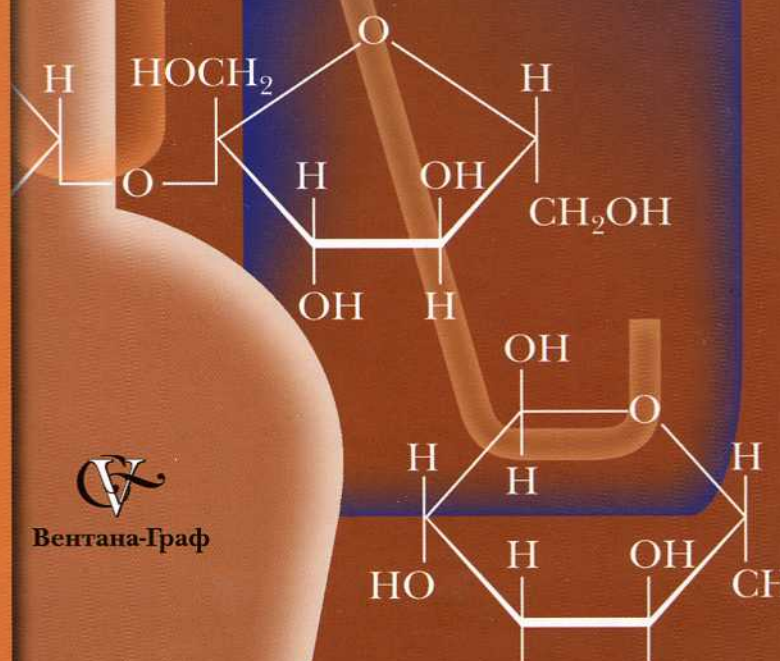


# ХИМИЯ

# 11

1 He	2
9 Ne	10
17 Ar	18
25 Mn	26 Fe
35 Kr	36 Kr
43 Tc	44 Ru
53 Xe	54 Xe
75 Re	76 Os
85 Rn	86 Rn
107 Bh	108 Hs
*ЛАНТАНОИДЫ	
64 Tb	65 Tb
**АКТИНОИДЫ	
96 Bk	97 Bk

Базовый уровень



Вентана-Граф

Н.Е. Кузнецова  
А.Н. Лёвкин  
М.А. Шаталов

# Химия 11 класс

## Базовый уровень

Учебник для учащихся  
общеобразовательных  
учреждений

Под редакцией  
проф. Н.Е. Кузнецовой

Рекомендовано Министерством  
образования и науки  
Российской Федерации



Москва  
Издательский центр  
«Вентана-Граф»  
2012

**Учебник включён в федеральный перечень**

**Кузнецова Н.Е.**

К89 Химия : 11 класс : базовый уровень : учебник для учащихся общеобразовательных учреждений / Н.Е. Кузнецова, А.Н. Лёвкин, М.А. Шаталов ; под ред. проф. Н.Е. Кузнецовой. — М. : Вентана-Граф, 2012. — 208 с. : ил.

ISBN 978-5-360-03394-3

Учебник предназначен для изучения химии в старшей школе на базовом уровне. Предложенный курс ориентирован на обобщение и систематизацию освоенного ранее материала. Информация для углублённого изучения выделена шрифтом, отличающимся от основного.

Соответствует федеральному компоненту государственных образовательных стандартов среднего (полного) общего образования (2004 г.).

ББК 24я72

**Условные обозначения**



Вопросы, над которыми полезно подумать, собираясь на очередной урок химии, а также вопросы по ходу урока



Химический опыт



Простые вопросы. Для ответа на них необходимо внимательно прочитать текст учебника



Вопросы и задания посложнее



Наиболее трудные задания



Творческие задания

## Предисловие

Дорогие друзья!

При изучении химии в 8–9 классах вы знакомились с основами *неорганической химии*, с некоторыми приёмами и методами научного познания (наблюдением, описанием, анализом и синтезом, сравнением, аналогией, химическим экспериментом), с методами очистки веществ и методами исследования веществ.

При изучении *органической химии* в 10 классе вы познакомились с миром органических веществ и узнали об органическом синтезе — основном промышленном методе получения искусственных веществ и материалов.

Вы научились проводить химические опыты и решать экспериментальные задачи, а также использовать приобретённые знания для углублённого изучения химии. Этим курсом вы завершаете своё общее химическое образование.

Курс общей химии 11 класса систематизирует, обобщает и углубляет изученное ранее, помогает представить химическую картину природы в целом.

В данном курсе особое внимание будет уделено *вопросам теории*. Ведущая роль теоретических основ химии заключается в том, что с помощью этих знаний можно объяснить многие научные факты, результаты экспериментов, прогнозировать и моделировать химические явления.

Знания, приобретённые на уроках химии в школе, являются элементом общей культуры образованной личности. Они служат ориентиром правильного поведения в окружающем нас мире веществ. Без химии не может развиваться ни одна отрасль народного хозяйства, не может обходиться ни один человек. Надеемся, что эта книга поможет вам применять полученные знания на практике (выполнять исследования, разрабатывать и защищать собственные проекты), они понадобятся вам в любой выбранной вами профессии.

Старайтесь активно и самостоятельно использовать свои знания химии и других учебных предметов, а также данные, полученные из средств массовой информации, в том числе из ресурсов глобальной сети Интернет, а также из научной, справочной и научно-популярной литературы.

Фундаментальные и прикладные химические знания важны для всех. Они помогут вам продолжить обучение по любой специальности, будут способствовать дальнейшей практической деятельности и образованию.

Желаем вам успехов!

*Авторы*

## Важнейшие понятия и законы химии

Химические знания нужны каждому человеку. Они — ключ к пониманию многих явлений окружающего мира; ориентир правильного поведения в природе, безопасного обращения с веществами и материалами в быту, на работе и улице. Для вас знание химии может стать условием дальнейшего обучения по выбранной специальности, так как «химия широко простирает руки свои в дела человеческие» (*М.В. Ломоносов*).

Для того чтобы химические знания были вам полезны в настоящем и будущем, необходимо вспомнить и обобщить всё самое главное из того, что вы уже узнали об этой удивительной науке — химии.

Как вы знаете, химия — одна из важнейших областей естествознания.

**Химия — это наука о веществах, их превращениях и способах управления этими превращениями.**

Современная химия — обширная научная отрасль. Обычно её подразделяют на органическую, неорганическую и общую химию. Многие отрасли химии представляют собой тесно взаимосвязанные, но всё же самостоятельные научные дисциплины. Некоторые из них перечислены на схеме (рис. 1).

**Задание.** Опишите сферы интересов различных отраслей современной химии.

Для того чтобы разбираться в химии и использовать достижения этой науки, надо владеть её важнейшими теоретическими системами. Компонентами таких систем являются понятия и объясняющие их законы и теории.



**Рис. 1.** Отрасли современной химии

## § 1. Основные понятия химии и их взаимосвязи

- ?** Что такое химический элемент и каковы формы его существования в природе?  
Что такое вещество? На какие группы подразделяются вещества по составу и строению? Приведите примеры.  
Что такое химическая реакция? Приведите примеры реакций и укажите их тип.

Приступив к изучению химии, вы познакомились с её основными понятиями. К ним прежде всего относят такие, как *химический элемент, вещество, химическая реакция, атом, молекула, простое вещество, сложное вещество* и др.

■ Любое понятие обобщает реальные объекты и явления и выделяет их существенные признаки. Понятие несёт в себе обобщённую информацию о них, важную для его определения и разграничения с другими понятиями.

**Понятие** — это форма отражения в нашем сознании наиболее существенных признаков, связей и отношений объектов и явлений окружающего мира.

### План рассмотрения понятия

1. Объекты или явления, обобщаемые понятием, и признаки, общие для них.
2. Взаимосвязь с другими понятиями.
3. Определение понятия.
4. Форма выражения (схема, формула, термин) понятия, его произношение и условное обозначение (если такое обозначение существует).
5. Функции понятия и его применение.

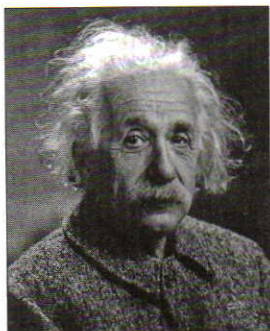
**Задание.** Охарактеризуйте понятие «химический элемент» по приведённому плану.

Одним из основополагающих в химии является понятие *вещество*.

На первом этапе изучения химии веществом мы называли то, из чего состоят физические тела. Однако тела — это часть окружающего нас материального мира, состоящего из различных видов материи. *Материя* — это философская категория, обозначающая объективную реальность, существующую независимо от сознания человека и данную ему в ощущениях.

Вещество — важный вид материи. Оно состоит из связанных между собой материальных частиц (протонов, электронов, атомов, молекул и др.).

■ Основными видами материи являются **вещество** и **поле**. Вещество, обладая массой покоя, состоит из материальных частиц, способных к движению. Поле, характеристикой которого служит энергия, представляет собой среду, в которой существуют и взаимодействуют материальные частицы.



Альберт Эйнштейн  
(1879–1955)

Между массой вещества ( $m$ ) и количеством его энергии ( $E$ ) существует взаимосвязь. Её выражает уравнение, предложенное в 1905 г. А. Эйнштейном:  $E = mc^2$  ( $c$  — скорость света в вакууме, равная 300 000 км/с).

Из уравнения А. Эйнштейна следует, что определённому количеству энергии соответствует определённая масса. Это значит, что изменение энергии всегда влечёт за собой изменение массы.

**Вещество — это вид материи, имеющий массу покоя и обладающий определёнными физическими и химическими свойствами.**

**?** Что такое свойства вещества? Какие химические и физические свойства характерны для: а) воды; б) углекислого газа; в) метана; г) сахарозы?

**Свойства веществ** — это их характерные признаки (качества), проявляющиеся главным образом при изменениях веществ, а также позволяющие отличать одни вещества от других.

К **физическим свойствам** вещества относят агрегатное состояние, цвет, запах, растворимость, теплопроводность, температуру кипения и др.

**Химические свойства** проявляются в химических реакциях и характеризуют способность вещества взаимодействовать с другими веществами и превращаться в новые.

**?** Что такое химическая реакция? Приведите примеры химических реакций и укажите их признаки.

**Химическая реакция — это превращение одних веществ в другие.**


**Химическая реакция — это вид взаимодействий, которые называют химическими явлениями.**

Химические явления всегда сопровождаются образованием новых веществ. В этом их отличие от явлений физических (при физических явлениях вещества сохраняются, при химических явлениях — разрушаются).

**Задание.** Приведите примеры физических и химических явлений. Опишите их роль в природе и жизни человека.

О том, что химическая реакция происходит, судят по ряду *признаков*. Среди них:

- выделение или поглощение теплоты;
- выпадение или исчезновение осадка;
- изменение окраски или запаха;
- выделение газа или света.

 **Лабораторный опыт.** Вам выданы реактивы: NaOH (р-р), CuSO<sub>4</sub> (р-р), Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (р-р), HCl (р-р), фенолфталеин. Выполните с их помощью три опыта, иллюстрирующих признаки химических явлений. Составьте уравнения реакций.

Большинство признаков реакций можно наблюдать непосредственно, а некоторые — только с помощью приборов.

**Задание.** Приведите примеры признаков химических реакций, которые вы наблюдали в повседневной жизни.

Следует отметить, что физические и химические явления тесно взаимосвязаны. Доказательством могут служить физико-химические процессы: растворение веществ в воде, электролитическая диссоциация и др.

Сущность химических реакций в химии принято выражать с помощью уравнений. Любое химическое уравнение можно рассматривать как модель химического процесса, несущую информацию о нём.

**Задание.** Составьте 2–3 уравнения известных вам химических реакций. Какую информацию о реальных процессах они несут?

Изучая вещества, учёные стремятся познать не только их свойства. Не меньший интерес для них представляют состав и строение веществ.

**Проблема.** Как взаимосвязаны между собой состав, строение и свойства вещества? Дайте обоснованный ответ.

Представления о веществах были обобщены в следующих положениях **атомно-молекулярного учения**.

1. Все вещества состоят из мельчайших частиц: атомов, молекул, ионов.
2. Атомы — мельчайшие химически неделимые частицы. Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра называется химическим элементом.
3. Многие вещества состоят из молекул (твёрдые вещества с молекулярной кристаллической решёткой, а также вещества, находящиеся в газообразном и парообразном состоянии). Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами, составом, строением.
4. Молекулы образованы химически связанными атомами. Простые вещества молекулярного строения состоят из атомов одного вида (галогены, кислород, сера и др.). Молекулы сложных веществ образованы атомами различных элементов (вода, углекислый газ, уксусная кислота и др.).

**Задание.** Подтвердите положения атомно-молекулярного учения примерами.

Дальнейшее развитие науки существенно изменило представления учёных о веществе и связанных с ним понятиях. Становление и развитие *электронной теории* привело к пониманию атома как сложной системы взаимодействующих элементарных частиц. Важнейшими из этих частиц являются протоны и нейтроны в ядре атома, а также окружающие их электроны (из курса физики вы знаете о существовании и других частиц). Также было выяснено, что вещества могут состоять не только из атомов и молекул, но и из других частиц (например, ионов).



По составу вещества подразделяют на *простые* и *сложные*.

Помимо качественной стороны (состав, строение, свойства) химиков интересуют и количественные характеристики веществ и образующих их частиц. Вспомним некоторые из них.

**?** Что такое относительная атомная масса и относительная молекулярная масса? Как они вычисляются?

■ Как вы знаете, массы атомов и молекул чрезвычайно малы. Так, масса атома водорода составляет примерно  $1,674 \cdot 10^{-27}$  кг, а углерода —  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг. Использовать такие величины при расчётах крайне неудобно. Поэтому в химии вместо абсолютных масс атомов и молекул используют относительные величины, а в качестве эталона берут  $1/12$  часть массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Таким образом,  $1/12$  часть массы атома изотопа углерода служит атомной единицей массы (а. е. м.). С ней сравнивают абсолютные массы атомов и молекул.

**Относительная атомная масса ( $A_r$ )** — это безразмерная физическая величина, показывающая, во сколько раз абсолютная масса атома больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .

$$A_r(\text{X}) = m_a(\text{X}) / \frac{1}{12} m_a(\text{C}) = m_a(\text{X}) / 1 \text{ а. е. м.}$$

**Проблема.** Почему значения относительных атомных масс элементов, указанные в периодической системе, — дробные величины? Почему некоторые химические элементы расположены в периодической системе вопреки возрастанию значений этой величины?

**Задание.** Дайте определение понятию «относительная молекулярная масса» и объясните, как её рассчитать.

В реальности человека окружают не одиночные атомы и молекулы, а их множество. Для характеристики числа структурных частиц вещества, содержащихся в его определённом образце, в химии используют понятие *количество вещества*. В Международной системе единиц СИ за единицу количества вещества принят *моль*.

**?** Что такое количество вещества? Какие химические формулы используют для вычисления количества вещества?

**Количество вещества ( $n$ )** — это физическая величина, характеризующаяся числом структурных единиц, содержащихся в веществе, выраженное в молях.

Под структурными единицами понимают любые частицы, из которых состоит вещество (атом, молекулы, ионы, электроны и др.).

**Моль** — это количество вещества, содержащее столько структурных частиц, сколько атомов содержится в  $0,012$  кг (в  $12$  г) изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

■ Согласно расчётам, в 1 моль любого вещества содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц. Эта физическая величина, называемая постоянной Авогадро (в честь итальянского учёного А. Авогадро):  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ .

Количество вещества (греч.  $\nu$  или лат.  $n$ ) определяется по формуле:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

где  $n(X)$  — количество вещества X (моль);  $N(X)$  — число частиц этого вещества;  $N_A$  — постоянная Авогадро.

Конечно, на практике массу такого большого количества частиц измерять намного легче, чем массу отдельных частиц. Так, например, масса одной молекулы примерно  $3 \cdot 10^{-23}$  г, а масса 1 моль воды равна 18 г.

**?** Что такое молярная масса вещества?

**Молярная масса** вещества — это отношение массы к количеству вещества:

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

По сути своей, молярная масса — это масса 1 моль вещества.

Единицы измерения молярной массы — г/моль или кг/моль. Молярная масса вещества, состоящего из молекул, численно равна его относительной молекулярной массе; состоящего из атомов — относительной атомной массе.

Молярная масса вычисляется по формуле:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

где  $m(X)$  — масса вещества (г, кг);  $n(X)$  — количество вещества (моль).

**Основные понятия.** Материя • Химический элемент • Вещество • Химическая реакция • Относительная атомная и молекулярная масса • Количество вещества • Моль • Молярная масса

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. К каким явлениям (физическим или химическим) следует отнести: а) хлорирование этилена; б) замерзание воды в озере; в) ржавление железного гвоздя; г) изменение окраски чая после добавления кусочка лимона; д) испарение воды; е) растворение соли?
- ▲ 2. Рассчитайте молярную массу: а) этилового спирта; б) сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

- ▲ 3. Рассчитайте число частиц, содержащихся: а) в 2 моль кислорода; б) в 0,5 моль углекислого газа; в) в 1,5 моль формальдегида; г) в 1,25 моль воды.
- ▲ 4. Рассчитайте массу: а) 2 моль углекислого газа; б) воды; в) 2,5 моль глюкозы.
- 5. Рассчитайте число частиц, содержащихся: а) в 100 г воды (полстакана воды); б) в 3 г сахарозы (чайная ложка сахарного песка).
- 6. Раскройте с помощью схемы взаимосвязь понятий: «химический элемент», «вещество», «химическая реакция».
- \* 7. Составьте обобщённую классификационную схему, раскрывающую многообразие веществ. Укажите выбранные вами признаки классификации.
- \* 8. Составьте кроссворд, используя химические понятия из § 1.

## § 2. Закон постоянства состава вещества, закон сохранения массы веществ и закон Авогадро

- ?** Какие химические законы вам известны? Назовите учёных, открывших эти законы. Какую роль в их открытии сыграл химический эксперимент? Каково значение этих законов для развития химии?

В конце XIII — начале XIX в. в развитии химии происходит самая настоящая революция. По времени она совпадает с Французской революцией 1789–1792 гг. В 70-х гг. XVIII в. в лабораторных условиях были получены кислород и хлор, марганец и вольфрам, а также многие другие вещества. Для описания химических превращений стало возможным использовать математические методы. Значительный шаг в этом направлении был сделан в 1799 г. Ж. Прустом. Он показал, что независимо от способа получения каждого соединения количественное соотношение входящих в него элементов остаётся неизменным в любой порции этого соединения. После девяти лет исследований Ж. Пруст сформулировал закон постоянства состава вещества.

Вспомним его формулировку.

**I. Закон постоянства состава вещества.** Качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения.

**Проблема.** Как объяснить закон постоянства состава вещества с позиций атомно-молекулярного учения? Приведите ваши гипотезы и их подтверждение.

В начале XIX в. закон постоянства состава вещества сыграл важную роль в развитии науки. Он стал теоретической основой выражения состава веществ с помощью химических формул и выполнения расчётов по ним.

■ На основании закона постоянства состава вещества и закона кратных отношений английский исследователь Д. Дальтон в 1807 г. выдвинул гипотезу, согласно которой любое вещество состоит из мельчайших частиц — атомов; простое вещество состоит из атомов одного элемента, а сложное — из атомов различных элементов. Кроме того, эти законы позволили установить значения относительных атомных масс элементов (в качестве единицы сравнения был выбран атом водорода).

? Каковы правила обозначения и произношения химических знаков известных вам элементов?

В дальнейшем было выяснено, что закон постоянства состава применим не ко всем веществам. Он справедлив лишь для соединений молекулярного строения: если молекулы вещества имеют строго определённый состав, то постоянным будет состав и самого вещества.

■ В начале XX в. русский химик Н.С. Курнаков получил соединения переменного состава. Примерами таких веществ являются  $TiO_{0,8}$ ,  $TiO_{1,2}$  и т. д. Вещества постоянного состава (молекулярного строения) получили название **дальтонида** — в честь английского учёного Д. Дальтона, представления которого об атоме сыграли важную роль в признании закона постоянства состава. Вещества переменного состава (немолекулярного строения) были названы **бертоллиды** — в честь французского учёного К.-Л. Бертолле, впервые утверждавшего, что не все вещества имеют постоянный состав.

? Какую информацию о составе веществ немoleкулярного строения несут их химические формулы?

Другим важнейшим законом химии является закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов, А.Л. Лавуазье).

**II. Закон сохранения массы веществ.** Масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех веществ, образующихся в результате этой реакции.

**Задание.** Объясните закон сохранения массы веществ с позиций атомно-молекулярного учения.

Закон сохранения массы веществ является теоретической основой составления уравнений химических реакций и выполнения расчётов по ним, так как в ходе химической реакции имеет место определённое соотношение между количеством вступивших в реакцию веществ и полученных продуктов.



Михаил Васильевич  
Ломоносов  
(1711–1765)

? Что такое химическое уравнение? Какие виды уравнений вы знаете? Какие расчёты можно производить на основе химических уравнений?

**Проблема.** Действительно ли масса веществ в ходе реакции не изменяется?

■ Закон сохранения массы веществ связан с законом сохранения энергии и электрического заряда. Вместе они — две составляющие всеобщего закона природы: **закона сохранения материи и её движения.**

? Кто установил взаимосвязь между массой и энергией и какое уравнение её выражает?

Осуществление химических реакций сопровождается изменением внутренней энергии веществ. Значит, меняется и их масса (несмотря на то, что число частиц, образующих вещества, остаётся неизменным). Однако это колебание массы настолько мало, что его нельзя определить даже с помощью особо чувствительных аналитических весов. Поэтому при составлении уравнений и выполнении расчётов изменения масс веществ не учитывают. Закон сохранения массы веществ, как и закон постоянства состава, был тщательно проверен экспериментально и послужил основой для следующего важного шага в истории химии — развития атомно-молекулярного учения.

**III. Закон Авогадро.** В период становления атомно-молекулярного учения главным объектом исследования стали газообразные вещества. Рассмотрение особенностей их поведения в химических реакциях обогатило науку опытными данными, подтвердившими реальность существования атомов и молекул, а также привело к открытию **газовых законов.**

Изучение свойств газов позволило итальянскому учёному А. Авогадро в 1811 г. высказать ещё одно предположение, не получившее в то время признания среди учёных. Лишь в 1860 г., когда состоялся Международный съезд естествоиспытателей, идея А. Авогадро утвердилась в науке и стала известна как **закон Авогадро.**

**В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится равное число молекул.**

**Следствия из закона Авогадро:**

- 1) порции разных газов, в которых содержится одинаковое число молекул, при одинаковых условиях займут один и тот же объём;
- 2) отношение объёмов реагирующих веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов, то есть равно отношению количеств этих веществ;
- 3) при одинаковых условиях отношение масс равных объёмов газов (то есть отношение значений плотности газов) будет равно отношению их молярных масс.

Первое следствие даёт нам представление **о молярном объёме газов:** один моль разных газов при одинаковых условиях занимает один и тот же объём, при нормальных условиях ( $T = 273 \text{ К}$  и  $p = 101,3 \text{ кПа}$ ) он составляет примерно  $22,4 \text{ л}$  ( $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ ).

Последнее следствие математически можно выразить так:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Отношение  $\frac{\rho_1}{\rho_2}$  называют **относительной плотностью газа** (1) по газу (2) и обозначают символом  $D$ . Тогда приведённая выше формула может принять вид:

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

Например, вычислим относительную плотность метана по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = \frac{M(\text{CH}_4)}{M(\text{H}_2)} = \frac{16 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 8$$

Газовые законы, также относящиеся к стехиометрическим законам, позволяют производить расчёты по уравнениям реакций, в которых участвуют газообразные вещества. При этом в расчётах необязательно прибегать к вычислению масс этих веществ.

Рассмотренные нами законы являются эмпирическими (выведенными на основании опытов). Они сыграли важную роль в развитии науки, в частности в становлении атомно-молекулярного учения.

**Основные понятия.** Закон постоянства состава вещества • Закон сохранения массы вещества • Закон Авогадро

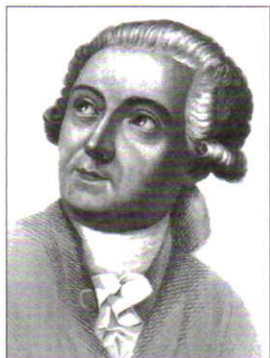
### Вопросы и задания

- ▲ 1. Рассчитайте массовые доли элементов, входящих в состав:  
а) серной кислоты; б) ортофосфорной кислоты; в) гидроксида меди (II); г) бромид аммония.
- 2. Какие массы натрия и брома необходимы для получения 8,15 г бромида натрия?
- 3. Какую массу сернистого газа можно получить при сжигании:  
а) 48 г серы; б) 0,5 моль серы; в) образца серы, содержащего  $12 \cdot 10^{23}$  частиц вещества?
- 4. Найдите формулу вещества, содержащего 11,3 % углерода, 45,3 % кислорода и натрия.
- 5. Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 % водорода. Плотность этого вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу данного соединения.
- \* 6. Может ли закон сохранения массы веществ найти применение в других науках о природе, например в физике или биологии? Дайте развёрнутый аргументированный ответ.

## А. Лавуазье — творец химической революции и основоположник классической химии

(Дополнительный материал к главе 1)

Франция времён Людовика XV. В 1743 г. в Париже в семье прокурора верховного суда родился Антуан Лоран Лавуазье. В 1764 г. молодой человек окончил юридический факультет Парижского университета. Во время обучения помимо юриспруденции основательно занимался естественными и точными науками под руководством лучших парижских профессоров того времени.



