S^{2-} = H_2S$ соответствует взаимодействию



Прочитайте раздел «Лица и факты, которые не забываются» в книге М. Колтуна «Мир химии» (М.: Просвещение, 2009).

Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, ознакомьтесь с алгоритмом решения задач по термохимическим уравнениям и решите задачи 4.8—4.10 (с. 24).



Используя Интернет и дополнительные источники информации, приведите примеры зависимости теплового эффекта реакции от различных факторов.

Личный результат

Я знаю признаки, по которым классифицируют химические реакции.

Я могу объяснить сущность химической реакции.

Я умею составлять уравнения химических реакций, относящихся к определённому типу.

- Что означают слова «гомогенный» и «гетерогенный»?
- В каких единицах измеряют концентрацию жидких и газообразных веществ?

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

При рассмотрении скорости химических реакций необходимо различать реакции, протекающие в гомогенной и гетерогенной системах. 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 твёрдых веществ. Оно происходит в неоднородной, т. е. *гетерогенной*, среде (имеющей внутренние границы раздела).

В гомогенных реакциях частицы веществ реагируют одинаково во всём объёме 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 площадь его поверхности возрастает и скорость горения увеличивается.



Определение

Под СКОРОСТЬЮ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объёме системы.

При этом безразлично, о каком из участвующих в реакции веществе идёт речь: все вещества связаны уравнением реакции, и по изменению концентрации одного из них можно судить об изменениях концентраций всех остальных. Концентрацию выражают в молях на литр (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:

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

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 $v = \pm \Delta C/\Delta t$, так как скорость реакции может быть только положительной величиной.



Определение

СКОРОСТЬ ГОМОГЕННОЙ РЕАКЦИИ определяется изменением концентрации одного из вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции веществ в единицу времени.

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

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



Определение

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 расчёты очень специфичны и сложны.

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



Определение

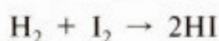
ЭНЕРГИЯ АКТИВАЦИИ E_a — это средняя избыточная энергия, которой должны обладать реагирующие частицы (атомы, молекулы), чтобы преодолеть потенциальный барьер, разделяющий в химической реакции реагенты и продукты.

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 обычно образуется промежуточная группировка атомов — *активированный комплекс* (рис. 24). Эта группировка очень активна, выделить её 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 $[\text{H}_2-\text{I}_2]$. Далее эта частица может или вернуться к исходному состоянию (реакция не происходит), или превратиться в две молекулы иодоводорода (см. рис. 24). 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.

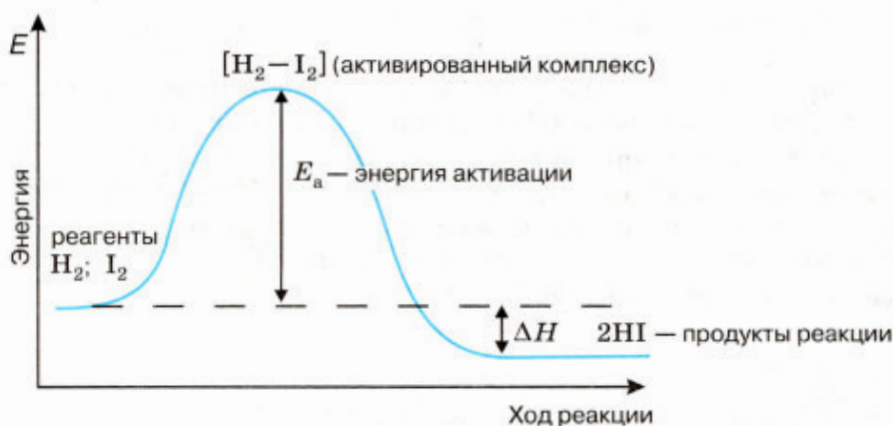


Рис. 24. Изменение энергии системы в ходе взаимодействия водорода и иода

Влияние концентрации реагентов 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.**

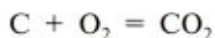
В общем виде для реакции $A + B = C + D$ этот закон можно выразить уравнением

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

где C_A и C_B — концентрации 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.

Приведённое выше выражение скорости реакции называют *кинетическим уравнением реакции*.

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



выглядит так:

$$v = k \cdot [O_2]$$

Закон действующих масс используют для расчёта равновесных концентраций продуктов реакции; он позволяет также предсказать направление, в котором смещается химическое равновесие при изменении условий протекания реакции. Для необратимых реакций этот закон позволяет рассчитать скорость реакции при любых концентрациях реагентов, если известна константа скорости реакции.

Название основного закона химической кинетики связано с работами норвежских учёных К. Гульдберга и П. Вааге, опубликованными в 1864 и 1867 гг. Этими исследователями было экспериментально показано, что скорость реакции пропорциональна произведению «масс реагентов в реакции», т. е. «действующих масс», откуда и возникло название.

Скорость химической реакции. Активированный комплекс. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение реакции



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Что такое скорость химической реакции и как её определяют?
2. Приведите примеры реакций, увеличение или уменьшение скорости которых имеет положительное или отрицательное значение на производстве или в быту. Дайте пояснения.
3. Вычислите среднюю скорость реакции $A + B \rightarrow 2C$, 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?

Тестовые задания

1. Гомогенная реакция — это реакция между
 - 1) оксидом меди(II) и соляной кислотой
 - 2) магнием и кислородом
 - 3) железом и сульфатом меди(II)
 - 4) азотом и кислородом
2. Гетерогенной является реакция между
 - 1) серой и кислородом
 - 2) азотом и водородом
 - 3) оксидом серы(IV) и кислородом
 - 4) этанолом и уксусной кислотой



Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 6.11—6.13, в которых один из реагентов взят в избытке.

Личный результат

Я могу объяснить влияние концентраций реагентов на скорость гомогенных и гетерогенных реакций.

- От каких факторов зависит скорость химической реакции?
- Как называют биологические катализаторы?
- При каких условиях осуществляют промышленный синтез аммиака?

В этом параграфе мы рассмотрим более подробно явление катализа и обобщим сведения о влиянии различных факторов на протекание обратимых реакций.

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 времён необычным химическим явлениям Й.Я. Берцелиус в 1835 г. дал общее название — катализ (от греч. «каталио» — разрушать).

Катализаторы и катализ. В ускорении химических реакций исключительно большая роль принадлежит катализаторам. Каталитическими являются многие реакции, используемые в промышленности, например при производстве аммиака, серной и азотной кислот, 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*.



Определение

Вещества, которые ускоряют химические реакции, активно участвуют в них, но не входят в состав продуктов реакции, называют КАТАЛИЗАТОРАМИ. Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют ИНГИБИТОРАМИ.

Может возникнуть вопрос: *как объяснить сущность явления катализа?*

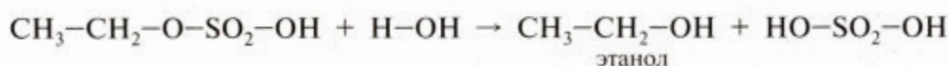
Независимо от того, в какой среде (гомогенной или гетерогенной) протекает химическая реакция, сущность действия катализаторов одна и та же: катализаторы активно участвуют в данной химической реакции с образованием различных промежуточных соединений. При этом энергия активации понижается.

В качестве примера рассмотрим известную вам реакцию этилена с водой, т. е. получение этанола из этилена.

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



Этилсульфат реагирует с водой:



Таким образом, катализатор образует с реагентом промежуточное соединение, которое и реагирует с водой. Это пример *гомогенного катализа*, так как катализатор и реагенты находятся в одном и том же агрегатном состоянии.

Многие каталитические реакции протекают в гетерогенной среде. Характерный пример *гетерогенного катализа* — промышленный синтез аммиака из газообразных азота и водорода, где в качестве катализатора применяют пористое железо, содержащее некоторые примеси. (Напоминаем, что процесс синтеза аммиака осуществляют при повышенных температуре и давлении.) 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:

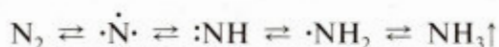
1) адсорбированные молекулы реагирующих веществ более тесно соприкасаются;

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.

За расшифровку механизма синтеза аммиака немецкий учёный Герхардт Эртль в 2007 г. был удостоен Нобелевской премии. Эртль показал, что синтез проходит с участием отдельных атомов N, а не молекул N₂: вначале молекулы азота адсорбируются на поверхности железа, а затем частично распадаются на атомы (рис. 25). Эта самая

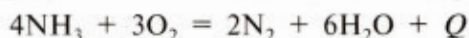
важная стадия реакции протекает крайне медленно. Добавка к железу определённых примесей облегчает распад молекул азота на атомы, делая процесс энергетически более выгодным.

Точно так же на поверхности железа распадаются на атомы молекулы водорода, но этот процесс протекает гораздо легче. Присоединение атомов водорода к атому азота происходит ступенчато, т. е. вначале присоединяется один атом, затем второй, потом третий:



Образующаяся молекула аммиака плохо удерживается на поверхности железа, что и позволяет ей легко отделяться от катализатора.

За счёт снижения энергии активации катализатор может не только ускорять реакцию, но и *направлять протекание реакции по определённому пути*. Например, без катализатора аммиак окисляется кислородом (горит) с образованием азота и водяного пара:



А в присутствии платины аммиак окисляется до оксида азота(II) NO и паров воды:



Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Чтобы изучить, как влияют различные факторы на скорость химических реакций, проведём несколько опытов.

Лабораторные опыты. Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций

Опыт 1. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В одну налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1 : 2), в другую — 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).

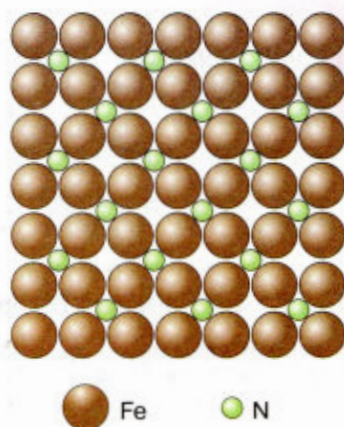


Рис. 25. Структура слоя атомарного азота на поверхности грани железа

Опыт 3. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В одну налейте 2 мл разбавленной серной кислоты (1 : 5), а в другую — 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 другую оставьте для сравнения (контроля).

- На основании проведённых опытов сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций, и напишите уравнения соответствующих реакций в полном и сокращённом ионном виде.

Сведения об основных факторах, влияющих на скорость химических реакций, обобщены в таблице 1.

Таблица 1

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 растворённом 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 объёма, т. е. от концентрации

Фактор	Примеры	Теоретическое обоснование
3. <i>Поверхность реагирующих веществ</i> (для веществ в твёрдом состоянии скорость химических реакций прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ)	Вещества железо и сера в твёрдом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании	При измельчении вещества увеличивается площадь соприкосновения реагирующих веществ
4. <i>Температура</i> . При повышении температуры скорость большинства химических реакций увеличивается*	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)	При столкновении реагируют только те молекулы, которые обладают достаточной кинетической энергией. При повышении температуры доля активных молекул возрастает
5. Наличие <i>катализаторов</i> (веществ, ускоряющих химические реакции) или <i>ингибиторов</i> (веществ, замедляющих химические реакции)	Разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется оксидом марганца(IV). В присутствии ингибиторов соляная кислота становится инертной по отношению к металлам	Под действием катализаторов вещества становятся реакционно-способными при более низкой температуре. Например, бертолетова соль становится реакционно-способной только при 400 °С, а в присутствии MnO_2 — при 200 °С

* При повышении температуры на каждые 10 °С скорость некоторых химических реакций возрастает в среднем в два—четыре раза. Это правило справедливо для небольшого температурного интервала.

Катализатор. Ингибитор. Гомогенный и гетерогенный катализ. Каталитические реакции

 **Подумайте, ответьте, выполните...**

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

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

3. В таблице 1 указаны факторы, влияющие на скорость химических реакций, и даны примеры. Приведите для каждого фактора ещё один-два примера и составьте уравнения соответствующих реакций.

4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 50 до 100 °С, если при повышении температуры на 10 °С скорость реакции увеличивается в три раза?


Тестовые задания


1. Скорость химической реакции, в которой участвует твёрдое вещество, увеличивается в результате

- 1) изменения концентраций реагирующих веществ
- 2) понижения температуры
- 3) изменения давления
- 4) увеличения площади соприкосновения реагирующих веществ

2. С наименьшей скоростью реакция будет протекать

- 1) между CuO и 5 %-ным раствором H_2SO_4
- 2) между CuO и 10 %-ным раствором H_2SO_4
- 3) между CuO и 25 %-ным раствором H_2SO_4

 Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 6.23, 6.30 и 6.31 (с. 43).

 Используя Интернет, ознакомьтесь с биографией Герхардта Эртля.

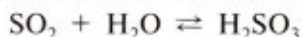
Личный результат

Я могу объяснить влияние различных факторов на скорость химической реакции, а также значение применения катализаторов и ингибиторов на практике.

Химическое равновесие и условия его смещения

• Какие химические реакции называют обратимыми?

Известны такие химические реакции, которые при данных условиях до конца не идут. Так, например, при растворении в воде оксида серы(IV) может образоваться только определённое 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 идёт 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. Концентрации реагирующих веществ с течением времени уменьшаются, а концентрации продуктов реакции увеличиваются. Поэтому скорость прямой реакции (v_1) уменьшается, а скорость обратной реакции (v_2) увеличивается. В определённый момент времени скорости прямой и обратной реакций становятся равными: $v_1 = v_2$.



Определение

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 остаётся постоянным: *сколько молекул продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается*. 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 про-

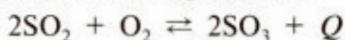
дукта увеличивается. Если при изменении условий (концентрации веществ, температуры, давления) в состоянии химического равновесия выход продукта увеличивается, то считают, что *равновесие сместилось вправо*, если уменьшается — то *влево*.

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.

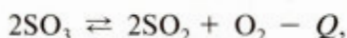
См. § 43

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



Экспериментально установлено, что эту реакцию эффективнее осуществлять при температуре 400 °С, повышенном давлении и с использованием катализатора.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции:



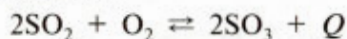
поэтому масса оксида серы(VI) в газовой смеси уменьшается (табл. 2).

Таблица 2

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

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

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



(Как видно из уравнения, из трёх объёмов газовой смеси образуются два объёма SO₃, 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 и реакция может протекать при более низкой температуре. Окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) выгодно проводить при 400 °С с участием катализатора — оксида ванадия(V), так как скорость реакции без него при этой температуре недостаточна.

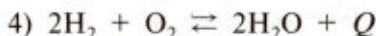
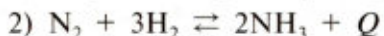
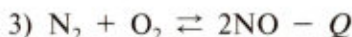
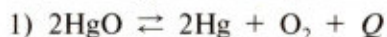
Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье



Подумайте, ответьте, выполните...

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

2. Даны уравнения реакций:



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



Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 6.49 и 6.50 (с. 45).

Личный результат

Я могу объяснить влияние изменения концентрации одного из реагирующих веществ, температуры и давления на смещение химического равновесия.

§ 16

Дисперсные системы

- Что называют раствором?
- Что такое броуновское движение?

При изучении неорганической химии вы получили первые представления о растворах и процессе растворения веществ в воде. Вы также узнали, 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 измельчаются — дробятся. Поэтому 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 (твёрдые, 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 твёрдые вещества. Туман — это дисперсная система, где среда — воздух, а диспергированные частицы — мелкие капли жидкости (рис. 26).



Рис. 26. Облако — это дисперсная система

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* (*суспензии* и *эмульсии*) (табл. 3). Следовательно, истинные растворы тоже относят к дисперсным системам, но в них диспергированные частицы исключительно малы.

Дисперсные системы

Примеры	Внешний вид дисперсных систем и видимость частиц	Способность осаждаться (расслаиваться)	Способность частиц задерживаться фильтрами
Грубодисперсные системы:			
<i>а) суспензии (больше 100 нм*)</i>			
Смесь глины с водой	Мутные. Частицы видны невооружённым глазом	Осаждаются легко, иногда в течение нескольких минут	Задерживаются обычными фильтрами, например фильтровальной бумагой
<i>б) эмульсии (больше 100 нм)</i>			
Смесь растительного масла или бензина с водой	Мутные. Отдельные капельки видны невооружённым глазом	—//—	—//—
Тонкодисперсные системы:			
<i>а) коллоидные растворы (1—100 нм)</i>			
Раствор яичного белка в воде	Прозрачные. Отдельные частицы обнаруживаются только при помощи ультрамикроскопа	Осаждаются с трудом	Задерживаются фильтрами с очень маленькими порами (пергаментная бумага)
<i>б) истинные растворы (меньше 1 нм)</i>			
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.

Растворы. Растворы называют однородными системами, так как их неоднородность нельзя обнаружить даже с помощью ультрамикроскопа. В истинных растворах диспергированными частицами являются отдельные молекулы, ионы или их гидраты. Размеры этих частиц порядка 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.

Коллоидные растворы. Коллоидные растворы называют *золями*. 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 при растворении этих веществ, например белков, тоже образуются 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 нём кажется яркой точкой на тёмном фоне.

Коллоидные растворы образуются 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 различие: при прохождении луча через коллоидный раствор появляется светящийся конус, так как коллоидные частицы крупнее частиц в истинных раство-

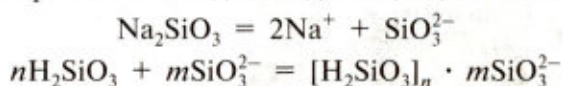


Рис. 27. Эффект Тиндаля (рассеивание света при прохождении его через туман)

рах и поэтому способны рассеивать проходящий свет. Такое рассеивание света при прохождении светового пучка через оптически неоднородную среду называют эффектом Тиндаля (рис. 27).

В отличие от суспензий и эмульсий коллоидные растворы не отстаиваются в течение длительного времени, так как их частицы сравнительно малы и находятся в постоянном движении в результате колебаний молекул растворителя.

Почему при взаимных столкновениях коллоидные частицы не слипаются? Это объясняется тем, что вещества в коллоидном, т. е. в мелкоизмельченном, 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 одноимёнными 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 её заряд нейтрализуется.



Определение

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 растворы, 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.



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

Некоторые коллоидные растворы при коагуляции образуют студнеобразную массу, которую называют *гелем* (студнем). Например, 3 %-ный раствор желатина в тёплой 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 средой является жидкость, существуют *аэрозоли*, в которых средой служит газ. Примеры аэрозолей — туман и дым.

Дисперсные системы. Растворы. Грубодисперсные системы (суспензии и эмульсии). Коллоидные растворы (золи). Аэрозоли

☞ Подумайте, ответьте, выполните...

1. Приведите примеры дисперсных систем и укажите их сходные и отличительные свойства.
2. Охарактеризуйте коллоидные растворы. Чем они отличаются от истинных растворов?
3. Каково значение коллоидных растворов?

Тестовые задания

1. К дисперсным системам **не относят**
1) истинные растворы 3) суспензии
2) коллоидные растворы 4) сложные вещества
2. К аэрозолям относят
1) истинные растворы 2) гели 3) туман 4) дым

е С помощью Интернета подробнее ознакомьтесь с коллоидными растворами и их применением и подготовьте сообщение на эту тему.

Личный результат

Я могу разъяснить понятие «дисперсная система».

Я умею характеризовать свойства различных видов дисперсных систем, указывать причины коагуляции коллоидов и значение этого явления.

Способы выражения концентрации растворов

• Какой способ выражения концентрации растворов вам известен?

Вы уже знаете, как готовить раствор с заданной массовой долей растворённого вещества. В лабораторных исследованиях удобнее пользоваться растворами с определённой молярностью. Рассмотрим, как приготовить раствор определённой молярной концентрации.



Определение

МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ (МОЛЯРНОСТЬЮ) раствора называют отношение количества растворённого вещества к объёму раствора:

$$c_M(X) = \frac{n}{V(\text{раствора})}$$

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

В практике часто используют растворы следующей молярной концентрации:

1 М — одномолярный раствор ($c_M(X) = 1,0$ моль/л);

0,1 М — децимолярный раствор ($c_M(X) = 0,1$ моль/л);

0,01 М — сантимольный раствор ($c_M(X) = 0,01$ моль/л).

Например, выражение «0,2 М раствор 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 0,5 М раствора NaOH.

Для решения задачи надо рассчитать массу гидроксида натрия, необходимого для приготовления раствора.

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 250 \text{ мл}$$

$$c_M(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Решение:

$$1) \quad 1000 \text{ мл р-ра} — 0,5 \text{ моль NaOH}$$

$$250 \text{ мл р-ра} — x \text{ моль NaOH}$$

$$x = 250 \cdot 0,5 / 1000 = 0,125 \text{ моль NaOH,}$$

или

$$n(\text{NaOH}) = 0,25 \cdot 0,5 \text{ моль/л} = 0,125 \text{ моль}$$

$$2) \quad m(\text{NaOH}) = M \cdot n = 40 \cdot 0,125 = 5 \text{ (г)}$$

В мерную колбу на 250 мл перенесём рассчитанную массу едкого натра, растворим в небольшом объёме дистиллированной воды и дольём воду до метки.

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

$$c_M = \frac{w(X) \cdot \rho \text{ (раствора)}}{M(X)}$$

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:

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

$$\begin{aligned} c_{M_2}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) &= ? \\ w_2(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) &= ? \end{aligned}$$

Решение:

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

$$\begin{aligned} m_1(\text{р-ра}) &= V_1(\text{р-ра}) \cdot \rho_1(\text{р-ра}) = \\ &= 400 \cdot 1,2 = 480 \text{ (г)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) &= \\ &= m_1(\text{р-ра}) \cdot w_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 480 \cdot 0,25 = 120 \text{ (г)} \end{aligned}$$

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

$$m_2(\text{р-ра}) = 480 \text{ г} + 250 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 730 \text{ г}$$

$$w_2 = \frac{m_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{m_2(\text{р-ра})} \cdot 100 \% = \frac{120}{730} \cdot 100 \% = \mathbf{16,4 \%}$$

3) Рассчитаем объём полученного раствора и его молярную концентрацию:

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

$$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{120}{150} = 0,8 \text{ (моль)}$$

$$c_{M_2}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{V(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,8}{0,65} \approx 0,74 \text{ (моль/л)} \approx \mathbf{0,74 \text{ М}}$$

Молярная концентрация



Подумайте, ответьте, выполните...

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. Чему равна массовая доля сульфата меди(II) в оставшемся растворе?
2. Вычислите массовую долю (в процентах) натрия в соли, полученной при взаимодействии 3 моль NaOH с 1 моль H_3PO_4 .
3. Какая соль образуется и чему равна её масса, если через 100 мл 32 %-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,32 г/мл) пропустили 5,6 л оксида углерода(IV) (н. у.)?
4. К 500 мл 0,5 М раствора гидроксида калия прилили раствор хлорида меди(II). Вычислите массу и количество (в молях) образовавшегося осадка.

Тестовые задания

1. Масса осадка, образовавшегося при взаимодействии 170 г 10 %-ного раствора нитрата серебра со 120 г соляной кислоты (массовая доля HCl равна 20 %), равна
1) 15 г 2) 14,35 г 3) 143,5 г 4) 150 г
2. Масса сульфата меди(II), содержащегося в 500 мл 0,2 М раствора CuSO_4 , составляет
1) 1,6 г 2) 16 г 3) 32 г 4) 0,32 г
3. Для нейтрализации 4 г гидроксида натрия потребуется 0,1 М раствор серной кислоты объёмом
1) 250 мл 2) 500 мл 3) 50 мл 4) 0,25 мл



Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 3.26, 3.41, 6.37, 6.38.

Личный результат

Я умею решать задачи на приготовление раствора определённой молярной концентрации.

§ 18

Практическая работа 1

Приготовление растворов с заданной молярной концентрацией

- При подготовке к практической работе повторите § 17.

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

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

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

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

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

3. Растворите соль в небольшом количестве дистиллированной воды, затем долейте воду до метки. Чтобы не перелить воду, последние капли добавляйте с помощью пипетки.

4. Закройте мерную колбу пробкой и несколько раз переверните вверх дном, придерживая пробку пальцем. (Каждый раз, когда раствор в колбе будет принимать нормальное положение, открывайте пробку.)

5. **Отчёт о работе** составьте в произвольной форме.

Личный результат

Я могу готовить раствор заданной молярной концентрации.

Я умею пользоваться лабораторным оборудованием.

Электролитическая диссоциация.

Водородный показатель

- Какие вещества называют электролитами?
- За счёт чего водные растворы электролитов проводят электрический ток?

Водные растворы электролитов проводят электрический ток. К электролитам относят кислоты, основания и соли. Эти вещества содержат ионные и/или ковалентные полярные связи.

В твёрдом кристаллическом состоянии ионные соединения не проводят электрический ток, так как ионы в этом случае не свободны, а жёстко фиксированы в узлах кристаллической решётки. При погружении ионного кристалла в воду его окружают дипольные молекулы воды. В результате связь между ионами ослабевает, ионы переходят в раствор (образуются гидратированные ионы) и кристаллическая решётка разрушается. Разрушение кристаллической решётки происходит и при расплавлении электролита. Процесс распада кристалла или молекул электролита на ионы получил название *электролитической диссоциации*.

При растворении в воде полярных соединений ковалентная полярная связь под действием диполей воды переходит в ионную, и в растворе появляются гидратированные ионы.



Важная информация

Носителями зарядов в растворах (или расплавах) электролитов служат ионы.

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 учёный Сванте Аррениус предложил теорию электролитической диссоциации. Однако Аррениус не учитывал всей сложности явлений, протекающих в растворах. Он рассматривал ионы как свободные частицы, независимые от молекул растворителя.

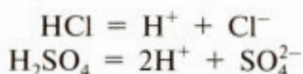
Дальнейшее развитие представлений о растворах электролитов было осуществлено русским химиком И. А. Каблуковым. Он показал, что электролитическую диссоциацию нельзя объяснить без химической теории растворов Д. И. Менделеева. Как известно, Менделеев экспери-

ментально обосновал образование химических соединений при взаимодействии растворённого вещества с растворителем.

Среди электролитов очень важное место принадлежит кислотам и основаниям.

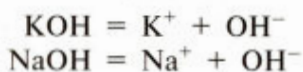
✔ **Определение**

Согласно Аррениусу, **КИСЛОТЫ** — это электролиты, диссоциирующие в водной среде с образованием ионов водорода:



✔ **Определение**

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



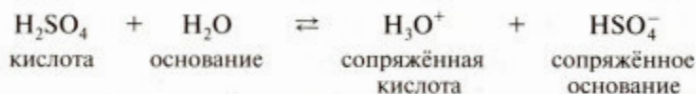
Кислотно-основное взаимодействие. Теория электролитической диссоциации не могла описать поведение веществ в неводных растворах. Наиболее распространённой теорией, объясняющей поведение веществ в неводных растворах, стала *протолитическая теория* кислот и оснований, предложенная датским физикохимиком Йоханнесом Брэнстедом и английским химиком Томасом 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 сопряжённые пары и связаны между собой уравнением

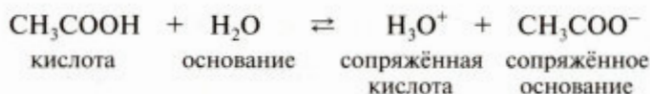


Протон не существует в свободном виде, в воде он образует ион гидроксония H_3O^+ :



С переходом протона взаимодействующие соединения меняются ролями — серная кислота превращается в сопряжённое основание HSO_4^- , а вода (основание) — в сопряжённую кислоту H_3O^+ . Таким образом, кислотно-основное взаимодействие рассматривается как процесс передачи протона.

Уксусная кислота CH_3COOH в водном растворе проявляет свойства слабой кислоты:



При смешивании серной и уксусной кислот последняя играет роль основания:



Приведённые примеры показывают, что деление веществ на кислоты и основания относительно.

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



Определение

СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ α — это отношение числа молекул, распавшихся в растворе на ионы, к общему числу исходных молекул, введённых 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°C и концентрации электролита $0,1$ моль/л в зависимости от степени диссоциации различают:

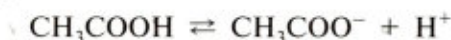
- сильные электролиты: $\alpha > 30\%$ (соли, щёлочи, сильные кислоты);
- электролиты средней силы: $3\% < \alpha < 30\%$ (H_3PO_4 , H_2SO_3);
- слабые электролиты: $\alpha < 3\%$ (HF , HClO , H_3BO_3 , H_2S , органические кислоты, основания).

Степень диссоциации зависит:

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

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

В растворах слабых электролитов устанавливается химическое равновесие, например:



Константу диссоциации K_d рассчитывают следующим образом:

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

где $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ — концентрация недиссоциированного соединения в растворе; $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ — концентрация анионов в растворе; $[\text{H}^+]$ — концентрация катионов в растворе.

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 только две распадаются на ионы:



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

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

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называют *ионным произведением воды* (K_B). При температуре 22 °С K_B — величина постоянная, численно равная 10^{-14} :

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

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 щёлочи, то $[\text{OH}^-]$ станет больше 10^{-7} моль/л, а $[\text{H}^+]$ уменьшится, раствор станет щелочным.

Кислотность и щёлочность 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 — рН (пэ-аш).

Определение

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ рН — 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 рН раствора, можно рассчитать молярную концентрацию ионов H^+ в растворе:

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

Примерную оценку кислотности водных растворов электролитов можно провести с помощью индикаторов (лакмуса, фенолфталеина и др.).

Лабораторный опыт. Определение реакции среды универсальным индикатором

Вам выданы пробирки с растворами следующих веществ: HCl , CH_3COOH , NaCl , Na_2CO_3 , NaOH . Исследуйте среду каждого раствора: 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. Запишите в тетрадь значение рН.

- Какие из растворов являются нейтральными, кислыми, щелочными?
- Сверьте полученные данные со справочными (см. табл. 4).

Для более точного определения рН служат электронные приборы, которые называют *иономерами* или *рН-метрами* (рис. 28).

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



Рис. 28. рН-метр

Таблица 4

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

Класс веществ	Формула вещества	pH раствора
Кислоты	HCl	1,0
	HNO ₃	1,0
	CH ₃ COOH	2,9
	H ₂ S	4,1
Соли	NH ₄ Cl	5,1
	NaCl	7,0
	KNO ₃	7,0
	Na ₂ CO ₃	11,6
	Na ₃ PO ₄	12,5
Основания	NaOH	13,0
	KOH	13,0
	Раствор NH ₃	11,1

Электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Водородный показатель



Подумайте, ответьте, выполните...

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, Na₃PO₄, HNO₃, CH₃COONa, FeCl₃, Al₂(SO₄)₃, Cu(OH)Cl, KH₂PO₄.

3. Чему равно pH 0,001 М раствора соляной кислоты?

4. Определите, больше, меньше или равно 7 pH водных растворов следующих веществ: Na₂SO₄, KOH, HNO₃.

5. Почему pH дождевой воды всегда меньше 7? От чего это зависит?

6. К 170 г 10 %-ного раствора нитрата серебра добавили 120 г соляной кислоты (массовая доля HCl равна 20 %). Чему равна масса об-

разовавшегося осадка? Какое вещество осталось в избытке? Вычислите его массу.

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

Тестовые задания

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

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

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

- 1) NaOH 2) $Cu(OH)Cl$ 3) $Al(OH)_2Cl$ 4) Na_2CO_3

3. Степень диссоциации вещества в растворе составляет 97 %. Это вещество —

- 1) сильный электролит
2) слабый электролит
3) электролит средней силы
4) неэлектролит

4. Слабым электролитом является

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

Личный результат

Я могу объяснить, почему растворы веществ с ионной и ковалентной полярной связью проводят электрический ток.

Я умею определять pH среды с помощью универсального индикатора.

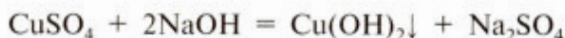
- При каких условиях реакции ионного обмена протекают до конца?

 **Определение**

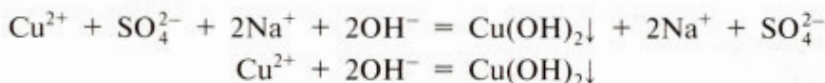
Реакции, протекающие между ионами, называют РЕАКЦИЯМИ ИОННОГО ОБМЕНА.

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.

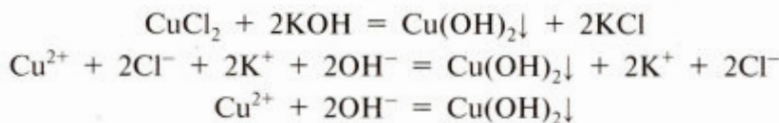
Рассмотрим реакцию, протекающую при сливании растворов сульфата меди(II) и гидроксида натрия:



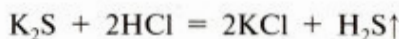
В водных растворах сильные электролиты полностью диссоциируют на ионы, поэтому в ионном виде полное и сокращённое уравнения этой реакции будут выглядеть так:



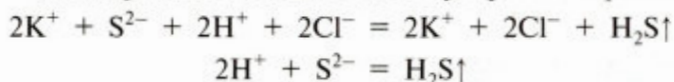
Сокращённое ионное уравнение показывает, что реакция свелась к взаимодействию ионов Cu^{2+} и OH^- , в результате которого образовался слабый электролит — гидроксид меди(II) Cu(OH)_2 . При этом неважно, в состав каких веществ входили эти ионы до их взаимодействия. Можно взять любую растворимую соль двухвалентной меди и любую щёлочь, чтобы произошла реакция, соответствующая такому сокращённому ионному уравнению, например:



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

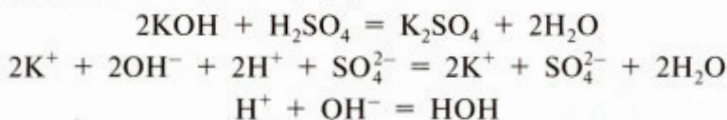


Из этих четырёх веществ первые три — сильные электролиты, а сероводород — газообразное вещество молекулярного строения:



Сокращённое 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:

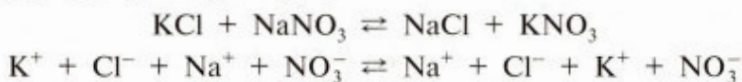


Эта реакция также сводится к образованию из ионов сильных электролитов молекул слабого электролита — воды.

Таким образом, можно вывести общее правило:

! Реакции в растворах электролитов протекают необратимо, если ионы сильных электролитов взаимодействуют 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:



Реакции ионного обмена

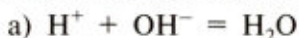
🔄 Подумайте, ответьте, выполните...

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

3. Приведите по два примера уравнений реакций ионного обмена, соответствующих кратким ионным уравнениям:



4. 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.

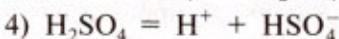
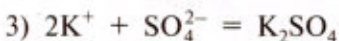
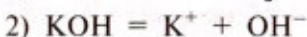
5. Какой объём 20 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл) необходим для нейтрализации 100 мл 6 %-ного раствора карбоната натрия (плотность 1,06 г/мл)?

Тестовые задания

1. Реакция ионного обмена возможна между растворами веществ



2. Уравнению химической реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ соответствует сокращённое ионное уравнение



3. В водном растворе **невозможно получить** новую соль в результате реакции ионного обмена между веществами



Личный результат

Я могу объяснить с позиций теории электролитической диссоциации сущность химических реакций, протекающих в водной среде.

Я умею составлять полные и сокращённые ионные уравнения реакций, характеризующих основные свойства важнейших классов неорганических соединений.

Гидролиз органических и неорганических соединений

- Как называют реакцию расщепления молекулы белка до аминокислот?

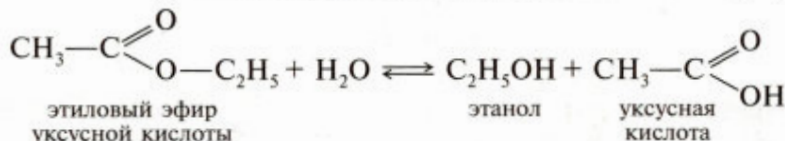
В курсах неорганической и органической химии вы неоднократно встречались с реакциями гидролиза.

Определение

ГИДРОЛИЗ — это обменная реакция между веществом и водой.

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*:

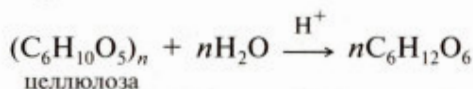
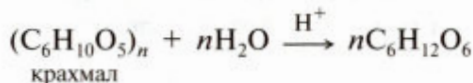


Для того чтобы равновесие сместилось в сторону продуктов реакции, гидролиз необходимо проводить в присутствии щёлочи, тогда вместо кислоты образуется её натриевая соль и реакция в обратную сторону идти не будет.

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

Гидролиз углеводов протекает в присутствии минеральных кислот в следующей последовательности:

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 с помощью ферментов.

В неорганической химии большое значение имеет *гидролиз солей*.

✔ **Определение**

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 5).

Схема 5

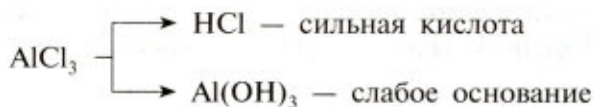
Типы солей



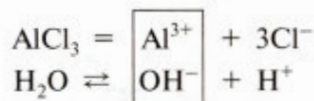
Рассмотрим типичные случаи гидролиза солей.

I. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием

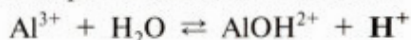
Добавим в раствор хлорида алюминия AlCl_3 несколько капель лакмуса: он изменит свой цвет на красный. Следовательно, у раствора этой соли среда кислая.



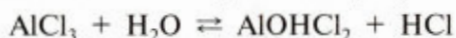
В водном растворе происходит полная диссоциация хлорида алюминия, так как он сильный электролит, и незначительная диссоциация молекул воды:



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

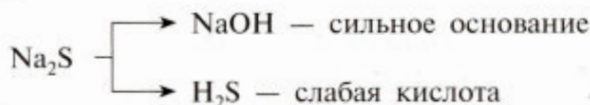


Ионному уравнению соответствует молекулярное уравнение

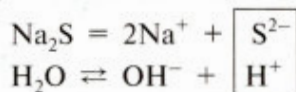


II. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

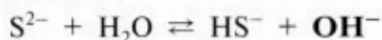
Добавим в раствор сульфида натрия Na_2S несколько капель фенолфталеина: он изменит свой цвет на малиновый. Следовательно, у раствора этой соли среда щелочная.



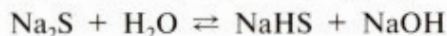
В водном растворе происходит полная диссоциация соли, так как это сильный электролит, и незначительная диссоциация молекул воды:



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



Ионному уравнению соответствует молекулярное уравнение

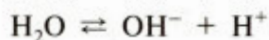


III. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой

Эти соли гидролизу не подвергаются.

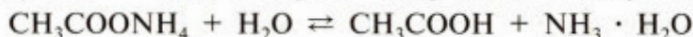
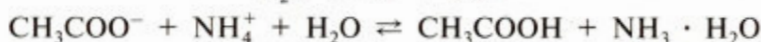
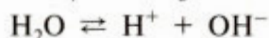
Рассмотрим поведение таких солей в водном растворе.

Хлорид натрия — сильный электролит. В растворе не происходит образования малодиссоциирующего вещества, и *среда раствора остаётся 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 (см. § 15).

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:



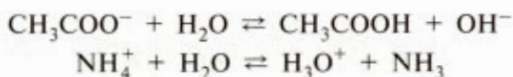
Лабораторный опыт. Гидролиз солей

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 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)			

Гидролиз — обменный кислотно-основный процесс. Его можно объяснить с позиций кислотно-основного взаимодействия. Согласно протолитической теории, протон от молекулы воды может переходить к определённому иону или от иона к молекуле воды:



Гидролиз органических веществ. Гидролиз солей

Подумайте, ответьте, выполните...

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

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

3. Укажите, какую среду имеет водный раствор: а) Na_2S ; б) NaCl ; в) CuSO_4 ; г) K_2CO_3 .

4. Приведите примеры органических веществ, которые подвергаются гидролизу. Напишите уравнения соответствующих реакций.

5*. Укажите черты сходства и различия в составе растворов фосфата натрия и фосфорной кислоты. Дайте обоснованный ответ.

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

7. 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.

Личный результат

Я могу определить реакцию среды раствора соли в воде.

Я умею составлять уравнения реакций гидролиза органических и неорганических веществ.

- Повторите по курсу физики тему «Электродвижущая сила».
- Какие вещества называют электролитами?
- Какие частицы переносят заряды в растворах и расплавах электролитов?
- Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
- Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

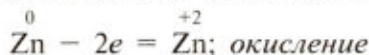
Гальванический элемент. Любая окислительно-восстановительная реакция связана с переносом электрических зарядов. Возникает вопрос: *нельзя ли использовать химические реакции как источник электрического тока?* Ответ на этот вопрос был получен ещё в 1800 г. Для получения электрического тока итальянский учёный Алессандро Вольта использовал цинковую и медную пластины. Он опускал их в раствор электролита (соли или кислоты) и соединял проволокой. Между металлами и кислотой происходила окислительно-восстановительная реакция, а по проволоке начинал идти электрический ток! Это устройство (позднее названное гальваническим элементом) было первым химическим источником тока.



Определение

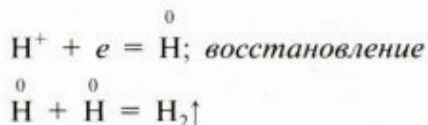
ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ — это устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую.

В любом гальваническом элементе процессы окисления и восстановления разделены. В элементе Вольта окисление происходило на цинковой пластине, восстановление — на медной. Цинк реагировал с серной кислотой, и образовавшиеся ионы цинка переходили в раствор:



При этом свои электроны они оставляли цинковой пластине, которая по этой причине *заряджалась отрицательно*. По проволоке, соединя-

ющей обе пластины, электроны цинка переходили на медную пластину, так как медь сильнее удерживает электроны, чем цинк. Электроны, поступающие к меди, расходовались в процессе восстановления. Какой именно процесс восстановления протекал на поверхности меди, зависело от состава электролита. В случае кислоты попавшие на медную пластину электроны захватывались ионами водорода, находившимися в растворе:



Отдавая электроны водороду, медная пластина *заряжалась положительно*. Таким образом, между цинковой и медной пластинами возникала разность потенциалов и появлялся электрический ток.

Пластины из материалов, проводящих электрический ток (металлов или графита), погружённые в среду электролита, называют *электродами*.

Определение

Электрод, на котором происходит процесс окисления, называют **АНОДОМ**.
Электрод, на котором происходит процесс восстановления, называют **КАТОДОМ**.

Важная информация

В гальваническом элементе анод содержит окислитель и заряжается отрицательно, а катод содержит восстановитель и заряжается положительно.

В настоящее время существует множество вариантов гальванических элементов. В быту их называют батарейками. Реакции, происходящие в них, необратимы, поэтому батарейки нельзя перезарядить.

Гальванический элемент можно изготовить и в домашних условиях, используя в качестве раствора электролита лимон или яблоко, а в качестве электродов — медную монетку и оцинкованный медный гвоздь. Для проверки работоспособности «лимонной батарейки» пригоден автомобильный тестер.

К химическим источникам тока относят также аккумуляторы и топливные элементы.

Гальванические элементы получили своё название в честь итальянского врача, физиолога и физика Луиджи Гальвани (1737—1798). Он первым исследовал электрические явления при мышечном сокращении и обнаружил возникновение разности потенциалов при контакте разных видов металла и электролита. Среди последователей Гальвани был и Алессандро Вольта.

Аккумуляторы — это химические источники тока многоразового действия.

! Важная информация

Протекающие в аккумуляторах реакции обратимы.

Аккумуляторы могут превращать электрическую энергию в химическую, накапливая её (*заряжаться*), а затем преобразовывать химическую энергию в электрическую и отдавать её потребителю (*разряжаться*). Аккумуляторы можно заряжать многократно (до 1000 раз). Число циклов «заряд-разряд» зависит от условий эксплуатации.

Аккумуляторы используются в автомобилях, фотокамерах, мобильных телефонах и т. д.

Среди автомобильных аккумуляторов наиболее распространён свинцовый (свинцово-кислотный) аккумулятор. Принцип его работы основан на электрохимических реакциях свинца и оксида свинца(IV) в среде электролита. Аккумулятор состоит из нескольких пар решётчатых свинцовых пластин, погружённых в раствор серной кислоты. Одна пластина из каждой пары заполнена пористым свинцом (анод), вторая — пористым оксидом свинца(IV) (катод).

Во время разряда происходит восстановление оксида свинца(IV) на катоде и окисление свинца на аноде (рис. 29). При заряде протекают обратные реакции, к которым в конце заряда добавляется реакция электролиза воды, сопровождающаяся выделением кислорода на положительном электроде и водорода на отрицательном.

	Анод \ominus	Катод \oplus
Разрядка:	$\text{Pb}^0 - 2e \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{4+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$
Зарядка:	$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4$	$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4$

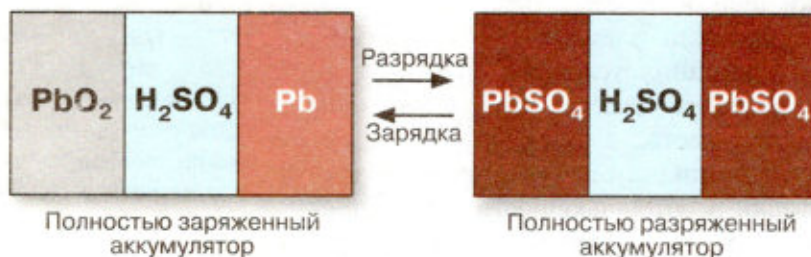
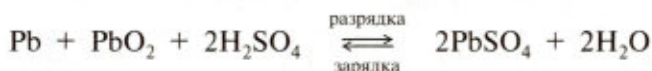


Рис. 29. Схема работы свинцового аккумулятора

Суммарное уравнение следующее:



При разрядке аккумулятора расходуется серная кислота из электролита, а при зарядке серная кислота выделяется в раствор электролита из сульфатов. В конце зарядки при некоторых критических значениях концентрации сульфата свинца у электродов начинает преобладать процесс электролиза воды. При этом на катоде выделяется водород, на аноде — кислород. При зарядке не стоит допускать электролиза воды, в противном случае необходимо её доливать.

Топливные элементы. Если окислитель и восстановитель хранятся вне элемента и в процессе работы подаются к электродам, которые не расходуются, то элемент может работать длительное время. Такие элементы называют топливными.



Определение

ТОПЛИВНЫЙ ЭЛЕМЕНТ — это устройство, обеспечивающее прямое преобразование химической энергии в электрическую.

Топливные элементы вырабатывают постоянный ток и тепло из богатого водородом топлива путём электрохимической реакции. Они имеют два важных отличия от аккумуляторов: 1) функционируют до тех пор, пока топливо и окислитель поступают из внешнего источника; 2) химический состав электролита в процессе работы не изменяется, т. е. топливный элемент не нуждается в перезарядке.

Топливный элемент состоит из двух электродов, разделённых электролитом, и систем подвода топлива, богатого водородом, на один электрод и окислителя — на другой, а также системы для удаления продуктов реакции. В большинстве случаев для ускорения химической реакции используют катализаторы. Внешней электрической цепью топливный элемент соединён с нагрузкой, которая потребляет электроэнергию.

После того как водород поступит на анод, а кислород — на катод, начинается химическая реакция, в результате которой генерируются электрический ток, тепло и вода. На катализаторе анода происходит разложение молекул водорода на атомы, которые теряют электроны и превращаются в положительно заряженные ионы:



Ионы водорода (протоны) проводятся через электролит к катоду, в то время как электроны пропускаются электролитом и проходят по внеш-

ней электрической цепи. Поток электронов во внешней цепи представляет собой постоянный ток, который используют для совершения работы (питания оборудования). На катализаторе катода молекула кислорода соединяется с электроном (который подводится из внешних коммуникаций) и пришедшим протоном и образует воду, которая является единственным продуктом реакции (в виде пара и/или жидкости):



Суммарное уравнение реакции: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Топливные элементы высокоэффективны и не производят большого количества парниковых газов, таких, как углекислый газ, метан и оксид азота(I). Единственным продуктом выброса при работе топливных элементов являются вода в виде пара и небольшое количество углекислого газа, который вообще не выделяется, если в качестве топлива используется чистый водород. Работают топливные элементы бесшумно. Топливные элементы различных видов применяют на электростанциях, в космических аппаратах, различных мобильных устройствах и др.



Определение

Закономерности взаимного превращения химической и электрической форм энергии изучает наука ЭЛЕКТРОХИМИЯ.

**Гальванический элемент. Электроды. Анод. Катод. Аккумулятор.
Топливный элемент. Электрохимия**



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Перечислите химические источники электрического тока.
2. Какое превращение энергии происходит в гальванических элементах?
3. Какие процессы будут происходить при контакте железа с цинком: а) в растворе серной кислоты; б) в воде? Составьте схемы реакций, происходящих на катоде и на аноде.
4. Какие правила техники безопасности следует соблюдать при работе со свинцовым аккумулятором?
5. Смесь массой 6 г, состоящую из меди и алюминия, обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю каждого металла в смеси.

6. Железо массой 7 г прореагировало с хлором массой 25 г. Образовавшийся хлорид растворили в 200 г воды. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

7*. Для зарядки аккумулятора требуется серная кислота объёмом 5 л с массовой долей кислоты 20 %. Какая масса серной кислоты с массовой долей кислоты 95 % потребуется для приготовления такого объёма кислоты плотностью 1,142 г/мл?

Тестовые задания

1. Определите, верны ли следующие суждения.

А. В гальваническом элементе анод заряжен отрицательно, а катод — положительно.

Б. Аккумуляторы — это гальванические элементы, в которых электрическая энергия превращается в химическую, а химическая — снова в электрическую.

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

2. К химическим источникам тока **не относят**

- 1) аккумуляторы
- 2) топливные элементы
- 3) электролизёры
- 4) гальванические элементы

С Используя дополнительные источники информации, разберитесь, как устроен гальванический элемент Даниэля—Якоби, и нарисуйте схему его работы. Обсудите результаты работы с соседом по парте. Подготовьте электронную презентацию на тему «Применение химических источников тока».

Личный результат

Я могу объяснить принцип работы гальванического элемента.

Ряд стандартных электродных потенциалов

- Что показывает ряд активности металлов?
- Почему в ряд активности металлов включён водород?

Посмотрите на второй форзац учебника.

В основной школе вы изучали ряд активности металлов. Более точное его название — *ряд стандартных электродных потенциалов*. Почему его так называют? Как составляют такой ряд? Как этим рядом можно пользоваться?

При погружении любого металла в раствор электролита на границе раздела металл/раствор возникает разность потенциалов (электродный потенциал). Это вызвано либо тем, что с поверхности металла в раствор переходят положительно заряженные ионы, либо тем, что на поверхность металла переходят ионы металла, находившиеся в растворе. Для каждого металла, находящегося в растворе своей соли, возникающий электродный потенциал свой (при условии, что концентрация ионов в растворах солей и температура одинаковы).

Важная информация

Значение электродного потенциала характеризует способность металла переходить в раствор в виде ионов и обратно.

Непосредственно измерить электродный потенциал невозможно, но можно сравнивать потенциалы различных электродов друг с другом. Такое сравнение проводят при *стандартных условиях*.

Важная информация

Стандартные условия — это температура 25 °С, концентрация солей 1 моль/л и давление 0,1 МПа.

Обычно в качестве электрода сравнения, относительно которого определяют потенциалы всех других, используют *стандартный водородный электрод*.

Водородный электрод состоит из платиновой пластинки, покрытой слоем очень мелких чёрных частиц платины (платиновой чернью). Платиновая пластинка погружена в раствор серной кислоты с концентрацией ионов H^+ , равной 1 моль/л, и омывается струёй газообразного водорода под давлением 0,1 МПа при 25 °С (рис. 30). Платина очень

хорошо адсорбирует водород. На поверхности платиновой пластинки протекает следующий процесс:



Важная информация

Стандартный потенциал водородного электрода считают равным нулю.

Если пластинку любого металла, погружённую в раствор его соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, соединить со стандартным водородным электродом, то получится гальванический элемент, электродвижущую силу (ЭДС) которого легко измерить. Эту ЭДС и называют *стандартным электродным потенциалом* данного электрода и обозначают E^0 .

Если электроды расположить в порядке возрастания потенциала, то мы получим *ряд стандартных электродных потенциалов*:

K, Ca, Na, Al, Zn, Fe, Co, Ni, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

У металлов с высокой химической активностью стандартный потенциал имеет знак «минус» — в паре с водородным электродом они выступают как аноды. Стандартный потенциал малоактивных металлов имеет знак «плюс». Малоактивные металлы в паре с водородным электродом выступают как катоды. Чем ниже значение стандартного потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и тем ниже окислительная способность его ионов.

При помощи ряда стандартных электродных потенциалов можно характеризовать некоторые химические свойства металлов:

1) Металлы, имеющие значения электродного потенциала меньше, чем у водорода, могут растворяться с выделением водорода в кислотах, анионы которых не являются окислителями.

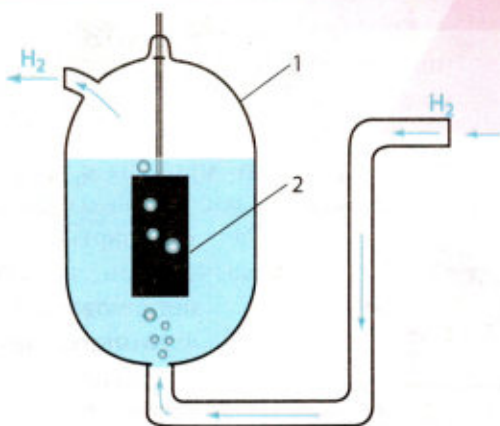


Рис. 30. Водородный электрод:
1 — сосуд с кислотой;
2 — платиновая пластинка

Свинец, находящийся в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, практически не растворяется в серной кислоте. Это обусловлено образованием на поверхности металла защитной плёнки трудно растворимого сульфата свинца PbSO_4 , который затрудняет контакт металла с раствором кислоты.

2) Металлы, имеющие большее, чем у водорода, значение стандартного электродного потенциала, могут встречаться в природе в самородном виде.

3) Металлы, имеющие меньшее значение электродного потенциала, могут вытеснять металлы с большим значением электродного потенциала из водных растворов их солей.

Ряд стандартных электродных потенциалов применяют для выяснения, в какой последовательности восстанавливаются ионы металлов при электролизе водных растворов, а также при описании других свойств металлов.

См. § 25



Важная информация

Нужно учитывать, что ряд стандартных электродных потенциалов характеризует поведение металлов только в водных растворах и при стандартных условиях.

Ряд стандартных электродных потенциалов. Стандартные условия. Стандартный водородный электрод



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Какие условия называют стандартными?
2. Как устроен стандартный водородный электрод?
3. Как можно измерить стандартный электродный потенциал металла?
4. Даны металлы: Ag, Cr, Mg. Какие из них будут взаимодействовать с растворами кислот? Напишите уравнения возможных химических реакций.
5. В раствор сульфата меди(II) поместили кусочек натрия. Напишите уравнения реакций, которые могут при этом протекать.
6. В соляную кислоту и в раствор серной кислоты поместили кусочки кальция. Что вы будете наблюдать? Одинаково ли будут протекать химические реакции?
7. Цинковую пластинку массой 20 г погрузили в 340 г 2 %-ного раствора нитрата серебра. Рассчитайте массу пластинки после окончания реакции.
8. Вычислите массу известняка с массовой долей карбоната кальция 95 %, который расходуется на производство гашёной извести массой 60 кг с массовой долей гидроксида кальция 86 %.

9. Вычислите объём водорода (н. у.), который может быть получен, если в соляной кислоте полностью растворить 10 г сплава, массовая доля алюминия в котором 90 %, меди — 4 %, магния — 6 %.

Тестовые задания

1. С раствором серной кислоты **не будут взаимодействовать** металлы

- 1) Co 2) Au 3) Zn 4) Hg

2. Из раствора сульфата железа(II) железо может быть вытеснено

- 1) медью
2) алюминием
3) серебром
4) никелем

3. Разбавленная серная кислота взаимодействует с каждым из двух металлов

- 1) магний и медь
2) железо и серебро
3) алюминий и хром
4) ртуть и серебро

4. При взаимодействии соляной кислоты и 10 г смеси, состоящей из магниевых и медных стружек, выделилось 2,24 л водорода (н. у.). Масса непрореагировавшего металла равна

- 1) 2,4 г 2) 7,6 г 3) 4,8 г 4) 7,2 г



Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 6.48, 6.50, 7.51.

Личный результат

Я могу объяснить, как устроен стандартный водородный электрод.
Я умею пользоваться рядом стандартных электродных потенциалов.

Коррозия металлов и её предупреждение

- Что такое гальванический элемент?
- Какие процессы протекают на аноде? на катоде?

Всем известно, что металлические конструкции под воздействием внешней среды (воздуха, влаги, высоких температур и т. д.) постепенно разрушаются. Процесс разрушения металлов называют коррозией¹ (рис. 31).

Определение

КОРРОЗИЯ — это разрушение металлов и их сплавов в результате воздействия на них окружающей среды.

Химической коррозии могут подвергаться металлы, находящиеся либо в среде газа-окислителя (O_2 , F_2 , Cl_2 , SO_2) при повышенных температурах, либо в жидких неэлектролитах (органических жидкостях).

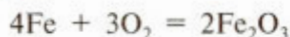


Рис. 31. Разрушение моста через реку Миссисипи (США) в августе 2007 г. как результат коррозии и ошибок в конструкции

Определение

ХИМИЧЕСКОЙ КОРРОЗИЕЙ называют разрушение металла окислением его в окружающей среде без возникновения электрического тока в системе.

Примером химической коррозии служит образование железной окалины при взаимодействии с кислородом материалов на основе железа в условиях высокой температуры:



Алюминий и его сплавы, хром и стали с высоким содержанием хрома устойчивы в атмосфере

¹ От лат. *corrodere* — разъедать.

кислорода. Их коррозионная стойкость обусловлена прежде всего свойствами образующихся на поверхности металлов оксидных плёнок. Эти плёнки сплошные, хорошо сцеплены с металлом и защищают его от дальнейшего окисления кислородом. А вот в атмосфере хлора алюминий и хром разрушаются.

Электрохимическая коррозия. Вы уже знаете, 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. 32), 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), т. е. *образуется гальванический элемент*.

В паре цинк—медь 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.

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 ряду стандартных электродных потенциалов левее) заряжается отрицательно, а другой — положительно. Если соединить эти металлы проводником через гальванометр, то последний покажет наличие тока. Более активный металл разрушается (рис. 33). 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.

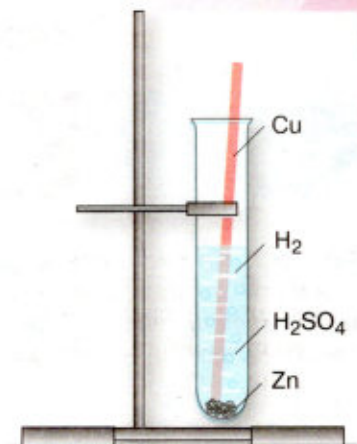


Рис. 32. В контакте с медью реакция цинка с серной кислотой ускоряется

См. § 22

Определение

Разрушение металла в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока называют **ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКОЙ КОРРОЗИЕЙ**.