Антуан Лоран  
Лавуазье  
(1743–1794)

В 1765 г. Лавуазье представил работу на заданную Парижской академией наук тему — «О лучшем способе освещать улицы большого города». Выполняя эту работу, молодой учёный проявил необыкновенную настойчивость в достижении намеченной цели и точность в изысканиях. Это те достоинства, которые составляют отличительную черту всех его работ. Только представьте себе: чтобы увеличить чувствительность своего зрения к слабым изменениям силы света, Лавуазье шесть недель провёл в тёмной комнате. Работа молодого Лавуазье была удостоена золотой медали академии.

В 1763–1767 гг. Лавуазье совершил экскурсии с известнейшим геологом и минералогом Гёттаром, помогая ему составить минералогическую карту Франции. Эти работы открыли перед Лавуазье двери Парижской академии, где в 1768 г. его избрали адъюнктом по химии (позднее, с 1785 г., он стал директором академии).

В 1769 г. Лавуазье вступил в Компанию откупов, которую организовали сорок крупных финансистов; в обмен на немедленное внесение в казну определённой суммы они получали право собирать государственные косвенные налоги (на соль, табак и т. п.). Будучи откупщиком, Лавуазье нажил огромное состояние, часть которого потратил на научные исследования; однако именно участие в Компании откупов стало миной замедленного действия, которая привела Лавуазье к трагичному финалу.

В начале 1770-х гг. Лавуазье начинает систематические экспериментальные работы по изучению процессов горения, в результате которых приходит к выводу о несостоятельности теории флогистона — теории, которая в то время мешала развитию химии. Флогистон (от греч. *phlogistos* — «горючий», «воспламеняемый») — гипотетическая «сверхтонкая материя», «огненная субстанция», якобы наполняющая все горючие вещества и высвобождающаяся из них при горении. Термин «флогистон» был введён И. Бехером и Г. Шталем в 1703 г. для объяснения процессов горения. Флогистон представляли как невесомую жидкость, улетающую из вещества при сжигании.

В 1774 г. Лавуазье получает кислород (до него это сделали К.В. Шееле и Дж. Пристли). Но, в отличие от них, Лавуазье осознаёт значение этого открытия и создаёт кислородную теорию горения.

В 1775–1777 гг. Лавуазье доказывает сложный состав воздуха, состоящего, по его мнению, из «чистого воздуха» (кислорода) и «удушливого воздуха» (азота). В 1781 г. он доказывает также и сложный состав воды, установив, что она состоит из кислорода и «горючего воздуха» (водорода). В 1785 г. учёный синтезирует воду из водорода и кислорода.

Первое время учение о кислороде как о главном реагенте горения было встречено враждебно. Трудно представить себе, что, например, в Берлине, где особенно чттили память создателя флогистонной теории Г. Штала, труды Лавуазье были даже преданы сожжению. Тем не менее, Лавуазье шаг за шагом настойчиво и терпеливо устанавливал основы своей теории.

Опираясь на свойства кислородных соединений, Лавуазье дал классификацию «простых тел», известных в то время. Элементарными (простыми) Лавуазье считал те «тела» (вещества), которые не могли быть разложены на более простые составные части.

Основой его классификации химических веществ вместе с понятием о простых телах служили понятия окись, кислота и соль. Окись (по Лавуазье) есть соединение металла с кислородом; кислота — соединение неметаллического тела (например, угля, серы, фосфора) с кислородом. Органические кислоты — уксусную, щавелевую, винную и др. — Лавуазье рассматривал как соединения с кислородом различных «радикалов». Соль образуется соединением кислоты с основанием. Такая классификация, разумеется, была узка и в ряде случаев совсем неверна. Тем не менее, это была первая классификация, давшая возможность с большой простотой обозреть целые ряды известных в то время веществ.

В связи с отказом от флогистонной теории возникла необходимость в создании новой химической номенклатуры, в основу которой легла классификация, данная Лавуазье. Основные принципы новой номенклатуры Лавуазье разрабатывает в 1786–1787 гг. вместе с коллегами — К.-Л. Бертолле, Л.-Б. Гитоном де Морво и А.-Ф. Фуркруа. Новая номенклатура внесла ясность в химический язык, очистив его от сложных и запутанных терминов, которые были унаследованы от алхимии. С 1790 г. Лавуазье принимает участие в разработке рациональной системы мер и весов — метрической.

В 1789 г. был опубликован учебник Лавуазье — «Элементарный курс химии», основанный на кислородной теории горения и новой номенклатуре. Поскольку в том же году началась Французская революция, переворот, совершённый в химии трудами Лавуазье, иногда называют химической революцией.

Творец химической революции, Лавуазье пал жертвой революции социальной. В конце ноября 1793 г. бывшие участники Компании откупов были арестованы и преданы суду революционного трибунала. Ни петиция от «Совещательного бюро искусств и ремёсел», ни всем известные заслуги учёного перед Францией, ни научная слава не спасли Лавуазье от смерти. «Республика не нуждается в учёных», — заявил председатель трибунала Коффиналь в ответ на петицию бюро. Лавуазье был обвинён в участии в заговоре с врагами Франции против французского народа, имевшем целью похитить у нации огромные суммы денег, необходимых для войны с деспотами, и приговорён к смертной казни. «Палачу довольно было мгновения, чтобы отрубить эту голову, но будет мало столетия, чтобы природа могла дать другую такую же...», — сказал выдающийся математик Лагранж. В 1796 г. Лавуазье был посмертно реабилитирован.



## Глава 2

# Теория строения атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

### § 3. Современные представления о строении атома

**?** Что такое атом? Каковы состав и строение атомов? Какие сведения о строении атома вы почерпнули на уроках физики и химии? Приведите примеры взаимосвязи между строением атома и свойствами химического элемента.

■ К моменту открытия периодического закона (18 февраля 1869 г. Д.И. Менделеевым был составлен первый вариант периодической системы) представления об атомах и молекулах стали лишь утверждаться в науке. При этом атом считали не просто наименьшей, а элементарной, то есть неделимой частицей. Последующие открытия показали неправомочность этих представлений и привели к созданию современной теории строения атома.

**Проблема.** Почему важно было понять внутреннюю структуру атома?

■ Русский физик А.Г. Столетов открыл явление фотоэффекта (1887), французский физик А. Беккерель — радиоактивность (1896), английский учёный Д. Томсон — электрон (1897). Эти и другие научные свершения послужили основой для глубокого теоретического и экспериментального изучения строения атома.

В 1911 г. английский учёный Э. Резерфорд на основе обобщения экспериментальных данных предложил **планетарную модель атома**. Согласно этой модели атом состоит из ядра, занимающего незначительную часть внутриатомного пространства, и вращающихся вокруг него электронов. В 1913 г. датский учёный Н. Бор, опираясь на представления Э. Резерфорда и М. Планка (создателя квантовой теории света), предложил **первую квантовую модель атома водорода**.

Важную роль в понимании строения атома сыграли работы Г. Мозли, доказавшего, что заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента (1913), Э. Резерфорда, открывшего протон (1920), Дж. Чедвика, открывшего нейтрон (1932), и других учёных. Их усилия привели к формированию **современной орбитальной (квантово-механической) модели атома**.

**Атом** — это сложная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра и электронной оболочки.

К **субатомным** элементарным частицам (табл. 1), образующим атом, относят **протоны, нейтроны и электроны**. Протоны и нейтроны, называемые нуклонами, образуют ядро. Электроны, располагаясь в околоядерном пространстве, формируют электронную оболочку атома.

**Таблица 1. Элементарные (субатомные) частицы, входящие в состав атома**

Элементарная частица	Заряд, Кл	Условный заряд	Масса, кг	Масса, а. е. м.	Расположение в атоме
Протон ( $p^+$ )	$1,6 \cdot 10^{-19}$ (положительный)	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,007	В ядре
Нейтрон ( $n^0$ )	0	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,009	В ядре
Электрон ( $e^-$ )	$1,6 \cdot 10^{-19}$ (отрицательный)	-1	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$\approx \frac{1}{1837}$	В электронной оболочке

Важной характеристикой атома является *заряд ядра ( $Z$ )*, численно равный количеству содержащихся в нём протонов. Число протонов в ядре атома равно числу электронов в электронной оболочке атома. В этом — причина электронейтральности атома.

Раскрытие этих соотношений и зависимостей позволило уточнить содержание такого значимого для науки понятия, как «химический элемент».

**Химический элемент** — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Заряд ядра атома совпадает с номером химического элемента в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Большинство химических элементов образовано несколькими *изотопами*.

**Изотопы** — это разновидности атомов одного химического элемента, в ядрах которых содержится одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

Изотопы имеют одинаковый заряд ядра, но отличаются по массе. Так как масса атома в основном определяется протонами и нейтронами, то важным показателем каждого из изотопов служит **массовое число** — сумма протонов и нейтронов. Его записывают слева вверху от символа элемента, например  $^{63}\text{Cu}$  — изотоп меди, в котором сумма протонов и нейтронов равна 63.

**Задание.** Вычислите число протонов и нейтронов в изотопах элемента водорода:  $^1\text{H}$  (протий),  $^2\text{D}$  (дейтерий),  $^3\text{T}$  (тритий).

■ Как правило, химические элементы существуют в природе в виде нескольких изотопов. Поэтому их относительные атомные массы представляют собой среднее арифметическое массовых чисел всех природных изотопов с учётом их распространения в природе. Например, природный хлор на 75,53 % состоит из изотопа  $^{35}\text{Cl}$  и на 24,47 % из изотопа  $^{37}\text{Cl}$ . Произведя несложные расчёты, относительную атомную массу хлора определяют равной примерно 35,5.

Важную роль в понимании устройства *электронной оболочки* атома имеет представление о *двойственной природе электрона*. Экспериментально доказано, что электрон одновременно обладает свойствами и частицы (масса,

заряд), и волны (длина, амплитуда, частота). Эта двойственность — наличие свойств частицы и волны одновременно — получила название *корпускулярно-волновой дуализм*.

Положение волны в пространстве в каждый конкретный момент времени невозможно точно определить. Например, звуки — это волны, колебания воздуха определённой частоты. Согласитесь, что звук слышен не в какой-то строго определённой точке, а в окружающем нас пространстве. Так и электрон находится не в конкретной одной точке, а как бы распределён в некоторой области пространства вокруг ядра атома, образует так называемое *электронное облако*. Электронные облака, создаваемые отдельными электронами, в сумме и образуют общее электронное облако атома.

Часть электронного облака, в которой электрон находится большую часть времени, и поэтому вероятность нахождения его там наиболее высока, называется *атомной орбиталью*.

**Атомная орбиталь (АО) — это пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона наиболее высока.**

При более строгом подходе атомная орбиталь — это функция, которая описывает плотность электронного облака в каждой точке пространства. Каждой точке с координатами  $x$ ,  $y$ ,  $z$  соответствует определённое значение электронной плотности. Набор этих значений для всего пространства образует функцию — орбиталь.

Каждая орбиталь имеет определённую форму. Если электрон создаёт электронное облако данной формы, то говорят, что «электрон находится на данной орбитали».

Атомные орбитали различаются размерами и формой. *s*-Орбитали имеют сферическую форму, *p*-орбитали имеют гантелеобразную форму объёмной восьмёрки, формы *d*-орбитали сложнее (рис. 2).

На каждой орбитали может разместиться либо один электрон, либо два электрона, обладающие равной энергией, но отличающиеся особым свойством — *спином*.

**Спин электрона** — его внутреннее свойство, которое характеризует отношение электрона к магнитному полю. В магнитном поле энергия электронов с одним направлением спина увеличивается, а с противоположным направлением спина — уменьшается.

Схематически, при описании распределения электрона по орбитальям, орбиталь принято обозначать квадратом, а электрон — стрелкой, направленной вверх или вниз:



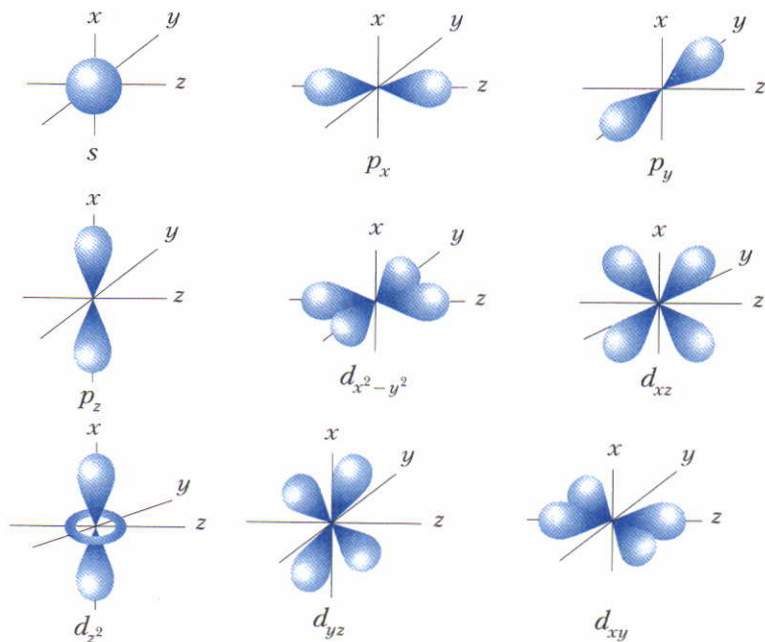
— атомная орбиталь;



— атомная орбиталь, занятая одним электроном;



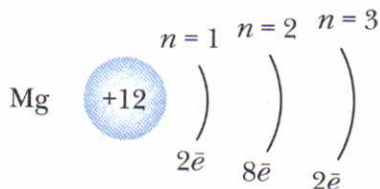
— атомная орбиталь, занятая парой электронов с противоположными спинами.



**Рис. 2.** Формы и расположение в пространстве атомных орбиталей

Орбитали отличаются друг от друга не только формой, но и энергией. Несколько орбиталей, обладающих равной или близкой энергией, образуют *энергетический уровень* (слой). Каждый уровень обозначают числом  $n$ . В случае первого энергетического уровня (наиболее близкого к ядру атома)  $n = 1$ , второго —  $n = 2$ , третьего —  $n = 3$  и т. д.

Например, распределение электронов по энергетическим уровням в атоме магния может быть отражено схемой:



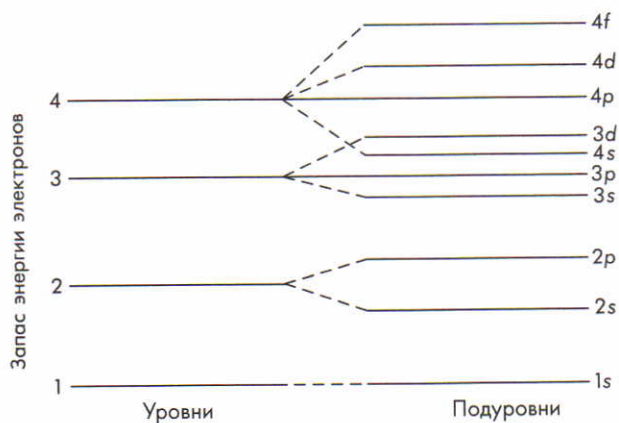
Уровень с номером  $n$  содержит  $n^2$  атомных орбиталей. Так как на каждой из орбиталей могут располагаться два электрона с противоположными спинами, то максимальное число электронов на каждом из энергетических уровней равно  $2n^2$ . Таким образом, на первом энергетическом уровне максимальное число электронов — 2, на втором — 8, на третьем 18 и т. д.

$s$ -Орбиталь первого энергетического уровня обозначается  $1s$ , второго —  $2s$ , третьего —  $3s$  и т. д.  $p$ -Орбитали могут быть направлены вдоль одной из

трёх координатных осей  $x$ ,  $y$  или  $z$ , поэтому каждый из энергетических уровней (кроме первого) содержит три  $p$ -орбитали, обладающие одинаковой энергией.

Орбитали одной и той же формы, находящиеся на разных энергетических уровнях (например,  $2p$ - и  $3p$ -орбитали), различаются по энергии. Чем выше номер уровня, тем больше значение энергии электрона на данной орбитали.

Каждый энергетический уровень состоит из энергетических подуровней (рис. 3). Энергетический подуровень образован орбиталями, одинаковыми по форме и энергии. Каждый  $s$ -подуровень образован только одной  $s$ -орбиталью,  $p$ -подуровень – тремя  $p$ -орбиталями,  $d$ -подуровень – пятью  $d$ -орбиталями. Так как на каждой из орбиталей может находиться два электрона, следовательно, на  $s$ -подуровне может находиться только два электрона, на  $p$ -подуровне – шесть, на  $d$ -подуровне – десять.



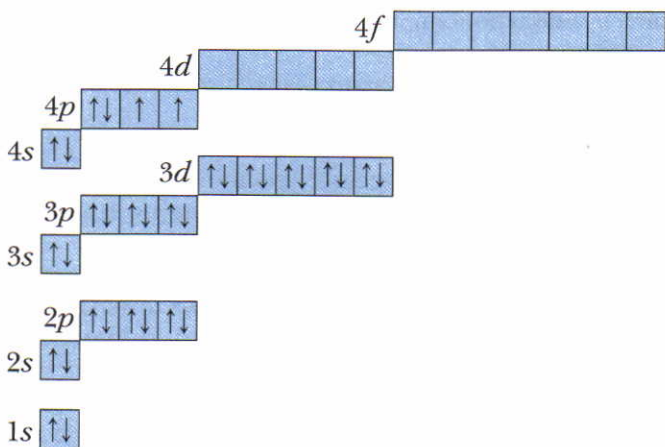
**Рис. 3.** Деление энергетических уровней на подуровни

Для того чтобы описать строение электронной оболочки атома, надо знать, как распределены электроны по энергетическим уровням и подуровням.

Распределение электронов в атоме по уровням и подуровням и называют **электронной конфигурацией атома**.

Приведём пример. Определим электронную конфигурацию атома селена Se. Установим положение селена в периодической системе химических элементов: селен – элемент № 34, находится в четвёртом периоде, VIA-группе.

Так как селен находится в четвёртом периоде, то его электроны располагаются на четырёх энергетических уровнях. Номеру элемента соответствует заряд ядра атома. У селена он +34 и компенсирован 34 электронами электронной оболочки. На схеме изображаем 34 стрелки.



Другой вариант записи электронной конфигурации атомов селена:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ .

В этой записи жирным шрифтом выделены так называемые *валентные электроны*.

**Валентные электроны** — электроны, которые могут принимать участие в образовании химических связей данного атома с другими атомами.

В атомах элементов главных подгрупп (А) валентными электронами являются электроны внешнего энергетического уровня, их число равно номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе. В атомах элементов побочных подгрупп (В) валентными являются не только электроны внешнего энергетического уровня, но и электроны *d*-предвнешнего подуровня.

В дальнейшем для описания механизма образования химических связей могут пригодиться схемы, где графически изображаются валентные электроны (электронные пары и неспаренные электроны на внешнем энергетическом уровне) с помощью точек вокруг символа элемента. Запись конфигурации валентного слоя селена ( $4s^2 4p^4$ ) такова:



Электроны занимают уровни последовательно, в порядке увеличения их энергии. Рассмотрим ход заполнения электронами электронных оболочек элементов первых четырёх периодов.

*Первый период* состоит только из элементов, у которых заполняется 1s-подуровень: Н ( $1s^1$ ) и Не ( $1s^2$ ). Ёмкость первого энергетического уровня исчерпана, поэтому следующий электрон оказывается на втором энергетическом уровне — в периодической системе открывается *второй период*. Его начинают элементы, у которых заполняется s-подуровень: Li ( $2s^1$ ) и Be ( $2s^2$ ).

Элементы, в атомах которых последним заполняется s-подуровень внешнего энергетического уровня, называются **s-элементами**.

В атоме бора заполняется  $p$ -подуровень, в периодической системе начинается последовательность  $p$ -элементов.

Элементы, в атомах которых последним заполняется  $p$ -подуровень внешнего энергетического уровня, называются  **$p$ -элементами**.

Во втором периоде — это В ( $2s^2 2p^1$ ), С ( $2s^2 2p^2$ ), N ( $2s^2 2p^3$ ), О ( $2s^2 2p^4$ ), F ( $2s^2 2p^5$ ), Ne ( $2s^2 2p^6$ ). На втором энергетическом уровне может находиться не больше восьми электронов, поэтому во втором периоде не может быть больше восьми элементов.

Далее открывается *третий период*. Он вновь начинается с  $s$ -элементов Na ( $3s^1$ ) и Mg ( $3s^2$ ). От Al ( $3s^2 3p^1$ ) до Ar ( $3s^2 3p^6$ ) следуют  $p$ -элементы. После этого можно было бы ожидать, что третий период будет продолжаться, ведь на третьем энергетическом уровне может находиться 18 электронов. Тем не менее, третий период заканчивается. Почему? Известно, что энергетически выгодным является заполнение  $4s$ , а не  $3d$ -орбитали. Поэтому в периодической системе открывается *четвёртый период*. Он также начинается  $s$ -элементами: К ( $4s^1$ ) и Са ( $4s^2$ ). Затем происходит заполнение  $3d$ -подуровня, и в периодической системе появляется декада (десять)  $d$ -элементов.

Элементы, в атомах которых происходит заполнение  $d$ -подуровня предвнешнего уровня, называют  **$d$ -элементами**.

Первая декада  $d$ -элементов начинается со Sc ( $3d^1 4s^1$ ), заканчивается Zn ( $3d^{10} 4s^2$ ). После этого происходит заполнение  $4p$ -подуровня: от Ga ( $4s^2 4p^1$ ) до Kr ( $4s^2 4p^6$ ).

■ Аналогично заполняются электронные оболочки в атомах элементов пятого периода: сначала  $5s$ -подуровень (Rb, Sr), затем  $4d$ -подуровень (декада  $d$ -элементов от Y до Cd), затем  $5p$ -подуровень (от In до Xe).

Новые особенности появляются при заполнении электронных оболочек в атомах элементов шестого периода. Он, как и все предыдущие, начинается двумя  $s$ -элементами (Cs, Ba), далее — лантан La, в атоме которого начинает заполняться  $5d$ -подуровень ( $5d^1 6s^2$ ), но после лантана открывается семейство  $f$ -элементов. Первая последовательность  $f$ -элементов — **лантаноиды**. Она начинается с Ce ( $4f^1 5d^1 6s^2$ ) и заканчивается Lu ( $4f^{14} 5d^1 6s^2$ ). После лантаноидов вновь продолжает заполняться  $5d$ -подуровень (от Hf до Hg). После этого заполняется  $6p$ -подуровень (от Tl до Rn).

В атомах элементов Cr ( $3d^5 4s^1$ ), Mo ( $4d^5 5s^1$ ), Cu ( $3d^{10} 4s^1$ ), Ag ( $4d^{10} 5s^1$ ), Au ( $5d^{10} 6s^1$ ) наблюдается «провал» электрона: электрон с внешнего  $s$ -подуровня переходит на  $d$ -предвнешний подуровень, для того, чтобы он оказался или наполовину завершённым (Cr и Mo), или полностью завершённым (Cu, Ag, Au). Явление «провала» электрона присуще также и некоторым другим  $d$ -элементам.

**Основные понятия.** Атом • Химический элемент • Изотоп • Атомная орбиталь

### Вопросы и задания

- ▲ 1. Рассчитайте число элементарных частиц в атоме химического элемента, порядковый номер которого: а) 13; б) 35; в) 53; г) 79.
- 2. Составьте электронную формулу и схему строения атома: а) лития; б) фтора; в) ванадия; г) селена.
- 3. Составьте электронную формулу и схему строения атома элемента, расположенного: а) во втором периоде и IIIA-группе; б) в четвертом периоде и IVA-группе; в) в четвертом периоде и IVB-группе; г) в пятом периоде и IA-группе.
- 4. На основании особенностей электронного строения объясните, какой из ионов —  $\text{Fe}^{2+}$  или  $\text{Fe}^{3+}$  — более устойчив и почему.
- 5. Элемент аргон имеет изотопы  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{38}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ar}$ , содержание которых в природе составляет 0,337, 0,063 и 99,6 % соответственно. Элемент калий представлен изотопами  $^{39}\text{K}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{41}\text{K}$ , содержание которых 93,08, 0,011 и 6,91 % соответственно. Используя эту информацию, объясните: а) почему аргон имеет меньшую относительную атомную массу, чем калий; б) почему аргон, имея меньшую относительную атомную массу, располагается в периодической системе перед калием, а не после него.

## § 4. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете теории строения атома

- ? В какой форме периодический закон был сформулирован Д.И. Менделеевым? Какие закономерности изменения свойств элементов и их соединений обобщены периодическим законом и отражены в периодической системе?

■ Ко времени открытия Международного съезда естествоиспытателей (Карлсруэ, Германия, 1860 г.) было известно более 60 химических элементов. Изучение их свойств, а также свойств образуемых ими соединений привело к накоплению обширного фактического материала. Его систематизация стала одной из насущных проблем развивающейся науки.

Долгое время попытки систематизировать знания об элементах завершались неудачей. Лишь в 1869 г. Д.И. Менделееву удалось справиться с этой задачей.

Основой систематики химических элементов, существовавшей до открытия Д.И. Менделеевым периодического закона, была атомная масса (атомный вес) элемента.