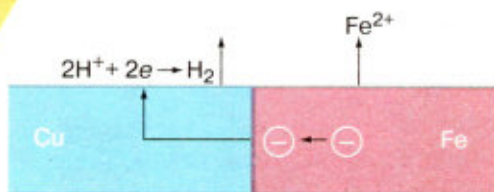
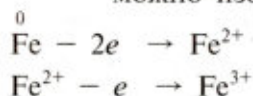


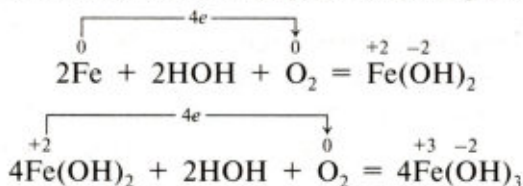
Рис. 33. При контакте двух металлов в присутствии электролита один из металлов заряжается отрицательно, а другой — положительно

Обычно электрохимическая коррозия протекает в слое воды, адсорбированной на поверхности металла, или в окружающем металл водном растворе.

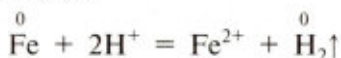
Сильно подвержены электрохимической коррозии железо и его сплавы. Сущность этого процесса заключается в том, что *атомы железа под воздействием кислорода, воды и ионов водорода постепенно окисляются*. В общем виде этот процесс можно изобразить так:



Обычно окислителем служит кислород воздуха, растворённый в воде:



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 железа:



При электрохимической коррозии процессы окисления и восстановления пространственно разделены. Они протекают на разных участках поверхности металла, различающихся потенциалами, что связано как с неоднородностью поверхности металла, так и с неоднородностью его состава. В результате происходит перенос электронов от одного участка металла к другому.

Методы борьбы с коррозией. Важнейшие из этих методов отражены на схеме 6. Сравнительно новый метод защиты от коррозии — *осушение* конструкций — 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.

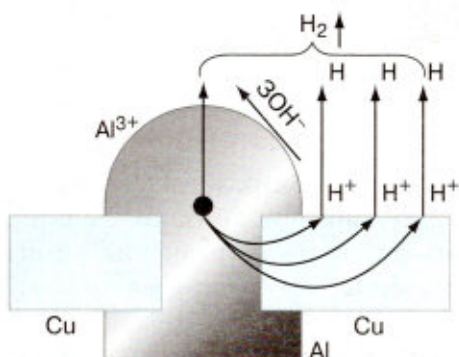
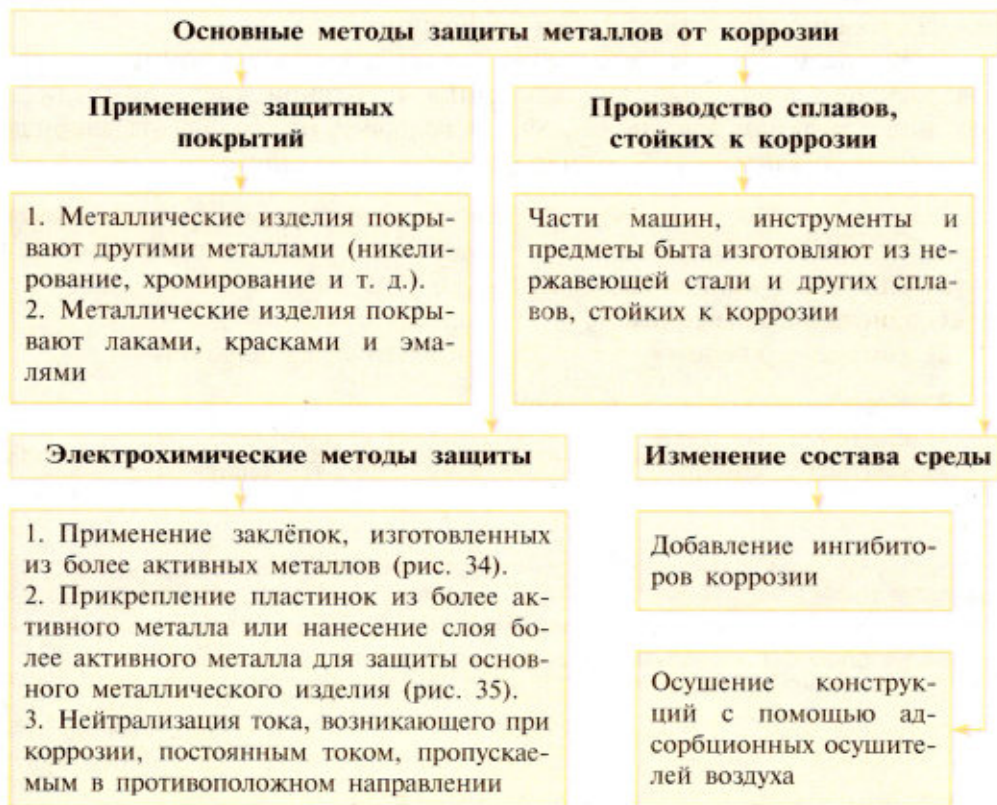


Рис. 34. Скрепление двух металлических деталей с помощью заклёпки, изготовленной из более активного металла



Рис. 35. Железные трубы, покрытые слоем более активного металла — цинка (при электрохимической коррозии окисляться будет цинк)

Схема 6



 Подумайте, ответьте, выполните...

1. Чем химическая коррозия отличается от электрохимической?
2. Какой металл будет подвергаться коррозии при контакте Fe с Sn:
а) в воде; б) в растворе соляной кислоты? Составьте уравнения химических реакций и объясните, какие процессы будут идти на поверхности железа и олова.
3. Требуется скрепить железные детали. Какими заклёпками следует пользоваться — медными или цинковыми, чтобы замедлить коррозию деталей? Ответ обоснуйте.
4. Почему многие детали машин быстрее корродируют вблизи промышленных объектов?
5. При взаимодействии 11,2 г железа с соляной кислотой выделилось 4,45 л водорода (н. у.). Вычислите объёмную долю (в процентах) выхода водорода от теоретически возможного.
6. Вычислите, какое количество вещества хлорида алюминия образовалось при взаимодействии алюминия с соляной кислотой, если в результате реакции выделилось 89,6 л водорода (н. у.). Выход хлорида алюминия составляет 75 % от теоретически возможного.

Тестовые задания

1. Коррозию железа ускоряют
 - 1) контакт с алюминием
 - 2) контакт с кислотой
 - 3) контакт с золотом
 - 4) повышение температуры
2. Коррозию железа замедляют
 - 1) контакт с магнием
 - 2) контакт с кислотой
 - 3) контакт с серебром
 - 4) понижение температуры

Личный результат

Я могу отличить химическую коррозию от электрохимической.
Я знаю способы защиты металлических изделий от коррозии.

Электролиз

• Как в гальваническом элементе заряжены катод и анод?

В гальваническом элементе протекающая окислительно-восстановительная реакция служит источником электрического тока. Но и сам электрический ток может быть причиной протекания окислительно-восстановительной реакции. Такие реакции можно осуществить при пропускании постоянного электрического тока через растворы или расплавы электролитов.



Определение

Окислительно-восстановительную реакцию, протекающую на электродах в растворе или расплаве электролита под действием постоянного электрического тока, называют ЭЛЕКТРОЛИЗОМ.

Устройство для проведения электролиза называют электролизёром.



Важная информация

В электролизёре электрод, на котором идёт реакция восстановления (катод), подключён к отрицательному полюсу внешнего источника тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключён к положительному полюсу источника тока.

Электролиз водных растворов.

Если в U-образный электролизёр, снабжённый двумя графитовыми электродами, налить раствор соли малоактивного металла, например хлорида меди(II), и подключить прибор к источнику постоянного тока, то на катоде выделится металлическая медь, а на аноде — хлор (рис. 36).

Как объяснить то, что произошло?

Вам уже известно, что в водном растворе соль, в том числе и хлорид меди(II), существует в виде гидратированных ионов:

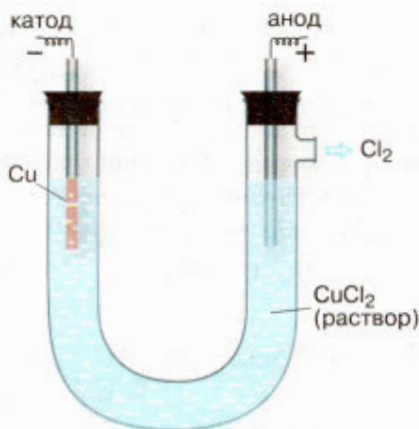
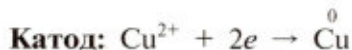


Рис. 36. Электролиз раствора хлорида меди(II)

Катионы Cu^{2+} движутся к отрицательно заряженному катоду, а анионы Cl^- — к положительно заряженному аноду.

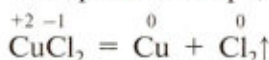
На поверхности катода скапливается избыток электронов. Ионы меди Cu^{2+} присоединяют электроны с катода (восстанавливаются):



У анода недостаток электронов, поэтому анод отнимает их от отрицательно заряженных хлорид-ионов (хлорид-ионы окисляются):



Суммарное уравнение электролиза хлорида меди(II) следующее:



При электролизе водных растворов, кроме ионов электролита, в реакции могут участвовать ещё *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^- .

Возникает вопрос: *какие же ионы будут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде?* Чтобы ответить на него, вспомним, что скорость химических реакций зависит от природы (активности) и концентраций 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. 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, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

→ химическая активность уменьшается →

K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Pb^{2+} , **H^+** , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ , Pt^{2+} , Au^{3+}

→ 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 вос-

См. § 23

становливаются ионы H^+ . Так как скорость химических реакций зависит также от концентраций 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 (покрытии оловом), хромировании и т. д.

Анионы по их способности окисляться располагают в следующем порядке:

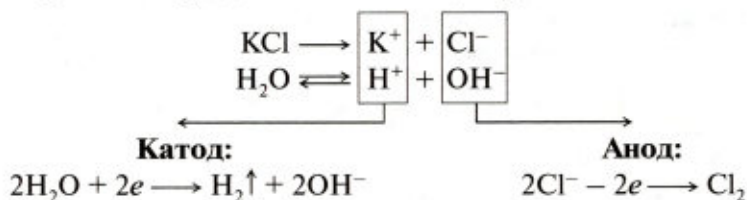
I^- , Br^- , S^{2-} , Cl^- , OH^- , SO_4^{2-} и другие анионы кислородсодержащих кислот
 → химическая активность уменьшается →

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

С учётом 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



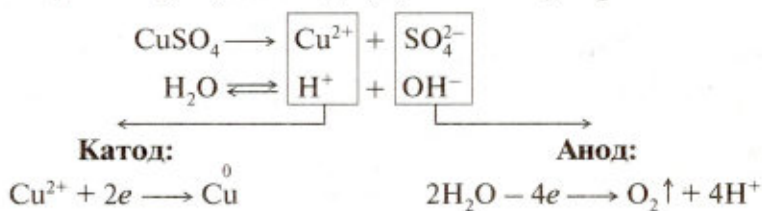
Катионы водорода восстанавливаются легче, чем ионы K^+ , поэтому *на катоде* будет восстанавливаться вода до газообразного водорода.

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 раствора хлорида калия имеет вид



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



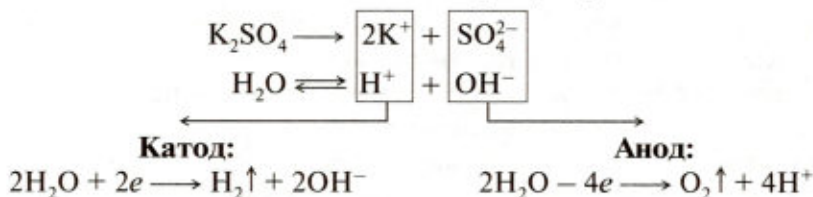
Катионы меди восстанавливаются легче ионов H^+ , поэтому *на катоде* будет выделяться металлическая медь.

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 раствора 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 катоде* и *на аноде* происходит *электролитическое разложение воды*:



Суммарное уравнение:



Электролиз расплавов. При плавлении, как и при растворении, соли и щёлочи распадаются на ионы. Если через расплавы этих электролитов пропустить постоянный электрический ток, то в возникшем электрическом поле ионы будут двигаться согласно своему заряду.

Рассмотрим электролиз *расплава хлорида натрия*. Катионы Na^+ будут перемещаться к катоду, анионы Cl^- — к аноду. Катод будет отдавать свои электроны ионам натрия (натрий будет восстанавливаться). Анод будет забирать электроны у ани-

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

онов хлора (хлор будет окисляться). Происходящие в расплаве хлорида натрия процессы можно изобразить так:

На катоде	На аноде
$\text{Na}^+ + e \rightarrow \overset{0}{\text{Na}}; \text{восстановление}$ <p>Ионы натрия восстанавливаются в нейтральные атомы, т. е. образуется металлический натрий</p>	$\text{Cl}^- - e \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}}; \text{окисление}$ $\overset{0}{\text{Cl}} + \overset{0}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2}\uparrow$ <p>Хлорид-ионы окисляются в нейтральные атомы, из которых образуются молекулы хлора</p>

Суммарное уравнение реакции выглядит так:

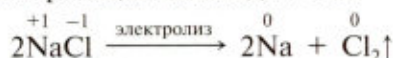
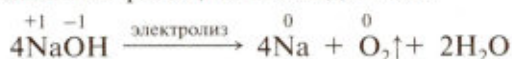


Схема электролиза *расплавленного гидроксида натрия*:

На катоде	На аноде
$\text{Na}^+ + e \rightarrow \overset{0}{\text{Na}}; \text{восстановление}$ <p>Ионы натрия восстанавливаются в нейтральные атомы, т. е. образуется металлический натрий</p>	$\text{OH}^- - e \rightarrow \text{OH}; \text{окисление}$ $4\text{OH} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ <p>Гидроксид-ионы окисляются в нейтральные группы. Эти группы неустойчивы, они разлагаются с образованием воды и кислорода</p>

Суммарное уравнение реакции выглядит так:



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.

☞ Подумайте, ответьте, выполните...

1. Составьте схемы электролиза (с использованием угольных электродов) расплавов и растворов следующих солей: KCl , $CuSO_4$, KI .
2. Объясните, почему металлический калий нельзя получить на угольных электродах электролизом водного раствора хлорида калия, но можно получить электролизом расплава этой соли.
3. В электролизёрах между катодным и анодным пространством существуют перегородки. Объясните почему.
4. Какие вещества и в какой последовательности выделяются на катоде при электролизе водного раствора смеси солей: KNO_3 , $Zn(NO_3)_2$, $AgNO_3$?
5. При электролизе водного раствора хлорида калия образовалось 112 кг гидроксида калия. Какие газы при этом выделились и чему равны их объёмы (н. у.)?
6. При электролизе раствора хлорида натрия выделилось 7,2 л водорода (н. у.). Вычислите, сколько гидроксида натрия по массе и количеству вещества образовалось в растворе.
7. При электролизе раствора хлорида меди(II) масса катода увеличилась на 8 г. Какой газ выделился и каковы его масса и объём (н. у.)?

Тестовые задания

1. При электролизе водного раствора нитрата серебра на катоде образуется
1) Ag 2) NO_2 3) NO 4) H_2
2. При электролизе водного раствора иодида калия на аноде образуется
1) O_2 2) H_2O 3) I_2 4) HI

е Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте электронную презентацию на тему «Применение электролиза».

Личный результат

Я знаю, какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе расплавов и растворов солей.

Я умею составлять суммарные уравнения реакций электролиза.

ГЛАВА VI

МЕТАЛЛЫ

§ 26

Общая характеристика и способы получения металлов

- На какие две группы принято разделять все элементы?
- Какие способы получения металлов вам известны?
- Как устроены металлические кристаллы?
- Что такое полиморфизм?

Общая характеристика металлов. 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.



Важная информация

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.



Важная информация

Так как атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны, то в свободном состоянии они являются восстановителями.

В 1789 г. было известно 17 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, путём электролиза получены некоторые щелочные, щелочноземельные и редкоземельные металлы. В 60-х гг. XIX в. были открыты Rb, Cs, In, Te, а затем Ga, Sc, Ge. Начиная с середины XX в. были получены не существующие в природе радиоактивные элементы.

Восстановительная способность металлов неодинакова (схема 7).

Общность физических свойств металлов (высокая электро- и теплопроводность, ковкость, пластичность) объясняется общностью строения их кристаллических решёток. По некоторым характерным физическим свойствам металлы в значительной степени отличаются друг от друга, например по плотности, твёрдости, температуре плавления. Так, самый лёгкий из металлов — литий Li ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$), а самый тяжёлый — осмий Os ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$).

См. § 8



Важная информация

Металлы, плотность которых меньше 5 г/см^3 , условно принято называть лёгкими металлами, а металлы с плотностью больше 5 г/см^3 — тяжёлыми.

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn
Способность атомов отдавать электроны (окисляться)	← Возрастает							
Взаимодействие с кислородом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре				Медленно окисляются			
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H_2 и образуется основание (щёлочь)				При нагревании			
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород							
Нахождение в природе	Только в соединениях							
Способы получения	Электролиз расплавов							
Способность ионов присоединять электроны (восстанавливаться)	Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}
	→ Возрастает							

Металлы различаются и по *твёрдости*. Самые мягкие — щелочные металлы. Они легко режутся ножом.

Весьма разнообразны *температуры плавления металлов*. Самый легкоплавкий металл — ртуть Hg: её температура плавления равна $-38,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. Температуры плавления цезия Cs и галлия Ga соответственно равны $28,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ и $29,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. Самый тугоплавкий металл — вольфрам W: его температура плавления $3420\text{ }^{\circ}\text{C}$. Поэтому вольфрам применяют для изготовления нитей электроламп.



Важная информация

Металлы, у которых температуры плавления выше $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$, называют тугоплавкими, ниже — легкоплавкими.

Схема 7

Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
← Возрастает										
при обычной температуре или при нагревании								Не окисляются		
выделяется H_2 и образуются оксиды					H_2 из воды не вытесняют					
из разбавленных кислот					Не вытесняют водород из разбавленных кислот					
					Реагируют с конц. и разб. HNO_3 и с конц. H_2SO_4 при нагревании			С кислотами не реагируют, растворяются в царской водке		
					В соединениях и в свободном виде				Главным образом в свободном виде	
Восстановление углём, оксидом углерода(II), алюмини-термия или электролиз водных растворов солей										
Cr^{3+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	$(\text{H})^+$	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}
→ Возрастает										

Для многих металлов характерен полиморфизм (см. § 11). Каждая полиморфная модификация металла существует в определённом интервале температур.

Способы получения металлов. Со способами получения металлов вы ознакомились в курсе неорганической химии. В обобщённом виде они отражены в таблице 5. Metallургия железа будет рассмотрена в § 44–45.

Таблица 5

Реакции, лежащие в основе получения металлов

Восстановление металлов			
углём и оксидом углерода(II)	электрическим током (электролиз)	алюминием (алюминотермия)	водородом
$\begin{array}{l} \overset{+2}{\text{Zn}}\text{O} + \overset{0}{\text{C}} \xrightarrow{t} \overset{0}{\text{Zn}} + \overset{+2}{\text{CO}} \\ \overset{+3}{\text{Fe}}_2\text{O}_3 + 3\overset{+2}{\text{CO}} \xrightarrow{t} 2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{+4}{\text{CO}}_2 \\ 2\overset{+3}{\text{Fe}} + 6e \rightarrow 2\overset{0}{\text{Fe}} \\ \overset{+2}{\text{C}} - 2e \rightarrow \overset{+4}{\text{C}} \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{NiSO}_4 = \overset{+2}{\text{Ni}} + \overset{-2}{\text{SO}}_4 \\ \text{НОН} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ОН}^- \\ \text{У анода:} \\ \text{ОН}^- - e \rightarrow \text{ОН} \\ 4\text{ОН} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow \\ \text{У катода:} \\ \overset{+2}{\text{Ni}} + 2e \rightarrow \overset{0}{\text{Ni}} \\ \text{(концентрация ионов } \text{Ni}^{2+} \text{ должна быть больше концентрации ионов } \text{H}^+) \end{array}$	$\begin{array}{l} 4\overset{0}{\text{Al}} + 3\overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\overset{+3}{\text{Al}}_2\text{O}_3 + 3\overset{0}{\text{Mn}} \\ \overset{0}{\text{Al}} - 3e \rightarrow \overset{+3}{\text{Al}} \\ \overset{+4}{\text{Mn}} + 4e \rightarrow \overset{0}{\text{Mn}} \end{array}$	$\begin{array}{l} \overset{+6}{\text{W}}\text{O}_3 + 3\overset{0}{\text{H}}_2 \xrightarrow{t} \overset{+4}{\text{W}} + 3\overset{+1}{\text{H}}_2\text{O} \\ \overset{+2}{\text{Co}}\text{O} + \overset{0}{\text{H}}_2 \xrightarrow{t} \overset{+1}{\text{Co}} + \overset{+1}{\text{H}}_2\text{O} \end{array}$

Лёгкие и тяжёлые металлы. Легкоплавкие и тугоплавкие металлы



Подумайте, ответьте, выполните...

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 решётки характерен для металлов? Какие свойства металлов обусловлены их кристаллическим строением?
4. Охарактеризуйте общие и отличительные физические свойства типичных металлов на основе строения их атомов. Приведите примеры.

5. Из оксида железа Fe_3O_4 можно получить железо алюминотермическим 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. Какую массу чистого железа можно получить из 250 т руды с массовой долей пирита FeS_2 0,7, если выход продукта реакции составляет 82 %?

Тестовые задания

1. Самый лёгкий из металлов — это


- 1) магний 3) алюминий
2) литий 4) натрий


2. Самый тугоплавкий из металлов — это

- 1) осмий 3) хром
2) вольфрам 4) галлий

3. В уравнении химической реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ вместо многоточия следует написать формулу

- 1) углерода 3) воды
2) водорода 4) оксида углерода(II)

 Решите задачи 6.32 (с. 43) и 7.20 (с. 50) из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.

 Выберите любой металл и, используя дополнительную литературу и Интернет, подготовьте сообщение о свойствах этого металла и его применении.

Личный результат

Я умею характеризовать общие свойства металлов и разъяснять их на основе представлений о строении атомов металлов, металлической связи и металлической кристаллической решётке.

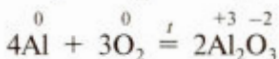
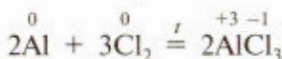
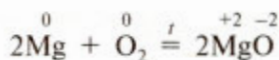
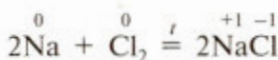
Я могу иллюстрировать примерами способы получения металлов.

- Чем характеризуются *s*- и *p*-элементы?
- Какие химические свойства характерны для металлов?

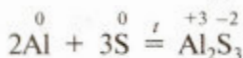
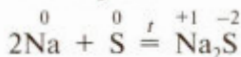
Общее химическое свойство металлических *s*- и *p*-элементов — это их способность легко отдавать валентные электроны вследствие гораздо большего атомного радиуса по сравнению с атомным радиусом у неметаллических элементов. Поэтому образованные ими простые вещества в химических реакциях выполняют функцию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

При эксперименте следует учитывать, что восстановительные свойства цезия, рубидия, калия и натрия настолько сильны, что реакции, в которых участвуют эти металлы, иногда протекают со взрывом.

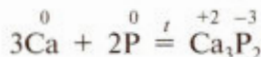
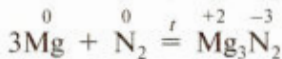
Взаимодействие металлов с простыми веществами. Наиболее энергично восстановительные способности металлов проявляются в их реакциях с галогенами и кислородом (рис. 37):



Менее энергично металлы реагируют с серой:



Ещё труднее металлы реагируют с неметаллами VA-группы — азотом и фосфором:



Наиболее активные металлы А-групп настолько сильные восстановители, что восстанавливают даже водород до степени окисления $-I$ и образуют гидриды:

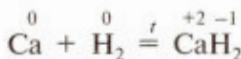


Рис. 37. Горение натрия в хлоре

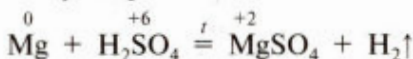
Взаимодействие металлов со сложными веществами. Восстановительные свойства металлы проявляют и в реакциях со сложными веществами — кислотами, солями и водой.

1. *Взаимодействие с кислотами* (см. схему 7, с. 120—121).

! Важная информация

Металлы, которые в ряду стандартных электродных потенциалов находятся до водорода, восстанавливают ионы водорода из разбавленных кислот (за исключением ионов водорода в азотной кислоте).

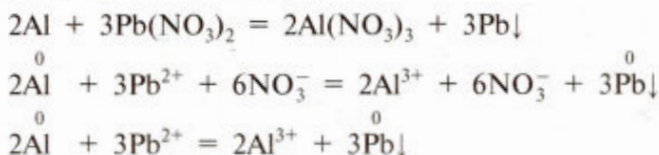
Например:



2. *Взаимодействие с солями.*

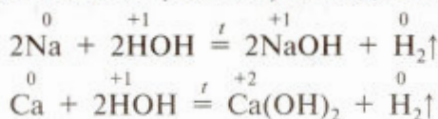
! Важная информация

При взаимодействии с водными растворами солей металлы, находящиеся в ряду стандартных электродных потенциалов левее, восстанавливают металлы, находящиеся в этом ряду правее от них.

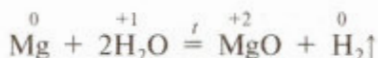


Следует учесть, что металлы с сильными восстановительными свойствами (например, Li, Na, K, Ca) в этих условиях будут восстанавливать водород воды, а не металл соответствующей соли.

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

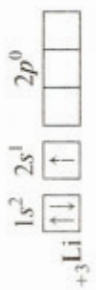
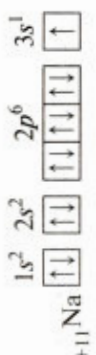
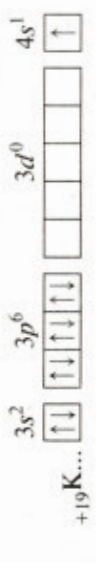


Некоторые менее активные металлы реагируют с водой при повышенной температуре с выделением водорода и с образованием оксида соответствующего металла:



Свойства металлов А-групп обобщены в таблицах 6, 7 и 8.

Литий, натрий, калий — металлические элементы IA-группы

Литий Li	Натрий Na	Калий K
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>		
$1s^2 \ 2s^1 \ 2p^0$ $_{+3}\text{Li}$ 	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^1$ $_{+11}\text{Na}$ 	$3s^2 \ 3p^6 \ 3d^0 \ 4s^1$ $_{+19}\text{K}$... 
<p><i>Физические свойства простых веществ</i></p> <p>Металлы серебристо-белого цвета с незначительными оттенками, лёгкие (легче воды), мягкие (можно резать ножом), с низкими температурами плавления. Температуры плавления закономерно снижаются от лития к цезию (Li — 180,5 °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 →</p>		
I. Взаимодействие с простыми веществами		
$\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{Li} + \text{Cl}_2 = 2\text{LiCl} \end{array}$ $\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 4e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O} \end{array}$ $\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{Li} + \text{H}_2 = 2\text{LiH} \end{array}$	$\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} \end{array}$ $\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2 \end{array}$ $\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH} \end{array}$	$\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} \end{array}$ $\begin{array}{l} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2e \\ 0 \end{array} \begin{array}{c} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{array} \\ 2\text{K} + \text{H}_2 = 2\text{KH} \end{array}$ <p>С кислородом образует кислородные соединения различного состава (K₂O, K₂O₂, K₂O₄)</p>

2. Взаимодействие со сложными веществами		
$\begin{array}{l} \overset{\curvearrowright}{\underset{0}{\text{Li}}} + \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{HCl}}} = \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{LiCl}}} + \overset{0}{\underset{0}{\text{H}_2}\uparrow} \\ \overset{\curvearrowright}{\underset{0}{2\text{Li}}} + \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{HON}}} = \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{LiON}}} + \overset{0}{\underset{0}{\text{H}_2}\uparrow} \end{array}$	$\begin{array}{l} \overset{\curvearrowright}{\underset{0}{2\text{Na}}} + \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{HCl}}} = \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{NaCl}}} + \overset{0}{\underset{0}{\text{H}_2}\uparrow} \\ \overset{\curvearrowright}{\underset{0}{2\text{Na}}} + \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{HON}}} = \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{NaOH}}} + \overset{0}{\underset{0}{\text{H}_2}\uparrow} \end{array}$	$\begin{array}{l} \overset{\curvearrowright}{\underset{0}{2\text{K}}} + \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{HCl}}} = \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{KCl}}} + \overset{0}{\underset{0}{\text{H}_2}\uparrow} \\ \overset{\curvearrowright}{\underset{0}{2\text{K}}} + \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{HON}}} = \overset{+1}{\underset{+1}{2\text{KON}}} + \overset{0}{\underset{0}{\text{H}_2}\uparrow} \end{array}$
		С кислотами и водой реакции протекают очень бурно, даже со взрывом. В лабораторных условиях их не проводят
Применение		
<ol style="list-style-type: none"> 1. Теплоноситель в ядерных реакторах. 2. В металлургии для удаления азота, серы и других примесей. 3. Для получения трития: ${}^6_3\text{Li} + {}^1_0n \rightarrow {}^3_1\text{H} + {}^4_2\text{He}$ 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Теплоноситель 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 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Теплоноситель в ядерных реакторах в виде сплава с натрием. 2. Из калия получают пероксид калия K_2O_2, используемый в подводных лодках и космических кораблях для поглощения CO_2 и регенерации кислорода. Для этой же цели пригодеи Na_2O_2. 3. В некоторых органических синтезах

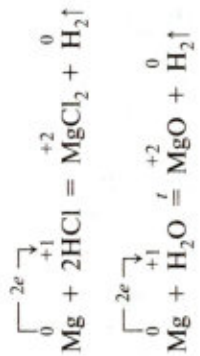
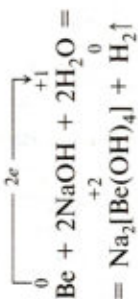
Бериллий, магний, кальций — металлические элементы IIА-группы

Бериллий Be	Магний Mg	Кальций Ca
<i>Размещение электронов по орбитлям</i>		
$1s^2 \ 2s^2$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow$ $+4\text{Be}$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow$ $+12\text{Mg}$	$3s^2 \ 3p^6 \ 3d^0 \ 4s^2$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow \ \uparrow\downarrow$ $+20\text{Ca}$
<p style="text-align: center;"><i>Физические свойства простых веществ</i></p> <p>Металлы серебристо-белого цвета, причём блеск не изменяют только бериллий и магний. Все они значительно легче алюминия. Температуры плавления выше и твёрдость больше, чем у щелочных металлов. У магния температура плавления 650 °С</p>		
<p><i>Химические свойства</i></p> <p>Восстановительные (металлические) свойства усиливаются \rightarrow</p>		
1. Взаимодействие с простыми веществами		
$\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 2e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $\text{Be} + \text{Cl}_2 = \text{BeCl}_2$ $+2-1$ $\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 4e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO}$ $+2-2$ BeH_2 получают только косвенным путём	$\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 2e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ $+2-1$ $\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 4e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ $+2-2$ $\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 2e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $\text{Mg} + \text{H}_2 \xrightarrow{t, p, \text{кат.}} \text{MgH}_2$ $+2-1$	$\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 2e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ $+2-1$ $\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 4e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $+2-2$ $\begin{matrix} \uparrow \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix} \begin{matrix} 2e \\ 0 \\ \downarrow \end{matrix}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ $+2-1$

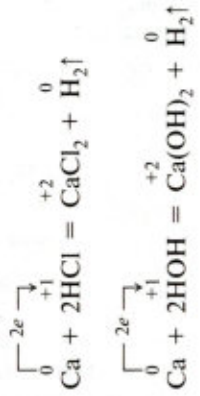
2. Взаимодействие со сложными веществами



Бериллий с водой не взаимодействует, покрывается защитной плёнкой оксида BeO.



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



1. Для производства лёгких и твёрдых сплавов при изготовлении деталей летательных аппаратов.
2. Для получения нейтронов в атомной технике

1. Для получения лёгких и сверхлёгких сплавов (самолётостроение, производство автомобилей).
2. Восстановитель при получении титана, урана, циркония и других металлов.
3. В органических синтезах.
4. Для изготовления осветительных и зажигательных ракет

1. Восстановитель при получении урана, циркония и тория.
2. Для изготовления свинцово-кальциевых сплавов, необходимых при производстве подшипников

Применение

Алюминий — металлический элемент IIIA-группы

<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
${}_{+13}\text{Al} \begin{array}{ccccccc} 1s^2 & 2s^2 & 2p^6 & 3s^2 & 3p^1 & 3d^0 & \\ \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} & \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} & \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} & \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} & \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} & \begin{array}{ c c c } \hline & & \\ \hline \end{array} & \begin{array}{ c c c c } \hline & & & \\ \hline \end{array} \\ & & & \text{---} & \uparrow & & \end{array}$	
<i>Физические свойства простого вещества</i>	
<p>Алюминий — серебристо-белого цвета, лёгкий 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</p>	
<i>Химические свойства</i>	
<p>1. Взаимодействие с простыми веществами</p> $\begin{array}{c} \begin{array}{ c } \hline 6e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} \text{Al} + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{Cl}_2 = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} \begin{array}{ c } \hline -1 \\ \hline \end{array} \text{Cl}_3 \\ \\ \begin{array}{ c } \hline 12e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 4\text{Al} + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{O}_2 = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} \begin{array}{ c } \hline -2 \\ \hline \end{array} \text{O}_3 \\ \\ \begin{array}{ c } \hline 6e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{S} = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} \text{Al}_2 \begin{array}{ c } \hline -2 \\ \hline \end{array} \text{S}_3 \\ \\ \begin{array}{ c } \hline 6e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} + \text{N}_2 \xrightarrow{800^\circ\text{C}} \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} \begin{array}{ c } \hline -3 \\ \hline \end{array} \text{N} \end{array}$ <p>С водородом алюминий непосредственно не реагирует, но его гидрид AlH_3 получают косвенным путём</p>	<p>2. Взаимодействие со сложными веществами</p> $\begin{array}{c} \begin{array}{ c } \hline 6e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} + \begin{array}{ c } \hline +1 \\ \hline \end{array} 6\text{HCl} = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} \text{Cl}_3 + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{H}_2 \uparrow \\ \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} + \begin{array}{ c } \hline +1 \\ \hline \end{array} 6\text{H}^+ = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Al}^{3+} + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{H}_2 \uparrow \\ \\ \begin{array}{ c } \hline 6e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} + \begin{array}{ c } \hline +1 \\ \hline \end{array} 2\text{NaOH} + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 6\text{H}_2\text{O} = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{H}_2 \uparrow \\ \text{тетрагидроксоалюминат} \\ \text{натрия} \end{array}$ <p>Амальгамированный (образовавший сплав с ртутью) алюминий реагирует с водой при обычных условиях:</p> $\begin{array}{c} \begin{array}{ c } \hline 6e^- \\ \hline \end{array} \\ \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 2\text{Al} + \begin{array}{ c } \hline +1 \\ \hline \end{array} 6\text{HON} = \begin{array}{ c } \hline +3 \\ \hline \end{array} 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \begin{array}{ c } \hline 0 \\ \hline \end{array} 3\text{H}_2 \uparrow \end{array}$
<i>Применение</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Для получения лёгких сплавов (дюралюминий — в самолёто- 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 	

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

Обобщающие таблицы 6, 7 и 8 предназначены для облегчения самостоятельной учебной работы по повторению и систематизации учебного материала о важнейших металлах IA-, IIA- и IIIA-групп. 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 составлять уравнения сходных химических реакций.



Подумайте, ответьте, выполните...

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

2. 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 реакций. Для двух реакций ионного обмена (по выбору) составьте полное и сокращённое ионные уравнения.

3. Бериллий Be и магний Mg находятся в одной группе периодической системы, однако химические свойства этих металлов различны. Поясните почему. Свой ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций. Охарактеризуйте применение бериллия и магния.

4. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства гидроксида алюминия. Чем различаются реакции нейтрализации гидроксида алюминия и гидроксида магния? Для двух реакций ионного обмена (по выбору) составьте полное и сокращённое ионные уравнения.

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

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

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

8. Какое количество теплоты потребуется для разложения 8 кг известняка, массовая доля примесей в котором 5 %? Термохимическое уравнение



9. При обработке 9 г смеси, состоящей из 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 объём раствора NaOH, вступившего в реакцию.

Тестовые задания

1. Химический элемент, у которого распределение электронов в атоме по электронным 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

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

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

3. Наиболее ярко выраженные металлические свойства проявляет простое вещество, образованное атомами со следующим строением электронной оболочки:

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

Личный результат

Я умею характеризовать химические свойства металлов IA—IIA-групп и алюминия, составлять соответствующие уравнения реакций.

Общий обзор металлических элементов Б-групп

- В чём особенность заполнения электронных оболочек у *d*-элементов?
- Как изменяются свойства соединений металла с увеличением его степени окисления?

Металлические элементы Б-групп являются *d*-элементами. У их атомов, как правило, на наружном энергетическом уровне сохраняются два *s*-электрона, а очередные 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 остаётся только по одному электрону. Этим и объясняются их отличительные свойства.



См. § 4

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 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 ослабевают, 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.

Байков Александр Александрович (1870—1946)

Отечественный химик и металлург. Исследовал свойства сплавов меди и сурьмы, изучал процессы травления железа хлороводородом. Развил теорию окислительно-восстановительных процессов.

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

 **Подумайте, ответьте, выполните...**

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 строение атомов и свойства калия и меди и поясните, в чём проявляются сходство и различия элементов IA- и IB-групп.

4. Через 1 л 18 %-ного раствора сульфата меди(II) (плотность 1,12 г/см³) пропустили 23,2 л сероводорода (н. у.). Какое вещество выпало в осадок? Чему равна его масса?

Тестовые задания


1. Все элементы Б-групп являются

- 1) *s*-элементами 2) *d*-элементами 3) *p*-элементами

2. Установите соответствие между химической формулой соединения и степенью окисления марганца в этом соединении.

- | | |
|------------------------------------|-------|
| 1) MnCl ₂ | A. +4 |
| 2) KMnO ₄ | B. +6 |
| 3) MnO ₂ | B. +2 |
| 4) K ₂ MnO ₄ | Г. +7 |

 Решите задачу 7.51 из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.

 Выберите какой-нибудь металл, находящийся в Б-группе. Используя дополнительную литературу и Интернет, подготовьте сообщение о свойствах этого металла и его применении.

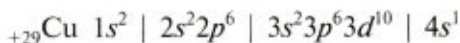
Личный результат

Я могу объяснить особенности строения атомов химических элементов Б-групп периодической системы Д. И. Менделеева.

Медь

- Зная особенности строения атома меди, предположите, какие химические свойства для неё характерны. Запишите уравнения двух реакций: 1) где медь — исходное вещество; 2) где медь — продукт реакции.

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

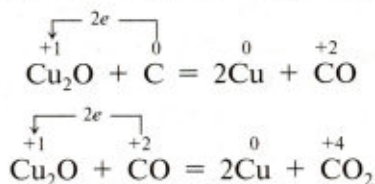


Так как в атомах меди десятый *d*-электрон переместился на третий *d*-подуровень с четвёртого *s*-подуровня, то медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (например, Cu_2O) и +2 (например, CuO).

Нахождение в природе. Медь встречается в природе в основном в связанном виде и входит в состав таких минералов, как *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.)

Медь иногда встречается в природе в виде самородков больших размеров. Например, в 1857 г. в США в районе Великих озёр нашли самородок массой 420 т.

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).

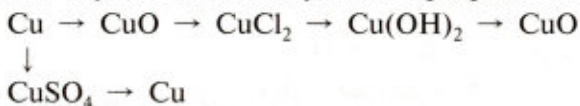


Рис. 38. Применение меди и её соединений

Подумайте, ответьте, выполните...

1. Подготовьте таблицу, характеризующую свойства и применение меди, подобную ранее рассмотренным таблицам для металлов А-групп.

2. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



3. Образец бронзы, состоящей из алюминия и меди, масса которого 49,1 г, обработали соляной кислотой до прекращения выделения водорода (н. у.). Объём образовавшегося газа оказался равным 6,72 л. Вычислите массовую долю каждого компонента в этом образце бронзы.

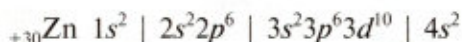
4. Вещество, полученное при прокаливании 1,28 г меди в струе кислорода, превратили в хлорид меди(II). Вычислите, какой объём (в миллилитрах) 4%-ной соляной кислоты (плотность 1,02 г/см³) израсходовали и чему равна масса выделившегося хлорида меди(II).

Личный результат

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих свойства меди.

- Зная строение атома цинка и его положение в периодической системе, предположите, какие химические свойства для него характерны.

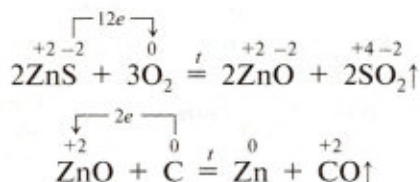
Положение цинка в периодической системе химических элементов и строение атома. Цинк — элемент IIБ-группы. Электронная конфигурация его атома следующая:



Так как в атомах цинка предпоследний *d*-подуровень заполнен, 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*, или *сфалерит* ZnS (рис. 39), и *цинковый шпат* ZnCO_3 .

Получение. Если металл встречается в природе в соединении с серой, то для получения его в свободном состоянии руду обжигают и из оксида восстанавливают металл:



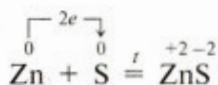
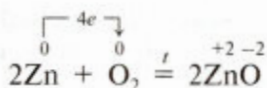
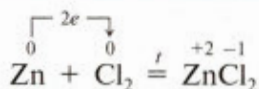
Цинк получают также из раствора соли ZnSO_4 путём электролиза. Это основной способ получения цинка в настоящее время.

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

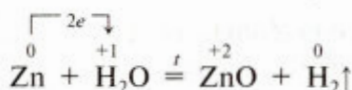
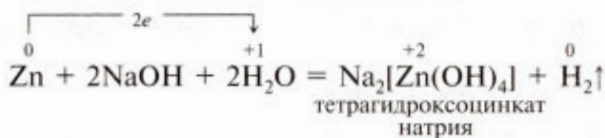
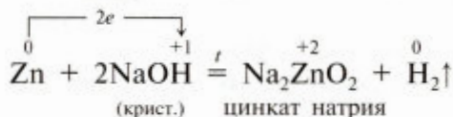


Рис. 39. Цинковая обманка (сфалерит)

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 повышенной 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 § 39. Здесь приведём уравнения реакций цинка со щёлочью и водой:



(Очень чистый цинк с растворами кислот и щелочей не реагирует.)

Оксид и гидроксид цинка 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 (см. § 24). На защиту стали от коррозии идёт 40 % мирового производства цинка. 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.

Сплавы цинка с медью и оловом знали уже за 1200 лет до н. э. в Индии. В Китае цинк получали ещё за шесть веков до н. э. В раскопках 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.

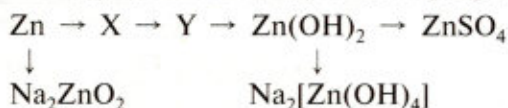
Древние греки и египтяне чистый цинк получать не умели. Дело в том, что при нагревании оксида ZnO с углём при температуре 1000—1100 °C образуются пары цинка, которые на воздухе воспламеняются и опять превращаются в оксид. Мастера Древней Индии и Древнего Китая научились конденсировать пары цинка без доступа воздуха. В Европе подобный метод разработал в 1746 г. немецкий химик А. С. Маргграф.



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Подготовьте таблицу, характеризующую свойства и применение цинка, подобную ранее рассмотренным таблицам для металлов А-групп.

2. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



3. При взаимодействии цинка с 300 г 49 %-ного раствора серной кислоты получили 1,2 моль соли. Вычислите практический выход соли в процентах от теоретически возможного.

4. При «растворении» в соляной кислоте 12,9 г сплава, состоящего из меди и цинка, получили 2,24 л водорода (н. у.). Вычислите массовые доли цинка и меди в этом сплаве.

Тестовые задания

1. Определите, верны ли следующие суждения.

А. Цинк реагирует и с раствором серной кислоты, и с раствором щёлочи.

Б. Цинк реагирует с раствором кислоты, но не реагирует с раствором щёлочи.

1) верно только А

3) верны оба суждения

2) верно только Б

4) оба суждения неверны

2. Амфотерные свойства проявляют соединения

1) магния и кальция

3) меди и серебра

2) цинка и алюминия

4) калия и натрия



Решите задачи 7.5 и 7.8 из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.

Личный результат

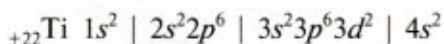
Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих свойства цинка.

Титан и хром

- Какие предметы, изготовленные из титана, вам известны из повседневной жизни?
- Почему хром не подвергается коррозии в атмосфере кислорода?

Титан и хром — одни из наиболее устойчивых к коррозии металлов. В связи с этим они играют важнейшую роль в промышленности.

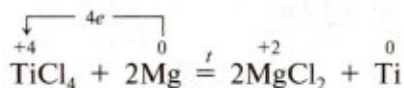
Титан. Титан — элемент IVБ-группы. Его электронная конфигурация следующая:



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. (рис. 40). 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.

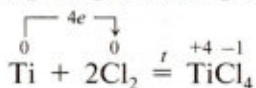


Рис. 40. Ильменит (слева) и рутил

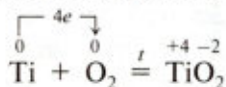
Независимо друг от друга английский учёный У. Грегор (1789) и немецкий учёный М. Клапрот (1795—1797) открыли оксид TiO_2 . В 1825 г. шведский химик Й. Я. Берцелиус впервые получил этот металл, но загрязнённый примесями. Лишь в 1925 г. голландским учёным А. ван Аркелю и И. де Буру удалось получить титан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

Физические свойства. Титан — серебристо-белый металл. Сравнительно лёгкий — немного тяжелее алюминия, но примерно в три раза прочнее его. Тугоплавкий (1668 °С). В обычных условиях отличается высокой прочностью и вязкостью. Поддаётся различным видам обработки.

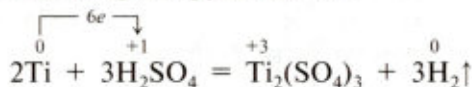
Химические свойства. Титан, как и алюминий, довольно активный металл. Однако благодаря образованию на поверхности металла плотной защитной оксидной плёнки он обладает исключительно высокой устойчивостью к коррозии, превышающей устойчивость нержавеющей стали. При обычных условиях на титан не действуют 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 (рис. 41). Титан и его сплавы из-за их лёгкости, прочности, термической и коррозионной стойкости применяют для изготовления деталей самолётов, космических кораблей, ракет, подводных лодок, трубопроводов, котлов высокого давления, различных аппаратов для химической промышленности. Титан широко используют в виде листов для обшивки корпусов судов, обеспечивающих высокую прочность и стойкость в морской воде. Хорошо обработанные прозрачные кристаллы рутила TiO_2 применяют в качестве ювелирных украшений.

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



Рис. 41. Применение титана и его соединений

Хром. Хром возглавляет VIБ-группу. Электронная конфигурация его атома следующая:

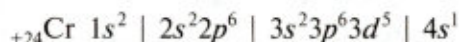
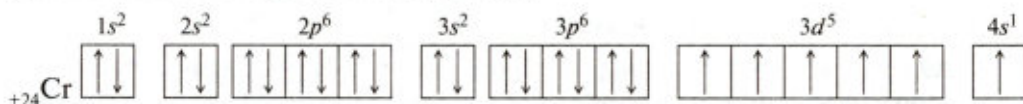


Схема расположения электронов по энергетическим уровням и подуровням в атоме хрома выглядит так:



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 переходит на третий энергетический уровень, на незаполненную d -орбиталь. Такое явление наблюдают и у атомов некоторых других элементов Б-групп (см. § 4).

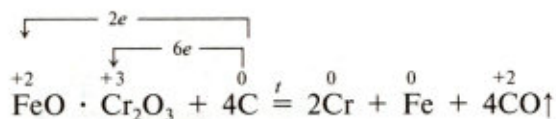
Хром может проявлять степени окисления от +1 до +6. Наиболее устойчивыми являются соединения хрома в степенях окисления +2, +3, +6.

Нахождение в природе. В нашей стране наиболее распространённой хромовой рудой является *хромистый железняк*, или хромит железа, $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ (рис. 42). В природе встречаются также оксид хрома(III) Cr_2O_3 и некоторые другие соединения хрома.

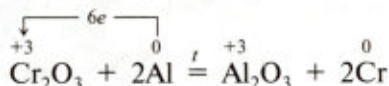
Получение. При сильном нагревании хромистого железняка с углём происходит восстановление хрома и железа:



Рис. 42. Хромистый железняк



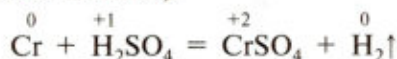
В результате этой реакции образуется сплав хрома с железом — феррохром. Для получения чистого хрома его восстанавливают из оксида хрома(III) алюминием:



Обычно используют смесь оксидов Cr_2O_3 и CrO_3 .

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 1907°C .

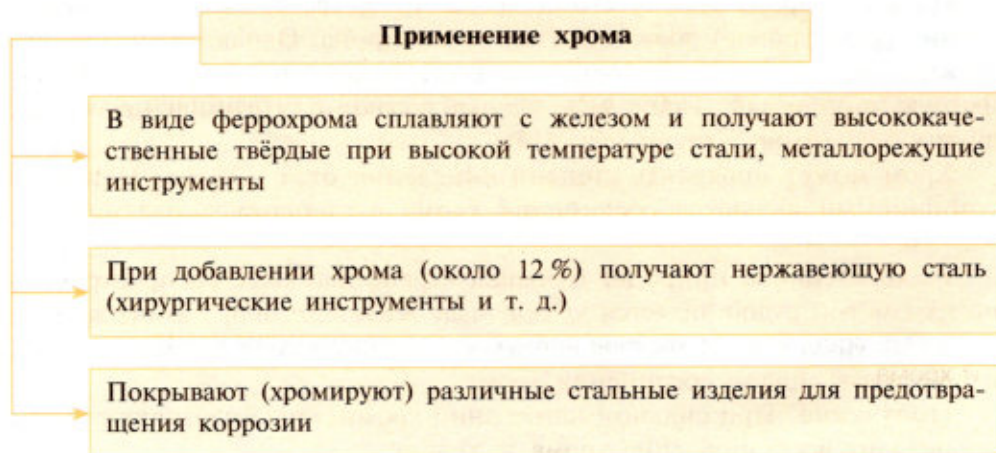
Химические свойства. Поверхность хрома покрыта очень тонкой прозрачной плёнкой оксида. Она химически весьма устойчива — даже кислоты разрушают её с трудом. Благодаря этой плёнке хром является одним из самых коррозионно-стойких металлов. Разбавленная соляная и серная кислоты с хромом начинают реагировать только через некоторое время (после разрушения плёнки):



Азотная кислота пассивирует хром (закрепляет оксидную плёнку).

Применение хрома показано на схеме 8.

Схема 8





Подумайте, ответьте, выполните...

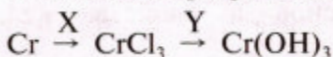
1. На основании чего можно утверждать, что титан является одним из важнейших металлов в современной технике?

2. Какие степени окисления характерны для хрома в его соединениях? Приведите примеры. Составьте схему размещения электронов по орбиталям в атоме хрома.

3. Какую массу хрома можно получить из 200 г оксида хрома(III), содержащего 5 % примесей, алюминиотермическим способом?

Тестовые задания

1. 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

2. Установите соответствие между степенью окисления хрома в веществе и формулой этого вещества.

- 1) 0 А. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 2) +2 Б. Cr
 3) +3 В. CrCl_2
 4) +6 Г. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

3. В реакции оксида хрома(III) с алюминием восстановительные свойства проявляет

- 1) $\overset{+3}{\text{Cr}}$ 2) $\overset{0}{\text{Al}}$ 3) $\overset{-2}{\text{O}}$ 4) $\overset{0}{\text{Cr}}$



Решите задачи 7.6 и 7.9 (с. 49) из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.



Используя дополнительную литературу и Интернет, подготовьте электронную презентацию о свойствах и применении титана или хрома.

Личный результат

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих свойства титана и хрома.

- Повторите § 11. Какие полиморфные модификации известны у железа?

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 Алмазном фонде).

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 9.

Таблица 9

Железо

<p><i>Электронная конфигурация</i></p> ${}_{+26}\text{Fe} \dots 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	
<p><i>Физические свойства</i></p> <p>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</p>	
<p><i>Химические свойства</i></p>	
<p>Взаимодействие с простыми веществами</p> <p>1. С кислородом:</p> $\begin{array}{c} \overline{\quad 8e \quad} \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \\ 3\text{Fe} + 2\text{O}_2 & \xrightarrow{t} & \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}, \\ & & \begin{array}{ccc} +3 & -2 & +2 & -2 \end{array} \end{array} \end{array}$ <p>или Fe(FeO₂)₂, — феррит железа(II).</p> <p>С кислородом во влажном воздухе образуется Fe₂O₃ · nH₂O.</p> <p>2. С хлором:</p> $\begin{array}{c} \overline{\quad 6e \quad} \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \\ 2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 & \xrightarrow{t} & 2\text{FeCl}_3 \\ & & \begin{array}{ccc} +3 & -1 \end{array} \end{array} \end{array}$	<p>Взаимодействие со сложными веществами</p> <p>1. С разбавленными кислотами:</p> $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$ $\begin{array}{c} 0 & 0 \\ \text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow \end{array}$ <p>2. С концентрированной серной кислотой при нагревании:</p> $\begin{array}{c} \overline{\quad 6e \quad} \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & +6 & +3 & +4 \\ 2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 & \xrightarrow{t} & \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O} \end{array} \end{array}$ <p>3. С солями (в водном растворе):</p> $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$

<p>3. С серой:</p> $\begin{array}{c} \overline{2e} \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & +2-2 \\ \text{Fe} + \text{S} & = & \text{FeS} \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} 0 \\ \text{Fe} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu} \downarrow \\ \overline{2e} \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & & 0 \\ \text{Fe} + \text{Cu}^{2+} & = & \text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \downarrow \end{array} \end{array}$ <p>4. С парами воды:</p> $\begin{array}{c} \overline{8e} \downarrow \\ \begin{array}{ccccccc} 0 & +1 & +3 & +2 & 0 \\ 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} & = & \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO} + 4\text{H}_2 \uparrow \end{array} \end{array}$
Применение	
<p>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 его сплавов — <i>чугуна</i> и <i>стали</i> (см. табл. 11, 12, с. 151–152)</p>	

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 соединений железа(III) 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 10.

Таблица 10

Никель и платина — металлы VIIIБ-группы

Никель Ni	Платина Pt
<i>Электронная конфигурация</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>	
<p>Серебристо-белый, очень твёрдый металл. Хорошо куётся и полируется. Подобно железу, обладает магнитными свойствами. Имеет довольно высокую температуру плавления (1453 °C)</p>	<p>Белый, пластичный и ковкий металл, с высокой температурой плавления (1769 °C). Один из наиболее тяжёлых металлов ($\rho = 21,5 \text{ г/см}^3$)</p>

Никель Ni	Платина Pt
<i>Химические свойства</i>	
<u>Химическая активность уменьшается</u>	
1. Взаимодействие с простыми веществами	
<p>Из-за оксидной плёнки реагирует с кислородом, галогенами, серой только при повышенной температуре:</p> $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{2e} \downarrow \\ \overset{0}{\text{Ni}} + \overset{0}{\text{Cl}_2} = \overset{+2}{\text{Ni}}\overset{-1}{\text{Cl}_2} \end{array}$ $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{4e} \downarrow \\ \overset{0}{2\text{Ni}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+2}{2\text{Ni}}\overset{-2}{\text{O}} \end{array}$	<p>Химически очень устойчива. При обычных условиях с простыми веществами (Cl_2, S, O_2) не реагирует. В мелкораздробленном виде при повышенной температуре реагирует с хлором и серой</p>
2. Взаимодействие со сложными веществами	
<p>При обычных условиях медленно реагирует с разбавленными кислотами:</p> $\text{Ni} + 2\text{HCl} = \text{NiCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{2e} \downarrow \\ \overset{0}{\text{Ni}} + 2\overset{+1}{\text{H}} = \overset{+2}{\text{Ni}} + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow \end{array}$ $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{2e} \downarrow \\ \overset{0}{\text{Ni}} + 2\overset{+1}{\text{H}} = \overset{+2}{\text{Ni}} + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow \end{array}$ <p>С азотной кислотой реагирует по-разному (см. § 39)</p>	<p>Кислоты на платину не действуют. Реагирует только с царской водкой</p>
<i>Применение</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Для производства различных сплавов (см. табл. 11, с. 151). 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. 2. Для изготовления нагревательных элементов лабораторных электропечей, высокотемпературных датчиков, термоизмерительных приборов. 3. В качестве катализатора. 4. Для изготовления химически устойчивой лабораторной посуды



Подумайте, ответьте, выполните...

1. 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.

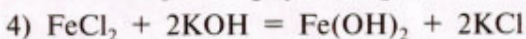
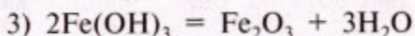
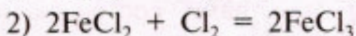
2. Почему применение чистого железа ограничено?

3. 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 %.

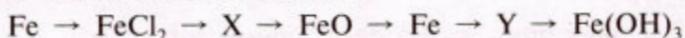
4. В раствор, содержащий 16 г сульфата меди(II), поместили 4,8 г железных опилок. Какие вещества образовались и какова их масса?

Тестовые задания

1. Восстановительные свойства железо проявляет в реакции



2. В схеме превращений



веществами X и Y могут быть соответственно



3. В реакции оксида железа(III) с водородом восстановителем является



Используя дополнительную литературу и Интернет, подготовьте электронную презентацию о свойствах и применении платины или никеля.

Личный результат

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих свойства железа.

- Какие способы борьбы с коррозией металлов вам известны?
- Почему алюминий не подвергается коррозии в атмосфере кислорода?
- Какие сплавы металлов вам известны?
- Почему чистое железо практически не используют?
- Какие металлы человек научился использовать раньше других?

Вы ознакомились со свойствами и получением важнейших металлов А- и Б-групп. Чистые металлы не всегда обладают свойствами, на которых основано их использование в той или иной области. Поэтому на практике используют не чистые металлы, а их сплавы (рис. 43).

Определение

СПЛАВЫ — это вещества с металлическими свойствами, состоящие из двух или нескольких элементов, из которых хотя бы один является металлом.

Элементы, вводимые в сплавы для улучшения их свойств, называют *легирующими добавками*.