Дмитрий Иванович  
Менделеев  
(1834–1907)



Расположив все известные к тому времени химические элементы в порядке возрастания их относительных атомных масс, а также обобщив опыт своих предшественников, Д.И. Менделеев сумел установить периодичность повторения свойств элементов и образуемых ими соединений и сформулировать периодический закон. Утверждению периодического закона способствовали прогнозы Д.И. Менделеева, которые позволили исправить атомные массы некоторых элементов и предсказать существование ещё неизвестных элементов. Они привели к всеобщему признанию периодического закона.

Несмотря на важность сделанного открытия, многие противоречия не были разрешены. Так, была непонятна причина периодичности изменения свойств элементов. Ответы на этот и другие вопросы были найдены лишь после раскрытия внутренней структуры атома.

Учение о строении атома вскрыло глубинный смысл периодического закона и изменило его формулировку.

Как вы знаете, главной характеристикой атома того или иного элемента является заряд ядра. От заряда ядра зависит и число электронов в электронной оболочке атома, а следовательно, и её строение. От этого зависят и свойства химического элемента.

**?** Какова современная формулировка периодического закона?

**Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов.**

Своё выражение периодический закон нашёл в созданной Д.И. Менделеевым *периодической системе*.

■ Периодическая система — это упорядоченное множество элементов и их естественная классификация, в основе которой лежит фундаментальный закон природы. Графическая форма представления периодической системы — периодическая таблица.

Периодическая система — одна, а периодических таблиц — много (более 500). Наиболее распространены длинный, полудлинный и короткий варианты периодических таблиц.

**?** В чём заключается физический смысл периодического закона?

Периодический закон отражает взаимосвязь *количественных* (заряд ядра и др.) и *качественных* (электронное строение, свойства и др.) характеристик химических элементов. Последовательное возрастание заряда ядра определяет периодическое повторение структуры внешнего электронного (энергетического) уровня атома, а значит, и периодичность повторения свойств элементов и их соединений. В этом — *физический смысл периодического закона*.

**Задание.** На примере элементов второго и третьего периодов подтвердите периодичность повторения электронных структур атомов и свойств химических элементов и их соединений.

- ? Что такое период? Какие периоды различают в периодической системе? Что такое группа? На какие подгруппы делится каждая группа?

*Номер периода* совпадает с числом энергетических уровней атома, заполняемых электронами. *Номер группы*, как правило, указывает максимальное число электронов, которое может участвовать в образовании химических связей.

Говоря о физическом смысле номера группы, важно помнить, что каждая из них подразделяется на *главную* (А) и *побочную* (В) подгруппы.

- ? Какая подгруппа называется главной? Приведите примеры главных подгрупп. Какая подгруппа называется побочной? Приведите примеры побочных подгрупп.

В главных подгруппах (А) располагаются *s*- и *p*-элементы. В атомах этих элементов последними заполняются электронами *s*- и *p*-подуровни внешних энергетических уровней. Число внешних электронов в атомах этих элементов определяется суммой *s*- и *p*-электронов последнего энергетического уровня и равно номеру группы.

■ В побочных подгруппах (В) располагаются *d*- и *f*-элементы. В их атомах последними заполняются электронами *d*- и *f*-подуровни предвнешних энергетических уровней. Число внешних электронов в атомах этих элементов, как правило, не совпадает с номером группы. При этом валентными в атомах элементов побочных подгрупп являются электроны как внешних, так и предвнешних энергетических уровней. На внешнем энергетическом уровне в атомах элементов VIIA-группы располагается семь электронов, а элементов VIIB-группы — два электрона. Элементы этих подгрупп (кроме фтора) могут отдавать по семь электронов на образование химических связей. При этом элементы VIIB-группы отдают два электрона с внешнего и пять — с предвнешнего уровня.

Итак, изменение электронных структур атомов определяет горизонтальные (в периоде) и вертикальные (в подгруппе) закономерности изменения свойств химических элементов, обобщаемые периодическим законом (табл. 2). Свойства элементов определяются не только на основе их положения в периодической системе, но и с учётом его горизонтальных и вертикальных отношений с соседями по периоду и подгруппе.

**Задание.** Установите взаимосвязь между характером изменения металлических и неметаллических свойств и характером изменения других свойств элементов в периодах и группах (табл. 3).

Наиболее ярко характер изменения свойств элементов в периодах и группах проявляется на примере *s*- и *p*-элементов (см. табл. 2).

**Таблица 2. Изменение свойств элементов в периодической системе**

Свойство	Период (слева направо)	Главная подгруппа (А) (сверху вниз)
Заряд ядра атома	Возрастает	
Радиус атома	Уменьшается	Увеличивается
Относительная электроотрицательность	Возрастает	Уменьшается
Высшая степень окисления	Возрастает от +1 до +7 (в VII группе)	Как правило, не изменяется
Валентность в водородных соединениях	I – II – III – IV – III – II – I	
Металлические свойства	Ослабевают	Усиливаются
Неметаллические свойства	Усиливаются	Ослабевают

**Семейство *s*-элементов** – это два первых элемента каждого периода периодической системы. Все эти элементы принадлежат либо к IA-, либо к IIA-группам. Электронные конфигурации валентного слоя в атомах элементов IA-группы  $ns^1$ , а IIA-группы  $ns^2$ .

Элементы IA-группы (кроме водорода) называют *щелочными металлами*, так как их гидроксиды проявляют свойства щелочей. Элементы IIA-группы помимо *щёлочноземельных металлов* (кальция, стронция, бария и радия) включают ещё бериллий и магний. В реакциях с водой щелочные и щёлочноземельные металлы образуют щёлочи.

■ Простые вещества, образованные *s*-элементами, проявляют восстановительные свойства и высокую химическую активность. В соединениях для них характерна степень окисления +1 (IA-группа) и +2 (IIA-группа). Катионам *s*-элементов присущи устойчивые конфигурации предшествующих им в периодической системе инертных газов. Поэтому эти ионы устойчивы к действию окислителей и восстановителей, а значит, не способны участвовать в окислительно-восстановительных реакциях.

К *s*-элементам относят также элементы водород и гелий, занимающие в периодической системе особое положение. Гелий по своим свойствам близок к *p*-элементам VIIIA-группы. Поэтому он начинает семейство благородных газов. Водород по своим некоторым свойствам похож на щелочные металлы, а по каким-то свойствам — на галогены. Это определяет его двойственное расположение в таблице Д.И. Менделеева. По современным представлениям его не относят ни к одному из этих семейств, а считают первым элементом периодической системы.

Таблица 3. Изменение свойств элементов и их соединений в третьем периоде

Свойства	Семейства химических элементов							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	s-элементы			p-элементы				
Электронная конфигурация валентного слоя в атомах	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$
Радиус атома, нм ( $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$ )	0,186	0,160	0,143	0,107	0,110	0,104	0,099	0,094
	← Уменьшается →							
Электроотрицательность (по шкале Полинга)	0,93	1,31	1,61	1,90	2,19	2,58	3,16	—
	← Увеличивается →							
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	0
Низшая степень окисления	0	0	0	-4	-3	-2	-1	0
Принадлежность к металлам или неметаллам	Металлы				Неметаллы			
Высший оксид, его кислотности-основный характер	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	—
	Основной		Амфотерный		Кислотный			
Высший гидроксид, его кислотности-основный характер	$\text{NaOH}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$	—
	Основания		Амфотерный гидроксид		Слабые кислоты		Сильные кислоты	
Водородное соединение	$\text{NaN}$	$\text{MgH}_2$	$\text{AlH}_3$	$\text{SiH}_4$ силан	$\text{PH}_3$ фосфин	$\text{H}_2\text{S}$ сероводород	$\text{HCl}$ хлороводород	—
	Твёрдые гидриды			Газообразные				


**Семейство *p*-элементов** — включает последние шесть элементов каждого периода (исключение — первый период). В периодической системе они образуют IIIA–VIIA-группы. Электронная конфигурация валентного слоя в атомах этих элементов — от  $ns^2np^1$  (у элементов IIIA-группы) до  $ns^2np^6$  (у благородных газов).

Часть *p*-элементов образует простые *вещества-неметаллы*.

Среди *p*-элементов некоторые образуют простые *вещества-металлы*, среди которых есть элементы, оксиды и гидроксиды которых *амфотерны*.

■ Простые вещества, образованные многими *p*-элементами, способны проявлять и восстановительные, и окислительные свойства. Поэтому в соединениях им присущи как положительные, так и отрицательные степени окисления. В результате взаимодействия металлов и неметаллов с *p*-элементами получают различные типы бинарных соединений — фториды, хлориды, бромиды, иодиды, оксиды, сульфиды, нитриды и др. Например, при взаимодействии фосфора с металлами и неметаллами можно получить  $PF_5$ ,  $PCl_5$ ,  $PBr_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $P_2S_5$ ,  $Mg_3P_2$  и др. В них степени окисления фосфора различны.

Между структурой периодической системы, положением в ней элементов и строением их атомов существует неразрывная взаимосвязь. Она даёт ключ к пониманию причин периодического изменения свойств элементов и их соединений.

 Как наиболее полно охарактеризовать химический элемент по его положению в периодической системе?

■ **План характеристики химического элемента по его положению в периодической системе**

1. Положение элемента в периодической системе (номер элемента, период, группа, подгруппа).
2. Схема строения атома. Электронная конфигурация валентного слоя.
3. Валентные возможности элемента.
4. Возможные и характерные степени окисления элемента.
5. Высший оксид элемента (его формула и характер).
6. Высший гидроксид элемента (его формула и характер).
7. Водородное соединение (его формула).
8. Летучее водородное соединение.

*Обобщим сведения о структуре периодической системы с позиции теории строения атома.*

• Главным признаком любого элемента, определяющим его индивидуальность и положение в периодической системе, является заряд ядра атома. Заряд ядра численно равен количеству протонов в ядре и совпадает по значению с порядковым номером элемента в периодической системе.

• Элементы в периодах и группах располагаются в порядке возрастания зарядов ядер атомов элементов. По мере роста заряда ядра увеличивается общее число электронов в атоме.

- Атомы элементов одного периода (в основном состоянии) имеют одинаковое число энергетических уровней, частично или полностью заполненных электронами. Количество этих уровней равно номеру периода.

- Каждый период начинается с построения нового энергетического уровня. Первым электронами заполняется *s*-подуровень, последним — *p*-подуровень.

- Элементы со сходными электронными конфигурациями валентного слоя в их атомах образуют одну подгруппу. В атомах элементов главных подгрупп электроны заполняют *s*- и *p*-подуровни внешних уровней, а в атомах элементов побочных подгрупп — *d*- и *f*-подуровни предвнешних уровней.

- В главных подгруппах (А) располагаются *s*- и *p*-элементы. Элементы одной главной подгруппы имеют одинаковое количество электронов на внешнем энергетическом уровне, равное номеру группы. Для большинства элементов главных подгрупп номер группы указывает на численное значение их высшей положительной степени окисления.

- В побочных подгруппах (В) располагаются *d*- и *f*-элементы. Для них нет прямой зависимости между номером группы и числом внешних электронов. Как правило, атомы элементов побочных подгрупп имеют по два электрона на внешнем энергетическом уровне. Сумма электронов на внешнем уровне и заполняемом предвнешнем подуровне в ряде случаев равна номеру группы.

- Последовательное изменение электронных конфигураций атомов в периодах и рост числа энергетических уровней в группах определяет характер изменения свойств элементов. Периодичность повторения электронных структур атомов определяет периодичность повторения свойств элементов.

**Основные понятия.** Периодический закон • Периодическая система • Периодическая таблица • Периодические закономерности  
• *s*- и *p*-Элементы

### Вопросы и задания

- ▲ 1. Составьте электронные формулы и схемы строения атомов химических элементов, имеющих порядковые номера: а) 3; б) 15; в) 27; г) 31.
- 2. Электронная конфигурация атома имеет вид: а)  $1s^2 2s^2 2p^1$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ . Определите название элемента, его положение в периодической системе и высшую степень окисления в соединениях.
- 3. Дайте определение периоду, группе и подгруппе с позиции теории строения атома.
- 4. Объясните характер изменения радиуса атома и относительной электроотрицательности элементов в периоде и главной подгруппе.
- 5. Дайте характеристику по положению в периодической системе элементов с порядковыми номерами: а) 11; б) 13; в) 15; г) 20.
- 6. Массовая доля некоторого элемента пятого периода в его высшем оксиде составляет 43,95%. Назовите этот элемент.

- \* 7. Используя дополнительную литературу, составьте таблицу, раскрывающую признаки сходства водорода со щелочными металлами и галогенами.

### Предсказание Д.И. Менделеевым новых химических элементов

(Дополнительный материал к главе 2)

Периодический закон и построенная на его основе периодическая система сыграли неоценимую роль в развитии науки. Они — фундамент современной химии.

После открытия периодического закона стало возможным научное предвидение, то есть прогнозирование и описание новых элементов и их соединений. Сам Д.И. Менделеев показал прогностические возможности открытого им закона.

Яркий пример этому — предсказание Д.И. Менделеевым существования ещё не открытых в то время элементов. Для трёх из них, названных учёным *экаалюминий*, *экабор* и *экасилиций* («эка» — *подобный*), он дал точное описание их свойств. Открытие этих элементов подтвердило, что их свойства совпали со свойствами, предсказанными Д.И. Менделеевым.

Экаалюминий Ea (предсказан Д.И. Менделеевым в 1869 г.)	Галлий Ga (открыт Л. де Буабодраном в 1875 г.)
Атомная масса $\approx 68$	Атомная масса 69,72
Простое тело должно быть низкоплавким	Температура плавления 29,75 °С
Плотность металла близка к 6,0 г/см <sup>3</sup>	Плотность 5,9 г/см <sup>3</sup> (тв.)
Объём атома должен быть близок к 11,5	Атомный объём 11,8
На воздухе не изменяется	Слабо окисляется при красном калении
Должен разлагать воду при кипячении	Разлагает воду при высокой температуре
Образует квасцы, но труднее, чем Al	Образует квасцы $\text{NH}_4\text{Ga}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
$\text{Ea}_2\text{O}_3$ должен легко восстанавливаться до металла	Ga легко восстанавливается прокаливанием $\text{Ga}_2\text{O}_3$ в токе водорода
Более летуч, чем Al, будет открыт методом спектрального анализа	Ga открыт спектроскопическим методом

Галлий (экаалюминий) был открыт и исследован французским учёным Лекоком де Буабодраном в 1875 г.; скандий (экабор) — шведским учёным Ларсом-Фредериком Нильсо-

ном в 1879 г.; германий (экасилиций) — немецким учёным Клеменсом-Александром Винклером в 1885 г. Помимо этого, Д.И. Менделеев исправил атомные массы 20 химических элементов, после чего они заняли свои места в периодической системе.

В дальнейшем были заполнены все клетки в периодической системе, оставленные Д.И. Менделеевым для вновь открываемых элементов. Но и сегодня считать её завершённой нельзя: в будущем могут быть открыты элементы со сверхтяжёлыми ядрами.

Периодический закон сыграл важную роль в изучении строения атома и внутренней структуры вещества. В свою очередь, теория строения атома (начало XX в.) дала новый импульс развитию периодического закона и периодической системы, использованию их прогностических функций. Благодаря этому пророческий смысл приобрело широко известное высказывание Д.И. Менделеева: «По видимости, периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает...» (10 июля 1905 г.).

Периодический закон сыграл большую роль в развитии не только химии, но и других естественных наук. Так, на основе положения элемента в периодической системе и строения его атома оказалось возможным предсказать распространение этого элемента в природе. Это способствовало формированию новой науки — **геохимии**. Её основателем является академик А.Е. Ферсман.

Подводя итог, ещё раз отметим, в чём заключается **значение периодического закона**.

**Периодический закон:**

- 1) отражает взаимосвязь всех химических элементов, объединяя их в единую упорядоченную систему;
- 2) носит прогностический характер, даёт возможность предсказывать существование новых элементов и соединений, предугадывать их свойства;
- 3) имеет мировоззренческое значение, так как согласуется с фундаментальными законами природы и влияет на формирование научного мировоззрения человека;
- 4) является теоретической основой изучения химии.

## **Выводы**

**1.** Основы общей химии представлены понятиями, законами и теориями, применимыми во всех разделах химии. Основные понятия при установлении их взаимосвязей формируют системы знаний о химическом элементе, веществе и химической реакции.

**2.** Законы химии выражают отношения между объектами, дают им количественную и качественную характеристику, позволяют прогнозировать на их основе те или иные явления.

**3.** Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева — фундаментальная основа изучения, обобщения и систематизации знаний о химических элементах и образованных ими веществах.

**4.** Теория строения атома — научная основа объяснения химических понятий и законов, принципов строения веществ и химических явлений.



## § 5. Химическая связь. Виды химической связи



Какие виды химической связи вы знаете?

В чём принципиальное отличие в строении хлорида натрия и хлороводорода?

Вы уже знаете, что атомы или ионы соединяются друг с другом, образуя либо молекулы, либо кристаллы немолекулярного строения.

Обычно в ходе химических реакций химические связи распадаются, происходит перегруппировка атомов или ионов, образуются новые химические связи. Поэтому знание природы химической связи, типов взаимодействий атомов даёт ключ к пониманию того, как происходит химическая реакция.

Современная теория строения атома позволяет объяснить причину и механизм образования веществ из атомов, ионов и молекул, а также предсказать это явление, в основе которого — *химическая связь*.

Химическая связь представляет собой совокупность сил, которые связывают и удерживают атомы или ионы вместе в виде устойчивых структур (молекул, ионных и атомных кристаллов и др.).

В образовании химической связи участвуют **валентные электроны**.



Какое состояние атома является возбуждённым? При каких условиях происходит возбуждение атома?

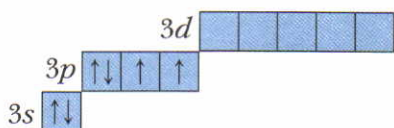
■ Валентными являются **неспаренные**, а также **спаренные** электроны, если они: а) разъединены и размещены на свободных орбиталях внешнего (предвнешнего) электронного слоя атома и принимают участие в образовании химической связи; б) участвуют в образовании связи по донорно-акцепторному механизму. Электроны могут разъединиться, как правило, в тех атомах, которые имеют свободные орбитали *p*- или *d*-. При этом атом переходит в **возбуждённое состояние**, увеличивая **валентные возможности** элемента.

Свойство атомов того или иного элемента образовывать определённое число ковалентных связей называют **валентностью**. Валентность определяется числом неспаренных электронов, числом неподелённых электронных пар и числом вакантных атомных орбиталей на валентном слое атомов данного элемента.

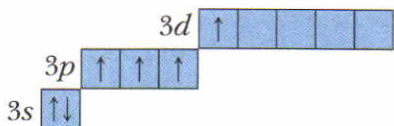
Валентные возможности того или иного элемента легко определить исходя из электронной конфигурации валентного слоя его атомов.

■ Рассмотрим валентные возможности серы.

Электронная конфигурация атома серы в стационарном состоянии —  $3s^23p^4$ .

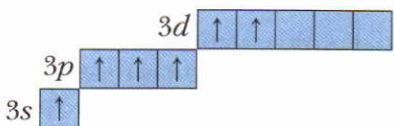


В основном (невозбуждённом) состоянии у атома серы два неспаренных электрона, следовательно, сера может проявлять валентность II (например, в соединениях  $H_2S$ ,  $SCl_2$ ). При возбуждении атома происходит распаривание  $p$ -электронной пары, один из электронов переходит на  $3d$ -подуровень.



В этом случае в атоме серы четыре неспаренных электрона, следовательно, сера может быть четырёхвалентной ( $SO_2$ ).

Если произойдёт ещё и распаривание  $s$ -электронной пары и один из  $s$ -электронов перейдёт на  $d$ -подуровень, в атоме серы окажется шесть неспаренных электронов на валентном слое, тогда атом серы может образовать шесть ковалентных связей, следовательно, сера будет шестивалентной ( $SO_3$ ,  $SF_6$ ).

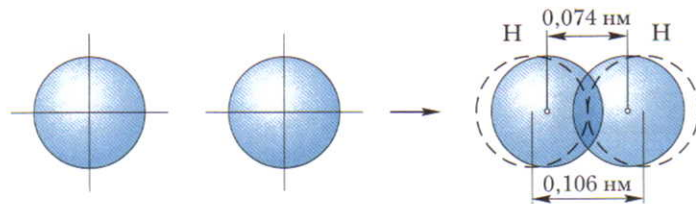


Химические соединения образуются в ходе химических реакций. При этом электронная структура участников существенно перестраивается, разрываются одни и образуются другие химические связи, меняются свойства веществ. Химическая связь может образовываться не только между атомами, но и между молекулами за счёт *межмолекулярных взаимодействий*.

В зависимости от того, как общая электронная пара размещается по отношению к ядрам взаимодействующих атомов, различают разные виды химической связи.

**Ковалентная связь.** Вы уже знакомы с образованием ковалентной связи на примере молекулы водорода (рис. 4) и многих других соединений. Обобщим эти знания.

- ❓ Какие виды химической связи вам известны? Дайте их классификацию.  
Какую связь называют ковалентной? Какими свойствами она обладает?  
Какие виды ковалентной связи вам известны?



**Рис. 4.** Перекрывание электронных облаков при образовании молекулы водорода

При сближении атомов, имеющих на внешней электронной оболочке неспаренные электроны, между ними начинается взаимодействие. Их электронные облака перекрываются, образуется *общая электронная пара*. При этом вероятность нахождения электронов в области между ядрами взаимодействующих атомов, то есть в зоне перекрывания электронных облаков, оказывается выше, чем в любой другой точке пространства вокруг ядер. Принято говорить, что в пространстве между ядрами возрастает *электронная плотность*. Это способствует их притяжению, уменьшающему расстояние между ядрами атомов, и между атомами возникает химическая связь, которую называют *ковалентной*.

**Химическая связь, образованная между атомами за счёт общих электронных пар, называется ковалентной.**

Различают два вида ковалентной связи: полярную и неполярную.

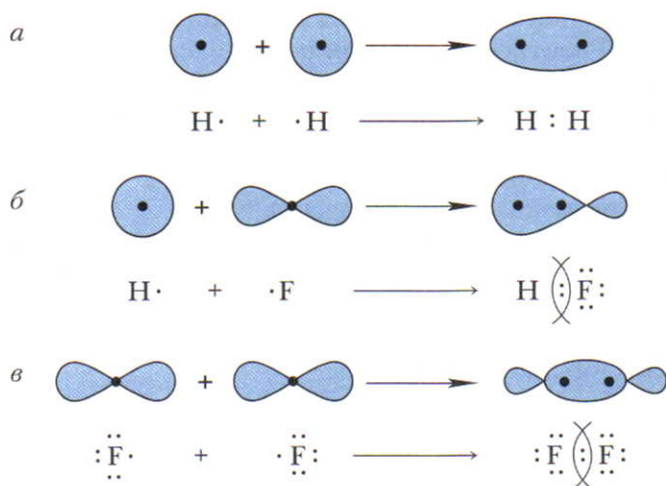
*Неполярная ковалентная связь* образуется между атомами элементов, имеющих одинаковую электроотрицательность. При этом общая электронная пара расположена симметрично относительно ядер атомов. Неполярная ковалентная связь возникает между атомами одного элемента, например в простых веществах ( $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ).

*Полярная ковалентная связь* образуется между атомами разных элементов. При этом общая электронная пара смещена к атому элемента с большей электроотрицательностью. На атоме элемента с меньшей ЭО формируется частичный положительный заряд ( $\delta^+$ ), а на атоме элемента с большей ЭО — частичный отрицательный заряд ( $\delta^-$ ). Молекулы многих веществ с полярной связью представляют собой *диполи* — системы, имеющие два равных по величине, но противоположных по знаку заряда, расположенных на некотором расстоянии друг от друга.

Ковалентные связи различаются по **механизму образования**.

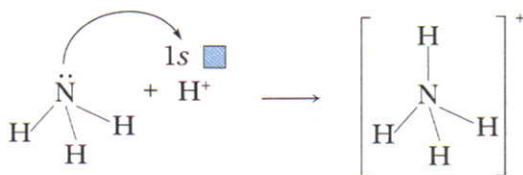
Образование ковалентной связи (общей электронной пары) может происходить по двум механизмам: обменному и донорно-акцепторному.

1. **Обменный механизм:** каждый атом предоставляет неспаренные электроны для создания общих электронных пар (одной или более). Например, так образуются молекулы  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $HCl$  и др. (рис. 5).



**Рис. 5.** Образование химической связи по обменному механизму:  
*a* – за счёт двух *s*-электронов; *б* – за счёт одного *s*- и одного *p*-электрона;  
*в* – за счёт двух *p*-электронов (с образованием  $\sigma$ -связи)

2. *Донорно-акцепторный механизм:* один атом (донор) предоставляет электронную пару, а второй (акцептор) – вакантную орбиталь. Так возникает связь между ионом водорода и молекулой аммиака:



Вспомним и обобщим важнейшие характеристики ковалентной связи.

Образование химической связи всегда сопровождается выделением энергии. При этом общая энергия системы уменьшается.

При образовании ковалентной связи общая электронная пара может быть смещена к одному из атомов, участвующих в образовании этой связи. Это происходит вследствие различной *электроотрицательности* атомов элементов.

**Электроотрицательность** – величина, характеризующая способность атомов того или иного элемента в молекуле или сложном ионе смещать к себе электроны, участвующие в образовании связи.

Понятие электроотрицательности относится не к изолированным, а к химически связанным атомам.