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 (*чёрные* — сталь, чугун, *цветные* — сплавы алюминия, меди, никеля и т. д.);

4) по характерным свойствам (*тугоплавкие, легкоплавкие, жаропрочные, высокопрочные, твёрдые, коррозионно-устойчивые*);

5) по технологическим признакам (*литейные* — для изготовления деталей путём литья и *деформируемые* — подвергаемые ковке, штамповке, прокату, пресованию и другим видам обработки).

Среди сплавов цветных металлов важнейшую роль играют сплавы алюминия и меди (табл. 11).



Рис. 43. Столовые приборы, изготовленные из сплавов

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 определённой температуры
Сплав Вуда	Bi (50), Pb (25), Sn (12,5), Cd (12,5)	68	Металлические модели, заливка образцов, пайка некоторых сплавов

Название	Состав, %	Температура плавления, °С	Применение
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

В современной технике наибольшее применение находят сплавы железа. Например, в машиностроении на их долю приходится более 90 % от общей массы применяемых сплавов металлов. Важнейшими сплавами железа являются чугун и сталь.

Определение

ЧУГУН — это сплав железа, содержащий 2,14–4 % углерода, а также кремний, марганец, небольшие количества серы и фосфора (табл. 12).

Таблица 12

Виды и свойства чугунов

Вид чугуна	Состав	Применение
<i>Серый чугун</i> (с высоким содержанием кремния)	Содержит 2–4,3 % 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 (за счёт наличия свободного углерода), хорошо поддаётся механической обработке. Из серого чугуна изготавливают различные литые детали (шестерни, колёса, трубы и т. д.)
<i>Белый чугун</i> (с небольшим содержанием кремния)	Содержит 2–4,3 % С, более 4 % Mn, но очень мало кремния. Углерод в основном содержится в виде <i>цементита</i> — карбида железа Fe ₃ C	Твёрдый и хрупкий за счёт наличия цементита. Белый чугун перерабатывают в сталь

Определение

СТАЛЬ — это сплав железа, содержащий 0,3–2 % углерода и небольшие количества кремния, марганца, фосфора и серы.

Широкое применение находят *легированные стали*. Такие стали в качестве легирующих добавок содержат хром, никель, марганец, кобальт, ванадий, молибден, вольфрам, титан и др. (табл. 13). Большое значение имеют хромоникелевые стали: хром придаёт стали нужную твёрдость, а никель — пластичность.

Таблица 13

Легирующие добавки и применение легированных сталей

Легирующий элемент	Свойства, которые легирующий элемент придаёт стали	Применение стали, легированной данным элементом
Хром	Твёрдость и коррозионная стойкость	Инструменты, резцы, зубила
Никель	Вязкость, механическая прочность и коррозионная стойкость	Турбины электростанций и реактивных двигателей, измерительные приборы, детали, используемые при высоких температурах
Марганец	Твёрдость, механическая прочность, устойчивость к ударам и трению	Детали дробильных установок, железнодорожные рельсы, зубья ковшей экскаваторов
Титан	Жаростойкость, механическая прочность при высоких температурах, коррозионная стойкость	В самолёто-, ракето- и судостроении. Химическая аппаратура
Вольфрам	Твёрдость и жаропрочность, износоустойчивость	Быстрорежущие инструменты, пилы, фрезы, штампы, нити электрических ламп
Молибден	Эластичность, жаростойкость, коррозионная стойкость	В производстве лопастей турбин реактивных самолётов и автомобилей. Броневые плиты, лабораторная посуда, детали электронных ламп
Кремний	Устойчивость к воздействию кислот	Трансформаторы, кислотоупорные аппараты и приборы

Легирующий элемент	Свойства, которые легирующий элемент придаёт стали	Применение стали, легированной данным элементом
Ванадий	Высокая прочность, упругость и устойчивость к ударам	В производстве инструментальных сталей. Детали автомобилей, тракторов и других машин, подвергающиеся ударам

Сплавы. Легирующие добавки. Чёрные металлы. Цветные металлы. Чугун. Сталь. Легированные стали

э Подумайте, ответьте, выполните...

1. Что такое сплавы и как их классифицируют?
2. Назовите важнейшие сплавы цветных металлов, их примерный состав, свойства и применение.
3. Охарактеризуйте состав и свойства чугунов.
4. С какой целью в сталь добавляют легирующие добавки? Где применяют легированные стали?
5. Стальную проволоку массой 5 г сожгли в кислороде. При этом получили 0,1 г оксида углерода(IV). Вычислите массовую долю углерода в этой стали.
6. Рассчитайте объём водорода (н. у.), который выделится при действии избытка воды на сплав, содержащий 18,4 г натрия и 15,6 г калия.

е Используя Интернет, подготовьте электронные презентации (на выбор) о сплавах по характерным свойствам (тугоплавкие, легкоплавкие, жаропрочные, высокопрочные, твёрдые, коррозионно-устойчивые).

Личный результат

Я могу предсказать свойства сплава, зная его состав.

Оксиды и гидроксиды металлов

- Какие классы неорганических соединений вам известны?
- На какие группы делят гидроксиды металлов?
- Какие свойства характерны для оснований и амфотерных гидроксидов?
- Какие гидроксиды называют щелочами?

Вы уже знакомы с различными классами неорганических и органических соединений. Важнейший класс неорганических веществ — оксиды.

✓ Определение

ОКСИДЫ — это соединения элементов с кислородом. Степень окисления атома кислорода в оксидах равна -2 .

Оксиды металлов могут проявлять как основные, так и амфотерные свойства.

✓ Определение

ГИДРОКСИДЫ — это неорганические соединения металлов с общей формулой $M(OH)_n$, где n — степень окисления металла M .

Гидроксиды металлов являются основаниями или амфотерными соединениями. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов называют щелочами.

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, усиливаются металлические свойства. Особенно это характерно для элементов А-групп. Сверху вниз усиливаются и основные свойства оксидов и гидроксидов соответствующих элементов. В этом можно убедиться при сравнении свойств элементов, их оксидов и гидроксидов (табл. 14).

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. 15).

Свойства металлов IIА-группы и характеристика их оксидов и гидроксидов

Взаимодействие металлов		Характеристика оксидов и гидроксидов
с кислотами	со щелочами	
Бериллий Be		
$\begin{array}{l} \overset{\downarrow}{\text{Be}} + 2\text{HCl} = \\ \overset{+2}{\text{Be}} + \overset{+1}{2\text{H}} \\ \text{BeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow \end{array}$	$\begin{array}{l} \overset{\downarrow}{\text{Be}} + 2\text{NaOH}(\text{тв.}) \overset{f}{=} \\ \overset{0}{\text{Be}} + \overset{0}{\text{Na}_2\text{BeO}_2} + \overset{0}{\text{H}_2} \uparrow \\ \text{бериллат натрия} \end{array}$ $\begin{array}{l} \overset{\downarrow}{\text{Be}} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \overset{f}{=} \\ \overset{0}{\text{Be}} + \overset{+2}{\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]} + \overset{0}{\text{H}_2} \uparrow \\ \text{тетрагидроксобериллат натрия} \end{array}$	<p align="center">Оснóвные свойства усиливаются →</p> <p>Амфотерны:</p> $\begin{array}{l} \text{BeO} + 2\text{HCl} = \\ = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{BeO} + 2\text{NaOH}(\text{тв.}) \overset{f}{=} \\ = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Be}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \\ = \text{BeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \\ = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \end{array}$ <p>BeO с водой не реагирует, Be(OH)₂ в воде практически нерастворим</p>
Магний Mg		
<p>С кислотами реагирует более энергично, чем Be</p>	<p>Не реагирует</p>	<p>Обладают только основными свойствами. MgO с водой реагирует слабо. Растворимость Mg(OH)₂ весьма незначительна.</p>
		<p>← Металлические свойства усиливаются</p>

Кальций Са		
С кислотами реагирует энергичнее, чем Mg	Не реагирует	Обладают только основными свойствами. СаО с водой реагирует энергично. Растворимость Са(ОН) ₂ мала, но больше, чем растворимость Mg(ОН) ₂
Стронций Sr		
С кислотами реагирует более энергично, чем Са	Не реагирует	Обладают только основными свойствами. SrО с водой реагирует энергичнее, чем СаО. Растворимость Sr(ОН) ₂ больше, чем растворимость Са(ОН) ₂
Барий Ва		
С кислотами реагирует энергичнее, чем Sr	Не реагирует	Обладают только основными свойствами. ВаО с водой реагирует энергичнее, чем SrО. Ва(ОН) ₂ является более сильным основанием по сравнению с Sr(ОН) ₂

Основны́е свойства усиливаются →

← Металлические свойства усиливаются

Свойства оксидов и гидроксидов хрома в зависимости от его степени окисления

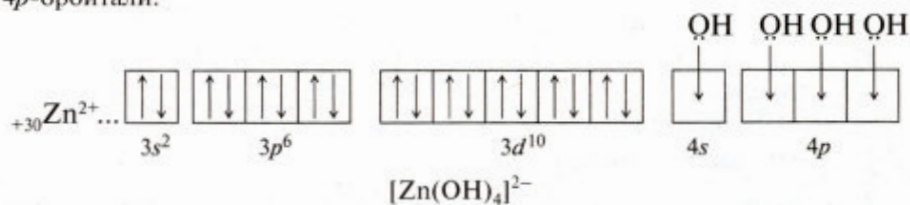
Свойства	Гидроксид	Свойства
Оксид хрома(II) CrO		
Реагирует только с кислотами (проявляет только основные свойства): $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Гидроксид хрома(II) Cr(OH)_2	Реагирует только с кислотами (проявляет только основные свойства): $\text{Cr(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ Более сложные реакции соединений хрома(II) рассматриваются в курсе высшей школы
Оксид хрома(III) Cr₂O₃		
Проявляет амфотерные свойства: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 \stackrel{t}{=} 2\text{Cr(NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH(тв)} \stackrel{t}{=} 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$	Гидроксид хрома(III) Cr(OH)_3	Проявляет амфотерные свойства: $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr(OH)}_3 + \text{NaOH(тв)} \stackrel{t}{=} \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$ В растворе: $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$
Оксид хрома(VI) CrO₃		
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) и при нейтрализации хромовой и дихромовой кислот основаниями

Кислотные свойства усиливаются ↓

Комплексные (координационные) соединения. Вы знаете, что при взаимодействии амфотерных оксидов и гидроксидов с водными растворами щелочей образуются соли необычного состава, например тетрагидроксоалюминат натрия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, тетрагидроксоцинкат натрия $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ и др. Подобные соединения относят к особому классу веществ — так называемым комплексным или координационным соединениям. За счёт чего же могут образовываться комплексные соединения?

Чаще всего такие соединения могут образовывать атомы d -элементов, имеющие большое число свободных электронных орбиталей. Эти орбитали могут принимать неподелённые электронные пары каких-либо молекул или ионов по донорно-акцепторному механизму, и возникает ковалентная связь.

Например, в комплексном ионе $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ион цинка предоставляет для неподелённых электронных пар гидроксогрупп одну $4s$ - и три $4p$ -орбитали:



Среди знакомых вам реактивов комплексным соединением также является используемый в реакции «серебряного зеркала» аммиачный раствор оксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$.

Комплексных соединений множество, и они чрезвычайно разнообразны. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. швейцарским химиком Альфредом Вернером. В 1913 г. за разработку этой теории он был удостоен Нобелевской премии.

Подумайте, ответьте, выполните...

1. От каких факторов зависят свойства оксидов и гидроксидов металлов? Поясните на конкретных примерах.
2. Напишите формулы высших оксидов селена и хлора. Определите их характер. Запишите уравнения реакций этих оксидов с водой.
3. Определите степени окисления в соединениях хрома CrO , Cr_2O_3 и CrO_3 . Как изменение степени окисления элемента влияет на характер его оксида?
4. Для полной нейтрализации 150 г раствора с массовой долей хлороводорода 7,3 % потребовалось 200 г раствора гидроксида натрия. Вычислите массовую долю щёлочи в этом растворе.

5. Напишите уравнения химических реакций, соответствующие схеме:

$$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$$


Укажите окислительно-восстановительные реакции.

6. При взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты и 117 г хлорида натрия получили хлороводород, который затем был поглощён водой массой 227 г. Вычислите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

Тестовые задания

1. В ряду гидроксидов металлов



основные свойства

- 1) усиливаются
- 2) ослабевают
- 3) не изменяются
- 4) изменяются периодически

2. Установите соответствие между формулой гидроксида металла и классом, к которому относится этот гидроксид.

- | | |
|-----------------------------|-------------------------|
| 1) $\text{Be}(\text{OH})_2$ | А. основание |
| 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | Б. амфотерный гидроксид |
| 3) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ | |
| 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | |

Личный результат

Я знаю, как изменяются свойства оксидов и гидроксидов металлов по периодам и А-группам периодической таблицы.

Я знаю, как изменяются свойства оксидов и гидроксидов химического элемента с повышением степени окисления его атома.

Я умею записывать в молекулярном и ионном виде уравнения химических реакций, подтверждающих кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов металлов, а также экспериментально доказывать наличие этих свойств.

Практическая работа 2

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

- Что такое качественная реакция?
- Повторите правила техники безопасности при работе в химическом кабинете

При подготовке к практической работе используйте приложение (см. с. 218—219).

1. Дана смесь, состоящая из хлорида кальция и хлорида железа(III). Прделайте опыты, при помощи которых можно определить наличие в смеси ионов Ca^{2+} и Fe^{3+} .

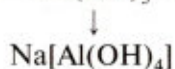
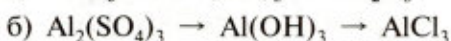
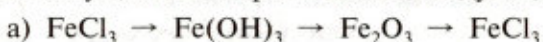
2. Выданы вещества: кристаллогидрат сульфата меди(II), карбонат магния, гидроксид натрия, железо, соляная кислота, хлорид железа(III). Пользуясь этими веществами, получите: а) оксид железа(III); б) оксид магния; в) медь; г) хлорид магния.

3. В трёх пробирках без надписей даны кристаллические вещества: сульфат аммония, нитрат меди(II) и хлорид железа(III). Опытным путём определите, какое вещество находится в каждой из пробирок.

- Составьте уравнения реакций, соответствующих опытам 1—3, в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

4. В пробирках даны твёрдые соли: а) сульфат натрия, нитрат калия, хлорид бария; б) хлорид кальция, сульфат меди(II), сульфат бария. Определите, в какой пробирке находится каждая из солей, по окраске пламени.

5. Осуществите практически следующие превращения:



6. **Отчёт о работе** выполните в произвольной форме.

Личный результат

Я могу распознавать катионы солей с помощью качественных реакций.

§ 36

Обзор неметаллов

- В чём особенности строения атомов неметаллов?
- Как изменяются окислительные свойства неметаллов по периоду и в А-группах?
- Могут ли неметаллы проявлять восстановительные свойства?

Неметаллических элементов по сравнению с металлическими элементами относительно немного. Их размещение в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева отражено в таблице 16.

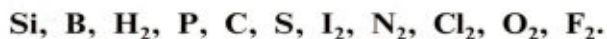
Как видно из таблицы 16, неметаллические элементы в основном расположены в правой верхней части периодической системы. Так как в периодах слева направо у атомов элементов увеличиваются заряды ядер и уменьшаются атомные радиусы, а в группах сверху вниз атомные радиусы возрастают, то понятно, почему атомы 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.

Таблица 16

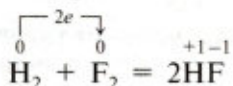
Период	Размещение неметаллических элементов в периодической системе по группам							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA (благородные газы*)
1	H							He
2			B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6								Rn

* В атомах благородных газов наружные электронные уровни заполнены электронами полностью, поэтому благородные газы обладают особыми свойствами.

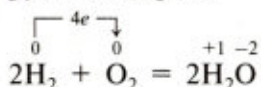
В соответствии с численными значениями электроотрицательности окислительные способности простых веществ — неметаллов увеличиваются в следующем порядке:



Следовательно, энергичнее всего взаимодействует с водородом и металлами фтор:



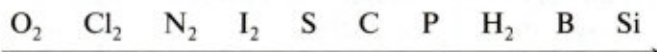
Менее энергично реагирует кислород:



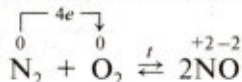
Фтор — самый типичный неметалл. Для него *не характерны восстановительные свойства*, т. е. способность отдавать электроны.

Кислород — также сильный окислитель. Однако, судя по его соединениям с фтором (OF_2 , O_2F_2), кислород может проявлять и положительную степень окисления, т. е. являться восстановителем.

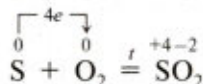
Все остальные неметаллы проявляют восстановительные свойства. Причём эти свойства постепенно возрастают от кислорода к кремнию:



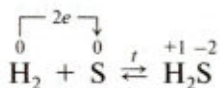
Так, например, хлор непосредственно с кислородом не соединяется, но косвенным путём можно получить его оксиды (Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7), в которых хлор проявляет положительную степень окисления. Азот при высокой температуре непосредственно соединяется с кислородом и, следовательно, проявляет восстановительные свойства:



Ещё легче с кислородом реагирует сера:



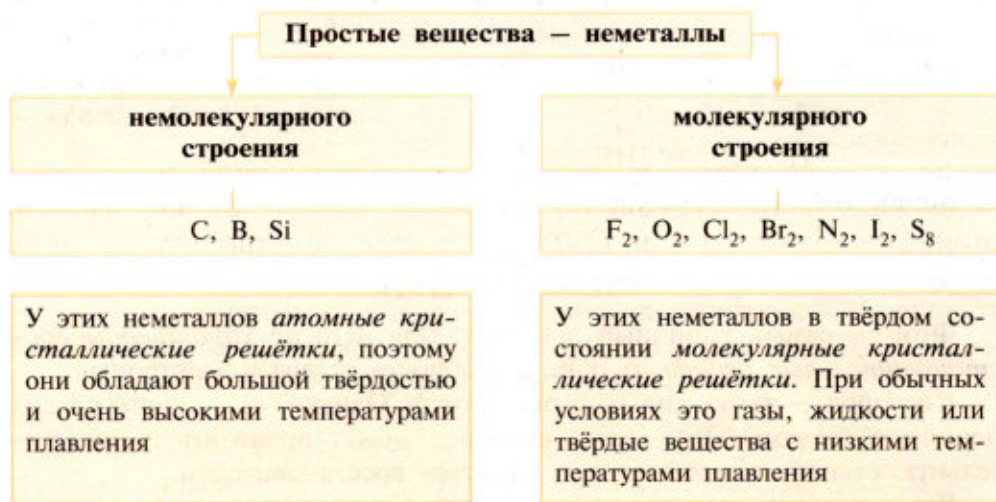
Сера проявляет и окислительные свойства. Так, например, при нагревании паров серы с водородом происходит реакция



Бром и иод впервые были получены из золы морских водорослей. Бром получил французский фармацевт и химик Ж. Балар в 1826 г., а иод — французский химик В. Куртуа в 1811 г. Название иода происходит от греческого слова «иодес» — фиолетовый.

Строение простых веществ — неметаллов. Самые типичные неметаллы имеют молекулярное строение, а менее типичные — немолькулярное. Этим и объясняется резкое различие их свойств. Наглядно это отражено в схеме 9.

Схема 9



Свойства и применение углерода и кремния, а также неметаллов с молекулярным строением были рассмотрены при изучении соответствующих глав курса неорганической химии (9 класс). Кристаллический бор В (как и кристаллический кремний) обладает очень высокой температурой плавления (2076 °С) и большой твёрдостью. Электрическая проводимость бора с повышением температуры сильно увеличивается, что даёт 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.



Фтор в свободном виде впервые получил французский химик А. Муассан в 1886 г. Название этого элемента произошло от греческого слова «фторос» — гибель, разрушение, уничтожение.

Углерод С, кремний Si, бор В как простые вещества встречаются в двух состояниях — кристаллическом и аморфном. В кристаллическом состоянии они очень твёрдые, имеют высокие температуры плавления. Кристаллический кремний обладает полупроводниковыми свойствами. Все эти элементы образуют соединения с металлами — *карбиды, силициды и бориды* (CaC₂,

Al_4C_3 , Fe_3C , Mg_2Si , TiB , TiB_2). Некоторые из них обладают большой твёрдостью, например Fe_3C , TiB . Карбид кальция, как вам известно, используют для получения ацетилена. Бориды (например, TiB , TiB_2) необходимы при изготовлении деталей реактивных двигателей, лопаток газовых турбин.



Подумайте, ответьте, выполните...

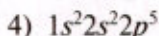
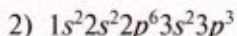
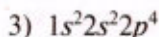
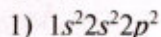
1. Чем различается строение атомов и простых веществ у металлов и неметаллов?

2. Формула наружного электронного слоя химического элемента $4s^24p^3$. 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.

Тестовые задания

1. Атом наиболее активного неметалла имеет электронную конфигурацию



2. Определите, верны ли следующие суждения.

А. В химических реакциях неметаллы могут проявлять свойства и окислителей, и восстановителей.

Б. Простые вещества — неметаллы могут иметь только молекулярное строение.

1) верно только А

3) верны оба суждения

2) верно только Б

4) оба суждения неверны



Решите задачи 7.21 и 7.22 (с. 50) из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.

Личный результат

Я умею характеризовать общие свойства неметаллов и разъяснять их на основе представлений о строении атомов.

- **Что такое валентность?**
- **Как определить степень окисления элемента в простом веществе и в соединении?**
- **Как определить число электронных подуровней на энергетическом уровне?**
- **Какие свойства наиболее характерны для неметаллов — окислительные или восстановительные? Почему?**

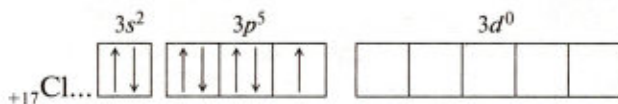
Для облегчения самостоятельной учебной работы по повторению и систематизации учебного материала о свойствах и применении важнейших неметаллов IV, V, VI и VII групп используйте таблицы 17, 18, 19 и 20.

Как пользоваться этими таблицами? Помещённый в них учебный материал не предназначен для простого заучивания. Руководствуясь ими, вы должны повторить и обобщить самое важное, самое существенное об элементах, расположенных в определённых группах периодической системы, об их соединениях, свойствах и применении. Например, следует только взглянуть на схемы распределения электронов по орбиталям фтора F и хлора Cl (табл. 20) — 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 — F₂, Cl₂, Br₂, I₂ — и проявляют валентность I; в соединениях же с металлами и водородом — NaF, NaCl, HCl и т. д. — все галогены проявляют степень окисления -1.

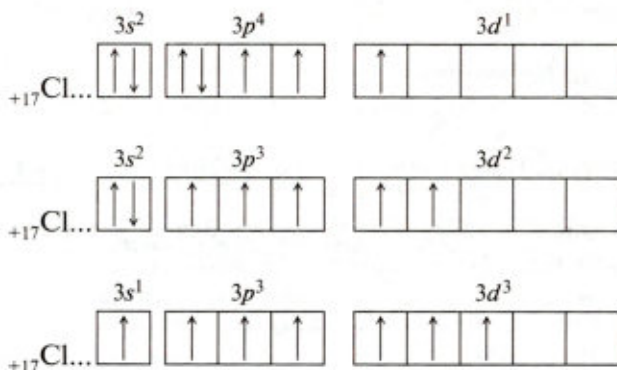
Если сравнить расположение электронов по орбиталям в атомах фтора, хлора и других галогенов, то можно судить и об их *отличительных свойствах*.

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 распаривание электронов, как это показано на следующих 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 её соли — хлораты, например хлорат калия KClO_3 (бертолетова соль).

В *третьем случае* хлор проявляет степень окисления +7, например в хлорной кислоте HClO_4 и в её солях — перхлоратах, например в перхлорате калия KClO_4 .

В таблице 20 даны примеры уравнений наиболее характерных реакций. Вы же должны вспомнить и другие химические реакции, в которых участвуют хлор и другие галогены.

Характеризуя применение хлора, фтора (рис. 44) 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.

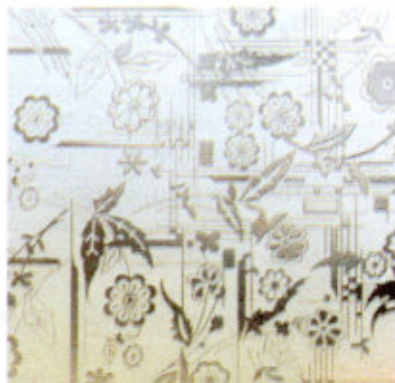


Рис. 44. Этот рисунок на стекле появился в результате реакции с плавиковой кислотой

Углерод и кремний — неметаллы IVA-группы

Углерод C	Кремний Si
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
${}_{+6}\text{C} \begin{array}{c} 1s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \hline 2s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \hline 2p^2 \\ \uparrow\ \uparrow\ \square \end{array}$	${}_{+14}\text{Si}\dots \begin{array}{c} 3s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \hline 3p^2 \\ \uparrow\ \uparrow\ \square \\ \hline 3d^0 \\ \square\ \square\ \square\ \square \end{array}$
<i>Характерные химические свойства</i>	
<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 2e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ 2\text{C} + \text{Ca} \stackrel{r}{=} \text{CaC}_2^{+2-1} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ \text{C} + 2\text{H}_2 \stackrel{r}{=} \text{CH}_4^{-4+1} \end{array}$ <p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ \text{C} + \text{O}_2 \stackrel{r}{=} \text{CO}_2^{+4-2} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ 2\text{C} + \text{O}_2 \stackrel{r}{=} 2\text{CO}^{+2-2} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad +2 \quad +4 \quad 0 \\ \text{C} + 2\text{CuO} = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{Cu} \end{array}$	<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ \text{Si} + 2\text{Mg} \stackrel{r}{=} \text{Mg}_2\text{Si}^{+2-4} \end{array}$ <p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ \text{Si} + 2\text{F}_2 \stackrel{r}{=} \text{SiF}_4^{+4-1} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad 0 \\ \text{Si} + \text{O}_2 \stackrel{r}{=} \text{SiO}_2^{+4-2} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \downarrow \\ 0 \quad +1 \quad +1 \quad +4 \quad 0 \\ \text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \stackrel{r}{=} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow \end{array}$ <p>Кислоты (за исключением смеси HF и HNO₃) на кремний не действуют</p>
<i>Применение соответствующих простых веществ</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Алмазы — для бурения горных пород. 2. Графит — электроды, замедлители нейтронов в атомных реакторах, смазочный материал в технике. 3. Уголь — адсорбент; для получения жидкого топлива, карбида кальция, чёрной краски 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Производство кислотоупорных сталей. 2. Производство полупроводников. 3. Для получения фотоэлементов. 4. Для получения карборунда. 5. В качестве выпрямителя переменного тока

Азот и фосфор — неметаллы VA-группы

Азот N	Фосфор P
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
$+7\text{N} \begin{array}{ccc} 1s^2 & 2s^2 & 2p^3 \\ \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow} \end{array}$	$+15\text{P} \dots \begin{array}{ccc} 3s^2 & 3p^3 & 3d^0 \\ \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow} & \boxed{}\boxed{}\boxed{} \end{array}$
<i>Характерные химические свойства</i>	
<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \boxed{6e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{Mg} & \text{N}_2 \end{array} \end{array} \xrightarrow{+2 \ -3} \text{Mg}_3\text{N}_2$ $\begin{array}{c} \boxed{6e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{Al} & \text{N}_2 \end{array} \end{array} \xrightarrow{+3 \ -3} 2\text{AlN}$ $\begin{array}{c} \boxed{6e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{N}_2 & 3\text{H}_2 \end{array} \end{array} \xrightarrow[+3 \ -1]{400-500^\circ\text{C}, 15-30 \text{ МПа, кат.}} 2\text{NH}_3$ <p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \boxed{4e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{N}_2 & \text{O}_2 \end{array} \end{array} \xrightarrow{+2 \ -2} 2\text{NO}$	<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \boxed{6e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{Ca} & \text{P} \end{array} \end{array} \xrightarrow{+2 \ -3} \text{Ca}_3\text{P}_2$ <p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \boxed{20e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{P} & \text{O}_2 \end{array} \end{array} \xrightarrow{+5 \ -2} 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\begin{array}{c} \boxed{6e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{cc} 0 & 0 \\ \text{P} & \text{S} \end{array} \end{array} \xrightarrow{+3 \ -2} \text{P}_2\text{S}_3$ $\begin{array}{c} \boxed{30e} \\ \downarrow \\ \begin{array}{ccc} 0 & +5 & -1 \quad +5 \\ \text{P} & + 5\text{KClO}_3 & = 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5 \end{array} \end{array}$
<i>Применение соответствующих простых веществ</i>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. В основном для синтеза аммиака, который используют для производства азотной кислоты и азотсодержащих минеральных удобрений. 2. Для заполнения электрических ламп накаливания. 3. Жидкий азот используют в медицине для лечения заболеваний кожи (криотерапия), криоконсервации крови, репродуктивных клеток и т. д. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Красный фосфор применяют при производстве спичек. 2. Для получения фосфорной кислоты, идущей на производство фосфорных удобрений. 3. Для получения фосфидов (GaP, InP), используемых в качестве полупроводников

Кислород и сера — неметаллы VIA-группы

Кислород O	Сера S
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
$+8\text{O} \quad \begin{array}{c} 1s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \square \end{array} \quad \begin{array}{c} 2s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \square \end{array} \quad \begin{array}{c} 2p^4 \\ \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \\ \square \quad \square \quad \square \end{array}$	$+16\text{S} \dots \quad \begin{array}{c} 3s^2 \\ \uparrow\downarrow \\ \square \end{array} \quad \begin{array}{c} 3p^4 \\ \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \\ \square \quad \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} 3d^0 \\ \square \quad \square \quad \square \quad \square \quad \square \end{array}$
<i>Характерные химические свойства</i>	
<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ 2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +4 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ \text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 20e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +5 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ 4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5 \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ 2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ <p>2. Восстановительные свойства кислорода проявляются только в реакциях с фтором:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e \\ \begin{array}{c} 0 \quad -2 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} -1 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \\ 2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2 \end{array}$	<p>1. Окислительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 2e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ 2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 6e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +3 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ 2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 2e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ \text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S} \end{array}$ <p>2. Восстановительные свойства:</p> $\begin{array}{c} \downarrow 4e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +4 \quad -2 \\ \square \end{array} \\ \text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 6e \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \square \quad \square \end{array} \quad \begin{array}{c} +6 \quad -1 \\ \square \end{array} \\ \text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6 \end{array}$
<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 качестве окислителя для ракетного топлива. В медицине 	<ol style="list-style-type: none"> В производстве серной кислоты. Для вулканизации каучука. В борьбе с вредителями и болезнями растений. Для получения сероуглерода (используется в производстве вискозного волокна). В медицине. В производстве спичек

Фтор и хлор — неметаллы VIIA-группы

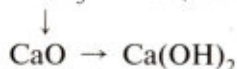
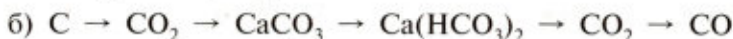
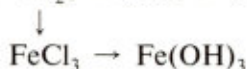
Фтор F	Хлор Cl
<i>Размещение электронов по орбиталям</i>	
$ \begin{array}{ccc} 1s^2 & 2s^2 & 2p^5 \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow \\ +9F \end{array} $	$ \begin{array}{ccc} 3s^2 & 3p^5 & 3d^0 \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow & \square\square\square \\ +17Cl\dots \end{array} $
<i>Характерные химические свойства</i>	
<p>1. Окислительные свойства (сильнейший окислитель):</p> $ \begin{array}{ccc} \downarrow 4e \downarrow & & \\ 0 & 0 & \uparrow +4-1 \\ 2F_2 + Xe = XeF_4 \end{array} $ $ \begin{array}{ccc} \downarrow 4e \downarrow & & \\ 0 & -2 & \uparrow +1-1 \quad 0 \\ 2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2\uparrow \end{array} $ $ \begin{array}{ccc} \downarrow 2e \downarrow & & \\ 0 & 0 & \uparrow +1-1 \\ F_2 + H_2 = 2HF \end{array} $ <p>2. Восстановительными свойствами фтор не обладает</p>	<p>1. Окислительные свойства:</p> $ \begin{array}{ccc} \downarrow 2e \downarrow & & \\ 0 & 0 & \uparrow +1-1 \\ 2Na + Cl_2 = 2NaCl \end{array} $ $ \begin{array}{ccc} \downarrow 6e \downarrow & & \\ 0 & 0 & \uparrow +3-1 \\ 2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3 \end{array} $ $ \begin{array}{ccc} \downarrow 2e \downarrow & & \\ 0 & 0 & \uparrow +1-1 \\ H_2 + Cl_2 = 2HCl \end{array} $ $ \begin{array}{ccc} \downarrow 2e \downarrow & & \\ +1-1 & 0 & \uparrow +1-1 \quad 0 \\ 2NaI + Cl_2 = 2NaCl + I_2 \end{array} $ <p>2. Восстановительные свойства хлор проявляет только в реакциях с фтором:</p> $ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \uparrow +3-1 \\ 3F_2 + Cl_2 = 2ClF_3 \end{array} $
<i>Применение соответствующих простых веществ</i>	
<ol style="list-style-type: none"> Для производства фторопластов (тефлона). Для производства различных фторсодержащих соединений, которые применяют в борьбе с вредителями сельского хозяйства. Для получения фтороводородной (плавиковой) кислоты. Для получения дифтордихлорметана CF_2Cl_2 (фреона), который пока используют в холодильных машинах 	<ol style="list-style-type: none"> Для хлорирования органических соединений (получение пластмасс, красителей, медикаментов). Для отбеливания тканей, бумаги. Для обеззараживания питьевой воды. Для синтеза хлороводорода. Окислитель в химических лабораториях



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Пользуясь таблицами 17–20, охарактеризуйте химические свойства важнейших неметаллов и их применение.

2. Напишите уравнения химических реакций, соответствующие схемам:



Реакции ионного обмена запишите в полном и сокращённом ионном виде. В каждой схеме выберите два уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте в них коэффициенты с помощью метода электронного баланса.

3. На 12,8 г меди подействовали избытком концентрированной серной кислоты при нагревании. Вычислите массу, объём (н. у.) и количество выделившегося газа.

4. Вычислите объём оксида углерода(IV) (н. у.), который образуется при сжигании 1 кг угля, массовая доля углерода в котором 90 %. Выход оксида углерода(IV) составляет 90 % теоретически возможного.

Личный результат

Я знаю свойства и применение важнейших неметаллов.

Общая характеристика оксидов неметаллов и кислородсодержащих кислот

- Какие вещества называют оксидами?
- Как изменяются кислотные свойства оксидов неметаллов и кислородсодержащих кислот по периоду и в А-группах?

Оксиды неметаллов. Как вам известно, высшими оксидами называют оксиды, в состав которых входит элемент данной группы в высшей степени окисления.



Важная информация

В периодах слева направо свойства высших оксидов 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, упрощённая 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 $\text{Na}_2\text{O} - \text{MgO} - \text{Al}_2\text{O}_3 - \text{SiO}_2 - \text{P}_2\text{O}_5 - \text{SO}_3 - \text{Cl}_2\text{O}_7$ кислотные свойства оксидов усиливаются? Чтобы ответить на этот вопрос, сравним диссоциацию соответствующих этим оксидам гидроксидов и кислородсодержащих 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:



Ещё в 1957 г. было установлено, что селен в ничтожно малых количествах необходим человеку и животным, иначе у них развиваются тяжёлые заболевания печени и мускулатуры.

Кристалл кремния, очищенный от примесей, становится диэлектриком.

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.

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, усиление кислотных свойств высших оксидов соответствующих элементов в периодах слева направо объясняется постепенным возрастанием положительного заряда ядра и уменьшением радиуса ионов.

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. 21 и 22).



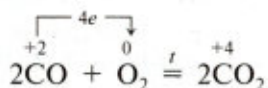
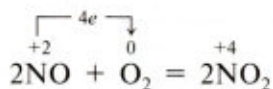
Важная информация

В A-группах сверху вниз кислотные свойства высших оксидов неметаллов ослабевают.

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.

Чтобы облегчить вашу самостоятельную учебную работу при повторении, химические свойства кислотных оксидов приведены в таблице 23.

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:



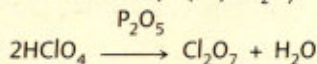
Кислородсодержащие кислоты. Сравнительная характеристика некоторых кислородсодержащих кислот дана в таблицах 21 и 22.


Таблица 21

Сравнительная характеристика кислотных оксидов и соответствующих им кислот, образуемых элементами подгруппы кислорода

Химический знак элемента	Физические свойства простого вещества	Соединения с кислородом	
		Химическая формула оксида и соответствующей кислоты	Свойства
O	O ₂ — бесцветный газ	—	
S	Кристаллическое вещество жёлтого цвета. Электрический ток не проводит	SO ₂ H ₂ SO ₃	Бесцветный газ. При взаимодействии с водой образуется <i>сернистая кислота</i> (средней силы)
		SO ₃ H ₂ SO ₄	Бесцветная летучая жидкость. При взаимодействии с водой образуется <i>серная кислота</i> (сильная кислота)

Хлорная кислота HClO₄ — самая сильная из всех кислот. При воздействии на неё водоотнимающих веществ образуется оксид хлора(VII) Cl₂O₇:



Химический знак элемента	Физические свойства простого вещества	Соединения с кислородом	
		Химическая формула оксида и соответ- ствующей кислоты	Свойства
Se	<p>Кристаллическое ве- щество серого или красного цвета. Элек- трический ток прово- дит, но слабо (полу- проводник)</p>  <p>Аллотропные модификации селена — серый и красный селен</p>	SeO_2 H_2SeO_3	Кристаллическое ве- щество. При взаимо- действии с водой об- разуется <i>селенистая кислота</i> (сходная с сернистой кислотой, но слабее её)
		SeO_3 H_2SeO_4	Кристаллическое ве- щество. При взаимо- действии с водой образуется <i>селеновая кислота</i> (по силе и свойствам сходная с серной кислотой)
Te	Кристаллическое ве- щество серебристо- белого цвета с метал- лическим блеском. Электрический ток проводит лучше, чем селен	TeO_2 H_2TeO_3	Кристаллическое ве- щество. При взаимо- действии с водой об- разуется <i>теллури- стая кислота</i> (зна- чительно слабее H_2SeO_3)
		TeO_3 $\text{H}_2\text{TeO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (H_6TeO_6)	Кристаллическое ве- щество. Реагирует с водой при повы- шенной температуре, при этом образуется <i>теллуровая кислота</i> (очень слабая)

Кислотные свойства ослабевают ↓

**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 оксида и соответ- ствующей кислоты	Свойства
N	N ₂ — бесцветный газ, малорастворим в воде. Температура кипения –196 °С	N ₂ O ₅ HNO ₃	Бесцветное кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется сильная <i>азотная кислота</i>
P	Существует в виде нескольких аллотропных модификаций. Важнейшие из них: 1) белый фосфор — бесцветное твёрдое вещество, режется ножом (под водой); 2) красный фосфор — порошкообразное вещество; 3) чёрный фосфор — твёрдое вещество, напоминает графит	P ₂ O ₅ (P ₄ O ₁₀) H ₃ PO ₄	Белое порошкообразное гигроскопическое вещество. При взаимодействии с водой образуется <i>фосфорная кислота</i> (средней силы)
As	Хрупкое кристаллическое вещество с металлическим блеском	As ₂ O ₅ H ₃ AsO ₄	Белое стекловидное вещество, расплывающееся на воздухе. При взаимодействии с водой образуется <i>мышьяковая кислота</i> , которая слабее H ₃ PO ₄
Sb	Хрупкое кристаллическое вещество с металлическим блеском	Sb ₂ O ₅ H[Sb(OH) ₆]	Желтоватый порошок. Этому оксиду соответствует слабая одноосновная <i>сурьмяная кислота</i> . Известны её соли — KСb(OH) ₆ и др.

Кислотные свойства ослабевают ↓

Химический знак элемента	Физические свойства простого вещества	Кислородные соединения с высшей степенью окисления	
		Химическая формула оксида и соответствующей кислоты	Свойства
Bi	Хрупкое кристаллическое вещество, серебристое с розоватым оттенком	Bi_2O_5 HBiO_3	Красно-коричневые кристаллы. Этому оксиду соответствует неустойчивая и слабая <i>висмутовая кислота</i>

Таблица 23

Химические свойства кислотных оксидов

Кислотные оксиды реагируют	Примеры
1) с основаниями	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
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)	$3\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \stackrel{t}{=} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$
4) с некоторыми солями (менее летучие кислотные оксиды вытесняют из солей более летучие)	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} 3\text{CaSiO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5$



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Какие закономерности наблюдаются в изменении свойств кислотных оксидов в периодах и группах?

2. 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 усиления кислотных свойств оксидов.

3. Пользуясь таблицей 23, в пунктах 1, 2 и 3 дополнительно напишите по два-три уравнения химических реакций, в которых участвуют другие кислотные оксиды.

4. Каким образом можно доказать, что оксид кремния(IV), который не растворяется в воде, принадлежит к числу кислотных оксидов?

5. Вычислите массу азотной кислоты, полученной при взаимодействии 130 г нитрата натрия с концентрированной серной кислотой, если массовая доля выхода азотной кислоты от теоретически возможного равна 0,8.

6. На 0,9 моль карбоната кальция подействовали 540 мл 8 %-ной соляной кислоты (плотность $1,04 \text{ г/см}^3$). Какой газ и сколько его по объёму выделится?

Тестовые задания

1. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций, характеризующих свойства оксида серы(IV).

- | | |
|---------------------------------------|---|
| 1) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | А. $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2) $\text{SO}_2 + \text{KOH}$ | Б. H_2SO_3 |
| 3) $\text{SO}_2 + \text{CaO}$ | В. SO_3 |
| 4) $\text{SO}_2 + \text{O}_2$ | Г. CaSO_3 |

2. Верны ли следующие суждения?

А. В А-группах сверху вниз кислотные свойства высших оксидов неметаллов усиливаются.

Б. В периодах слева направо свойства высших оксидов постепенно изменяются от основных к кислотным.

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

Личный результат

Я могу характеризовать свойства высших оксидов неметаллов и кислородсодержащих кислот, составлять уравнения соответствующих реакций и объяснять их в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях и электролитической диссоциации.

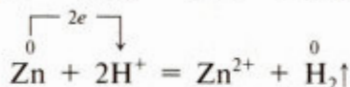
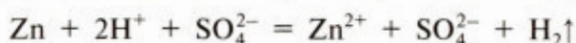
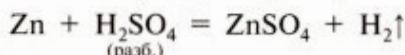
§ 39

Окислительные свойства серной и азотной кислот

- Вспомните физические свойства серной и азотной кислот.
- Почему серную и азотную кислоты относят к кислотам-окислителям?

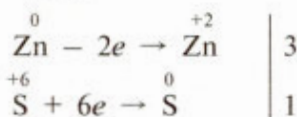
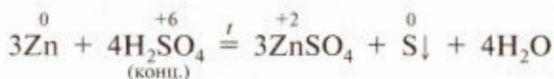
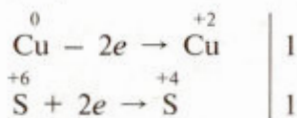
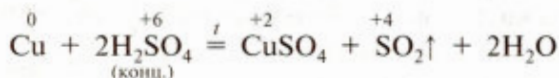
Из кислот наибольшее значение имеют серная и азотная. Их окислительные свойства рассмотрим более подробно.

Серная кислота. О взаимодействии *разбавленной серной кислоты* с металлами, находящимися в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, вам известно из курса 9 класса. В этих реакциях окислителями являются ионы водорода, например:

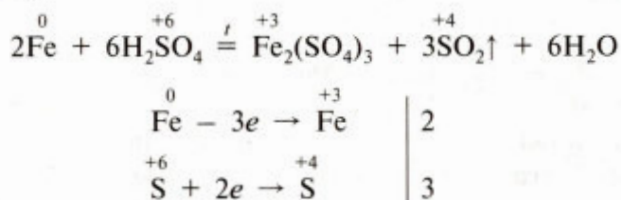


Взаимодействие *концентрированной серной кислоты* с металлами протекает более сложно. В этих реакциях окислителем является сера в степени окисления +6.

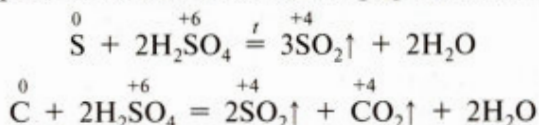
При нагревании концентрированная серная кислота восстанавливается металлами обычно до SO₂ (кроме Au, Pt), в некоторых случаях (зависит от активности металла) до S и даже до H₂S:



Железо, алюминий и хром концентрированная серная кислота пассивирует, т. е. реакция не идёт. Поэтому безводную серную кислоту можно хранить в железной или алюминиевой таре и перевозить в стальных цистернах. С горячей серной кислотой (приблизительно 70 %-ной) железо реагирует:



Окислительно-восстановительные процессы проходят и в случае нагревания некоторых неметаллов с концентрированной серной кислотой:

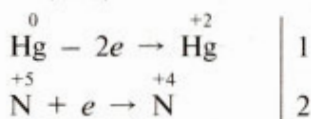
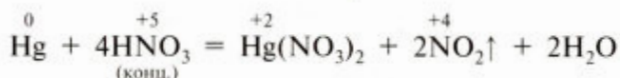
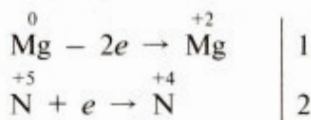
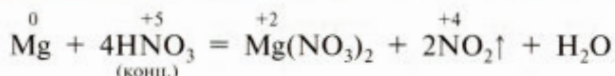


Азотная кислота. Специфические свойства азотной кислоты были рассмотрены в курсе неорганической химии. Теперь ознакомимся с окислительными свойствами азотной кислоты более подробно. Может возникнуть вопрос: *чем объясняется характер взаимодействия азотной кислоты с металлами*, т. е. почему в этих реакциях вместо водорода преимущественно выделяются различные оксиды азота и даже азот и аммиак? (При действии наиболее активных металлов на разбавленные водные растворы азотной кислоты частично выделяется и водород.) Всё 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.

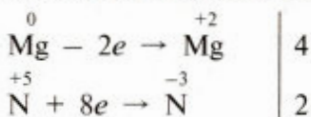
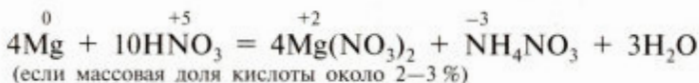
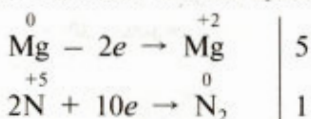
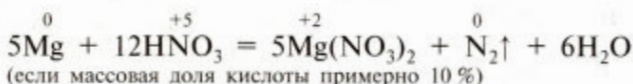
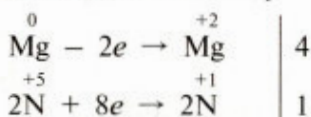
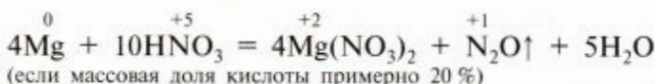
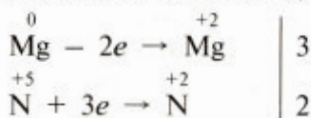
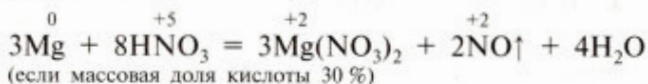
1. *Концентрированная азотная кислота* не взаимодействует с золотом и платиной, а также пассивирует железо, алюминий и хром — на их поверхности образуется защитная плёнка. С другими металлами она взаимодействует, при этом образуются соответствующие нитраты и выделяется оксид азота(IV):

Андреев Иван Иванович (1880—1919)

Русский химик-технолог. Разработал (1915) способ получения азотной кислоты окислением аммиака в присутствии платинового катализатора, построил опытную установку в Макеевке. По его проекту в Юзовке (Донецке) введён в эксплуатацию (1917) первый в России завод по производству азотной кислоты и нитрата аммония.



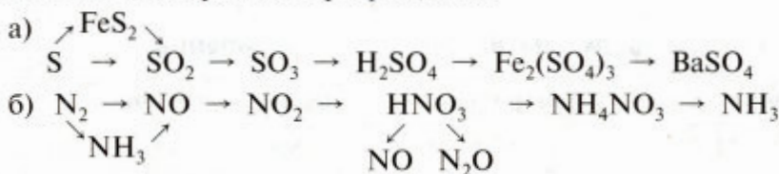
2. *Разбавленная азотная кислота* взаимодействует с металлами по-разному в зависимости от степени разбавления:





Подумайте, ответьте, выполните...

1. Сравните химические свойства серной и азотной кислот.
2. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с железом степень окисления серы изменяется от +6 до +4. Составьте уравнение этой реакции.
3. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



(Уравнения реакций, если это возможно, составьте в полном и сокращённом ионном виде. Выберите два уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте в них коэффициенты с помощью метода электронного баланса.)

4. Вычислите массу соли, образующейся в результате реакции 11,2 г оксида кальция с раствором, содержащим 25,6 г азотной кислоты. Выход соли составил 80 % от теоретически возможного.

Тестовые задания

1. В реакции магния с концентрированной азотной кислотой окислителем служит

- 1) Mg^{2+} 2) H^+ 3) $\overset{0}{\text{Mg}}$ 4) $\overset{+5}{\text{N}}$

2. Определите, верны ли следующие суждения:

А. При взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой выделяется оксид серы(IV).

Б. Концентрированная серная кислота — сильный окислитель.

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



Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте электронную презентацию (по выбору) на тему «Серная кислота и её применение» или «Азотная кислота и её применение».

Личный результат

Я умею составлять уравнения реакций, характеризующих окислительные свойства серной и азотной кислот.

- Как изменяются свойства летучих водородных соединений неметаллов в периодах и А-группах?

Общие формулы водородных соединений приведены в таблице 24.

Таблица 24

Общие формулы водородных соединений

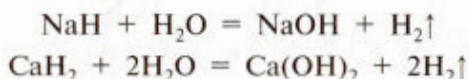
Общие формулы водородных соединений по группам						
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
$\begin{matrix} +1-1 \\ RH \end{matrix}$	$\begin{matrix} +2-1 \\ RH_2 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3-1 \\ RH_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} -4+1 \\ RH_4 \end{matrix}$	$\begin{matrix} -3+1 \\ RH_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +1-2 \\ H_2R \end{matrix}$	$\begin{matrix} +1-1 \\ HR \end{matrix}$
<i>Нелетучие водородные соединения</i>			<i>Летучие водородные соединения</i>			



Важная информация

С металлами водород образует (за некоторым исключением) нелетучие соединения (гидриды) — твёрдые вещества немолекулярного строения.

Температуры плавления гидридов сравнительно высоки. Эти вещества активно реагируют с водой:



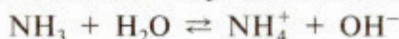
Важная информация

С неметаллами водород образует летучие соединения молекулярного строения. В обычных условиях это газы или летучие жидкости.

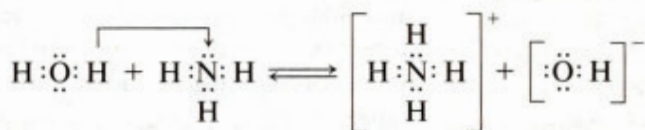
Проследим, как изменяются свойства летучих водородных соединений неметаллов в периодах слева направо. Рассмотрим, например, свойства водных растворов водородных соединений элементов 2-го периода: CH_4 , NH_3 , H_2O , HF .

Метан (CH_4) в воде не растворяется.

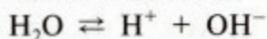
Аммиак (NH_3) растворяется в воде. Его раствор обладает основными свойствами за счёт наличия гидроксид-ионов:



Так как атом азота в молекуле аммиака имеет неподелённую электронную пару, а атом водорода в молекуле воды — свободную орбиталь, возникает дополнительная ковалентная связь (по донорно-акцепторному механизму). Этот процесс схематически можно показать так:

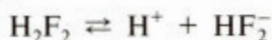


Вода (H₂O) очень слабый электролит:



Из уравнения диссоциации воды видно, что в чистой воде молярные концентрации ионов H⁺ и ионов OH⁻ одинаковы ([H⁺] = [OH⁻]).

Фтороводород (HF) в воде растворяется неограниченно. Водный раствор фтороводорода (плавиковая кислота) проявляет кислотные свойства. Плавиковая кислота в растворе существует в виде димеров — молекул H₂F₂, поэтому она образует как средние соли (фториды), так и кислые (гидрофториды):



Важная информация

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 иона фтора значительно меньше, чем радиус иона хлора. Поэтому ионы фтора гораздо сильнее, чем ионы хлора, притягивают к себе ионы водорода. В связи с этим степень диссоциации фтороводородной кислоты значительно меньше, чем соляной кислоты, т. е. фтороводородная кислота слабее соляной кислоты.

Из приведённых 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.

В 1771 г. шведский химик К. Шееле получил кислоту, которую назвал плавиковой. А. Лавуазье назвал её флуориевой кислотой. В 1816 г. название «флуор» было заменено на «фтор».

**Кнунянц Иван Людвигович
(1906—1990)**

Химик-органик, академик. Основные научные исследования посвятил соединениям фтора. Изучал также фосфорорганические, гетероциклические и некоторые другие соединения.


2. В группах сверху вниз отрицательно заряженные анионы (например, F^- , Cl^- , Br^- , I^-) всё слабее притягивают положительно заряженные ионы водорода H^+ . В связи с этим облегчается процесс отщепления ионов водорода H^+ и кислотные свойства водородных соединений усиливаются.

3. Водородные соединения неметаллов, характеризующиеся в водных растворах кислотными свойствами, реагируют со щелочами. Водородные же соединения неметаллов, характеризующиеся 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 путём 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.

 **Подумайте, ответьте, выполните...**

1. Чем различаются водородные соединения металлов и неметаллов?
2. Какие закономерности наблюдаются в изменении свойств летучих водородных соединений в периодах и группах? Охарактеризуйте их сущность.
3. Вычислите массу 20 %-ной соляной кислоты, которая потребуется для очистки железной пластины от ржавчины, масса которой равна 21,4 г. (Считайте, что ржавчина состоит только из гидроксида железа(III).)

 **Решите задачи 6.49 и 6.50 (с. 45) из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.**

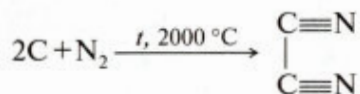
Личный результат

Я могу характеризовать изменение свойств летучих водородных соединений неметаллов по периоду и А-группам периодической системы.

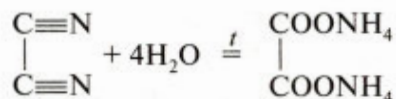
Генетическая связь неорганических и органических веществ

- Какую связь между веществами разных классов называют генетической?

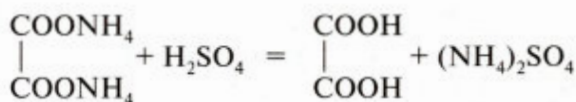
Вам уже известно, что до начала XIX столетия господствовало мнение, что между неорганическими и органическими веществами существует резкое отличие. Но первые же синтезы органических веществ показали несостоятельность этих взглядов. Так, например, немецкий химик Фридрих Вёлер в 1824 г. доказал, что из неорганических веществ можно получить органическое, например шавелевую кислоту, которая содержится в некоторых растениях. Получить шавелевую кислоту из неорганических веществ в лаборатории можно следующим путём. В электрической дуге при взаимодействии азота с углеродом образуется дициан C_2N_2 :



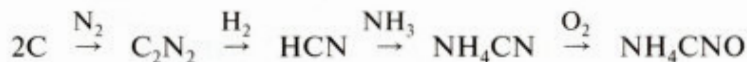
Дициан — бесцветный ядовитый газ со слабым своеобразным запахом. При его гидролизе образуется аммонийная соль шавелевой кислоты:



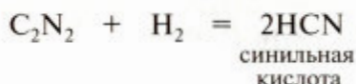
При действии на эту соль минеральной кислотой получается шавелевая кислота:



Другим историческим синтезом, доказывающим, что между неорганическими и органическими веществами нет резкой грани, является синтез мочевины, который тоже осуществил Ф. Вёлер в 1828 г. В то время было известно неорганическое вещество — цианат аммония NH_4CNO . Его можно синтезировать по схеме

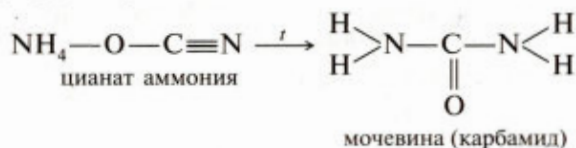


Дициан C_2N_2 , подобно галогенам, реагирует с водородом:



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.

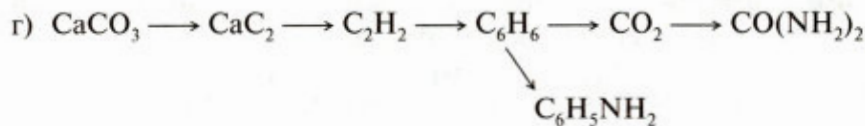
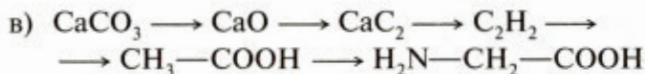
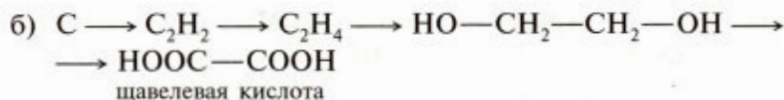
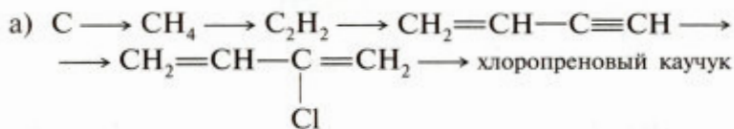
В дальнейшем выяснилось, что при нагревании цианата аммония происходит перегруппировка атомов:

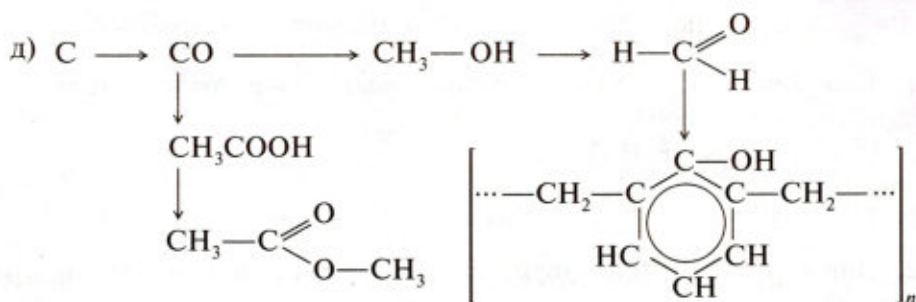


В результате этих синтезов учёные пришли к важному выводу: органические вещества могут образовываться из неорганических.

Это были первые синтезы. За ними последовали многие другие, которые подтвердили связь между неорганическими и органическими веществами.