Смещение общей электронной пары приводит к поляризации связи: возникает избыток электронной плотности на одном полюсе, и её дефицит — на другом. Важной характеристикой связи является её **полярность**.

По степени полярности различают ковалентную полярную и ковалентную неполярную связь.

**Задание.** Выберите формулы веществ с полярной и неполярной ковалентными связями:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$ .

**Кратность ковалентной связи** характеризуется числом общих электронных пар между соединяемыми атомами. По кратности ковалентная связь может быть:

1. **Одинарная** (атомы связаны одной общей электронной парой), например в молекулах водорода, хлора, хлороводорода:



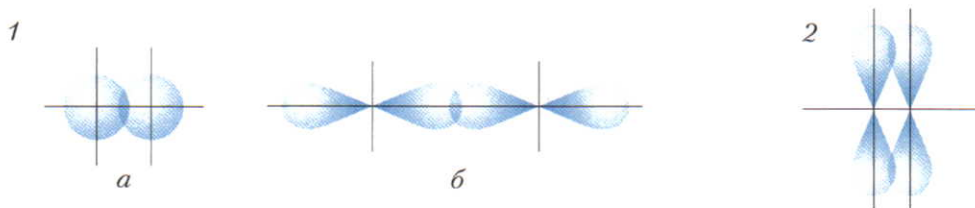
2. **Двойная** (атомы связаны двумя общими электронными парами), например в молекуле кислорода:



3. **Тройная** (атомы связаны тремя общими электронными парами), например в молекуле азота:



Также химические связи различаются *по способу перекрывания атомных орбиталей* (рис. 6). Ранее, при изучении неорганических и органических соединений, вы познакомились с  $\sigma$ - и  $\pi$ -связями.



**Рис. 6.** Формы ковалентных связей в зависимости от способа перекрывания атомных орбиталей:

1 —  $\sigma$ -связь: а — за счёт двух  $s$ -электронов; б — за счёт двух  $p$ -электронов;

2 —  $\pi$ -связь: за счёт двух  $p$ -электронов

**Задание.** Раскройте механизм образования  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей на примере органических веществ.

**$\sigma$ -Связь** («сигма-связь») — область перекрывания атомных орбиталей находится на линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов; между каждой парой атомов может быть только одна  $\sigma$ -связь, то есть одинарная связь — всегда  $\sigma$ -связь.

**$\pi$ -Связь** («пи-связь») — две области перекрывания атомных орбиталей расположены на линии, перпендикулярной той, которая соединяет центры взаимодействующих атомов (то есть перпендикулярной линии  $\sigma$ -связи);  $\pi$ -связь может только дополнять  $\sigma$ -связь в двойной или тройной связи.

**Задание.** Приведите примеры веществ, имеющих только  $\sigma$ -связи, а также  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Составьте их структурные формулы.

■ Часто химические связи образуются за счёт электронов, расположенных на разных атомных орбиталях. Например, у атомов бериллия, бора и углерода, находящихся в возбуждённом состоянии, в образовании химических связей одновременно принимают участие  $s$ - и  $p$ -электроны. Несмотря на разную форму этих орбиталей, связи оказываются равноценными и располагаются симметрично, что обеспечивается гибридизацией.

? Что называют гибридизацией атомных орбиталей?

**Гибридизация атомных орбиталей** — это приём и определённая модель его описания, применяемые для квантово-механического объяснения взаимодействия различных по форме, но близких по энергии атомных орбиталей, при котором происходит их смешивание и выравнивание по форме и энергии.

Предполагается, что в гибридизации могут участвовать атомные орбитали, не занятые электронами (вакантные), а также орбитали с неспаренными электронами и не-поделёнными электронными парами.

В результате гибридизации появляются новые гибридные орбитали, которые ориентируются в пространстве таким образом, чтобы после их перекрывания с орбиталями других атомов образующиеся электронные пары оказались максимально удалёнными друг от друга. Это сводит к минимуму энергию отталкивания электронов в молекуле. Форма частиц, возникающих при образовании ковалентных связей, в которых участвуют гибридные атомные орбитали (рис. 7), зависит от числа и типа этих орбиталей (табл. 4).

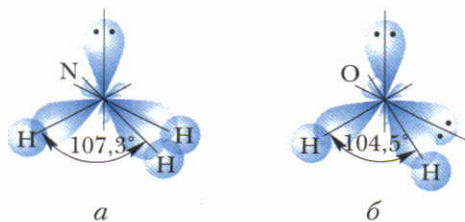


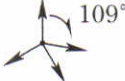


Рис. 7. Пространственные конфигурации молекул: а — аммиака; б — воды

? Какую связь называют ионной? Приведите примеры ионных соединений.

**Таблица 4.** Геометрическая конфигурация молекул (ионов) при некоторых типах гибридизации орбиталей центрального атома

Тип гибридизации	Пространственная форма молекулы или иона	Примеры
$sp$	 Линейная	$\text{BeCl}_2$ $\text{C}_2\text{H}_2$ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
$sp^2$	 Треугольная	$\text{BF}_3$ $\text{C}_2\text{H}_4$ $\text{NO}_3^-$
$sp^3$	 Тетраэдрическая	$\text{CH}_4$ $[\text{BF}_4]^-$ $\text{PO}_4^{3-}$ $\text{NH}_4^+$

**Ионная связь** возникает между атомами элементов, сильно отличающихся по электроотрицательности, и (как правило) между атомами типичных металлов и типичных неметаллов. Она характерна для большинства щелочей и солей ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaBr}_2$ ,  $\text{KOH}$ ) и гидридов щелочных и щёлочноземельных металлов ( $\text{LiH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ).

Как и в случае с ковалентной связью, её возникновение связано с образованием электронной пары, но в случае ионной связи электронная пара практически полностью переходит к более электроотрицательному атому неметалла. При таком перераспределении электронов возникают *ионы*.

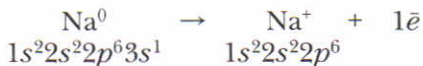
**Ионы** – это заряженные частицы, которые образуются в результате отдачи или присоединения электронов атомами или группами химически связанных атомов. **Катионы** – положительно заряженные ионы, **анионы** – отрицательно заряженные ионы.

Ионы могут быть *простыми* (образованными из одного атома, например  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$  и др.) и *сложными* (образованными группой атомов, например  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$  и др.).

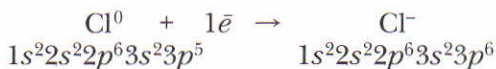
**Химическая связь, возникающая между ионами в результате электростатического притяжения между ними, называется ионной.**

■ Рассмотрим образование ионной связи на примере  $\text{NaCl}$ .

1. Атом  $\text{Na}$ . Электронная конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Для приобретения устойчивой электронной конфигурации ближайшего в периодической системе благородного газа ( $\text{Ne}$ ) требуется отдать  $1e^-$  с внешнего валентного уровня.



2. Атом Cl. Электронная конфигурация:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Для приобретения устойчивой электронной конфигурации ближайшего инертного газа (Ar) требуется принять  $1\bar{e}$  на внешний валентный уровень.

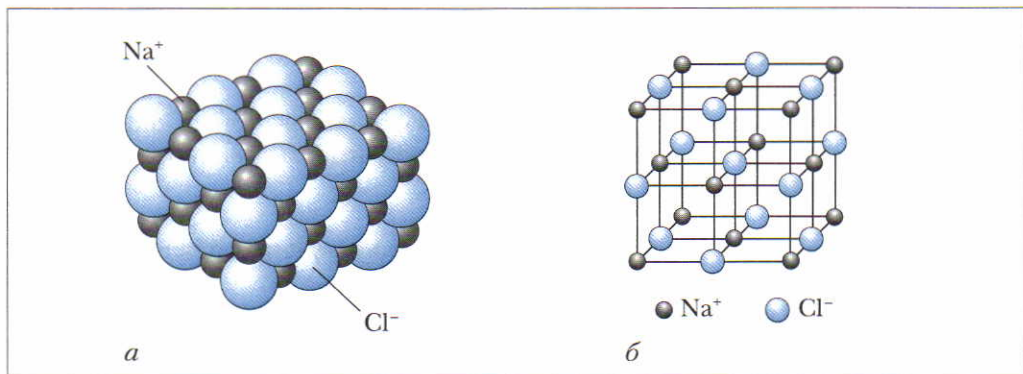


Атом Na отдаёт электрон атому Cl. В результате образуется два иона  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ . Ионы притягиваются благодаря электростатическому взаимодействию, образуется ионная связь:



Ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , испытывая электростатическое притяжение, образуют ионный кристалл (рис. 8).

Отнесение веществ к ионным или к ковалентным достаточно условно. Между ними нет резких границ, как нет и «идеальных» ионных соединений (рис. 8).

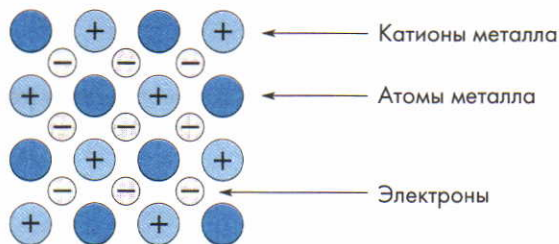


**Рис. 8.** Ионная кристаллическая решётка NaCl: *a* – масштабная модель кристалла; *б* – модель кристаллической решётки

**?** Вспомните, какую связь называют металлической? Какие физические свойства металлов определяются особенностями этой связи?

**Металлическая связь.** Это особый тип химической связи, возникающий в кристаллах металлов между нейтральными атомами и катионами, расположенными в узлах кристаллической решётки, и относительно свободно перемещающимися электронами (рис. 9).





**Рис. 9.** Модель кристалла с металлической связью

Возникновение металлической связи можно объяснить следующим образом. При образовании металлического кристалла атомы металлов, имеющих малое число валентных электронов, сближаются, эти электроны становятся для них общими, образуя так называемый *электронный газ*, связывающий ионы металлов. Атомные орбитали соседних атомов перекрываются, и число связывающих электронов оказывается много меньше числа общих орбиталей. Поэтому электроны могут свободно переходить с одной орбитали на другую. Тем самым электроны принимают участие в образовании связей между всеми атомами в кристалле.

Таким образом, в металлах имеет место *сильно делокализованная металлическая связь*, образуемая в результате электростатического притяжения между ионами металла и обобществлёнными электронами, и металл (вещество) можно рассматривать как структуру из плотно упакованных катионов, связанных друг с другом общими электронами.

Наличием металлической связи объясняются характерные физические свойства металлов: высокая электрическая проводимость, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск.

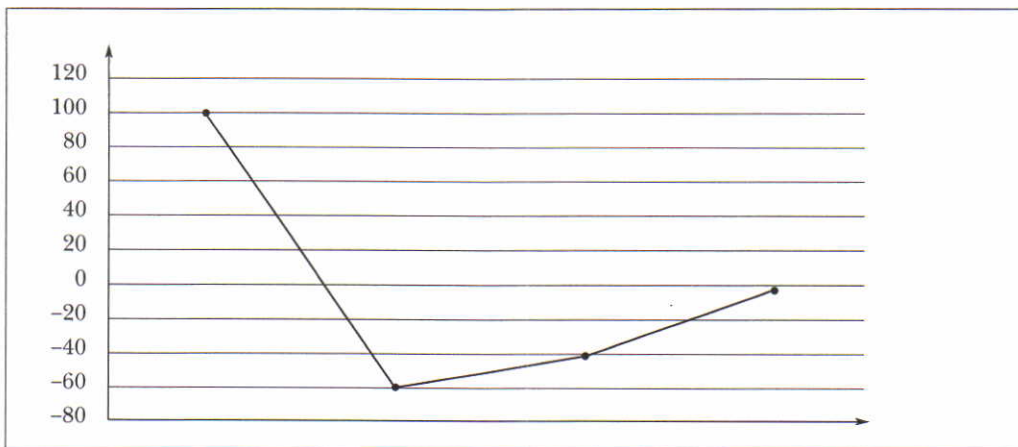
**?** Какая связь называется водородной? В каких случаях она образуется?

**■ Водородная связь.** Рассмотрим тенденции в изменениях температуры плавления и кипения водородных соединений элементов VIA-группы: кислорода, серы, селена и теллура (рис. 10). На диаграмме эта тенденция выражена в виде графика.

Вы видите, что  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  являются газообразными веществами при обычных условиях, а вода — жидкостью. Вода имеет аномально высокую температуру плавления по сравнению с водородными соединениями других элементов VIA-группы. Если продолжить кривую температуры кипения  $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$ , то соответствующее значение для воды окажется примерно  $-80^\circ\text{C}$ . Но температура кипения воды  $100^\circ\text{C}$ . Почему же так происходит?

Между молекулами воды существует взаимодействие, называемое водородной связью. Именно это взаимодействие сцепляет их в большие группы молекул — *ассоциаты*, для разрушения которых требуется дополнительная энергия.

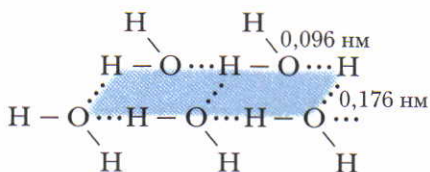
Водородная связь образуется между сильно поляризованным атомом водорода одной молекулы и атомом наиболее электроотрицательного элемента (фтора, кисло-



**Рис. 10.** Изменение значений температуры кипения в ряду  $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$

рода или азота) другой молекулы. Для того чтобы водород был «сильно поляризован», он должен быть связан ковалентной связью с атомами всё тех же наиболее электроотрицательных элементов (F, O, N).

Например, рассмотрим образование водородных связей между молекулами воды. Схематически образование водородных связей показывают тремя точками.



Водородная связь в среднем примерно в 10 раз слабее обычных ковалентных связей, но в 10 раз сильнее простого межмолекулярного притяжения.

Вещества, между молекулами которых образуются водородные связи, характеризуются более низкой летучестью, более высокими температурами кипения и плавления, лучшей растворимостью в воде.

Водородная связь имеет огромное значение в биологических системах. Она играет значительную роль в формировании вторичной и третичной структуры белков, в структуре ДНК и во многих биологических процессах.

**Основные понятия.** Химическая связь • Валентные электроны • Валентность • Возбуждённое состояние атома • Ковалентная связь • Ион • Катион • Анион • Ионная связь • Металлическая и водородная химические связи • Механизмы образования связей • Гибридизация атомных орбиталей

### Вопросы и задания

- ▲ 1. Приведите примеры соединений, в которых атомы одного и того же элемента образуют ковалентную полярную и ковалентную неполярную связи.
- ▲ 2. Составьте схему перехода электронов атома хлора в возбуждённое состояние.
- ▲ 3. Составьте электронные формулы молекул  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ . Сколько  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей содержится в каждой из этих молекул?
- 4. Какой тип связи образуется между атомами с зарядами ядер +19 и +9? Составьте схему образования такого соединения.
- 5. Определите валентные возможности элементов: фосфора, серы, хлора, кремния.
- 6. Составьте электронные формулы молекул и частиц:  $\text{F}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- 7. Объясните, почему в соединениях с кратными связями одна связь  $\sigma$ -, а остальные —  $\pi$ -связи.
- 8. Определите тип гибридизации центрального атома и пространственную конфигурацию молекул:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .
- \* 9. Сравните ионную химическую связь и металлическую. Выявите черты их сходства и отличия.
- \* 10. Примените электронную теорию для объяснения электронного строения и возможностей взаимодействия атомов углерода и хлора.

## § 6. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Кристаллические решётки

- ? Какие вещества молекулярного и немолекулярного строения вам известны? Приведите примеры.  
Какие вещества называют кристаллическими? Приведите примеры кристаллических веществ.  
Какие типы кристаллических решёток вам известны?  
Как отличить вещества с молекулярным типом кристаллической решётки от веществ с решёткой другого типа?

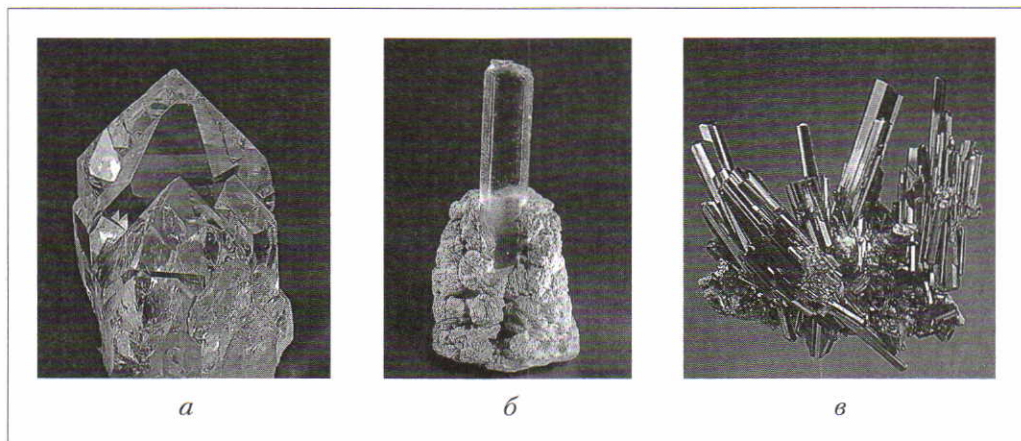
Изучая строение веществ в 8 классе, вы достаточно подробно ознакомились с разными типами *кристаллических решёток*. В данном параграфе мы обобщим, углубим и систематизируем знания о молекулярном и немолекулярном строении веществ, о кристаллических решётках.

**Состав и структура кристалла.** В твёрдом веществе частицы — ионы, атомы или молекулы — располагаются в строго определённом порядке. Расстояния между ними сопоставимы с размерами самих частиц, а их движение ограниче-

но только незначительными колебаниями и вращением относительно занимаемого положения. Поступательное движение частиц отсутствует.

В зависимости от степени упорядоченности частиц твёрдые вещества разделяются на *кристаллические* и *аморфные* (некристаллические) *вещества*.

Мир кристаллических веществ необыкновенно красив (рис. 11).

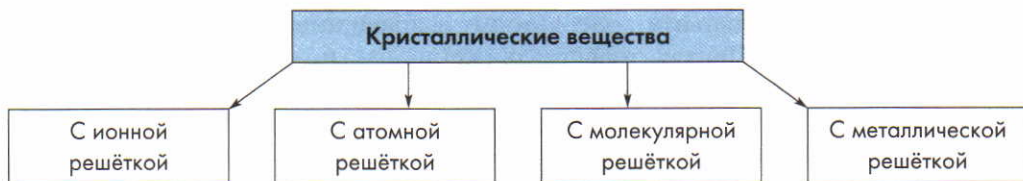


**Рис. 11.** Природные минералы: *а* – горный хрусталь; *б* – аквамарин в альбите; *в* – эпидот

■ С восхищением пишет о строении кристаллов норвежский химик Юхан Фогт: «Представьте себе двести замечательных скрипачей, играющих одну и ту же пьесу на прекрасно настроенных инструментах, но не в унисон. Результат будет не из приятных, и даже человек с хорошим слухом не поймёт, что они играют. Аналогичную музыку издают молекулы газов, жидкостей и обычных твёрдых тел... В отличие от этого кристалл подобен оркестру, руководимому блестящим дирижёром; за движениями дирижёра следят глаза всех музыкантов, и все смычки повинуются каждому мановению его руки... Для меня музыка физических законов звучит самым полным и сильным аккордом именно в области науки о кристаллах».

Структура кристаллического вещества характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определённых местах в кристалле. При мысленном соединении этих точек линиями получается пространственный каркас, который называют *кристаллической решёткой*. Точки, в которых размещены частицы – ионы, атомы или молекулы, – это *узлы* кристаллической решётки. В узлах происходят колебания частиц около их положения равновесия. Если кристалл нагревать, амплитуда (размах) колебаний возрастает.

В зависимости от частиц, образующих кристаллические вещества, их классифицируют на несколько типов (рис. 12).



**Рис. 12.** Классификация кристаллических веществ в зависимости от типа частиц, составляющих кристалл

**Проблема.** Можно ли считать кристаллическую решётку моделью кристаллического вещества? Обоснуйте своё мнение.

Цвет, прочность, температура плавления и многие другие физические свойства кристалла зависят от свойств частиц, которые составляют кристаллическую решётку.

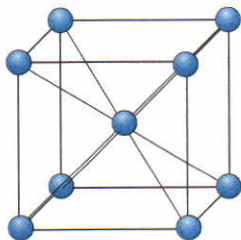
**Задание.** Охарактеризуйте свойства веществ с различным типом кристаллической решётки.

#### Типы кристаллических решёток

**Проблема.** Почему металлы и соли, как правило, кристаллические вещества? Дайте обоснованный ответ.

Поваренная соль  $\text{NaCl}$  — это типичный представитель веществ с *ионной кристаллической решёткой*. В её узлах расположены ионы, соединённые между собой благодаря электростатическому взаимодействию (притяжению ионов с противоположным зарядом). Разрушить такую кристаллическую решётку трудно, так как на разрыв ионных связей требуется значительное количество энергии. Поэтому соединения, имеющие подобную структуру (многие соли), обладают высокими температурами плавления и растворяются в неполярных растворителях, например в воде.

Для металлов характерна *металлическая кристаллическая решётка*. В узлах металлической решётки находятся атомы или катионы металлов, а связывание частиц в кристалле происходит благодаря так называемому «электронному газу» — относительно свободным электронам (рис. 13).



**Рис. 13.** Модель кристаллической решётки натрия

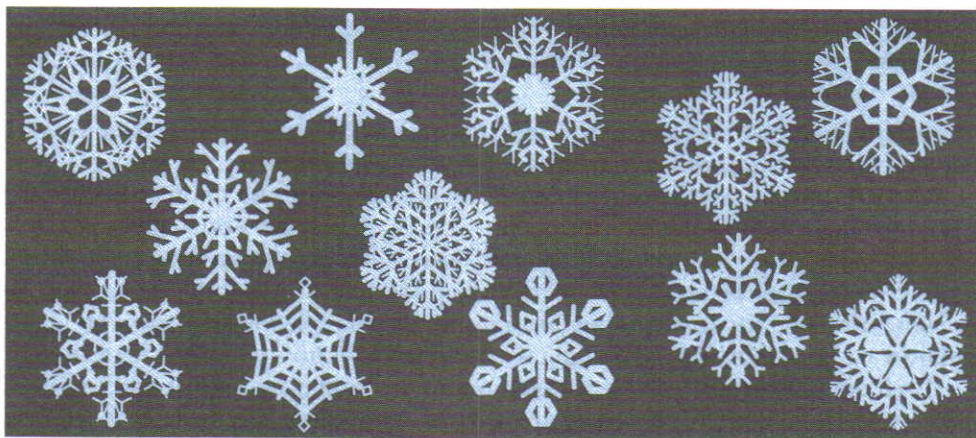
Ковалентные соединения образуют кристаллы другого вида. Эти кристаллы образованы либо атомами, либо молекулами.

Вещества, образованные молекулами, называют *молекулярными*. Для таких веществ характерной является *молекулярная кристаллическая решётка*. В её узлах находятся молекулы, а связь осуществляется за счёт сил межмолекулярного притяжения. Такая связь менее прочная, её энергия примерно в 100 раз меньше энергии ковалентной связи. Именно поэтому молекулярные

кристаллы обычно легкоплавки, ведь для разрушения молекулярной кристаллической решётки не требуется много энергии.

Типичные молекулярные кристаллы образуют вода и иод, но для воды характерен ещё и особый вид межмолекулярного взаимодействия – *водородные* связи (см. § 5).

■ Если температура в системе ниже точки плавления, то молекулы образуют упорядоченные каркасы, где каждая молекула ориентирована в пространстве строго определённым образом. Это приводит к появлению кристаллов причудливой симметричной формы наподобие снежинок (рис. 14).



**Рис. 14.** Кристаллы льда

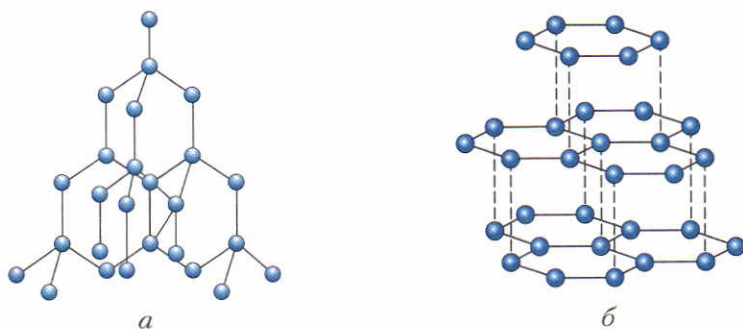
Если в узлах кристаллической решётки находятся атомы, связанные между собой ковалентными связями, то такой тип кристаллической решётки называют *атомной кристаллической решёткой*.

Строение кристаллов, имеющих атомную кристаллическую решётку, определяется валентностью атомов элементов, образующих соединение, и направленностью ковалентных связей (рис. 15).

Хотя атомы в кристаллической решётке связаны настоящими ковалентными химическими связями, эти кристаллы нельзя называть молекулами. Молекула имеет постоянный состав, а в кристалле количество связанных в единый каркас атомов может быть различным – в зависимости от размера кристалла.

Вещества с атомной кристаллической решёткой имеют, как правило, очень высокие значения температуры плавления. И это понятно, ведь для разрушения атомной решётки потребуется разорвать довольно прочные ковалентные связи. Типичными представителями веществ с атомной кристаллической решёткой являются диоксид кремния  $\text{SiO}_2$  (кварц), алмаз.