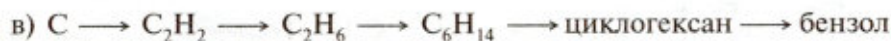
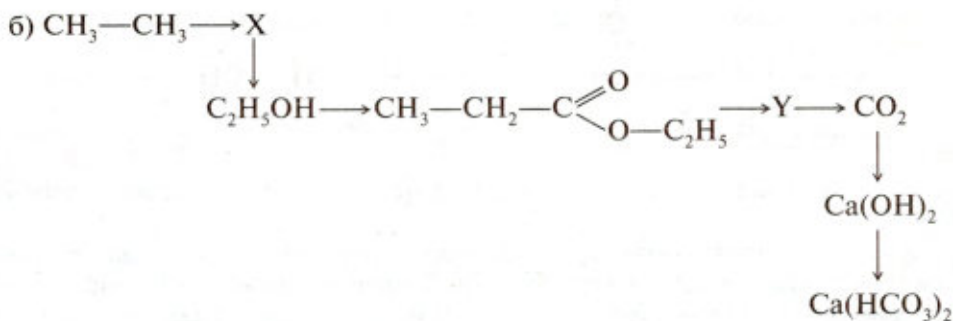
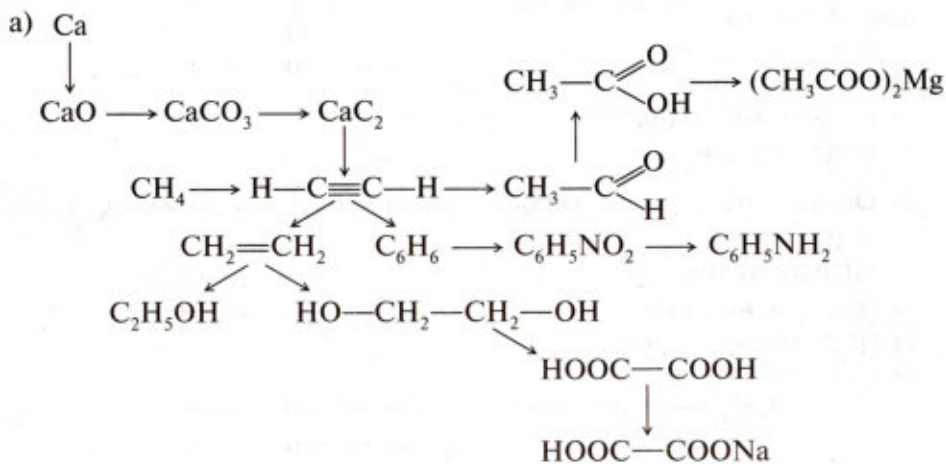
Ниже приведены некоторые схемы известных вам превращений, отражающих генетическую связь между органическими и неорганическими веществами.





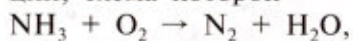
Подумайте, ответьте, выполните...

1. Составьте уравнения реакций, соответствующих схемам, отражающим генетическую связь между органическими и неорганическими веществами:



Тестовые задания

1. Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции, схема которой



равен

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

2. Определить наличие хлорид-иона в растворе можно с помощью раствора

- 1) нитрата натрия
2) нитрата серебра
3) гидроксида калия
4) гидроксида кальция

3. Определить наличие сульфат-иона в растворе можно с помощью раствора

- 1) нитрата натрия
2) хлорида бария
3) гидроксида калия
4) хлорида калия

4. Определить наличие карбонат-иона в растворе можно с помощью раствора

- 1) нитрата калия
2) соляной кислоты
3) гидроксида натрия
4) хлорида натрия



Решите задачи 6.35 и 6.36 (с. 44) из «Задачника с «помощником» для 10—11 классов.

Личный результат

Я могу доказывать взаимосвязь неорганических и органических соединений.

Я умею составлять уравнения химических реакций, отражающих взаимосвязь неорганических и органических веществ, объяснять их на основе теории электролитической диссоциации и представлений об окислительно-восстановительных процессах.

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»

- Повторите правила техники безопасности при работе в химическом кабинете.
- При подготовке к практической работе используйте приложение (с. 218—219).

1. Докажите, что в сульфате натрия находится примесь хлорида натрия.
 - Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращённом 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 проведённых вами реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.
3. В трёх пробирках без надписей даны кристаллические вещества: сульфат натрия, карбонат натрия, хлорид натрия. Опытным путём определите, какое вещество находится в каждой из пробирок.
 - Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.
4. В пробирках даны твёрдые вещества: а) сульфат натрия, сульфид натрия, сульфит натрия; б) карбонат калия, сульфат калия, хлорид аммония; в) сульфат калия, сульфит натрия, карбонат кальция. Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ.
5. Осуществите практически следующие превращения:
 - а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$
 - б) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$

↓

$\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$
6. **Отчёт о работе** выполните в произвольной форме.

Личный результат

Я могу практически распознавать вещества с помощью качественных реакций на анионы.

§ 43

Химия в промышленности.

Принципы химического производства

- Где используют серную кислоту?
- Как в промышленности получают аммиак и синтез-газ?
- Какой катализатор используют при синтезе аммиака?
- От каких факторов зависит скорость химической реакции?



Важная информация

Химическая промышленность занимается переработкой сырья (нефти, природного газа, металлов, минералов и др.) в разнообразную продукцию.

Задачи химических производств многообразны: это извлечение металлов из руд, синтез полимеров, лекарственных препаратов, производство важнейших неорганических веществ, стекла, минеральных удобрений, волокон, красителей, косметических средств и многое другое.

Принципиальная схема любого химического производства включает следующие этапы:

- 1) подготовка сырья (исходных веществ);
- 2) химическая переработка (проведение химических реакций);
- 3) выделение целевого продукта (разделение полученной смеси веществ).

Для того чтобы обеспечить оптимальную скорость реакций и высокий выход продукции, на химическом производстве увеличивают поверхность соприкосновения реагирующих веществ, повышают температуру и/или давление, а также используют катализаторы.



Важная информация

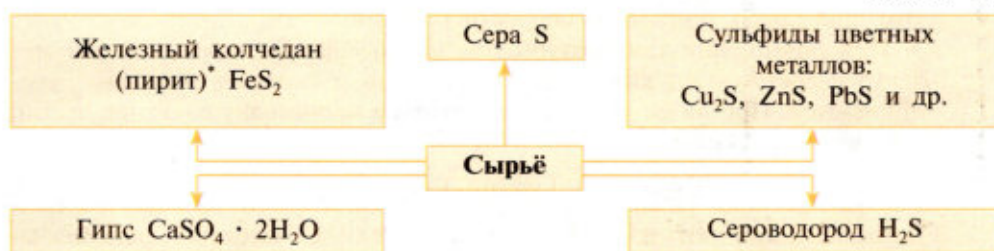
Принципы химического производства — предмет науки химической технологии.

В 9 классе вы ознакомились с условиями, необходимыми для проведения промышленно важных химических реакций (синтез аммиака, хлороводорода, получение серной и азотной кислот, производство син-

тез-газа и др.). Рассмотрим теперь некоторые химико-технологические процессы, лежащие в основе производства *серной кислоты*. Среди минеральных кислот серная кислота по объёму производства и потребления занимает первое место.

Сырьевые источники производства серной кислоты достаточно многообразны (схема 10).

Схема 10

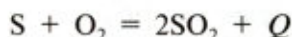


Сернокислотные заводы расположены в различных районах нашей страны. На каждом заводе используют тот вид сырья, который добывают поблизости, а также стремятся к его *комплексному использованию*. Например, используют оксид серы(IV), образующийся при обжиге сульфидов цветных металлов, и сероводород, выделяющийся при коксовании каменного угля или при переработке некоторых природных газов. Так соблюдается *принцип комбинирования* различных химических производств.

! Важная информация

Химическая суть процессов в производстве серной кислоты сводится к окислению сырья до оксида серы(VI), каталитическому окислению SO_2 в SO_3 и переводу SO_3 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, в качестве сырья используют преимущественно серу. Её сжигают в избытке воздуха:



В процессе обжига пирита*



использовались интересные технологические принципы. Экспериментальным путём были установлены закономерности изменения скорости реакции:

* В нашей стране в настоящее время пирит не используют из-за истощения его запасов и экологических проблем, возникающих при его переработке.

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 слёживание, 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 экзотермическая, то температура поднималась выше оптимальной, т. е. выше $800\text{ }^{\circ}\text{C}$. Следовательно, избыточную теплоту нужно было отводить и использовать для других целей, например для получения водяного пара.

Учёными был решён вопрос о степени измельчения пирита. Для повышения скорости обжига пирит следовало дробить по возможности мельче. Однако спекание мелких частиц препятствовало доступу кислорода. Был сделан вывод, что, применяя *принцип противотока*, т. е. подавая в печь тонко измельчённый пирит сверху и продувая воздух снизу, можно отрегулировать подачу воздуха, чтобы частицы пирита разрыхлялись и оставались в подвижном состоянии (рис. 45). Такой слой мелких частиц называли *кипящим*, так как он напоминал кипящую жидкость, через которую прорываются пары. Частицы пирита могли быть очень мелкими: в кипящем слое они не слёживались и хорошо смешивались с воздухом. Поэтому процесс обжига происходил очень быстро, в течение нескольких секунд. Работа таких печей была полностью механизирована: в печь непрерывно ленточным транспортёром подавали измельчённый пирит, а компрессорами вдували воздух. Образующийся оксид серы(IV) автоматически отводили для дальнейшей переработки. Заданный технологический режим (температура, подача воздуха и измельчённого пирита) регулировался автоматически.

Очистка оксида серы(IV). Полученный при обжиге пирита оксид серы(IV) тщательно очищали, так как примеси отравляют используемый в дальнейшем катализатор, т. е. теряются его каталитические свойства. Чтобы удалить из газовой смеси пыль, её пропускали через аппарат, называемый *циклоном* (см. рис. 45). Он состоит из двух цилиндров, вставленных один в другой. Смесь газов поступала в наружный цилиндр и двигалась по спирали сверху вниз. Под действием движения газов в циклоне частицы пыли отбрасывались к стенке наружного цилиндра, падали вниз и удалялись.

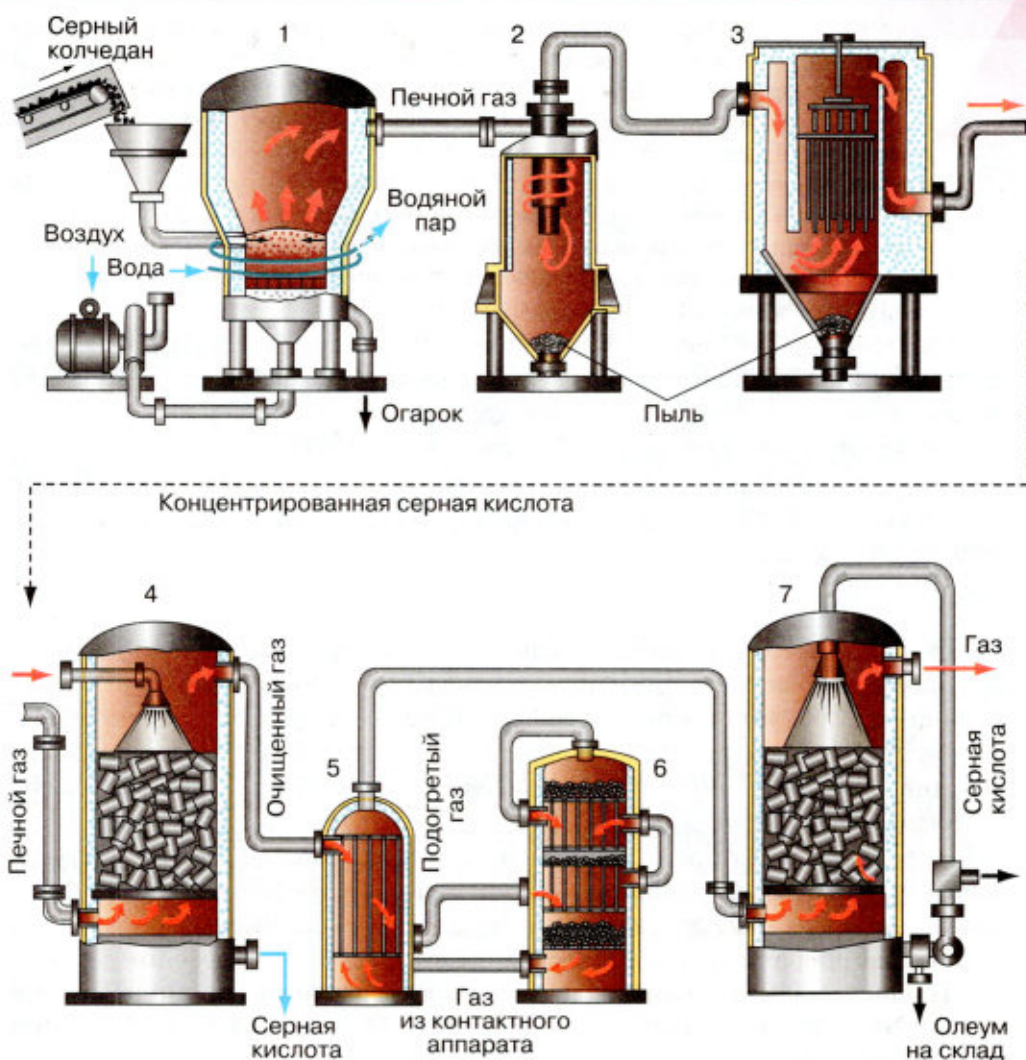


Рис. 45. Производство серной кислоты: 1 — печь для обжига пирита; 2 — циклон; 3 — электрофильтр; 4 — сушильная башня; 5 — теплообменник; 6 — контактный аппарат; 7 — поглотительная башня

Наиболее мелкие пылинки оставались в газе. Для их удаления смесь направляли в *электрофильтры*. Это аппараты, состоящие из металлических сеток, между которыми протянута тонкая проволока. К ней подвели постоянный электрический ток высокого напряже-

ния (60 000 В). Проволока заряжалась отрицательно, а сетка — положительно. Смесь газов поступала в камеру снизу. В результате действия сильного электрического поля пылинки приобретали отрицательный заряд, притягивались к сетке, где теряли свой заряд, и падали 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, поглощающая водяные пары. Для увеличения поверхности соприкосновения газа и жидкости башню заполняют керамическими кольцами.

Оксид серы(IV), получаемый при сжигании серы, практически не содержит примесей, поэтому для его очистки не требуется громоздкая очистительная аппаратура: его только осушают.

Окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI). Полученный оксид серы(IV) и воздух поступают в *контактный аппарат* (см. рис. 45), где в присутствии катализатора, содержащего 15–20 % оксида ванадия 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.

Теплообмен между горячими продуктами реакции и поступающими в колонну синтеза исходными веществами (N_2 и H_2) используют и при синтезе аммиака.

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

Получение серной кислоты гидратацией оксида серы(VI). Оксид серы(VI), охлаждённый в теплообменнике, направляют в *поглотительную башню* (см. рис. 45). 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 её 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*.

Принципы химического производства, с которыми вы познакомились при изучении производства серной кислоты, являются общими и применяются почти на всех других химических производствах. Они заключаются в следующем:

- 1) механизация и автоматизация производственных процессов;
- 2) создание оптимальных условий для протекания химических реакций;
- 3) использование теплоты химических реакций;
- 4) комплексное использование сырья и др.

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

Химическая промышленность. Химическая технология



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Какие этапы включает принципиальная схема химического производства?

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

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

4*. Человек начинает ощущать едкий запах оксида серы(IV), если в 1 м^3 воздуха содержится 3 мг SO_2 . При вдыхании в течение 5 мин воздуха с таким содержанием SO_2 у человека развивается воспаление гортани. Какое количество SO_2 приводит к развитию бо-

лезни? (Считайте, что объём лёгких равен 9,5 л, а вдох происходит каждые 4 с.)

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

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

Тестовые задания

1. Катализатор используют

- 1) при поглощении оксида серы(VI)
- 2) при обжиге пирита
- 3) при перегонке нефти
- 4) при синтезе аммиака

2. В контактном аппарате сернокислотного производства получают

- 1) серу
- 2) оксид серы(IV)
- 3) оксид серы(VI)
- 4) разбавленную серную кислоту

3. В производстве серной кислоты на стадии окисления SO_2 для увеличения выхода продукта

- 1) повышают концентрацию кислорода
- 2) увеличивают температуру
- 3) понижают давление
- 4) вводят катализатор

Личный результат

Я могу объяснить научные принципы производства на примере производства серной кислоты.

Химико-технологические принципы промышленного получения металлов. Производство чугуна

- **Вспомните из курса географии, что такое руда.**
- **Какие сплавы железа вы знаете?**
- **Перечислите известные вам изделия из чугуна.**

Определение

Науку о промышленных способах получения металлов называют МЕТАЛЛУРГИЕЙ.

Получение металла из руды включает несколько стадий.

1) *Природные руды обогащают* (удаляют примеси различными способами). Перед обогащением руду обычно измельчают. Для удаления примесей используют промывку (отмывание пустой породы), флотацию (разделение мелких твёрдых частиц руды и пустой породы, основанное на их различии в смачиваемости водой), магнитную сепарацию (когда отделяют магнитную руду от немагнитной пустой породы) и др.

2) В процессе химических превращений *получают металл или его сплав*.

3) Полученный металл или его сплав подвергают *механической обработке* (давлением или литьём придают металлу соответствующую форму).

Производство железа и его сплавов относят к *чёрной металлургии*. Важнейшими сплавами железа являются чугун и сталь (см. § 33).

Получение чугуна. Чугун получают из железных руд в *доменных печах* (рис. 46). Рассмотрим химические реакции, протекающие в доменной печи.

Доменную печь сверху последовательно загружают *шихтой* — железной рудой, смешанной с флюсами (они снижают температуру плавления металла и облегчают его отделение от пустой породы), затем коксом (прокалённым), опять железной рудой и т. д. Снизу вдувают нагретый воздух, обогащённый кислородом; кокс сгорает:



В результате этой экзотермической реакции температура достигает 1850 °С. Образующийся оксид углерода(IV), поднимаясь, соприкасается

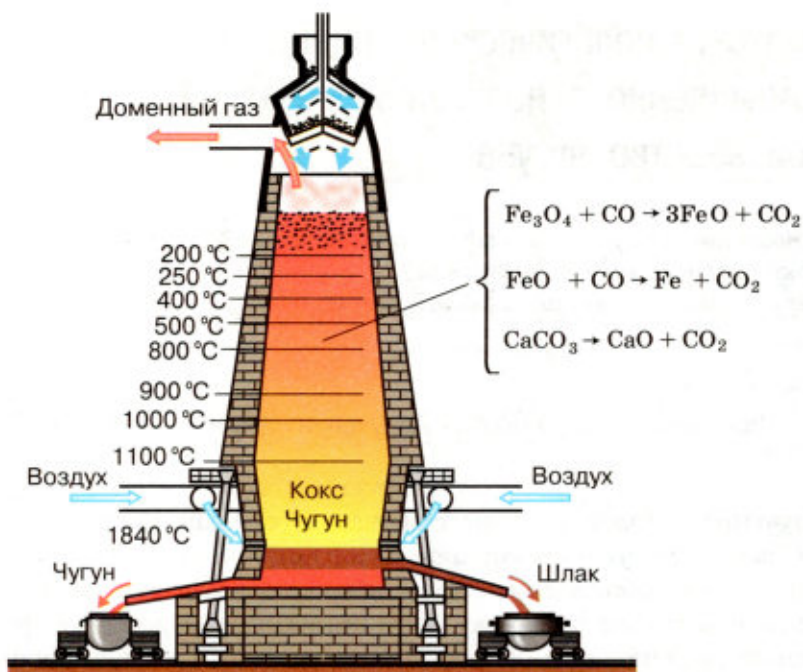


Рис. 46. Доменная печь

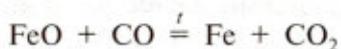
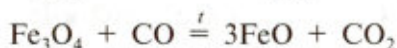
с раскалённым углём и реагирует с ним, подобно тому как это происходит в газогенераторе:



Оксид углерода(II) является основным восстановителем железа из его оксидов, хотя в этом процессе участвует также твёрдый углерод, содержащийся в коксе. Восстановление железа оксидом углерода(II) происходит последовательно:



Если сырьём является красный железняк, то процесс восстановления железа происходит так:



Сверху у доменной печи имеется автоматическое загрузочное устройство, которое состоит из двух воронок, расположенных одна над другой. Руда и кокс сначала поступают в верхнюю воронку, а при её опускании — в нижнюю.

При опускании нижней воронки руда и кокс попадают в печь. В результате последовательного действия верхней и нижней воронок во время загрузки печь остаётся закрытой. Благодаря этому газы в атмосферу не выходят, а подаются в специальные печи, называемые регенераторами, где они сгорают. Как только стенки регенератора нагреются до высокой температуры, доменный газ и необходимый для его сжигания воздух подают в другой регенератор. В это время через первый (нагретый) регенератор пропускают холодный воздух, чтобы его нагреть перед вдуванием в доменную печь. Изменение направления потока доменного газа и воздуха *регулируется автоматически*, как и все остальные процессы доменного производства (подготовка и взвешивание шихты, загрузка домны, периодический выпуск шлака и чугуна).

 **Важная информация**

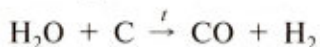
Домна — аппарат непрерывного действия.

Условия, ускоряющие химические реакции в доменной печи. Производительность доменной печи зависит не только от её размеров, но и от скорости протекания в ней химических процессов. Вспомним основные факторы, увеличивающие скорость химических реакций.

1. *Скорость химических реакций увеличивается при повышении концентраций реагирующих веществ* (см. § 13). Для этого железную руду обогащают, а к вдуваемому в доменную печь воздуху добавляют кислород. Концентрацию реагирующих веществ увеличивают также введением в доменную печь природного газа, состоящего в основном из метана. При сгорании метана образуются оксид углерода(IV) и вода:



Оксид углерода(IV) и водяные пары реагируют с раскалённым углём:



В результате повышается концентрация оксида углерода(II) и образуется дополнительный восстановитель — водород.

2. *Скорость химических реакций зависит от поверхности соприкосновения реагирующих веществ.* С учётом этого загружаемые в доменную печь руда, кокс и флюсы должны состоять из кусков определённых оптимальных размеров. Крупные куски размельчают, а слишком мелкие укрупняют спеканием, иначе мелкие куски закроют проход газам. Процесс спекания называют *агломерацией*. Получившийся агломерат затем измельчают до требуемых размеров.

3. *Скорость химических реакций зависит от температуры.* Для повышения температуры воздух, вдуваемый в доменную печь, предварительно нагревают в регенераторах (*принцип теплообмена*). Для этих же целей используют теплоту экзотермических реакций: раскалённые газы из нижней части доменной печи, поднимаясь, подогревают до нужной температуры поступающие сверху плавильные материалы (*принцип противотока*).

Чёрная металлургия. Доменная печь. Агломерация



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Что такое металлургия?
2. Перечислите стадии получения металла из руды.
3. Какие химические реакции протекают в доменной печи при восстановлении железа из руд? Поясните это на примере восстановления железа из магнитного железняка.
4. Какова роль кокса в доменном процессе? Почему в доменных печах нельзя получить чистое железо?
5. Какие общие принципы химических производств соблюдаются в доменном процессе? Можно ли считать доменный процесс непрерывным и почему?
6. Какова роль флюсов в доменном процессе? Что следует использовать в качестве флюсов, если перерабатываемая железная руда содержит доломит?
7. При каких условиях увеличивается скорость химических реакций? Как это учитывают в доменном процессе?
8. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить железо из его оксидов Fe_2O_3 и Fe_3O_4 , используя в качестве восстановителя: а) водород; б) алюминий; в) оксид углерода(II). Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.
9. Рассчитайте массу магнитного железняка Fe_3O_4 , необходимого для получения 2 т железа, если он содержит 0,1 массовой доли, или 10%, примесей.

Тестовые задания

- Степень окисления железа в соединении $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ равна
1) +2 2) +3 3) +4 4) +8
- Схеме превращения $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ соответствует уравнение химической реакции
1) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{FeO} + \text{CO}_2\uparrow$
2) $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2\uparrow$
3) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
4) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- В уравнении реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ вместо многоточия следует поставить формулу
1) алюминия 3) водорода
2) соли 4) оксида углерода(II)
- В доменном процессе кокс необходим для получения
1) окислителей
2) восстановителей
3) высоких температур
4) восстановителей и высоких температур
- В состав шихты для загрузки доменной печи входят
1) руда, флюсы, кокс
2) уголь, известняк, железный лом
3) флюсы, уголь, железо
4) кокс, оксид кремния(IV), железо



Используя «Задачник с «помощником» для 10—11 классов, решите задачи 6.37, 7.34 и 7.38.

Личный результат

Я знаю, какие принципы химического производства используются при получении чугуна.

Я умею составлять уравнения химических реакций, протекающих при получении чугуна.

Производство стали

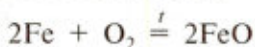
- Что такое сталь? Чем сталь отличается от чугуна?
- Какие металлы относят к цветным?

В стали содержится меньше углерода, чем в чугуне, — обычно около 0,6–1 %.

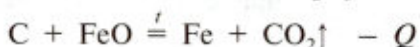
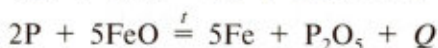
Получают сталь из чугуна и железного лома. Частично для этой цели используют также железную руду.

Чугун отличается от стали большим содержанием углерода и кремния. В чугуне содержатся также значительные количества серы и фосфора. Эти примеси нежелательны, так как сера придаёт стали *красноломкость* (при горячей механической обработке в ней образуются трещины), а фосфор — *хладноломкость* (хрупкость при обработке в обычных условиях). Следовательно, для получения стали из чугуна необходимо уменьшить в нём содержание углерода и кремния, а серу и фосфор требуется удалить по возможности полностью. Это достигается окислением примесей кислородом воздуха, но при этом в расплавленной стали растворяется азот, который ухудшает её механические свойства. По этой причине для окисления примесей в настоящее время применяют чистый кислород. В результате ускоряется процесс окисления примесей (увеличивается концентрация реагирующих веществ, повышается температура) и удаётся получить более качественную сталь, не содержащую растворённого азота.

Основные реакции, протекающие при производстве стали. Процесс окисления примесей, содержащихся в чугуне, довольно сложный. Железо, концентрация которого в чугуне значительно выше, чем концентрация примесей, частично окисляется:

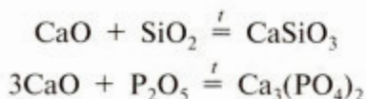


Далее образовавшийся оксид железа(II) окисляет примеси, содержащиеся в чугуне (C, Si, Mn, S):



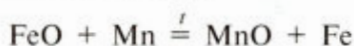
Сталь умели изготавливать ещё в Древнем Египте. Об этом свидетельствует стальное долото, которое было найдено в пирамиде Хуфу, построенной за 2900 лет до нашей эры. Разработка научного обоснования получения стали была дана в 1841 г. русским металлургом П. П. Аносовым. Его труды были сразу же переведены на немецкий и французский языки.

Для удаления оксидов кремния и фосфора к перерабатываемому чугуна добавляют известь:

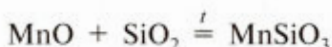


Образовавшиеся силикат и фосфат кальция — легкоплавкие вещества, они в виде шлака всплывают на поверхность расплавленной стали.

После окончания окислительных реакций в стали обычно остаётся некоторое количество оксида железа(II), ухудшающего её свойства. Для его удаления в расплавленную сталь добавляют так называемые *раскислители*, например ферромарганец (сплав железа с марганцем). Марганец реагирует с оксидом железа(II):



Оксид марганца(II) реагирует с оксидом кремния(IV):



Силикат марганца(II) удаляется в виде шлака.

Существует несколько способов переработки чугуна в сталь (кислородно-конвертерный, мартеновский, переработка в электропечах). Все они основываются на рассмотренных выше окислительно-восстановительных реакциях.

Кислородно-конвертерный способ производства стали. Изобретателем конвертерного способа получения стали является английский учёный Генри Бёссмер (1813—1898). При переработке чугуна в сталь по этому методу процесс окисления примесей осуществляют в больших металлических сосудах грушевидной формы, так называемых конвертерах (рис. 47). Конвертер выложен изнутри огнеупорной кладкой. Через горловину в него заливают расплавленный чугун, загружают металлом с небольшим количеством извести общей массой около 100 т. В конвертер под давлением нагнетают чистый кислород. При этом происходит окисление примесей.

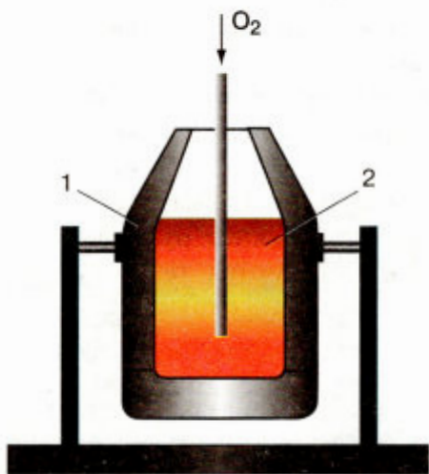


Рис. 47. Кислородный конвертер: 1 — огнеупорный материал; 2 — расплавленный металл

Основное преимущество этого способа заключается в том, что он экономичен. Для поддержания нужной температуры в конвертере не требуется сжигать топливо. Необходимая температура (около 1700 °С) достигается в результате экзотермических реакций окисления примесей. При использовании кислорода окисление примесей протекает за 30—40 мин. После окончания процесса наклоняют конвертер, сливают шлак и выпускают готовую сталь.

**Аносов Павел Петрович
(1799—1851)**

Русский металлург, горный инженер. Он первым применил микроскоп для изучения структуры стали. Изобрёл способ закалки стальных изделий в струе сжатого воздуха. Получил литую сталь и усовершенствовал многие заводские механизмы и печи.