В отличие от молекулярных веществ, в веществах с атомной, ионной и металлической кристаллическими решётками нет молекул. Такие вещества



**Рис. 15.** Структура кристаллов углерода: *а* – алмаза, *б* – графита (межмолекулярные связи показаны пунктиром)

относят к **немолекулярным**. Таким образом, вещества подразделяются на *вещества молекулярного* и *вещества немолькулярного строения*.

Структура кристалла оказывает большое влияние на свойства кристаллического вещества. Так, два кристалла – алмаз и графит – образованы атомами одного элемента (углерода). Атомы в обоих веществах связаны неполярными ковалентными связями. Оба вещества не притягивают полярные молекулы воды: пальцы, испачканные в грифельном порошке, на ощупь жирные, и вода их не смачивает, а мелкие брызги воды не растекаются по поверхности алмаза.

В то же время эти два кристалла очень несхожи по своим свойствам. Графит – мягкое вещество, его легко превратить в порошок, а алмаз настолько твёрд, что оставляет царапины на большинстве поверхностей, даже на таком твёрдом материале, как стекло (алмаз проверяют на подлинность, проводя им по стеклу).

В кристалле графита атомы углерода объединены одинарными и двойными связями в плоские слои, состоящие из правильных шестиугольников и соединённые друг с другом в основном силами межмолекулярного взаимодействия (см. рис. 15, *б*). Расстояние между слоями велико и взаимодействие между ними довольно слабое, поэтому графит может расщепляться на тонкие чешуйки, легко прилипающие к бумаге.

Вспомните, что если химический элемент образует два или больше простых веществ, различных по строению и свойствам, такое явление называют **аллотропией**. Графит и алмаз – две **аллотропные модификации** углерода.

**Основные понятия.** Кристаллическое и аморфное вещество • Кристаллическая решётка • Типы кристаллических решёток • Вещества молекулярного и немолькулярного строения

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Какие типы кристаллических решёток вам известны?
- ▲ 2. Какие кристаллические решётки характерны для веществ с ковалентной, ионной и металлической связями?

- 3. Как структура веществ влияет на их физические свойства?
- 4. Чем кристаллические вещества отличаются от аморфных?
- 5. Определите характер химических связей в кристаллических структурах твёрдых веществ:  $KF$ ,  $BaCl_2$ ,  $I_2$ ,  $SiC$ ,  $Fe_{(к)}$ .
- 6. Какой тип кристаллической решётки характерен для веществ, формулы которых:  $H_2O$ ,  $KCl$ ,  $C_2H_5OH$ ,  $CH_3COOH$ ,  $SiO_2$ ,  $NH_3$ ,  $CO_2$ ?
- 7. Какое из веществ – кислород, водород, иод или алмаз – в твёрдом состоянии имеет атомную кристаллическую решётку?
- \* 8. Почему поваренная соль хорошо растворяется в воде, а иод в воде нерастворим?
- \* 9. Медь пластична и хорошо проводит электрический ток, а сахар непластичен и не проводит электрический ток. Объясните почему.

## § 7. Многообразие веществ и его причины

- ? На какие классы подразделяются: а) неорганические; б) органические соединения? Приведите примеры представителей этих классов. Что такое аллотропия? Приведите примеры аллотропных модификаций. Какое явление называют изомерией? Какие виды изомерии вам известны? Приведите примеры.

**Проблема.** В настоящее время достаточно хорошо изучено свыше 100 химических элементов. Они образуют более 400 простых и несколько миллионов самых разнообразных сложных веществ. Как объяснить то, что из атомов сравнительно небольшого числа элементов образуется такое множество веществ?

### Аллотропия

Как вы уже знаете, один химический элемент может образовывать несколько простых веществ. Это свойство называют **аллотропией**, а различные простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называют **аллотропными видоизменениями** или **аллотропными модификациями** этого элемента. Их также называют аллотропными формами элемента или аллотропами.

Аллотропные видоизменения могут различаться **по составу**. Например, химический элемент кислород образует два простых вещества – кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ . Молекулы этих простых веществ отличаются составом, поэтому различаются их строение и свойства.

Аллотропные модификации могут различаться **по строению**. Углерод имеет четыре аллотропные модификации, обладающие разными формами кристаллических решёток: карбин, алмаз, графит, фуллерен (о строении и свойствах алмаза и графита см. § 6).



■ Химический элемент может иметь аллотропные модификации, различающиеся одновременно и составом, и строением. Например, белый фосфор имеет молекулярную решётку, состоящую из молекул  $P_4$ , а кристаллы красного фосфора имеют полимерную структуру.

Аллотропия характерна для большинства неметаллов. Например, сера представлена в ромбической, моноклинной и других формах. Среди элементов VA-группы аллотропия ярко выражена у элемента фосфора: кроме белого и красного, существуют фиолетовый и чёрный фосфор (рис. 16). Сурьма образует серую, жёлтую и другие формы. Аллотропия присуща и металлам.

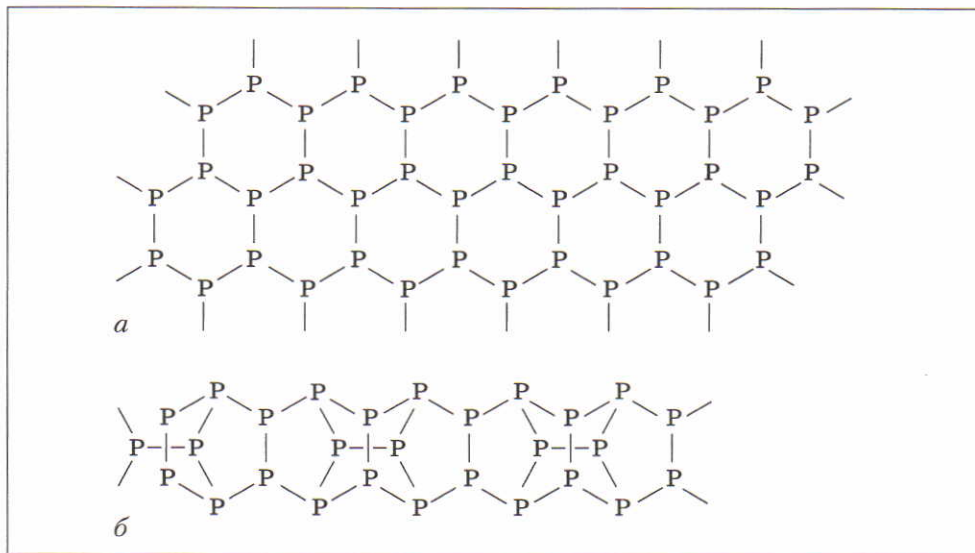


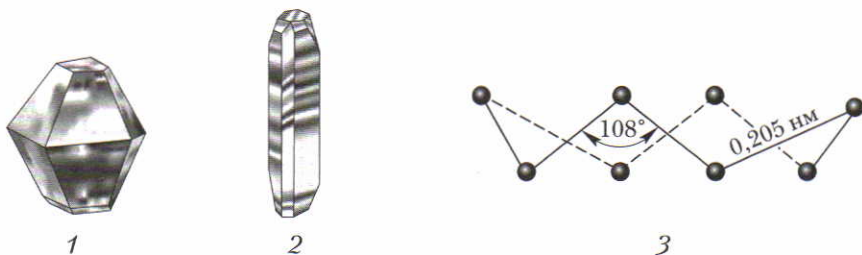
Рис. 16. Схемы кристаллических решёток: а – чёрного; б – красного фосфора

**Задание.** В 9 классе вы наблюдали опыты по исследованию аллотропии серы и фосфора. Почему при изменении температуры одна аллотропная модификация может переходить в другую? Сравните свойства белого и красного фосфора. Какая из этих аллотропных модификаций более устойчива?

Разные модификации элемента имеют разную устойчивость.

При изменении условий одна аллотропная модификация, являвшаяся устойчивой, теряет это свойство и может преобразовываться в другую. Для модификаций некоторых элементов такие переходы легко обратимы.

■ При нагревании до  $95,6^\circ\text{C}$  ромбическая сера преобразуется в моноклинную, которая при понижении температуры снова переходит в ромбическую форму (рис. 17). Указанный температурный порог называют *точкой* или *температурой перехода*.



**Рис. 17.** Формы кристалла ромбической серы (1); моноклинной серы (2) и расположение атомов серы в молекуле  $S_8$  (3)

Обратимые переходы свойственны и олову, для которого точка перехода  $13,2\text{ }^\circ\text{C}$ . При комнатной температуре и нормальном давлении стабильной модификацией является  $\beta$ -олово. При понижении температуры оно переходит в  $\alpha$ -олово.

Для модификаций других элементов такой переход необратим. Например, при нагревании без доступа воздуха белый фосфор преобразуется в красный, но при охлаждении обратного перехода не происходит. Подобный процесс имеет место при переходах аллотропных модификаций железа. Необратимость перехода характерна и для углерода. При очень высоких значениях давления и температуры из графита образуется алмаз. Кристаллическая решётка и свойства вещества изменяются. Именно так из графита делают искусственные алмазы. Мелкие, чёрного цвета искусственные алмазы не пригодны для ювелирных изделий, но они являются ценным сырьём для промышленности. Пылевидный алмазный порошок получают взрывом (в закрытой камере) из специальных взрывчатых веществ, содержащих углерод. Появление природных алмазов в недрах Земли, вероятно, тоже происходит под влиянием огромных температур и давлений в течение неизмеримо более длительного времени.

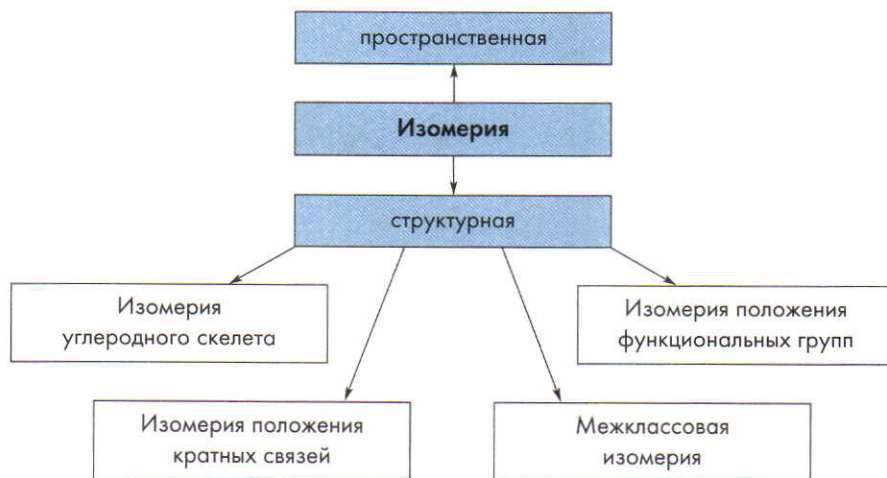
Некоторым химическим элементам свойствен **динамический переход** аллотропных модификаций. Примером динамического равновесия является процесс:  $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$ .

## Изомерия

В природе и в лабораторных условиях могут существовать соединения с одинаковым качественным и количественным составом, но различным порядком соединения атомов в молекуле или их взаимным расположением в пространстве. Это явление носит название **изомерии**, а вещества, обладающие перечисленными характеристиками, называют **изомерами**. Изомеры различаются физическими и химическими свойствами.

Явление изомерии встречается среди неорганических и органических соединений. Однако для органических веществ именно изомерия является важнейшей причиной их многообразия. Разные виды изомерии характерны для подавляющего большинства органических соединений (рис. 18).

**Задание.** Приведите примеры соединений, соответствующих видам изомерии, указанным на рис. 18.



**Рис. 18.** Виды изомерии органических соединений

**Структурная изомерия.** Наиболее распространены *структурные изомеры*. Причём чем больше количество атомов углерода в цепи органического соединения, тем больше число его возможных изомеров. Например, если говорить об алканах, то существует всего два структурных изомера  $C_4H_{10}$ , а в случае  $C_{13}H_{28}$  их 802, для  $C_{20}H_{42}$  – 366 319.

Различие в химическом строении изомеров обуславливает их разные физические и химические свойства.

Если изомеры различаются расположением в углеродной цепи функциональной группы, определяющей принадлежность вещества к классу соединений, тогда их называют *изомерами положения функциональной группы*.

**?** Приведите примеры изомеров положения функциональной группы.

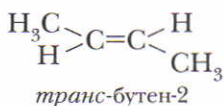
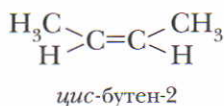
Самые заметные различия в физических и химических свойствах можно наблюдать при сравнении изомеров, принадлежащих к *разным классам органических соединений*. Например, такие вещества, как ацетон, пропионовый альдегид, аллиловый спирт и циклопропанол являются изомерами и имеют одинаковый состав –  $C_3H_6O$ .

**?** Напишите структурные формулы перечисленных веществ и охарактеризуйте их как представителей определённых классов органических соединений.

**Пространственная изомерия.** Пространственные изомеры (стереоизомеры) имеют одинаковый состав и одинаковый порядок соединения атомов в молекулах. Отличие только в расположении атомов в пространстве.

Одним из примеров такого типа изомерии является *геометрическая (цис-транс-)* изомерия.

Атомы, соединённые одинарными ковалентными связями, вращаются вокруг своей оси, но свободное вращение атомов, связанных двойной связью  $C=C$ , невозможно. В результате могут появляться вещества, не отличающиеся составом, но различающиеся расположением атомов или групп атомов относительно двойной связи. Примерами таких *геометрических изомеров* являются *цис-бутен-2* и *транс-бутен-2*:



Геометрические изомеры представляют собой устойчивые соединения, не превращающиеся друг в друга в обычных условиях.

**?** Приведите примеры и напишите формулы геометрических изомеров 1,2-дихлорэтана.

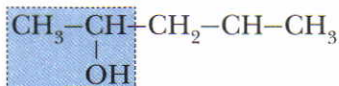
### Гомология. Гомологические ряды

Разнообразие органических веществ также связано с характерным для них явлением гомологии: классы органических соединений имеют **гомологические ряды**.

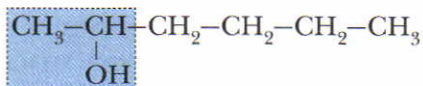
**Гомологический ряд** — это ряд соединений, в котором каждый последующий представитель отличается от предыдущего по составу на группу  $\text{CH}_2$  (её называют гомологической разностью), но имеет с ним сходное химическое строение, а потому и сходные свойства. Например, гомологами являются:



2-бутанол



2-пентанол



2-гексанол

**Задание.** Приведите примеры гомологических рядов органических веществ. Подтвердите общность химических свойств веществ, образующих их.

### Изотопия. Изотопы

Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное число нейтронов, называют изотопами, а явление их существования — изотопией. Напомним, что водород имеет

три изотопа (см. § 3), у хлора — изотопы  $^{35}_{17}\text{Cl}$  и  $^{37}_{17}\text{Cl}$  и т. д. Подробнее явление изотопии уже рассматривалось в § 3 (с. 16).

**Основные понятия.** Аллотропия • Аллотропные модификации  
• Изомерия • Гомология • Гомологические ряды

### Вопросы и задания

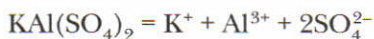
- ▲ 1. Какое явление называют аллотропией? Приведите примеры аллотропных модификаций неметаллов и металлов.
- ▲ 2. Какие вещества называют гомологами? Приведите их примеры.
- ▲ 3. Как можно объяснить несоответствие между числом химических элементов и количеством образованных ими веществ?
- 4. Чем отличаются понятия «химический элемент» и «простое вещество»?
- 5. Назовите две аллотропные модификации фосфора и опишите два физических и два химических свойства, по которым они различаются.
- 6. Какое свойство углерода выделяет его из совокупности других химических элементов?
- \* 7. Объясните, что означают термины «структурная изомерия», «цис-транс-изомерия». Приведите примеры и структурные формулы веществ, укажите их названия и принадлежность к классу органических соединений.
- \* 8. На конкретных примерах докажите, что явления аллотропии, изомерии, изотопии и гомологии являются причинами многообразия веществ.

### Комплексные соединения

(Дополнительный материал к главе 3)

В ряде случаев при кристаллизации растворов, содержащих смесь солей, образуются так называемые **двойные соли**. Например, при кристаллизации смеси сульфатов калия и алюминия образуются кристаллы алюмокалиевых квасцов  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

Двойные соли диссоциируют в водных растворах с образованием катионов двух видов:



В этих растворах с помощью уже известных вам качественных реакций можно обнаружить все ионы, обозначенные в уравнении диссоциации.

Однако существуют соединения, похожие по составу на двойные соли, но имеющие ряд специфических особенностей. Например, вещество под названием **красная кровяная**

соль  $K_3Fe(CN)_6$ . В водном растворе такой соли не удаётся обнаружить ионы  $Fe^{3+}$  и ионы  $CN^-$ .

Можно предположить, что все ионы  $CN^-$  прочно связаны с ионами  $Fe^{3+}$ . Тогда в растворе должен существовать ион  $Fe(CN)_6^{3-}$ . Действительно, наличие такого иона в растворе доказано химическими и физико-химическими методами. Его строение объясняется с позиций **координационной теории** швейцарского учёного А. Вернера. Соединения, подобные красной кровяной соли, называют **комплексными** (от лат. *complexus* — «связь», «сочетание») или **координационными**. В России большой вклад в изучение комплексных соединений внесли учёные-химики Л.А. Чугаев, К.В. Яцимирский, А.А. Гринберг, И.И. Черняев и др.

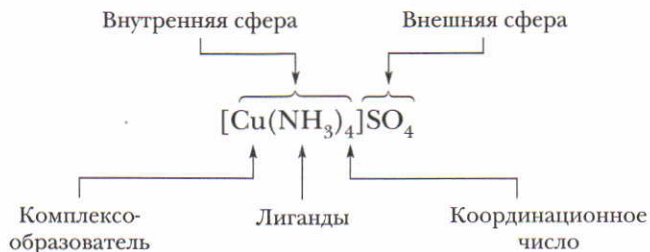
**Строение комплексных соединений.** В составе комплексного соединения различают две сферы — внутреннюю и внешнюю.

В комплексных соединениях центральный ион или атом металла, называемый **комплексообразователем**, удерживает вокруг себя некоторое число ионов, атомов или групп химически связанных атомов, называемых **лигандами** (от лат. *ligo* — «связываю»). Комплексообразователь и связанные с ним лиганды образуют **внутреннюю сферу комплекса**, которая может быть нейтральной или иметь заряд (положительный или отрицательный), то есть являться **комплексным ионом**. Внутренняя сфера обозначается квадратными скобками, например:  $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$  или  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ .

Атомы или ионы, нейтрализующие внутреннюю сферу комплекса, образуют его **внешнюю сферу**. Между внутренней и внешней сферами комплексного соединения образуется ионная связь.

В зависимости от заряда внутренней сферы комплексные соединения подразделяют на **анионные, катионные и нейтральные**.

Рассмотрим строение комплексных соединений на примере красной кровяной соли, имеющей комплексный анион:



Комплексным может быть не только анион, но и катион, а также нейтральная частица.



Альфред Вернер  
(1866–1919)



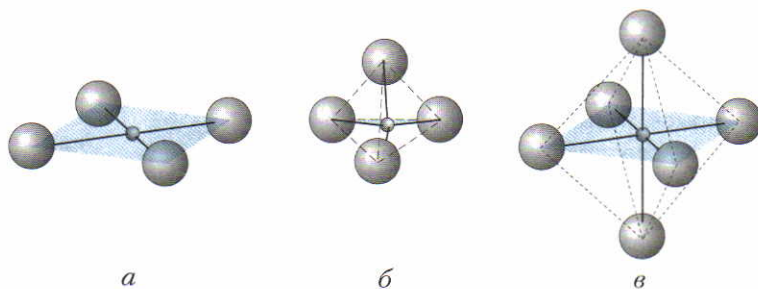
Лев Александрович  
Чугаев  
(1873–1922)

Заряд комплексного иона определяется как алгебраическая сумма зарядов всех частиц, входящих в этот ион. Например, заряд  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  определяется по сумме зарядов ионов:  $(+3) + [6 \cdot (-1)] = -3$ .

Комплексообразователь связан с лигандами ковалентными связями, образованными по **донорно-акцепторному механизму**. Комплексообразователь (акцептор электронных пар) предоставляет вакантные атомные орбитали для электронных пар лигандов — доноров электронных пар.

Число вакантных атомных орбиталей, предоставляемых комплексообразователем для образования связей с лигандами, определяет его **координационное число** (К. ч.). Оно показывает число химических связей, возможных между комплексообразователем и лигандами.

Наиболее часто встречаются комплексы с координационными числами 4 и 6. Геометрическая структура таких комплексов в зависимости от типа гибридизации атомных орбиталей квадратная (плоская) (рис. 19, а), тетраэдрическая (рис. 19, б) и октаэдрическая (рис. 19, в) соответственно.



**Рис. 19.** Комплексные соединения с различными координационными числами: а — 4; б — 4; в — 6

Встречаются комплексные соединения и с другими координационными числами.

Лиганды — анионы и молекулы с неподелёнными парами электронов:

1) анионы ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{SCN}^-$  и др.);

2) полярные молекулы ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$  и др.);

3) неполярные, но хорошо поляризуемые молекулы органических соединений ( $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$  — этилендиамин,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  — мочевина и др.).

Итак, какие же соединения являются комплексными?

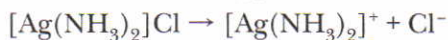
**Комплексные (координационные) соединения** — это существующие как в кристаллическом состоянии, так и в растворе соединения определённого состава, особенностью которых является наличие центрального атома или иона (акцептора электронов), окружённого лигандами (донорами электронов).

**Номенклатура комплексных соединений.** При составлении названия комплексного соединения его формула прочитывается справа налево. Рассмотрим конкретные примеры (табл. 5).

**Таблица 5. Примеры названий комплексов**

Анионные комплексы	Катионные комплексы
$K_3[Fe(CN)_6]$ гексацианоферрат (III) калия	$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ сульфат тетраамминмеди (II)
$Na[Al(OH)_4]$ тетрагидроксоалюминат натрия	$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ хлорид гексааквахрома (III)
$Na_3[Co(NO_2)_6]$ гексанитрокобальтат (III) натрия	$[Ag(NH_3)_2]OH$ гидроксид диамминсеребра (I)

**Диссоциация комплексных соединений в растворах.** Комплексные соединения с заряженной внутренней сферой ведут себя как сильные электролиты, то есть практически полностью диссоциируют на ионы внешней сферы и комплексный ион:



Этот процесс называется **первичной диссоциацией** комплексного соединения. В водных растворах первичная диссоциация обусловлена разрывом ионной связи между внутренней и внешней сферой. Она практически необратима.

**Значение комплексных соединений.** Комплексные соединения широко представлены в природе, применяются в технике и медицине. Исследование свойств и пространственного строения комплексных соединений оказалось чрезвычайно важным для кристаллохимии, изучающей зависимость физико-химических свойств веществ от структуры образуемых ими кристаллов, и стимулировало получение новых представлений о природе химической связи. Без преувеличения можно сказать, что успехи теоретической и прикладной химии в настоящее время связаны именно с изучением комплексных соединений.

Практически все ионы *d*-элементов в живых организмах находятся в связанном состоянии, так как образуют комплексные металлоорганические соединения с различными биолигандами, содержащими донорные атомы кислорода, азота, серы, например гемоглобин, миоглобин, цитохромы, витамин  $B_{12}$ , хлорофилл. Образование металлополинуклеотидных комплексов стабилизирует двойную спираль ДНК. Комплексы с ДНК образуют двухзарядные ионы марганца, кобальта, железа, никеля. К комплексным соединениям относятся многие лекарственные препараты.

### Выводы

1. Изолированные атомы химических элементов в природе практически не встречаются, так как подавляющее их большинство образует химические связи, благодаря стремлению к минимальным энергетическим затратам, наличию в атомах неспаренных электронов, электронных пар и вакантных атомных орбиталей. Химические связи классифицируют на ковалентные, ионные, металлические и водородные.



2. Пространственное строение молекулы во многом зависит от типа гибридизации атомных орбиталей ( $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -гибридизация центрального атома).
3. Твёрдые вещества могут быть аморфными и кристаллическими. В кристаллических веществах расположение частиц строго упорядочено. Для описания упорядоченного состояния частиц в твёрдом веществе используются модели — кристаллические решётки. Свойства веществ в значительной мере зависят от типа кристаллической решётки: атомной, ионной, молекулярной и металлической.
4. В природе существуют миллионы различных веществ. Их многообразие имеет ряд причин: изотопия элементов, аллотропия, изомерия и др.

## § 8. Чистые вещества и смеси. Растворы



Что такое вещество?

Чем смесь отличается от вещества?

Что означают понятия «раствор», «растворитель», «растворённое вещество»?

Нас окружают тысячи самых разных веществ. Чаще всего мы имеем дело не с отдельными чистыми веществами, а со смесями.

Например, керамика используется в виде кирпича, черепицы и т. д. Но керамика неоднородна: она состоит из кристаллов кварца, глины и т. д., и поэтому является не веществом, а *смесью* веществ. Раствор поваренной соли в воде однороден, однако его тоже нельзя назвать веществом, так как в зависимости от концентрации хлорида натрия состав и свойства раствора могут различаться. Поваренная соль и вода по отдельности — это вещества, а раствор — смесь веществ.

Керамика, сплавы металлов, бензин, воздух, многие лекарственные препараты — это примеры смесей. Например, лекарственный препарат «Аспирин Упса» состоит из кристаллов ацетилсалициловой кислоты, витамина С и пищевой соды, спрессованных в таблетки, и является смесью веществ.

Вещества, образующие смеси, могут находиться в твёрдом, жидком или газообразном агрегатных состояниях. Если смесь образована веществами, пребывающими в одинаковом агрегатном состоянии, при этом их частицы более или менее равномерно распределены друг в друге, тогда она является *гомогенной* (однородной). Если же вещества в смеси находятся в разных агрегатных состояниях (взвесь глины в воде, воздух с частичками пыли в нём, раствор лекарства, распылённый из баллончика аэрозоля в воздух), смесь называют *гетерогенной* (неоднородной). Вещества, находящиеся в одном агрегатном состоянии, образуют *фазу* смеси.

**Фаза** — совокупность частей системы, тождественных по составу, физическим и химическим свойствам и отделённых от других частей системы поверхностью раздела.

В гетерогенной системе можно обнаружить не менее двух фаз. Итак, при смешении веществ в твёрдом, жидком или газообразном состоянии происходят либо химические реакции, либо образование смеси веществ, либо оба процесса.

Попробуем разобраться, чем смеси отличаются от сложных веществ — химических соединений.

**?** Как можно разделять смеси?

При определённых условиях вещества в смесях могут химически взаимодействовать друг с другом. Например, смесь порошка серы и железных опилок можно разделить с помощью магнита. Если смесь нагреть, то произойдёт химическая реакция взаимодействия серы и железа с образованием сульфида железа:  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ . Сульфид железа нельзя разделить на серу и железо с помощью магнита. Это новое вещество, точнее — новое **химическое соединение**.

Химические соединения *не являются смесью веществ* (химических соединений), участвовавших в химической реакции. Они отличаются составом и свойствами. Смеси значительно отличаются от химических соединений.

- Количественный состав смеси (соотношение веществ, образующих смесь) — *переменный*. Количественный состав химического соединения (соотношение атомов, молекул, ионов в соединении) — *постоянный*.

- Вещества, образующие смесь, сохраняют свои свойства при смешивании. Поэтому свойства смеси зависят от относительного содержания в ней каждого вещества, а также от степени их измельчения и вида дополнительной обработки (нагревание, прессование и др.). При образовании химического соединения появляется новое вещество со своими специфическими свойствами.

- Вещества, входящие в состав смеси, можно разделить физическими способами, а химическое соединение обычно можно разложить на вещества, из которых оно образовалось, только в ходе химической реакции.

- Образование химического соединения всегда сопровождается какими-либо признаками химических реакций: выделением (поглощением) теплоты, выпадением осадка, появлением газа, изменением окраски в системе и т. д.

Не следует забывать, что любой реальный образец вещества, даже очень тщательно очищенный, *всегда содержит примеси* других веществ. Например, кристаллы рафинированного сахарного песка из-за различных примесей иногда выглядят желтоватыми, а иногда — сероватыми. Строго говоря, все реальные вещества являются смесями.

**Задание.** Повторите § 25 учебника химии для 8 класса и вспомните возможные способы разделения смесей.

■ Вещества, выпускаемые химическими предприятиями для химических лабораторий в медицинских и промышленных целях, могут отличаться очень высоким качеством очистки от примесей. Их называют **химическими реактивами** (табл. 6).

На сегодняшний день известно более 20 млн различных веществ, и ежегодно получают множество ранее неизвестных соединений.

**Таблица 6. Классификация химических реактивов в зависимости от количества в них примесей**

Марка	Содержание марки	Содержание примесей, %	Сфера применения
ч	Чистый	< 2	Промышленное производство
чда	Чистый для анализа	< 1	Анализ технических продуктов
хч	Химически чистый	$10^{-3}$ – $10^{-5}$	Научно-исследовательские и лабораторные работы
спч	Спектрально чистый	$10^{-3}$ – $10^{-5}$	Электроника, полупроводниковая техника и др.
осч	Особо чистый	$10^{-5}$ – $10^{-10}$	Ядерная, космическая техника и др.

### **Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс**

Растворы являются важной составляющей живой и неживой природы и играют значительную роль в науке и технике. Физиологические и биохимические процессы в организмах растений и животных (в том числе человека), образование осадочных пород и всевозможные промышленные процессы (например, при производстве щелочей и солей) в основном протекают в растворах.

Растворы бывают газообразными, жидкими и твёрдыми. Газообразным раствором (газовой смесью) является, например, воздух. Очищенная от примесей морская вода – наиболее распространённый жидкий раствор различных солей и газов в воде. Твёрдыми являются растворы водорода в палладии, воды и других жидкостей в цеолитах и т. д. Многие металлические сплавы из-за их однородности тоже относят к твёрдым растворам.

В истинных растворах фаза растворённого вещества распадается на частицы, равные молекулам или ионам ( $10^{-7}$ – $10^{-8}$  см).

**Истинные растворы – гомогенные системы переменного состава, содержащие частицы (атомы, молекулы, ионы) растворённого вещества, частицы растворителя и продукты их взаимодействия.**

С химическими соединениями растворы сближает однородность (тождественность состава и свойств частей системы друг другу и целой системе). Так же, как и процесс образования химического соединения, **растворение** сопровождается заметным изменением объёма и выделением или поглощением тепла. Поэтому растворение занимает промежуточное положение между механическим и химическим процессами и относится к физико-химическим процессам.

Состояние раствора определяется *концентрацией* растворённых веществ, *температурой* и *давлением*. При растворении данного вещества в том или ином растворителе при постоянном давлении и постоянной температуре в определённый момент времени вещество перестаёт растворяться, достигается его максимальная концентрация, которая в дальнейшем уже не изменяется и остаётся величиной постоянной. Наступает равновесие.

Растворяемое вещество  $\rightleftharpoons$  раствор

Это равновесие является подвижным, динамическим. Какая-то часть вещества непрерывно переходит в раствор (растворяется), в то время как такая же часть этого вещества выделяется из раствора. При этом агрегатное состояние вещества, растворяемого и выделяющегося, является одним и тем же.

Соотношение компонентов в растворе может быть разным. Это зависит от способности вещества растворяться в данном растворителе и условий приготовления раствора. Раствор, содержащий максимально возможное количество растворённого вещества при данных условиях, называется *насыщенным*. Раствор с меньшим содержанием этого вещества называют *ненасыщенным*, с большим — *перенасыщенным*.

**Насыщенный раствор** — раствор, который находится в фазовом равновесии с растворяемым веществом.

**Ненасыщенный раствор** — раствор, в котором при данных температуре и давлении возможно дальнейшее растворение уже содержащегося в нём вещества. Ненасыщенные растворы всегда представляют собой однофазную систему.

Количественно способность того или иного вещества растворяться в том или ином растворителе характеризуется *растворимостью*.

**Растворимость** (при данных условиях) — масса порции растворённого вещества, которую при данных температуре и давлении необходимо растворить в 100 г растворителя для приготовления насыщенного раствора.

Относительное содержание растворённого вещества в растворе называют *концентрацией раствора*.

Существует условное понятие — *концентрированный раствор*, то есть раствор с высоким содержанием растворённого вещества. Однако такие растворы могут быть как насыщенными, так и ненасыщенными. Если вещество хорошо растворимо в данном растворителе, то концентрированный раствор при данных условиях может быть и насыщенным, и ненасыщенным. Если вещество малорастворимо или практически нерастворимо в данном растворителе, то насыщенный раствор будет *разбавленным*.

### Способы выражения концентрации растворённого вещества

Свойства растворов зависят не только от свойств растворителя и растворённого вещества, но и от относительного их содержания, то есть от концентрации раствора.

Количественный состав ненасыщенных растворов выражают несколькими способами, в том числе массовой долей растворённого вещества и молярной концентрацией раствора.

**Массовой долей ( $w$ )** растворённого вещества X называют отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора.

Массовая доля является безразмерной величиной, её выражают в долях или процентах:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})}; \quad w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$$

**Молярной концентрацией (молярностью) ( $c$ )** называют отношение количества растворённого вещества к объёму раствора.

Эту величину рассчитывают по формуле:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р-ра})}$$

■ На практике часто используют растворы следующей молярной концентрации:

1 М — молярный, или одномолярный, раствор,  $c(X) = 1,0$  моль/л (размерность моль/л при обозначении концентрации часто заменяют буквой М);

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

0,01 М(X) — сантимольярный раствор,  $c(X) = 0,01$  моль/л;

0,001 М(X) — миллимолярный раствор,  $c(X) = 0,001$  моль/л.

Запись 0,25 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  означает, что в 1 л данного раствора содержится 0,25 моль серной кислоты, то есть молярная концентрация серной кислоты в растворе составляет 0,25 моль/л.

**Проблема.** Можно ли выразить соотношением взаимосвязь между массовой долей растворённого вещества и молярной концентрацией?

**Основные понятия.** Вещество • Смесь • Фаза • Истинный раствор • Растворение • Растворитель • Растворённое вещество • Растворимость • Массовая доля растворённого вещества • Молярная концентрация

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Что из нижеперечисленных относится к простым веществам, что — к сложным, а что — к смесям: кислород, морская вода, воздух, бетон, железо, хлорид натрия? Обоснуйте свой ответ.
- ▲ 2. Предложите способы разделения смесей: а) глины и воды; б) серы и железа; в) бензина и воды; г) воды и хлорида натрия.
- ▲ 3. Что такое раствор? Какими бывают растворы в зависимости от размера частиц растворяемой фазы?
- 4. Какие растворы называют насыщенными, ненасыщенными, разбавленными, концентрированными? Приведите примеры.

- 5. В чём заключается физико-химическая сущность процесса растворения?
- 6. В 200 г воды растворили 20 г гидроксида калия. Вычислите массовую долю гидроксида калия в полученном растворе.
- 7. Смешали 200 г 10 %-го и 300 г 20 %-го растворов хлорида калия. Рассчитайте массовую долю KCl в полученном растворе.
- \* 8. Что общего у раствора с химическим соединением и с механической смесью? Каковы различия в этих парах? Сравните истинные растворы и механические смеси. Результаты сравнения поместите в таблицу.

## Практическая работа № 1

### Приготовление растворов заданной концентрации

**Цель работы:** приготовить растворы заданной концентрации.

**Оборудование и реактивы:** весы, мерный цилиндр, химический стакан на 100 мл, лист фильтровальной бумаги, стеклянная палочка; мерная колба на 100 мл с пробкой, воронка; вода дистиллированная, соль для приготовления раствора.

#### 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества.

##### Ход работы

1. Рассчитайте, какая масса соли и какой объём воды потребуются для приготовления раствора.
2. Взвесьте на весах необходимое количество соли, высыпая её на фильтровальную бумагу.
3. Поместите навеску соли в химический стакан.
4. Отмерьте необходимый объём воды с помощью мерного цилиндра и вылейте её в стакан. Перемешайте образующийся раствор.

##### Пример расчёта

*Задание.* Приготовьте 50 г 10 %-го раствора  $\text{KNO}_3$ .

$$m(\text{KNO}_3) = 50 \cdot 0,1 = 5 \text{ (г)}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 50 - 5 = 45 \text{ г}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3, \quad V(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ см}^3$$

Следовательно, требуется взять навеску  $\text{KNO}_3$  массой 5 г и добавить 45 мл воды.

#### ■ 2. Приготовление раствора с определённой молярной концентрацией.

##### Ход работы

1. Рассчитайте, какая масса соли должна содержаться в 100 мл раствора.
2. Взвесьте на весах необходимое количество соли.

3. Перенесите навеску соли в мерную колбу (чтобы не просыпать соль, пересыпайте её через воронку).

4. Добавьте дистиллированную воду, доведя объём раствора до метки, нанесённой на горло мерной колбы (рис. 20).

5. Закройте колбу пробкой и тщательно перемешайте раствор.

### Пример расчёта

*Задание.* Приготовьте 100 мл 0,5 М раствора  $\text{KNO}_3$ . Рассчитаем количество вещества  $\text{KNO}_3$ , которое содержится в порции такого раствора.

$$V_{\text{р-ра}} = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л}$$

$$n(\text{KNO}_3) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,1 \text{ л} = 0,05 \text{ моль}$$

Вычислим массу  $\text{KNO}_3$ :

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 0,05 \text{ моль} \cdot 101 \text{ г/моль} = 5,05 \text{ г}$$

Таким образом, масса навески нитрата калия равна 5,05 г.

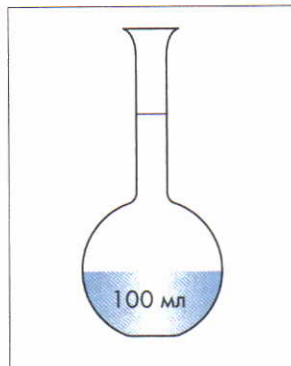


Рис. 20. Мерная колба

## §9. Растворы электролитов

? Какие вещества относятся к электролитам? Приведите примеры. В чём причина электропроводности электролитов в водных растворах?

### Теория водных растворов электролитов

Вам известно, что электрический ток — это направленное движение заряженных частиц. В металлах такое направленное движение осуществляется за счёт относительно свободных электронов. Но, как вы знаете, проводить электрический ток могут не только металлы.

? Проводят ли электрический ток: медь, сера, дистиллированная вода, поваренная соль, раствор поваренной соли? Если да, то за счёт каких частиц осуществляется перенос электрических зарядов?

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**. Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**.

Почему же электролиты проводят электрический ток?

В 1887 г. шведский учёный Сванте Август Аррениус сформулировал положения *теории электролитической диссоциации*. Основная идея этой теории заключается в том, что электролиты под действием растворителя самопроизвольно распадаются на ионы. Электропроводность электролитов обусловлена именно наличием в растворе свободных ионов, которые и являются носителями зарядов.



■ В дальнейшем теория электролитической диссоциации совершенствовалась. Современная **теория водных растворов электролитов** кроме теории С.-А. Аррениуса включает в себя представления о гидратации ионов (И.А. Каблуков, В.А. Кистяковский), теорию сильных электролитов (П.-Й. Дебай, Э.-А. Хюккель, 1923 г.).

Вспомним **основные положения современной теории электролитической диссоциации:**

1. Электролиты — сложные вещества (соли, основания, кислоты), водные растворы которых проводят электрический ток.

2. Электролиты в водных растворах самопроизвольно диссоциируют на положительно заряженные ионы (катионы) и отрицательно заряженные ионы (анионы).

3. Наиболее легко диссоциируют вещества с ионной связью, процесс же диссоциации веществ с ковалентной полярной связью происходит сложнее, через гидратацию и последующую ионизацию их молекул.

4. Причиной диссоциации электролитов в водных растворах является их взаимодействие с молекулами полярного растворителя — воды и образование гидратированных ионов.

5. Раствор электролитов в целом электронейтрален, так как сумма зарядов положительных ионов равна сумме зарядов отрицательных ионов.

6. Электролиты подразделяются на сильные и слабые. Сильные электролиты диссоциируют на ионы практически необратимо. Электролитическая диссоциация слабых электролитов обратима: наряду с процессом распада электролита на ионы (ионизации) происходит обратный процесс — ассоциация.

7. Под действием электрического тока ионы в растворе приобретают направленное движение: катионы движутся к катоду, а анионы направляются к аноду.

Уточним определения оснований, кислот и солей в свете теории электролитической диссоциации (табл. 7).

**Таблица 7. Основные свойства электролитов в водных растворах**

Основания	Кислоты	Соли
<p>Электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид анионов — гидроксид-анионы <math>\text{OH}^-</math>.</p> <p>Примеры:</p> $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-$ $\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$	<p>Электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид катионов — катионы водорода <math>\text{H}^+</math> (катионы гидроксония <math>\text{H}_3\text{O}^+</math>).</p> <p>Примеры:</p> $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	<p>Электролиты, диссоциирующие в водном растворе на катионы металлов и анионы кислотного остатка.</p> <p>Примеры:</p> $\text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{NaHCO}_3 = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{CaOHCl} = \text{CaOH}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$

Конечно, степень диссоциации различных электролитов отличается. Одни электролиты практически полностью и необратимо распадаются на ионы в водном растворе. Такие электролиты называют **сильными**. Это, например, соли, щёлочи, такие кислоты как HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Другие электролиты распадаются на ионы в незначительной мере, их диссоциация обратима. Их называют **слабыми**. Это, например, карбоновые кислоты, неорганические кислоты HF, H<sub>2</sub>S, водный раствор аммиака NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O и др. (табл. 8).

**Таблица 8. Сильные и слабые электролиты**

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Степень диссоциации близка к 100 % (> 90 %). Процесс диссоциации необратим	Степень диссоциации меньше 100 %. Процесс диссоциации обратим
<b>Соли</b>	
Большинство солей	
<b>Кислоты</b>	
HCl, HBr, HI, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub> , HClO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub> , HMnO <sub>4</sub>	Многие неорганические кислоты, например H <sub>2</sub> S, HClO; органические кислоты
<b>Основания</b>	
Гидроксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов	NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O

■ Для количественной оценки силы электролита введено понятие степени **электролитической диссоциации**.

**Степень электролитической диссоциации** ( $\alpha$ ) — это отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы ( $n_{\text{расп}}$ ), к количеству вещества электролита, поступившего в раствор ( $n_{\text{общ}}$ ).

$$\alpha = \frac{n_{\text{расп}}}{n_{\text{общ}}}$$

**Степень диссоциации электролитов зависит:**

- от концентрации раствора (степень диссоциации тем выше, чем более разбавлен раствор);
- природы растворителя и растворённого вещества;
- температуры раствора (с увеличением температуры степень диссоциации увеличивается).

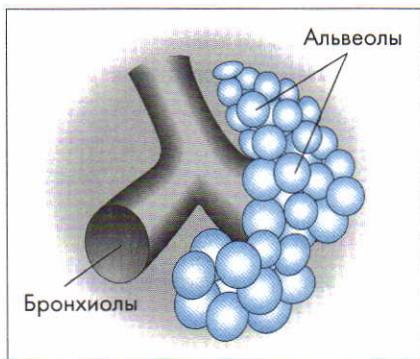
**Основные понятия.** Электролиты • Электролитическая диссоциация  
• Степень электролитической диссоциации • Сильные и слабые электролиты

**Вопросы и задания**

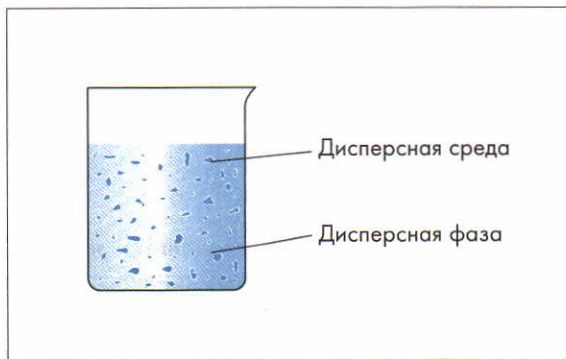
- ▲ 1. Из приведённого перечня выберите электролиты и неэлектролиты: 1) нитрат бария, 2) этанол, 3) уксусная кислота, 4) ацетат натрия, 5) этилацетат, 6) глюкоза, 7) этаналь, 8) глицин.
- ▲ 2. Что такое степень диссоциации?
- 3. На конкретных примерах охарактеризуйте процесс диссоциации электролитов как равновесный.
- 4. Какой ион является общим при электролитической диссоциации: а) кислот; б) оснований? В чём сущность реакции нейтрализации?
- 5. Напишите уравнения диссоциации  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ . Укажите слабый электролит.
- 6. Из предложенных электролитов выберите слабые:  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ .

## § 10. Дисперсные системы. Коллоидные растворы

Человеческий организм каждую минуту поглощает более 1 л кислорода. Поглощение кислорода происходит в альвеолах лёгких – в мельчайших пузырьках, наполненных воздухом и окружённых жидкой плёнкой, пронизанной тончайшими кровеносными сосудами – капиллярами (рис. 21). Проходя по таким капиллярам, красные кровяные тельца (эритроциты) отдают углекислый газ и насыщаются кислородом. В лёгких человека около 700 млн альвеол, их площадь поверхности в совокупности составляет около  $100 \text{ м}^2$ , что бо-



**Рис. 21.** Строение лёгкого



**Рис. 22.** Строение дисперсной системы

лее чем в 50 раз превышает поверхность тела человека. Растворённый в крови кислород связывается и разносится по всему организму эритроцитами. Большая суммарная поверхность альвеол и эритроцитов даёт возможность человеческому организму получать и перерабатывать значительное количество кислорода. Такие системы, как альвеолы лёгких и кровь, относят к *дисперсным*. Дисперсные системы *гетерогенны*, они состоят из нескольких (хотя бы двух) фаз. Вам уже известно определение понятия «фаза» (см. § 8, с. 57).

**Система, в которой одна из фаз раздроблена, а другая непрерывна, называется *дисперсной*.**

Раздробленную часть дисперсной системы называют *дисперсной фазой*, а непрерывную, нераздробленную, — *дисперсионной средой* (рис. 22). Чаинки в чае, пузырьки в альвеолах лёгких — это дисперсные фазы, которые нерастворимы в окружающей среде и относятся к разным дисперсным системам. В отличие от них поваренная соль или сахар в воде полностью растворяются, распадаются до ионов или молекул и образуют истинный раствор, а не дисперсную систему. Итак, *дисперсную фазу* составляют мелкораздробленные частицы, равномерно распределённые в дисперсной системе. *Дисперсную среду* составляет однородная непрерывная фаза, в которой распределены частички дисперсной фазы.

Важно отметить, что дисперсные системы гетерогенны, одна из фаз в таких системах раздроблена, частицы такой фазы либо нерастворимы, либо частично растворимы в дисперсионной среде. Дисперсные системы — объект исследования раздела химии, которая называется *коллоидной химией*.

■ **Коллоидная химия** — наука о дисперсных системах и поверхностных явлениях. Название «коллоидная» эта наука получила от греческого слова *колла* — «клей», так английский химик Т. Грэм назвал вещества, образующие водный раствор особого рода.

В истинных растворах вещество раздроблено до молекул, между растворённым веществом и растворителем нет границы раздела фаз, истинные растворы — гомогенные системы. В коллоидных растворах мельчайшие частицы составляют одну фазу (раздробленную), а среда, в которой они находятся, — другую.

Коллоидная химия изучает не только коллоидные растворы. Частицы дисперсных систем могут иметь большие размеры, чем в коллоидных растворах. Коллоидные растворы — только один из примеров дисперсных систем.

Молоко, масло, чай, кофе, различные напитки — *дисперсные системы* (рис. 23).

Дисперсные системы окружают нас повсюду. Среди химиков популярна фраза: «человек — ходячий коллоид». Кровь, костная, мышечная и другие биологические ткани — всё это дисперсные системы.



**Рис. 23.** Чай и кофе — коллоидные растворы

Чтобы разобраться в многообразии дисперсных систем, нужна их классификация. Одним из критериев классификации дисперсных систем является агрегатное состояние дисперсионной фазы и дисперсионной среды (табл. 9).

**Таблица 9.** Классификация дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния дисперсионной фазы и дисперсионной среды

Дисперсионная среда	Дисперсные системы для дисперсионной фазы		
	твёрдой	жидкой	газообразной
Жидкая	Золи Суспензии Гели	Эмульсии	Пены Газовые эмульсии
Твёрдая	Твёрдые золи Сплавы	Твёрдые эмульсии	Твёрдые пены
Газообразная	Дым, пыль	Туманы	—

■ **Задание.** Приведите примеры твёрдых дисперсных систем.

В этой таблице представлены простые дисперсные системы, такие, в которых и дисперсионная фаза и дисперсионная среда состоят из одной части. Часто встречаются системы более сложные. Например, тесто можно рассматривать как дисперсную систему, в которой в твёрдую фазу вкраплены частички жира и воды, а также пузырьки углекислого газа.

Атмосфера многих городов сильно загрязнена: миллионы автомобилей и множество промышленных предприятий выбрасывают в атмосферу массу вредных веществ, образующих *смог*. Смог (от англ. *smoke* – «курить» и *fog* – «дым») – пример сложной дисперсионной системы, в которой в воздушной среде находятся жидкие и твёрдые частицы дисперсионной фазы.

Минимальный размер частиц дисперсионной фазы не может быть меньше 1 нм ( $10^{-9}$  м). Так, одна молекула воды не может образовать дисперсионную фазу. Необходимы как минимум несколько десятков молекул, чтобы из них возникла фаза.

Размеры частиц в значительной степени определяют свойства дисперсионной системы в целом. В зависимости от размеров частиц различают высоко-, средне- и грубодисперсные системы (табл. 10).

Высокодисперсные системы характеризуются незначительным размером частиц. Те из них, в которых твёрдые частицы распределены в жидкой среде (размер частиц порядка  $10^{-9}$  м), являются **коллоидными растворами**. Кисель, сироп – это примеры коллоидных растворов. Частицы подобных систем нельзя обнаружить при помощи обычного микроскопа. Для определения их размеров используют другие методы. Между высоко- и грубодисперсными системами в качестве промежуточных находятся среднедисперсные системы.

**Таблица 10.** Классификация дисперсных систем в зависимости от размеров частиц дисперсной фазы

Класс системы	Размеры частиц, м	Пример системы
Высокодисперсная	$10^{-9}$ – $10^{-7}$	Сок растений. Космическая пыль
Среднедисперсная	$10^{-7}$ – $10^{-5}$	Растворимый кофе. Эритроциты крови
Грубодисперсная	Свыше $10^{-5}$	Суспензии. Пены. Грунт

Изменение свойств при переходе одной системы в другую идёт постепенно. Грубодисперсные системы характеризуются относительно большими размерами частиц. Свойства грубодисперсных и высокодисперсных систем во многом отличаются, но граница раздела фаз и раздробленность одной из них, то есть гетерогенность и дисперсность, есть то общее, что объединяет системы.