! Важная информация

Кислородный конвертер — аппарат периодического действия.

Разливка стали. Как в кислородных конвертерах, так и в мартеновских печах и электропечах сталь получают в жидком состоянии. Чтобы получить заготовки, нужно провести ряд операций. Расплавленную сталь из печи выпускают в специальные ковши, выложенные внутри огнеупорным кирпичом. Из ковшей сталь разливают в изложницы, где она затвердевает. Полученные слитки стали извлекают из изложниц, нагревают и прокатывают на обжимных станках (блюмингах).

Проблема безотходных производств в металлургии и охрана окружающей среды. При развитии металлургического производства возникает необходимость эффективно использовать природные ресурсы с извлечением из перерабатываемого сырья максимального количества ценных продуктов, т. е. создать *безотходное производство*. Ярким примером этого является *цветная металлургия*, т. е. металлургия цветных металлов. Как вам уже известно, при обжиге руд цветных металлов (медных, цинковых, свинцовых) образуются газы, содержащие оксид серы(IV) SO_2 . Так как SO_2 загрязняет окружающую среду, то на современных производствах этот газ при помощи специальных устройств улавливают и используют для производства серной кислоты. В результате предотвращается загрязнение окружающей среды, а предприятие получает дополнительную прибыль. Так, например, при производстве 1 т меди можно получить примерно 10 т серной кислоты.

Кислородный конвертер. Безотходное производство

3 Подумайте, ответьте, выполните...

1. В чём заключается сущность процесса переработки чугуна в сталь?
2. Какие химические процессы протекают при производстве стали?
Составьте уравнения соответствующих реакций.
3. С какой целью в сталеплавильном процессе используют кислород?
4. При сжигании в токе кислорода 0,2 г стали получили 0,01 г оксида углерода(IV). Определите массовую долю (в процентах) и массу углерода в этом образце стали.

Тестовые задания

1. Установите соответствие между понятием и соответствующим ему определением.

1) хладноломкость	А. образование трещин в стали при горячей механической обработке
2) красноломкость	Б. добавки к стали для удаления из неё оксида железа(III)
3) раскислители	В. хрупкость стали при обыкновенной температуре
2. Укажите верное утверждение.
 - 1) Чугун и сталь не различаются по составу.
 - 2) Чугун и сталь — сплавы железа и углерода, различающиеся по свойствам и содержанию в них углерода.
 - 3) Чугун — это смесь, а сталь — это сплав.
 - 4) Чугун и сталь не различаются по свойствам.

Личный результат

Я умею составлять уравнения химических реакций, протекающих при получении стали.

- Какие органические вещества используют в средствах бытовой химии?
- Вспомните, какие катализаторы используют в реакциях присоединения водорода (гидрирования).
- Как действуют на организм фенол и формальдегид?

Итак, вы закончили изучение химии в школе. Предположим, вы не собираетесь быть химиком. Что же должно остаться в памяти? Конечно, не забудутся эффектные опыты, которые проводили вы или демонстрировал учитель. Но самое важное — это уметь применять то, что вы узнали на уроках, в повседневной жизни.

Каждый день вы умываетесь, готовите еду, стираете бельё, убираетесь в квартире. Если вы болеете, то принимаете лекарства. Как правило, почти всё необходимое для жизни городской житель покупает в магазине. Как сознательные потребители вы должны знать, что вы покупаете и насколько это безопасно.



Важная информация

На упаковке любого товара должна быть этикетка. Не забудьте внимательно прочитать то, что на ней написано!

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, ксилитом). Если вы сторонник здорового образа жизни, старайтесь не употреблять продукты, содержащие гидрогенизированные жиры. Эти жиры получают из растительных масел, в том числе подсолнечного или соевого, которые под действием высоких температур и при участии катализаторов присоединяют водород. Гидрогенизация способствует застыванию растительного масла, что необходимо для производства твёрдых 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 это средство использовать без перчаток. Есть чистящие средства, содержащие кислоты или щёлочи в больших концентрациях, соединения хлора (гипохлорит натрия), аммиак (аммоний): такие средства 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 знак, напоминающий скрещенные кости.



Важная информация

Знаки, предупреждающие об опасности, обращают наше внимание на возможность травм и несчастных случаев (рис. 48).

Хранить средства бытовой химии нужно в хорошо закрытых ёмкостях и в помещениях, где обитатели дома бывают 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 опасны для кожных покровов и дыхательной системы. Это краски, клеи, лаки, герметики и т. д. Работать с такими веществами всё 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.



Важная информация

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 своё название из-за верхнего слоя, покрытого поливинилхлоридной (ПВХ) плёнкой. Качественные виниловые обои пожаробезопасные, износостойкие и водостойкие. На рулоне, помимо всех значков, должен обязательно стоять *значок экологической безопасности* этих обоев, для каждой страны этот значок выглядит по-разному.



Рис. 48. Знаки, предупреждающие об опасности

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, даже если виниловые обои отвечают стандартам безопасности, лучше всего оклеивать ими хорошо проветриваемые помещения.

Линолеум и синтетические ковровые покрытия могут быть источником токсичных ароматических углеводородов (рис. 49).

Мебель. Чистота воздуха в помещениях во многом зависит и от качества мебели.



Важная информация

Мебель из древесно-стружечных плит (ДСП) выделяет фенолы и формальдегид (муравьиный альдегид, метаналь).

Формальдегид — бесцветный газ с характерным запахом — важный компонент для производства древесного клея. Всемирная организация здравоохранения признала этот газ канцерогеном (вызывающим злокачественные опухоли). Он также раздражает дыхательную систему, может



Рис. 49. Отделочные материалы должны быть безопасными



Рис. 50. Внутри упаковки лекарства есть инструкция!



Рис. 51. Средства гигиены

вызывать аллергические реакции, вплоть до астмы, головную боль, депрессию, боли в суставах, хроническую утомляемость. Формальдегид содержится в клеях, политурах, 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 (рис. 50).

Важная информация

Прежде чем использовать лекарство, внимательно прочитайте инструкцию!

Образ жизни современного человека мало напоминает образ жизни его предков, живших в пещерах или хижинах и добывавших пищу охотой. Изменились и стандарты чистоты, и именно достижения химии позволяют человеку соответствовать этим новым стандартам. Он каждый день принимает душ, пользуясь мылом, шампунем и гелем, чистит зубы зубной пастой, надевает чистую одежду, выстиранную стиральным порошком (рис. 51). Далеко не все ингредиенты, входящие в состав этих веществ и других средств бытовой химии, подвергаются биоразложению или улавливаются фильтрами очистных сооружений. Например, фосфаты, входящие в состав стиральных порошков, попадая со сточными водами в водоёмы, играют там роль удобрений и вызывают усиленное размно-

жение цианобактерий (так называемое цветение воды). Это ведёт к массовой гибели других обитателей водоёмов, так как в воду попадают ядовитые продукты жизнедеятельности цианобактерий.



Важная информация

Средства бытовой химии представляют опасность для окружающей среды.

Да, современный дом во многом напоминает химическую лабораторию. Соответственно и правила поведения в доме должны быть сходны с таковыми в лаборатории химика. Прежде всего вашей «лаборатории» необходима хорошая вентиляция. Все «реактивы» (лекарства и средства бытовой химии) должны храниться в оригинальных упаковках и в местах, недоступных детям. Использовать такие реактивы нужно только в минимально необходимых количествах и с соблюдением техники безопасности. А если вам требуется приобрести новые «реактивы» для вашей «лаборатории», призовите на помощь знание химии и здравый смысл.

Тестовые задания

1. Токсичное вещество, вызывающее раздражение дыхательных путей, аллергические реакции, головную боль, — это

- | | |
|----------------------------|--------------------|
| 1) дистиллированная вода | 3) углекислый газ |
| 2) метаналь (формальдегид) | 4) поваренная соль |

2. Вещество (тёмно-фиолетовые кристаллы), которое используют в быту как дезинфицирующее средство в виде свежеприготовленного раствора, хранят в тёмной стеклянной посуде с притёртой пробкой (в химической лаборатории это вещество рекомендуется хранить в герметическом металлическом футляре, так как оно может воспламенять другие вещества), — это

- | | |
|-----------------|----------------------|
| 1) бромид калия | 3) хлорид калия |
| 2) иодид калия | 4) перманганат калия |

3. Токсичный газ, отравление которым вызывает головокружение, головную боль, судороги и потерю сознания, — это

- | | |
|-----------------------|-------------|
| 1) оксид углерода(IV) | 3) кислород |
| 2) оксид углерода(II) | 4) озон |

Личный результат

Я знаю правила безопасной работы со средствами бытовой химии.

Химическая промышленность и окружающая среда

- Какие экологические проблемы возникают при производстве серной кислоты?
- В чём опасность для окружающей среды металлургических производств?
- Перечислите опасные для здоровья человека вещества, которые могут содержаться в средствах бытовой химии и отделочных материалах.
- Что такое радионуклиды?

Изучив курс химии, вы ознакомились с производством важнейших продуктов химической промышленности: некоторых полимеров, углеводородов, синтез-газа, железа и его сплавов, серной кислоты и др. Вы узнали, как каждое из этих производств влияет на окружающую среду и какие меры принимаются для предотвращения её загрязнения. Наша задача — обобщить и расширить полученные вами знания об экологических проблемах, связанных с химическими производствами, и рассмотреть возможные пути их решения.

Отходы химических производств загрязняют воздух, воды и почву.



Важная информация

Химическое загрязнение — основной фактор неблагоприятного антропогенного воздействия на природную среду.

Источники загрязнения воздуха. Основными ядовитыми веществами, попадание которых в воздух существенно ухудшает его качество, являются диоксид серы SO_2 , диоксид азота NO_2 , оксид углерода CO , озон O_3 , сероводород H_2S , летучие органические вещества. Существенно ухудшает качество воздуха попадание в него частиц, содержащих соединения тяжёлых металлов (свинца Pb , кадмия Cd , ванадия(V) и др.), а также частиц углерода в виде сажи.

Одним из основных источников загрязнения воздуха тяжёлыми металлами является металлургическая промышленность.

Поступление SO_2 в воздух в основном связано с процессами сгорания каменного угля, нефти и природного газа, содержащих органические соединения серы. Часть SO_2 в результате фотохимического окис-

ления в атмосфере превращается в SO_3 , реагирующий с атмосферной влагой с образованием серной кислоты. Важным источником SO_2 является цветная металлургия: производство меди, никеля, кобальта, цинка и других металлов, включающее стадию обжига сульфидов.

Оксиды азота — предшественники азотной кислоты — попадают в атмосферу главным образом в составе дымовых газов котлов тепловых электростанций и выхлопов двигателей внутреннего сгорания. При высоких температурах азот воздуха частично окисляется, образуя смесь NO и NO_2 . В жаркую погоду увеличение концентрации NO_2 в воздухе при определённых условиях влечёт за собой и повышение концентрации в воздухе озона.

Причиной увеличения содержания в воздухе оксида углерода(II) CO также является интенсивное движение транспорта.

Летучие органические вещества попадают в воздух в результате использования различных растворителей, а также при транспортировке бензина и заполнении им баков автомобилей. Огромное количество растворителей испаряется при покраске зданий, помещений и при других ремонтных работах. Большое количество летучих органических веществ попадает в воздух из холодильных установок и аэрозольных баллончиков.

Источники загрязнения водоёмов. Наиболее распространённые загрязнители водоёмов — это пестициды, минеральные удобрения, синтетические моющие средства, тяжёлые металлы и их соли, нефтепродукты и др. Так, минеральные удобрения попадают в водоёмы с полей с тальми или дождевыми водами. В результате в водоёмах начинают сильно разрастаться водоросли. После их гибели на дне накапливается большое количество органических остатков, для окисления которых вначале расходуется кислород, растворённый в воде. При недостатке кислорода в результате деятельности анаэробных (гнилостных) бактерий в воду выделяется метан CH_4 , аммиак NH_3 , сероводород H_2S и фосфин PH_3 . Это ведёт к гибели рыб и других обитателей водоёмов. Множество токсичных веществ содержат стоки промышленных предприятий.

Загрязнение морей и океанов вызвано как разливами нефти и нефтепродуктов, так и огромными скоплениями мусора (преимущественно пластиковых упаковок), не поддающегося биоразложению.

Источники загрязнения почвы. Почвы загрязняются в результате использования пестицидов, а также в результате аварий на различных производствах (химических заводах, атомных электростанциях и др.).

Экологический мониторинг. В условиях постоянного антропогенного загрязнения окружающей среды огромное значение приобретает экологический мониторинг.

! Важная информация

ЭКОЛОГИЧЕСКИЙ МОНИТОРИНГ (мониторинг окружающей среды) — это комплексная система наблюдений за состоянием окружающей среды, оценки и прогноза изменений состояния окружающей среды под воздействием природных и антропогенных факторов.

Мониторинг можно рассматривать как одну из мер по охране окружающей среды. Для осуществления мониторинга были предложены критерии, определяющие нормы химического воздействия загрязняющих веществ, — *предельно допустимые концентрации* таких веществ в воздухе (мг/м^3), воде (мг/л), почве.

! Важная информация

ПРЕДЕЛЬНО ДОПУСТИМЫЕ КОНЦЕНТРАЦИИ (ПДК) — наибольшее количество вредных веществ в единице объёма воздуха или воды, не вредящее здоровью людей и окружающей среде.

Число выбрасываемых в окружающую среду загрязняющих веществ (включая радионуклиды) составляет примерно 400 тыс. В первую очередь наблюдению (мониторингу) должны подлежать вещества, выброс которых наиболее сильно и повсеместно загрязняет окружающую среду. Это диоксид серы, пыль, монооксид углерода в воздухе, нефтепродукты и поверхностно-активные вещества в природных водах, пестициды в почвах.

Кроме того, необходимо контролировать содержание токсичных веществ, характеризующихся чрезвычайно низкими значениями ПДК. К подобным загрязнителям воздуха относятся оксид ванадия(V), соединения мышьяка, хрома(VI), стирол, металлическая ртуть, свинец и его соединения и др., водоёмов — неорганические соединения селена и ртути, изомеры дихлорбензола, соединения бериллия. Для особенно опасных токсических веществ (сульфидов, тетраэтилсвинца, бензпирена и др.) нормой считается полное отсутствие их в воде.

Для определения содержания в воздухе SO_2 , O_3 , Cl_2 , H_2S , CH_4 , CO и других газов обычно используют не отдельные приборы, а системы непрерывного автоматического контроля.

Способы решения экологических проблем. Чтобы уменьшить содержание NO_2 , CO и O_3 в воздухе, повышаются требования к техническим характеристикам автотранспорта. Качество воздуха улучшается, если концентрация этих веществ в выхлопных газах автомобилей не превышает соответствующие нормативы. Наиболее эффективным спосо-

бом снижения токсичности выхлопа является нейтрализация токсичных компонентов отработавших газов с использованием химических реакций окисления-восстановления. Для этой цели в выпускную систему двигателя устанавливают *каталитический нейтрализатор*. Трёхкомпонентный каталитический нейтрализатор нейтрализует три вредные составляющие выхлопных газов: CO, оксиды азота и несгоревшие углеводороды. В качестве катализаторов используют платину, палладий и родий, нанесённые на тончайшие металлические соты. В результате реакций в нейтрализаторе токсичные соединения окисляются или восстанавливаются до углекислого газа CO₂, азота N₂ и воды H₂O.

Чтобы уменьшить загрязнение атмосферы, в развитых промышленных странах планируют заменить традиционные источники энергии альтернативными — электростанциями, использующими энергию волн, энергию приливов и отливов, энергию ветра, а также теплоту глубин земной коры и энергию Солнца.

Для очистки загрязнённых водоёмов от разливов нефти и нефтепродуктов используют как механические методы (сбор нефти с поверхности воды насосами и др.), так и физико-химические (применение различных сорбентов). Сорбенты моментально впитывают нефть и нефтепродукты, образуя комок, насыщенный нефтью.

Биологический метод ликвидации разливов нефти основан на использовании специальных микроорганизмов и биохимических препаратов.

Экологический мониторинг. Предельно допустимые концентрации



Подумайте, ответьте, выполните...

1. Что является причиной загрязнения атмосферы, гидросферы и литосферы?
2. С какой целью осуществляют экологический мониторинг?
3. Приведите примеры химического загрязнения окружающей среды.
4. В рамках экологического мониторинга ознакомьтесь с мерами по охране окружающей среды, предпринимаемыми в вашем регионе, и выполните проект на эту тему.

Личный результат

Я могу объяснить причины химического загрязнения воздуха, водоёмов и почв.

Приложение

Определение катионов и анионов

Определяемый ион	Реактив	Результат реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски: фенолфталеин — бесцветный, лакмус — красный, метилоранж — розово-красный
Ag^+	Cl^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^-	Синий осадок
	S^{2-}	Чёрный осадок
		Окрашивание пламени в сине-зелёный цвет
Fe^{2+}	OH^-	Белый хлопьевидный осадок, на воздухе зеленеет
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок, при избытке OH^- растворяется
	S^{2-}	Белый осадок
Al^{3+}	OH^-	Осадок серого цвета, при избытке OH^- растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в жёлто-зелёный цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок
		Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+		Цвет пламени жёлтый (через кобальтовое стекло)

Определяемый ион	Реактив	Результат реакции
K^+		Цвет пламени фиолетовый (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+	Белый осадок
Br^-	Ag^+	Желтоватый осадок
	H_2SO_4	Выделение SO_2 (резкий запах) и Br_2 (бурый цвет)
I^-	Ag^+	Жёлтый осадок
	H_2SO_4	Выделение H_2S 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_3COO^-	H_2SO_4	Появление запаха уксусной кислоты
NO_3^-	H_2SO_4 (конц.) и Cu	Выделение бурого газа
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Жёлтый осадок (в нейтральной среде)
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски: фенолфталеин — малиновый, лакмус — синий

Полезные ссылки

1. www.elementy.ru
2. www.fcior.edu.ru
3. www.xumuk.ru
4. www.nplus1.ru
5. www.nanometer.ru

Предметно-именной указатель

- Агломерация 203
Аккумулятор 100
Активированный комплекс 62
Актиноиды 24
Аллотропия 49
Анод 99, 113
Аносов, Павел Петрович 207
Аррениус, Сванте 83
Атомный номер 4
Аэрозоли 78
- Байков, Александр Александрович** 133
Берцелиус, Йенс Якоб 50
Бессемер, Генри 206
- Валентность** 26
Вёлер, Фридрих 187
Вернер, Альфред 159
Водородные соединения 30, 184
Водородный показатель 87
Вольты, Алессандро 98, 99
- Гальванический элемент** 98
Гесс, Генрих Иванович 56
Гибридизация атомных орбиталей 39
Гидриды 30, 124, 184
Гидролиз 93
— органических веществ 93
— солей 94
Гидроксиды 155
Гомология 50
- Дефект массы** 8
Дисперсные системы 74
Доменная печь 199
- Закон**
— Гесса 56
— действующих масс 63
— периодический 10
— сохранения массы веществ 7
— сохранения и превращения энергии 7
- Изомерия** 50
Изотопы 5
Интерметаллиды 131
Ионное произведение воды 86
- Катализ** 65
— гомогенный 66
— гетерогенный 66
Катализатор 65
Катод 99, 113
Квантовые числа 12
Кинетическое уравнение реакции 63
Кислородный конвертер 206
Кислоты 84
Коагуляция 77
Коллоидные растворы (золи) 76
Комплексные (координационные) соединения 159
Константа диссоциации 85
Коррозия металлов 108
— химическая 108
— электрохимическая 109
Кристаллическая решётка 44
Кристаллы
— атомные 47
— молекулярные 46
— ионные 46
— металлические 44
- Лавуазье, Антуан Лоран* 7
Лантаноиды 21, 24
Легирующие добавки 150
Ломоносов, Михаил Васильевич 7
- Майер, Роберт* 8
Массовое число 4
Менделеев, Дмитрий Иванович 82
Металлургия 199
Металлы
— лёгкие 120
— легкоплавкие 121
— тугоплавкие 121
— тяжёлые 120
Метод электронного баланса 53
Молярная концентрация 79
- Нуклиды** 5
- Оксиды** 155
Орбиталь 11
Основания 84

Переходные элементы 21
Полиморфизм 49
Полиморфные модификации 49
Предельно допустимые концентрации 216
Принцип Ле Шателье 72
Принцип противотока 194
Протолитическая теория кислот и оснований 84

Радионуклиды 5
Растворы 76
Ряд стандартных электродных потенциалов 104

Скорость химической реакции 60
Сплавы 150
Сталь 152, 205
Стандартные условия 104
Стандартный водородный электрод 104
Стандартный электродный потенциал 105
Степень диссоциации 85

Тепловой эффект реакции 55
Теплота образования 56
Теплота сгорания 56
Топливный элемент 101

Флёров, Георгий Николаевич 25

Химическая связь
— водородная 35
— ионная 32
— ковалентная 33
— металлическая 35
Химические реакции
— ионного обмена 90
— обратимые и необратимые 57
— окислительно-восстановительные 53
— экзотермические 55
— эндотермические 55
Химический элемент 4
Химическое равновесие 71

Чугун 152, 199

Эйнштейн, Альберт 8
Экологический мониторинг 216
Электроды 99
Электролиз 113
Электролитическая диссоциация 83
Электронная конфигурация атома 13
Электронная формула 13, 33
Электроотрицательность 32
Электрохимия 102
Элементарная ячейка 44
Энергетический уровень 10
Энергия активации 61

Ответы на расчётные задачи

§ 2. 3. 190,4 л CO_2 . 4. Азотом ($22,2 \text{ м}^3$ азота не вступит в реакцию). § 3. 4. 28 г NaHS ; 0,5 моль. § 5. 4. H_2S . § 6. 7. 4,45 %. § 9. 5. 0,08, или 8 %. § 10. 5. 72,2 г. § 11. 5. 8,2 г NaNO_3 ; 1,26 г HNO_3 . § 12. 9. 279,2 кДж. 10. 761,6 кДж. § 13. 3. 0,05 моль/л · с, или $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с. Концентрация вещества В уменьшилась на $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. § 14. 4. В 243 раза. § 17. 3. 26,5 г Na_2CO_3 . 4. 12,25 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 0,125 моль $\text{Cu}(\text{OH})_2$. § 19. 6. 14,35 г AgCl . В избытке HCl — 20,35 г. 7. 11,2 л CO_2 . § 20. 4. 23,9 % H_3PO_4 . 5. 25,8 мл H_2SO_4 . § 21. 6. 71,5 г KNO_3 . 7. 4,82 % CH_3COOH . § 22. 5. 62,5 % Cu ; 37,5 % Al . 6. 9,73 % FeCl_3 . § 23. 7. 23,02 г. 8. $\approx 71,4$ г CaCO_3 . 9. 11,76 л H_2 . § 24. 5. 99,3 %. 6. 2,025 моль AlCl_3 . § 25. 5. $22,4 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ и $22,4 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$. 6. 0,64 моль, или 25,6 г, NaOH . 7. 8,875 г Cl_2 ; 2,8 л Cl_2 . § 26. 7. 66,97 т Fe . § 27. 7. 25,6 г AlCl_3 ; 6,44 л H_2 . 8. 710,6 кДж. 9. 30 % Al и 70 % Al_2O_3 ; 15,96 мл раствора NaOH . § 28. 4. 99,4 г CuS . § 29. 3. ≈ 11 % Al ; ≈ 89 % Cu . 4. 35,78 мл HCl ; 2,7 г CuCl_2 . § 30. 3. 80 %. 4. $\approx 50,4$ % Zn ; 49,6 % Cu . § 31. 3. 130 г Cr . § 32. 3. 55,42 кг Fe . 4. 5,5 г Cu ; 13,03 г FeSO_4 . § 33. 5. 0,54 % C . 6. 13,44 л H_2 . § 34. 4. 6 % NaOH . 6. 24,3 %. § 37. 3. 12,8; 4,48 л; 0,2 моль SO_2 . 4. 1512 л CO_2 . § 38. 5. 77,08 г HNO_3 . 6. 13,79 л CO_2 . § 39. 4. 26,24 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. § 40. 3. 109,5 г 20 %-ной HCl . § 43. 4*. 3,5 мг SO_2 . 5. 15,68 т H_2SO_4 . 6. 4 т 98 %-ного раствора H_2SO_4 . § 44. 9. 3,1 т Fe_3O_4 . § 45. 4. 1,5% C ; 0,003 г C .

Оглавление

Как работать с учебником	3
Глава I. Важнейшие химические понятия и законы	
§ 1. Химический элемент. Нуклиды. Изотопы	4
§ 2. Законы сохранения массы и энергии в химии	7
§ 3. Периодический закон. Распределение электронов в атомах элементов малых периодов	10
§ 4. Распределение электронов в атомах элементов больших периодов	16
§ 5. Положение в периодической системе водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов	23
§ 6. Валентность и валентные возможности атомов	26
Глава II. Строение вещества	
§ 7. Основные виды химической связи. Ионная и ковалентная связь	32
§ 8. Металлическая связь. Водородная связь	35
§ 9. Пространственное строение молекул	39
§ 10. Строение кристаллов. Кристаллические решётки	44
§ 11. Причины многообразия веществ	49
Глава III. Химические реакции	
§ 12. Классификация химических реакций	52
§ 13. Скорость химических реакций	60
§ 14. Катализ	65
§ 15. Химическое равновесие и условия его смещения	71
Глава IV. Растворы	
§ 16. Дисперсные системы	74
§ 17. Способы выражения концентрации растворов	79
§ 18. <i>Практическая работа 1.</i> Приготовление растворов с заданной молярной концентрацией	82
§ 19. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель	83
§ 20. Реакции ионного обмена	90
§ 21. Гидролиз органических и неорганических соединений	93
Глава V. Электрохимические реакции	
§ 22. Химические источники тока	98

§ 23. Ряд стандартных электродных потенциалов	104
§ 24. Коррозия металлов и её предупреждение	108
§ 25. Электролиз	113

Глава VI. Металлы

§ 26. Общая характеристика и способы получения металлов	119
§ 27. Обзор металлических элементов А-групп	124
§ 28. Общий обзор металлических элементов Б-групп	133
§ 29. Медь	135
§ 30. Цинк	138
§ 31. Титан и хром	141
§ 32. Железо, никель, платина	146
§ 33. Сплавы металлов	150
§ 34. Оксиды и гидроксиды металлов	155
§ 35. <i>Практическая работа 2.</i> Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»	161

Глава VII. Неметаллы

§ 36. Обзор неметаллов	162
§ 37. Свойства и применение важнейших неметаллов	166
§ 38. Общая характеристика оксидов неметаллов и кислородсодержащих кислот	173
§ 39. Окислительные свойства серной и азотной кислот	180
§ 40. Водородные соединения неметаллов	184
§ 41. Генетическая связь неорганических и органических веществ	187
§ 42. <i>Практическая работа 3.</i> Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»	191

Глава VIII. Химия и жизнь

§ 43. Химия в промышленности. Принципы химического производства	192
§ 44. Химико-технологические принципы промышленного получения металлов. Производство чугуна	199
§ 45. Производство стали	205
§ 46. Химия в быту	209
§ 47. Химическая промышленность и окружающая среда	214
Приложение	218
Полезные ссылки	219
Предметный указатель	220
Ответы на расчётные задачи	221



Учебное издание

Рудзитис Гунтис Екабович
Фельдман Фриц Генрихович

ХИМИЯ
11 класс

Учебник для общеобразовательных организаций

Базовый уровень

Редакция химии

Заведующий редакцией *Е. Г. Локотко*

Ответственный за выпуск *Л. Н. Кузнецова*

Редактор *Л. Н. Кузнецова*

Художественный редактор *Е. А. Михайлова*

Художник *Н. А. Парцевская*

Внешнее оформление и макет *О. Г. Ивановой*

Компьютерная вёрстка и техническое редактирование

О. Ю. Мызниковой, О. А. Федотовой

Корректоры *Н. В. Бурдина, О. В. Крупенко*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000
Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 02.11.2020. Форма
70×90¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура NewtonCSanPin. Печать офсетная. Уч.-изд. л
13,02 + 0,40 форз. Доп. тираж 16 000 экз. Заказ № 1643ТПК.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».

Российская Федерация, 127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская, д. 16,
стр. 3, этаж 4, помещение 1.

Предложения по оформлению и содержанию учебников —
электронная почта «Горячей линии» — frp@prosv.ru.

Отпечатано в России.

Отпечатано в типографии

ОАО «Тверской полиграфической комбинат». 170024, г. Тверь, пр-т Ленина, 5.

Телефон: (4822) 44-52-03, 44-50-34, Телефон/факс (4822)44-42-15

Home page - www.tverpk.ru Электронная почта (E-mail) - sales@tverpk.ru





Учебник имеет электронную форму

Дополнительные материалы к учебнику размещены в электронном каталоге издательства «Просвещение» на интернет-ресурсе www.prosv.ru

**БАЗОВЫЙ
УРОВЕНЬ**

Завершённая предметная линия учебников по химии для средней школы:

- Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман.
Химия. 10 класс. Учебник
- **Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман.**
Химия. 11 класс. Учебник

Учебно-методический комплект по химии для 11 класса общеобразовательных организаций:

- Рабочие программы
- **Учебник**
- Задачник
- Дидактический материал
- «Конструктор» текущего контроля
- Поурочные рекомендации

Полный ассортимент продукции издательства «Просвещение» вы можете приобрести в официальном интернет-магазине shop.prosv.ru:

- низкие цены;
- оперативная доставка по всей России;
- защита от подделок;
- привилегии постоянным покупателям;
- разнообразные акции в течение всего года.



ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО

www.prosv.ru

ISBN 978-5-09-077957-9



9 785090 779579