Иногда трудно провести границу между классами дисперсных систем. Например, частицы пшеничной муки высшего сорта имеют размеры от 1 до 30 мкм. Этот сорт муки одновременно принадлежит к средне- и грубодисперсным системам.

### Оптические свойства коллоидных растворов

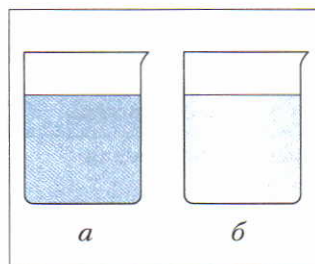
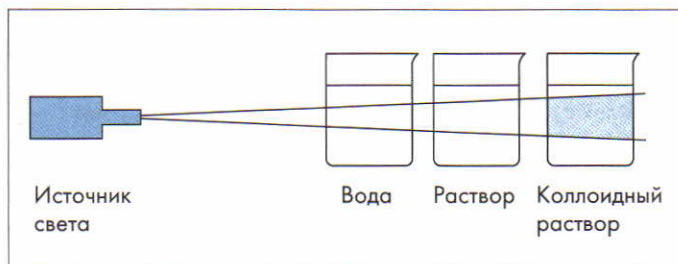
Коллоидные растворы обладают оптическими свойствами, отличающими их от настоящих растворов, — они поглощают и рассеивают проходящий через них свет. При боковом рассматривании дисперсной системы, через которую проходит узкий световой луч, внутри раствора на тёмном фоне виден светящийся конус Тиндаля (рис. 24). То же самое происходит, когда мы замечаем в пыльной комнате светлую полосу солнечного света из окна. Это явление называют *опалесценцией*.

Мелкие частицы, входящие в состав коллоидного раствора, становятся видимыми, так как рассеивают свет. Размеры и форму каждой частички определить нельзя, но все они в целом дадут возможность проследить путь света.



**Лабораторный опыт.** В один стакан налейте раствор поваренной соли, а в другой — крахмальный клейстер или раствор белка (рис. 25). Возьмите лазерную указку и пропустите луч через один, а потом через другой раствор. Есть ли отличия?

Вы видите, что через раствор поваренной соли луч проходит не рассеиваясь, следовательно, раствор поваренной соли — истинный раствор. Когда луч проходит через раствор белка, луч рассеивается.



**Рис. 24.** Образование конуса Тиндаля

**Рис. 25.** Прохождение лучей через истинный (а) и коллоидный (б) растворы

Итак, при пропускании через коллоидный раствор пучка света появляется светлый конус, особенно хорошо заметный в затемнённом помещении. Так можно распознать, является ли данный раствор коллоидным или истинным.

**Основные понятия.** Дисперсные системы • Дисперсная фаза • Дисперсионная среда • Высоко-, средне- и грубодисперсные системы • Коллоидные растворы • Коллоидная химия

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Что такое дисперсные системы? Чем характеризуются дисперсные системы?
- 2. По каким признакам классифицируют дисперсные системы? Приведите примеры дисперсных систем, относящихся к различным классам.
- 3. Что такое коллоидные растворы? Как экспериментально доказать, что выданный вам раствор является коллоидным?
- \* 4. Какое практическое значение имеет такое свойство коллоидных систем, как набухание? Представьте информацию, собранную по данному вопросу в форме мультимедийной презентации.

#### Гели и золи

(Дополнительный материал к главе 4)

Если сварить густой кисель и охладить его, то раствор постепенно загустеет и превратится в студень (гель). Такой студень нельзя назвать ни твёрдым, ни жидким телом. Причины, вызывающие такое превращение, могут быть различными. Например, раствор мыла

переходит в гелеобразное состояние при добавлении к нему неорганической соли, раствор желатина застывает при охлаждении.

При образовании **геля** частицы дисперсной фазы теряют свободу движения, соединяются друг с другом, образуя мицеллы (нити), которые, переплетаясь, формируют сетчатую структуру. В петлях «сети» заключён растворитель. Если в растворе мало коллоидных частиц, то гель почти прозрачен, если много — образуется плотный каркас и гель становится непрозрачным.

Тело человека приблизительно на две трети состоит из воды, но эта вода в основном находится в составе зольей и гелей. В теле медузы на долю сухого вещества по весу приходится около 1 %, остальные 99 % — связанная вода. Такого маленького количества твёрдого вещества вполне достаточно для того, чтобы существовал организм, способный питаться, дышать, размножаться.

Гель при потере влаги переходит в состояние **твёрдого золя**. При этом одни виды гелей мало изменяются в объёме — получается хрупкая масса, которую легко растереть в порошок. Твёрдые золи очень пористые, поэтому они хорошие поглотители. Такой структурой обладают золи почвы — глины, силикаты.

Другие виды гелей при высушивании сильно сжимаются, но приобретают иные ценные качества — эластичность и способность к набуханию. Роль процесса набухания в природе очень велика. Например, чтобы семя растения проросло, оно должно сначала впитать в себя воду.

Человек потребляет в сутки с пищей и питьём около 2 л воды. В то же время установлено, что организм за сутки вырабатывает около 1 л слюны, от 0,5 л до 1 л желчи и до 2 л желудочного сока. Откуда берётся столько воды, необходимой для образования этих жидкостей? Оказывается, потребляемая человеком вода в организме используется неоднократно. Белки, входящие в состав стенок кишечника, вбирают в себя воду и передают её белкам крови, которые в свою очередь передают её другим тканям организма. Организм очень точно регулирует попеременное набухание разных коллоидов.

Регуляторами набухания могут быть различные соли и кислоты. Кислоты усиливают набухание. Например, при укусе комара или ожоге крапивой в кожу попадает кислота, появляется отёк, а соли, как правило, ему противодействуют.

Гель прочно связывает воду: выдавить её из набухшего желатина невозможно. Особенно крепко удерживаются те молекулы воды, которые прилегают непосредственно к поверхности коллоидных частиц. Связанная вода по своим свойствам отличается от обыкновенной воды. Например, морозо- и засухоустойчивость растений зависит от количества связанной воды — она с трудом вымораживается или испаряется.

Количество связанной воды имеет большое значение в пищевой промышленности. Чем больше воды удерживает крахмал муки, тем медленнее черствеет хлеб. Крахмал ржаной муки связывает воды почти вдвое больше, чем крахмал пшеничной, поэтому чёрный хлеб сохраняет свою мягкость дольше, чем белый.

При долгом хранении и золь, и гель постепенно утрачивают способность удерживать воду. Золи переходят в гели, а в гелях каркас перестраивается и высвобождает воду. Так, масло и сыр со временем начинают «слезиться», из сметаны выделяется водянистая жидкость. На старых картинах растрескивается краска, на старой мебели растрескивается лак.



То же самое происходит и в живых организмах. Чем старше организм, тем меньше способность коллоидов, входящих в состав тканей, удерживать воду. Поэтому с возрастом на коже человека появляются морщины, стенки кровеносных сосудов становятся более хрупкими, волосы — более ломкими. Старение организма и «старение» коллоидов в нём — два параллельно идущих процесса.

В настоящее время учёные ведут работу по изучению «старения» коллоидов. Эти исследования могут разрешить очень важную биологическую проблему: возвращение коллоиду его «молодости» и омоложение организма.

### **Выводы**

1. В природе нет абсолютно чистых веществ. Всё, что нас окружает, состоит из смесей. Вещества и смеси имеют много различий: по способу образования, составу, физическим свойствам.
2. Смеси веществ образуют системы, состоящие из фаз, находящихся в различном агрегатном состоянии. Различают гомогенные и гетерогенные системы, которые подразделяются на дисперсные, коллоидные и истинные растворы.
3. Дисперсные системы состоят из дисперсной фазы и дисперсионной среды. Такие системы имеют два важных признака: дисперсность и гетерогенность. Дисперсные системы подразделяют на грубодисперсные, среднедисперсные и высокодисперсные.
4. Коллоидные растворы — устойчивые микрогетерогенные системы, существующие в виде золя и геля.
5. Истинные растворы — устойчивые гомогенные системы переменного состава, состоящие из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия. Растворы бывают ненасыщенными, насыщенными и пересыщенными. Количественными характеристиками растворов являются показатели растворимости и концентрация вещества в растворе, которая выражается разными способами.

## § 11. Классификация реакций в неорганической и органической химии

- ?** Что такое химические реакции?  
 Каковы признаки осуществления реакций?  
 По каким критериям можно классифицировать реакции?

Вокруг нас и внутри нас непрерывно осуществляются тысячи разнообразных химических реакций. Для того чтобы сориентироваться в многообразии химических реакций, нужна их систематизация. Важнейшей логической операцией систематизации является *классификация*.

Из курса неорганической химии вы знаете, что химические реакции различаются *по числу и составу реагирующих веществ* (табл. 11).

**Таблица 11.** Классификация реакций по числу и составу реагирующих веществ

Тип реакций	Пример
<i>Реакции соединения</i> – реакции, в ходе которых из нескольких простых или сложных веществ образуется сложное вещество	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\text{HCl}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
<i>Реакции разложения</i> – реакции, в ходе которых из сложного вещества образуется несколько других простых или сложных веществ	$2\text{HgO} \xrightarrow{t} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
<i>Реакции замещения</i> – реакции, в ходе которых в результате взаимодействия простого и сложного веществ образуются другое простое и другое сложное вещества	$2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}$ $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
<i>Реакции обмена</i> – реакции, в ходе которых в результате взаимодействия двух сложных веществ образуются два других сложных вещества	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Такое подразделение реакций довольно понятно, хотя далеко не все из них чётко укладываются в предложенную схему.

**?** Какие типы органических реакций вам известны? Приведите примеры.

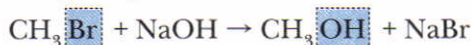
*Типология химических реакций* в органической химии иная. Здесь важно определить, как преобразуется органическое вещество: происходит ли замещение одних атомов в его молекуле другими или осуществляется присоединение (за счёт  $\pi$ -связи) и др. С учётом этого в органической химии выделяют следующие типы реакций.

### 1. Реакции замещения

В этих реакциях какой-либо атом или группа атомов замещает в молекуле органического вещества другой атом или группу атомов:



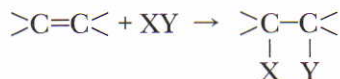
Например:



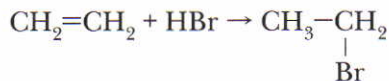
В неорганической химии мы могли бы отнести такую реакцию к реакциям обмена. В органической же химии важны прежде всего те изменения, которые претерпела органическая молекула: атом брома в молекуле бромметана замещён на гидроксильную группу  $-\text{OH}$ . Поэтому эта реакция относится к реакциям замещения.

### 2. Реакции присоединения

В результате таких реакций какой-либо реагент присоединяется к молекуле органического вещества по кратной (двойной или тройной) связи:

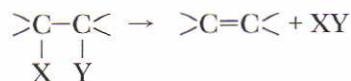


В случае кратной связи одна общая электронная пара обуславливает  $\sigma$ -связь, остальные —  $\pi$ -связи. В ходе реакций присоединения происходит разрыв именно менее прочной  $\pi$ -связи. Например:

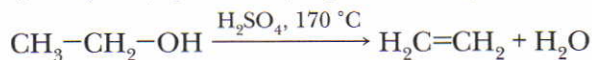


### 3. Реакции отщепления

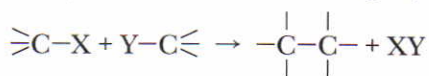
В таких реакциях две  $\sigma$ -связи  $\text{C}-\text{X}$  и  $\text{C}-\text{Y}$  разрываются, и образуется новая углерод-углеродная  $\pi$ -связь:



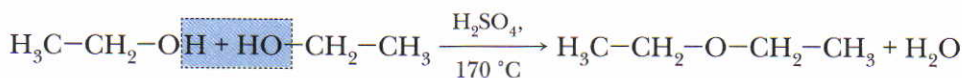
Например, внутримолекулярная дегидратация спиртов:



Возможен и другой случай: две взаимодействующие молекулы объединяются в одну за счёт отщепления продукта XY:



Например, межмолекулярная дегидратация спиртов:



Для классификации химических реакций существуют и другие критерии. По признаку обратимости реакции могут быть **обратимыми** и **необратимыми** (табл. 12).

**Таблица 12.** Классификация химических реакций по признаку обратимости

Химические реакции	
необратимые	обратимые
<p>Реакции, которые осуществляются только в прямом направлении. Они происходят до полного расходования одного из реагентов.</p> <p>Примеры:</p> $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	<p>Реакции, которые протекают как в прямом, так и в обратном направлении при одних и тех же условиях.</p> <p>Примеры:</p> $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, p, \text{Fe}]{} 2\text{NH}_3$ <p>(синтез аммиака)</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{SO}_4}{} \text{C}_2\text{H}_5\text{OCOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{SO}_4}{} \text{C}_2\text{H}_5\text{OCOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>(этерификация)</p>

По тепловому эффекту различают реакции **экзотермические** и **эндотермические**. Например, экзотермической является реакция горения пропана:



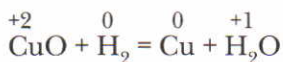
Эндотермической является реакция разложения карбоната кальция:



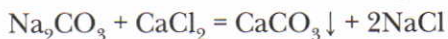
По признаку изменения степеней окисления атомов элементов реакции могут быть **окислительно-восстановительными** и могут не являться таковыми.

Напомним, что **окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, в ходе которых изменяются степени окисления атомов элементов.

Примером окислительно-восстановительной реакции может быть восстановление меди из оксида меди (II):



Примером реакции без изменения степеней окисления (не окислительно-восстановительной) может быть реакция ионного обмена:



Обобщённая классификация реакций представлена в таблице 13.

**Таблица 13. Классификация реакций**

№ п/п	Классификационный признак	Тип реакций
1	Тепловой эффект реакции	Экзотермические и эндотермические реакции
2	Число и состав реагентов и продуктов реакции	Реакции соединения, разложения, замещения и обмена
3	Изменение степени окисления элементов в ходе реакции	Окислительно-восстановительные и протекающие без изменения степеней окисления
4	Обратимость процесса	Обратимые и необратимые реакции

**Основные понятия.** Реакции соединения, разложения, замещения и обмена • Реакции присоединения и отщепления • Экзотермические и эндотермические реакции • Обратимые и необратимые реакции • Окислительно-восстановительные реакции

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Перечислите критерии, в соответствии с которыми можно классифицировать химические реакции.
- 2. Приведите примеры реакций каждого типа, указанного в таблице 13. Опишите признаки и условия этих реакций, составьте уравнения.
- 3. Приведите по два примера органических и неорганических реакций, которые являются: а) обратимыми, б) необратимыми, в) экзотермическими, г) эндотермическими. Запишите уравнения таких реакций.
- 4. Определите, к какому типу можно отнести предложенные реакции (используйте для классификации разные критерии):
  - а) разложение пероксида водорода;
  - б) разложение нитрата свинца (II);
  - в) разложение карбоната гидроксомеди (II);
  - г) гидратация оксида кальция.
 Опишите признаки каждой реакции.

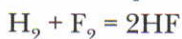
- 5. Докажите, что в ряду *метанол — метаналь — муравьиная кислота* происходит окисление органического вещества. Что можно выбрать в качестве окислителя метанола до метанала? метанала до муравьиной кислоты? Запишите соответствующие уравнения реакций.
- 6. Определите тип реакции:  

$$\text{CO(г.)} + 2\text{H}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(ж.)} + Q$$
 Классифицируйте её по разным признакам.

## § 12. Тепловой эффект химической реакции

- ?** Что называется тепловым эффектом реакции?  
 Какие реакции называют эндотермическими, а какие — экзотермическими?  
 Приведите примеры.  
 Что называется термохимическим уравнением? Приведите примеры.

Химическая реакция — процесс превращения одних веществ в другие. В ходе химической реакции происходит разрушение химических связей в исходных веществах и образование новых химических связей. Суммарная энергия, необходимая для разрушения связей в исходных веществах, и суммарная энергия, которая выделяется при образовании новых веществ, никогда не бывают равными. Именно благодаря этой разности в энергии в ходе любой химической реакции выделяется или поглощается теплота. Проиллюстрируем это примером. Рассмотрим реакцию образования фтороводорода:



Значения энергии связей в исходных веществах и в продукте реакции следующие:

H—H	436 кДж/моль
F—F	159 кДж/моль
H—F	566 кДж/моль

Для разрыва связей в 1 моль молекул водорода и в 1 моль молекул фтора необходимо затратить  $436 + 159 = 595$  кДж. А в ходе образования 2 моль фтороводорода выделяется  $566 \cdot 2 = 1132$  кДж. Разность в значениях энергии составит:

$$1132 - 595 = 537 \text{ кДж}$$

Таким образом, в ходе образования фтороводорода выделяется 537 кДж. Это и есть *тепловой эффект реакции* образования фтороводорода.

**Тепловой эффект химической реакции** ( $Q$ ) характеризует то количество теплоты, которое выделяется или поглощается при протекании данной химической реакции.

Уравнение реакции образования фтороводорода можно записать, указывая значение теплового эффекта:



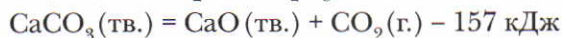
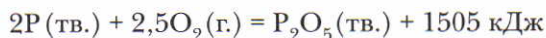
Такое уравнение реакции называют *термохимическим уравнением*.

**Проблема.** Какие расчёты можно осуществить на основе термохимического уравнения?

Тепловые эффекты реакций определяют как экспериментально, так и с помощью термохимических расчётов.

Тепловой эффект реакции зависит от агрегатного состояния реагентов. В термохимических уравнениях указывается фазовое состояние и полиморфная модификация реагирующих и образующихся веществ: г. — газовое, ж. — жидкое, к. — кристаллическое, тв. — твёрдое, р. — растворённое и др.

Уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта называют **термохимическими уравнениями**. Ниже приведены примеры термохимических уравнений реакций:

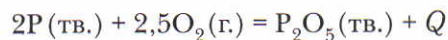


В первом случае в ходе реакции теплота выделяется (+1505 кДж), такая реакция называется **экзотермической** (от греч. *exō* — «вне», «снаружи» и *thermō* — «теплота», «жар»). В ходе второй реакции теплота поглощается, такие реакции называют **эндотермическими** (от греч. *endon* — «внутри»).

Первая реакция является экзотермической, а вторая — эндотермической.

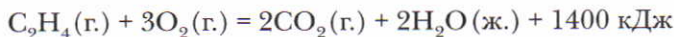
При экзотермических реакциях теплота выделяется, при эндотермических реакциях — поглощается.

В некоторых случаях не требуется указывать значение теплового эффекта, а требуется лишь показать, является ли реакция экзотермической или эндотермической. В таких случаях вместо значения теплового эффекта можно обозначить тепловой эффект как  $+Q$  или  $-Q$ :



На основании термохимических реакций часто проводят расчёты теплоты, которая выделяется или поглощается в ходе той или иной реакции. Приведём пример такого расчёта.

**Задача.** Термохимическое уравнение горения этилена:



Вычислите массу и объём (н. у.) сгоревшего этилена, если в ходе реакции выделилось 2450 кДж теплоты.

*Решение*

Согласно уравнению реакции при сгорании 1 моль  $\text{C}_2\text{H}_4$  выделяется 1400 кДж теплоты. По условию задачи выделилось 2450 кДж теплоты. Составим пропорцию и решим её:

1 моль  $C_2H_4$  – 1400 кДж

$x$  моль  $C_2H_4$  – 2450 кДж

$$\frac{1}{x} = \frac{1400}{2450}$$

$$1400x = 2450$$

$$x = 1,75 \text{ (моль)}$$

Теперь вычислим массу и объём (н. у.) этилена:

$$m(C_2H_4) = 28 \text{ г/моль} \cdot 1,75 \text{ моль} = 49 \text{ г}$$

$$V(C_2H_4) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,75 \text{ моль} = 39,2 \text{ л (н. у.)}$$

Ответ:  $m(C_2H_4) = 49 \text{ г}$ ,  $V(C_2H_4) = 39,2 \text{ л (н. у.)}$ .

**Основные понятия.** Тепловой эффект химической реакции • Термохимическое уравнение

### Вопросы и упражнения

- ▲ 1. Что такое тепловой эффект химической реакции?
- ▲ 2. Почему в ходе любой реакции выделяется или поглощается теплота?
- 3. На основании термохимического уравнения горения фосфора:  
 $4P(\text{тв.}) + 5O_2(\text{г.}) = 2P_2O_5(\text{тв.}) + 3010 \text{ кДж}$   
рассчитайте массу сгоревшего фосфора, если в результате реакции выделилось теплоты: а) 75,25 кДж; б) 301 кДж.
- 4. На основании термохимического уравнения горения ацетилена:  
 $2C_2H_2(\text{г.}) + 5O_2(\text{г.}) = 4CO_2(\text{г.}) + 2H_2O(\text{ж.}) + 2610 \text{ кДж}$   
вычислите количество теплоты, которое выделится при сгорании ацетилена: а) массой 2,6 г; б) объёмом 56 л (н. у.).
- 5. При сгорании навески натрия массой 18,4 г в хлоре в результате реакции выделилось 328,88 кДж теплоты. На основании этих данных напишите термохимическое уравнение сгорания натрия в хлоре.
- 6. На основании термохимического уравнения горения пропана:  
 $2C_3H_8(\text{г.}) + 10O_2(\text{г.}) = 6CO_2(\text{г.}) + 8H_2O(\text{ж.}) + 4440 \text{ кДж}$   
вычислите, какой объём воды можно нагреть от 15 °С до 95 °С, используя теплоту, выделившуюся при сгорании 224 л (н. у.) пропана. (Расходами на нагревание посуды и потерями теплоты можно пренебречь.)



## § 13. Скорость химической реакции. Катализ

**?** По учебникам для 8 и 9 классов повторите темы «Химические реакции» и «Закон сохранения массы и энергии».

Дайте определения понятиям: «химическая реакция», «молярная концентрация», «скорость химической реакции», «катализаторы».

Что такое катализ? Что такое катализатор?

Математическое выражение для скорости химических реакций дал в 1850 г. немецкий химик Л.Ф. Вильгельми. Исследуя действие кислот на тростниковый сахар, он сделал вывод, что количество сахара, распадающегося в единицу времени на глюкозу и фруктозу, пропорционально концентрации исходного раствора сахара.

**Скорость химической реакции определяется изменением количества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени в единице объёма (для гомогенных систем) или на единице поверхности (для гетерогенных систем).**

Для гомогенных систем, в которых реакции протекают во всём объёме системы,

$$v = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t} \quad (1)$$

где  $v$  – скорость химической реакции,  $\Delta n$  – изменение количества вещества,  $V$  – объём системы,  $\Delta t$  – интервал времени, в котором определяют скорость реакции.

Скорость реакции – величина положительная, поэтому знак « $\pm$ » перед дробью даёт возможность выбора: «+» – если скорость реакции определяется по изменению количества продукта реакции; «-» – если скорость определяется по изменению количества исходного вещества.

Отношение количества вещества к объёму системы есть не что иное, как *молярная концентрация* данного вещества ( $c$ ). Тогда при постоянном объёме системы равенство (1) принимает вид:

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad (2)$$

Для гетерогенных систем, в которых реакция протекает на поверхности раздела фаз,

$$v = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t} \quad (3)$$

где  $S$  – площадь поверхности раздела фаз, на которой идёт химическая реакция.

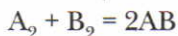
Скорость химической реакции, как правило, выражается в *моль/(л · с)* для гомогенных систем и в *моль/(м<sup>2</sup> · с)* для гетерогенных систем.

Так как скорость реакции изменяется со временем (по мере расходования реагентов скорость реакции обычно снижается), можно вычислить только среднюю скорость реакции в определённом временном интервале  $\Delta t$ .

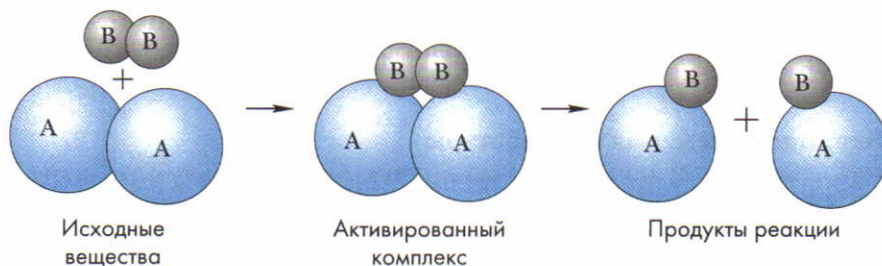
■ **Активированный комплекс.** Химическая реакция происходит только при контакте, при столкновении частиц реагирующих веществ (молекул, ионов, радикалов и т. д.). Однако не всякое столкновение частиц приводит к их преобразованию и перегруппировке атомов, а лишь в том случае, если при столкновении частицы обладают достаточной энергией (энергией активации).

**Энергия активации ( $E_a$ )** — определённая избыточная энергия (по сравнению со средней энергией движения), которой должны обладать реагирующие частицы (атомы, молекулы), чтобы преодолеть энергетический барьер, разделяющий в химической реакции реагенты (исходное состояние) и продукты (конечное состояние). Если же энергии активации будет достаточно и возникнет **активированный комплекс**, произойдёт перераспределение электронной плотности, перегруппировка атомов и образуются новые частицы — частицы продуктов реакции.

Рассмотрим такой процесс на примере некоторой реакции (рис. 26):



Активированный комплекс существует очень короткое время (от  $10^{-11}$  до  $10^{-14}$  с).

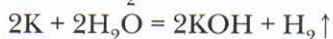
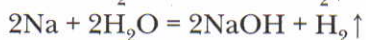
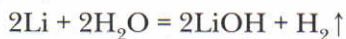


**Рис. 26.** Схема процесса взаимодействия частиц в ходе реакции

## Влияние на скорость реакции различных факторов

### 1. Влияние природы реагирующих веществ

Даже однотипные реакции при одних и тех же условиях протекают с различной скоростью в зависимости от природы реагирующих веществ. Например, сходные реакции взаимодействия щелочных металлов с водой протекают с разной скоростью. Литий взаимодействует с водой более спокойно, а калий — бурно, с обязательным воспламенением выделяющегося водорода:





### Лабораторный опыт

**Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.** В две пробирки поместите 2–3 кусочка цинка. В одну пробирку добавьте раствор соляной кислоты, а в другую — уксусной кислоты той же концентрации. Поясните, что вы наблюдаете. Напишите уравнения соответствующих реакций.

## 2. Влияние концентрации реагирующих веществ (для гомогенных систем)

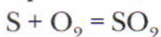
С увеличением концентрации реагирующих веществ скорость реакции возрастает, так как увеличивается количество частиц реагирующих веществ в единице объёма и, следовательно, возникает больше столкновений между такими частицами, в том числе и эффективных.



### Демонстрационный опыт

**Горение серы на воздухе и в кислороде.** (Опыт проводится под тягой.) В ложечку для сжигания веществ положить небольшое количество серы и поджечь. Наблюдать характер пламени. Затем быстро поместить горящую серу в колбу с кислородом. Обратит внимание на характер горения. Сделать выводы.

Сравните, например, горение серы на воздухе и в чистом кислороде:



На воздухе сера сгорает достаточно медленно. Если опустить горящую серу в сосуд с кислородом, пламя становится ярким, вещество сгорает намного быстрее.

## 3. Влияние изменения температуры

**Проблема.** Как и почему под влиянием температуры будет изменяться скорость химической реакции?

При повышении температуры скорость большинства реакций существенно увеличивается: частицы реагирующих веществ получают большую энергию, следовательно, возрастает доля частиц, у которых энергия больше или равна энергии активации. В таком случае не только возникает больше столкновений между частицами, но и существенно увеличивается доля эффективных столкновений.

## 4. Влияние катализатора

В курсе химии мы часто познакомились с реакциями, для осуществления которых необходимо наличие особых веществ — катализаторов. Вспомним, что же такое катализ и чем он обусловлен.

Термины «катализ», «катализатор» были предложены шведским учёным Й. Берцелиусом.

**Катализаторы** — вещества, изменяющие скорость реакции, участвующие в промежуточных стадиях реакции, но при этом не расходу-

ющиеся. Они восстанавливают свой химический состав после протекания реакции.

**Катализ** — процесс изменения скорости реакции под действием катализаторов.

Положительные катализаторы увеличивают скорость реакции, отрицательные катализаторы, называемые **ингибиторами**, уменьшают скорость реакции.

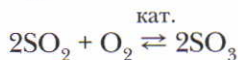
Катализ может быть *гомогенным* и *гетерогенным*. **Гомогенный катализ** — вид катализа, при котором катализатор находится в одной фазе с реагирующими веществами, **гетерогенный катализ** — вид катализа, при котором катализатор образует самостоятельную фазу и реакция идёт на поверхности катализатора. Так, окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) может происходить с участием катализатора, например NO; реакция осуществляется в газовой фазе. При окислении контактным методом в роли катализатора выступает оксид ванадия(V)  $V_2O_5$  и реакция идёт на его поверхности.

Гетерогенный катализ может быть усилен или ослаблен действиями *промоторов* или *каталитических ядов*.

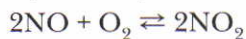
■ Вещества, которые сами не являются катализаторами, но повышают активность катализатора данной реакции, называются **промоторами**. Например, добавление  $Al_2O_3$  и  $K_2O$  повышает активность железного катализатора в ходе синтеза  $NH_3$ . **Каталитические яды** — это вещества, снижающие активность катализатора. Попадая на поверхность катализатора, они отравляют его, то есть выводят из строя. Например, платиновые катализаторы отравляются соединениями S, Se, Te.

Рассмотрим пример действия катализатора. Ещё в начале XX в. большое промышленное значение имело каталитическое окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) так называемым нитрозным способом. Этот процесс является одной из стадий производства серной кислоты.

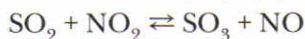
■ Реакция окисления оксида серы(IV) в оксид серы(VI) происходит в соответствии с уравнением:



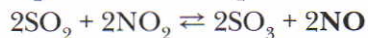
Без участия катализатора эта реакция практически не идёт. В присутствии катализатора NO происходит образование промежуточного соединения  $NO_2$ :



Затем оксид серы(IV) сразу же окисляется:



Сопоставим эти уравнения реакций в одной схеме:



Суммарное уравнение:



Таким образом, катализатор NO участвовал в промежуточных стадиях процесса, но сам при этом не был израсходован.

Особую роль играют катализаторы в биологических системах — *ферменты*.

**?** Что вам известно о ферментах из органической химии и общей биологии?

**Ферменты** — вещества, катализирующие биохимические реакции в организмах. Ферменты являются полимерами (белками) или комплексами полимеров с низкомолекулярными соединениями.

Катализ, осуществляемый под действием ферментов, называется **ферментативным**.

Механизм действия ферментов имеет свою специфику, например включает образование комплекса «активный центр фермента — реагент» по типу «замок — ключ».

■ В своей трёхмерной структуре фермент содержит полость, в которую входит субстрат (так называется молекула, на которую действует фермент). В этой полости, называемой активным центром, находятся боковые цепи аминокислот, за счёт которых и проводится катализ. Например, фермент рибонуклеаза катализирует гидролиз эфира фосфорной кислоты и рибозы в РНК. Для такого гидролиза требуются соединения, содержащие кислотные или основные группы, например аминогруппы лизина и связи N—H гистидина.

Многие ферменты значительно активнее неферментативных катализаторов. Например, фермент каталаза увеличивает скорость разложения пероксида водорода более чем на 10 порядков.

**Основные понятия.** Скорость реакции • Катализ • Катализаторы • Ингибиторы • Промоторы • Каталитические яды • Ферменты • Катализ: гомогенный, гетерогенный, ферментативный

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Чем определяется скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?
- ▲ 2. Какие факторы влияют на скорость химических реакций? Приведите примеры.
- 3. Приведите примеры каталитических реакций, имеющих важное значение в промышленности.
- 4. Что такое ферменты? Каковы их особенности? Приведите примеры ферментов.

- 5. Почему при производстве серной кислоты печной газ, получаемый после обжига серного колчедана, надо тщательно очищать от примесей, особенно от соединений мышьяка?
- 6. Приведите пример, когда замена катализатора приведёт к изменению пути осуществления реакции.

## § 14. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие

- ❓ Повторите § 2 учебника химии для 9 класса.  
Приведите примеры обратимых реакций. Как изменяются скорости прямой и обратной реакций в ходе таких процессов?  
Что называется химическим равновесием?  
Какие факторы влияют на смещение равновесия?

Предположим, что происходит некоторая обратимая реакция. В первый момент, когда только началось взаимодействие исходных веществ, скорость прямой реакции будет максимальной, так как максимальной будет концентрация исходных веществ, а скорость обратной реакции будет равна нулю. По мере появления продуктов прямой реакции начинается и обратная реакция. Её скорость увеличивается, так как увеличивается концентрация продуктов реакции. Скорость же прямой реакции по мере снижения концентрации исходных веществ будет уменьшаться.

До каких пор скорость прямой реакции будет уменьшаться, а скорость обратной реакции – увеличиваться? До того момента, когда скорости прямой и обратной реакций станут равны. Наступает *химическое равновесие*.

Это можно увидеть на графике (рис. 27).

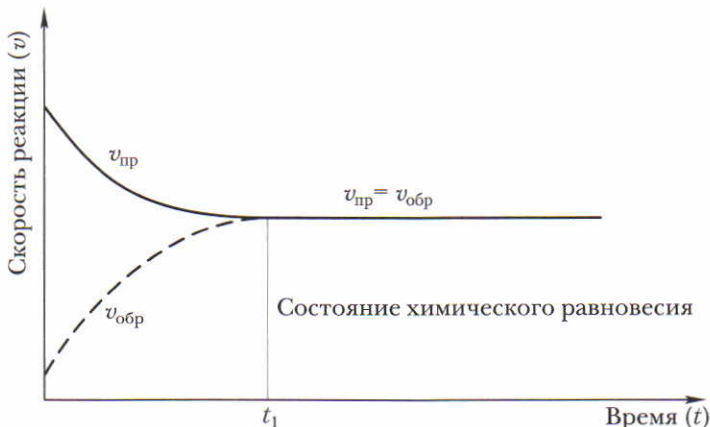


Рис. 27. Изменение скоростей прямой и обратной реакций

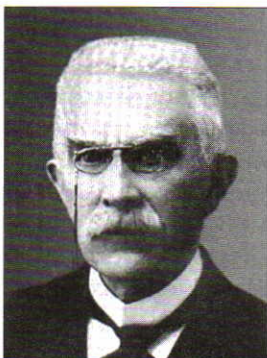
С момента  $t_1$  наступило химическое равновесие, скорости прямой и обратной реакций стали равными:  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$ .

**Химическое равновесие** – это состояние реакционной системы, при котором в ходе обратимой реакции с течением времени не происходит изменения количеств реагирующих веществ в реакционной смеси.

**Равновесные концентрации** веществ – концентрации в момент равновесия.

Химическое равновесие называют *динамическим*. Этим подчёркивается, что в состоянии равновесия протекают и прямая, и обратная реакции, но их скорости одинаковы, вследствие чего изменения в системе не заметны.

### Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье



Анри-Луи Ле Шателье  
(1850–1936)

При изменении условий происходит смещение химического равновесия. Изменяются концентрации реагирующих веществ, равновесие нарушается. Через некоторое время оно восстанавливается вновь, но уже при другом соотношении концентраций веществ.

Если в результате этих изменений повышаются равновесные концентрации продуктов прямой реакции, то говорят, что равновесие сместилось вправо. Если повышаются равновесные концентрации исходных веществ прямой реакции, то говорят, что равновесие сместилось влево.

В 1884 г. французский химик и инженер А. Ле Шателье установил принцип, определяющий влияние различных факторов на равновесие системы. Этот принцип назван *принципом Ле Шателье*.

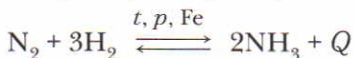
**Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабит воздействие.**

Рассмотрим влияние некоторых факторов на смещение равновесия.

#### 1. Изменение температуры

При нагревании равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при охлаждении системы – в сторону экзотермической.

Например, в случае реакции синтеза аммиака:

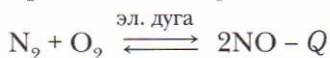


при нагревании происходит смещение равновесия влево, в сторону разложения аммиака.

**Проблема.** Почему же при промышленном получении аммиака температуру не снижают до низких значений? Ведь в этом случае выход аммиака будет выше.

При охлаждении системы снижаются скорости и прямой, и обратной реакций. Следовательно, надо подбирать оптимальные условия проведения реакции, такие, чтобы и скорость реакции, и выход продукта были достаточно высокими.

В случае реакции синтеза оксида азота (II) нагревание приведёт к смещению равновесия вправо, в сторону эндотермической реакции:



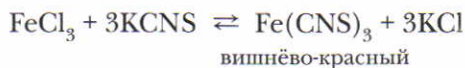
## 2. Изменение концентраций реагирующих веществ

При увеличении концентрации какого-либо из реагирующих веществ, участвующих в равновесии, равновесие смещается в сторону расходования этого вещества; при уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.



### Лабораторный опыт

**Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов.** В две пробирки налейте по 1 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте по несколько капель раствора тиоцианата калия. Наблюдайте образование комплексного соединения железа вишнёво-красного цвета. Реакцию упрощённо можно выразить уравнением:



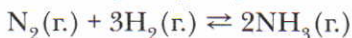
В одну из пробирок добавьте ещё 5–6 капель раствора тиоцианата калия. Сравните окраску растворов в первой и во второй пробирках. Почему окраска второго раствора стала более интенсивной?

## 3. Изменение давления

Рассмотрим смещение равновесия вследствие изменения давления (путём уменьшения или увеличения объёма системы). Когда в реакции участвуют газы, равновесие может нарушиться при изменении объёма системы.

**При увеличении давления путём сжатия системы равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газов, то есть в сторону понижения давления. При уменьшении давления равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, то есть в сторону увеличения давления.**

Так, например, в реакции синтеза аммиака:





сокращается объём газообразных веществ (теоретически 4 моль реагентов образуют 2 моль продуктов), следовательно, при повышении давления равновесие смещается в сторону образования аммиака.

В том случае, когда реакция протекает без изменения числа молекул газов, равновесие не нарушается при сжатии или при расширении системы.

#### 4. Применение катализатора

Этот фактор не влияет на смещение равновесия, так как катализатор изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции.

**Основные понятия.** Химическое равновесие • Равновесные концентрации • Константа химического равновесия • Смещение химического равновесия • Принцип Ле Шателье

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Что называется состоянием химического равновесия?
- 2. Какие факторы влияют на смещение равновесия? Приведите примеры.
- 3. Почему катализатор не влияет на смещение химического равновесия?
- 4. Ниже приведены схемы некоторых реакций. Преобразуйте данные схемы в уравнения обратимых реакций и определите, в какую сторону сместится равновесие: а) при повышении температуры; б) при повышении давления.  
$$\text{N}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{г.}) - Q$$
$$\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{г.}) + Q$$
$$\text{CaCO}_3(\text{тв.}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) - Q$$
$$\text{NO}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{ж.}) + Q$$
$$\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{NO}_2(\text{г.}) + Q$$
- 5. Подберите факторы, с помощью которых можно добиться увеличения выхода водорода в реакции:  
$$\text{CO}(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) \quad (Q > 0, \text{ катализатор} - \text{Ni})$$
  
(преобразуйте данную схему в уравнение обратимой реакции, расставив коэффициенты).
- 6. Определите, как изменится окраска раствора при добавлении в равновесную систему.  
$$\text{FeCl}_3 + 3\text{KCNS} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$$
  
а) раствора  $\text{FeCl}_3$ ; б) раствора  $\text{KCNS}$ ; в) раствора  $\text{KCl}$ .  
Ответ мотивируйте.

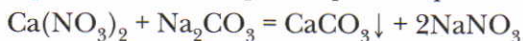
## § 15. Реакции в водных растворах электролитов

Многие химические реакции осуществляются в водных растворах с участием электролитов. В таких растворах электролиты находятся в диссоциированном состоянии, то есть только в виде ионов (сильные электролиты) или частично в виде ионов и частично в виде молекул (слабые электролиты). Реакции между водными растворами электролитов — это реакции, в которых участвуют ионы. Вам уже известно, что, если между двумя электролитами происходит обмен ионами и степени окисления ионов не изменяются, такие реакции относятся к *реакциям ионного обмена*.

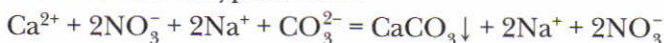
Сущность реакций в растворах электролитов отражается ионным уравнением. В ионном уравнении учитывается то, что сильный электролит в растворе находится в диссоциированном виде. Формулы слабых электролитов и нерастворимых в воде веществ в ионных уравнениях принято записывать в недиссоциированной на ионы форме.

Реакции в растворах электролитов происходят в направлении связывания ионов. Рассмотрим конкретные примеры.

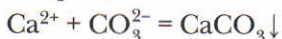
**1. Образование осадков.** Запишем уравнение реакции, которая происходит при смешивании растворов нитрата кальция и карбоната натрия:



Полное ионное уравнение:

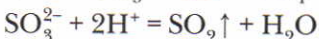
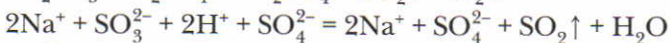


Сокращённое ионное уравнение:

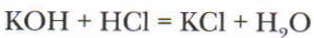


В результате взаимодействия электролитов образовался нерастворимый карбонат кальция. Такой же осадок  $\text{CaCO}_3$  получится при взаимодействии любых электролитов, при диссоциации которых образуются ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ .

**2. Выделение газов** (например,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ). Запишем уравнение реакции, которая происходит при смешивании растворов карбоната натрия и серной кислоты:



**3. Образование слабых электролитов** (например, воды, слабых кислот). Примером является реакция нейтрализации — взаимодействие щёлочи (KOH) и кислоты (HCl). Запишем молекулярное и ионные уравнения:



Образуется вода — слабый электролит.

■ Реакция нейтрализации осуществляется необратимо только при взаимодействии сильной кислоты с сильным основанием, так как единственным слабым электролитом в реакционной системе является продукт реакции — вода. Если кислота и основание реагируют в стехиометрических количествах, то среда в образовавшемся растворе соли будет нейтральной. Эта реакция экзотермическая, её тепловой эффект составляет 58,8 кДж/моль.

Иногда реакции в растворах электролитов осуществляются с участием нерастворимых веществ или слабых электролитов в направлении более полного связывания ионов. Например, мрамор растворяется в соляной кислоте с образованием углекислого газа:



Множество реакций происходят в водных растворах электролитов. И сущность этих реакций — во взаимодействии ионов в растворах, что и отражается *ионным уравнением реакций*.

### Понятие о pH раствора

■ Вода — слабый электролит. Экспериментально доказано, что при комнатной температуре только одна примерно из 560 000 000 молекул воды распадается на ионы.

Электролитическая диссоциация воды — обратимый процесс, который выражается ионным уравнением:



Характер водной среды определяется тем ионом, концентрация которого преобладает. Для характеристики кислотности водных растворов используют **молярную концентрацию ионов водорода (моль/л)**.

Для удобства оценки характера водной среды применяют безразмерную величину — **водородный показатель pH**. Её обосновал и ввёл в химию датский физикохимик и биохимик Сёрен Сёренсен в 1909 г. Водородный показатель равен отрицательному десятичному логарифму концентрации свободных ионов водорода в растворе:

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

Например, если  $[\text{H}^+] = 10^{-5}$  моль/л, то  $-\lg 10^{-5} = 5$ , то есть  $\text{pH} = 5$ .

В таблице 14 приведены значения концентраций ионов водорода, гидроксид-ионов и pH в зависимости от реакции среды.

Водородный показатель pH широко используется для характеристики кислотно-основных свойств различных растворов, в том числе и различных биологических сред. Значение pH влияет на протекание физико-химических процессов в живых организмах, технологических процессов на производстве, в сельском хозяйстве, природе. Органические соединения, изменяющие свою окраску при изменении кислотности среды, называются **кислотно-основными индикаторами**.

**Таблица 14.** Зависимость среды раствора от концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$

Среда	Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ , моль/л	Концентрация гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ , моль/л	pH среды
Нейтральная	$10^{-7}$	$10^{-7}$	7
Кислая	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$	$< 7$
Щелочная	$< 10^{-7}$	$> 10^{-7}$	$> 7$

Вы уже хорошо знакомы с такими индикаторами, как лакмус, метиловый оранжевый (метилоранж), фенолфталеин. Изменение их окраски используется для экспериментального определения характера среды раствора.

**Основные понятия.** Реакции в растворах электролитов • Реакции ионного обмена • Водородный показатель (pH) растворов

### Вопросы и задания

- 1. Какие ионы связываются в малодиссоциирующие вещества в растворе, содержащем ионы:  $\text{H}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ? Запишите сокращённые ионные уравнения реакций.
- 2. Могут ли в растворе одновременно находиться следующие пары веществ:  $\text{NaOH}$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{KOH}$  и  $\text{NaOH}$ ;  $\text{KOH}$  и  $\text{ZnSO}_4$ ;  $\text{HCl}$  и  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций и объяснениями.
- 3. Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения следующих реакций:
  - а)  $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
  - б)  $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$
  - в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
  - г)  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
  - д)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

## Практическая работа № 2

### Решение экспериментальных задач

**Цель работы:** научиться определять состав солей с помощью качественных реакций.

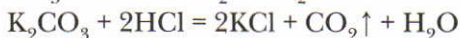
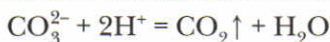
**Оборудование и реактивы:** набор пробирок в штативе, спиртовка и спички, держатель для пробирок; реактивы для анализа – гидроксид натрия, соляная кислота, нитрат серебра, хлорид бария, сульфат меди (II), растворы индикаторов; склянки с растворами для исследования веществ.

### Пример решения задачи

В четырёх склянках без этикеток находятся растворы сульфата калия, сульфата меди (II), карбоната калия и нитрата калия. Химическим путём определить, какое вещество находится в каждой из склянок.

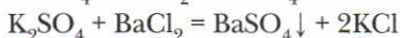
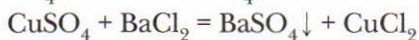
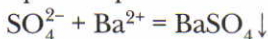
#### Решение

1. Среди растворов, данных для распознавания, есть карбонат калия. При добавлении к раствору карбоната калия сильной кислоты образуется углекислый газ, и по данному признаку реакции можно идентифицировать карбонат калия. Приготовим пробы всех четырёх растворов и в каждую из них добавим несколько капель соляной кислоты:



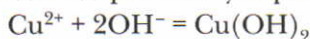
Карбонат калия распознали, пометим этот раствор (наклеим этикетку) и исключим из дальнейшего распознавания.

2. Приготовим пробы и в каждую из проб добавим несколько капель раствора хлорида или нитрата бария, чтобы распознать сульфаты  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CuSO}_4$ . В пробах, в которых они содержатся, выпадет белый кристаллический осадок сульфата бария:



В той пробе, где осадок не выпал, – нитрат калия.

3. Приготовим пробы сульфатов калия и меди (II). Определить, в какой пробе находится сульфат меди (II), можно по голубой окраске раствора, которую обуславливает наличие в нём ионов  $\text{Cu}^{2+}$ . Подтвердим наше предположение химическим путём. В каждую из проб добавим раствор гидроксида натрия. В пробе, где содержится сульфат меди(II), выпадает осадок гидроксида меди (II):



Ход решения задачи можно также представить в виде таблицы.

Определяемые вещества	Реагенты		
	HCl	BaCl <sub>2</sub>	NaOH
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	–	Белый осадок BaSO <sub>4</sub>	–
CuSO <sub>4</sub>	–	Белый осадок BaSO <sub>4</sub>	Голубой осадок Cu(OH) <sub>2</sub>
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Выделение газа CO <sub>2</sub>	Распознали	
KNO <sub>3</sub>	–	–	Распознали

### Задание

В четырёх склянках без этикеток находятся растворы:

- а)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ ;
- в)  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;
- г)  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Химическим путём с помощью выданных реактивов определите, какое из веществ находится в каждой из склянок.

## § 16. Гидролиз неорганических и органических соединений

**?** Какой процесс называется гидролизом? Какие соли подвергаются гидролизу?

Водные растворы каких из нижеперечисленных солей вызывают изменение окраски индикатора:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ? Почему?

Вода не только хорошо растворяет многие вещества, но и вступает с ними в химические реакции. К числу таких реакций относятся реакции обмена.

Разновидность реакций обмена — *гидролиз* (от лат. *hydro* — «вода», *lysis* — «разложение»). В курсе неорганической и органической химии вы неоднократно встречались с реакциями гидролиза.

**Гидролиз — это реакция обменного взаимодействия химического соединения с водой.**

Вы уже знаете, что некоторые соли и органические соединения, например такие, как жиры, полисахариды, белки, при взаимодействии с водой подвергаются гидролизу.

Реакции гидролиза имеют огромное биологическое значение, так как происходят в живых организмах в ходе процесса обмена веществ, в частности при пищеварении. Пища, которую мы употребляем, состоит из белков, жиров, углеводов. В желудочно-кишечном тракте белки гидролизуются до аминокислот, жиры — до глицерина и жирных кислот, полисахариды — до моносахаридов. Этот процесс происходит постепенно под действием ферментов. Схематично это выглядит так.

Белки → пептиды → аминокислоты.

Полисахариды → олигосахариды → дисахариды → моносахариды

Таким образом, можно сделать следующий вывод: *гидролизу подвержены неорганические и органические соединения разных классов.*

В неорганической химии большое значение имеет гидролиз солей. Вы уже

знаете, что при растворении некоторых солей в воде, кроме их диссоциации, а также гидратации ионов, самопроизвольно протекает реакция между ионами соли и молекулами воды — гидролиз соли. С этих позиций можно дать следующее определение гидролизу солей.

**Гидролиз соли** — процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются слабо диссоциирующие молекулы или ионы.

Докажем экспериментально осуществление гидролиза некоторых солей.

**Лабораторный опыт.** В три пробирки налейте по 1 мл растворов хлорида натрия, хлорида алюминия, карбоната натрия. Добавьте в каждую по несколько капель лакмуса до появления отчётливой окраски растворов. Сравните изменения окраски индикатора и сделайте вывод о реакции среды в каждом случае.

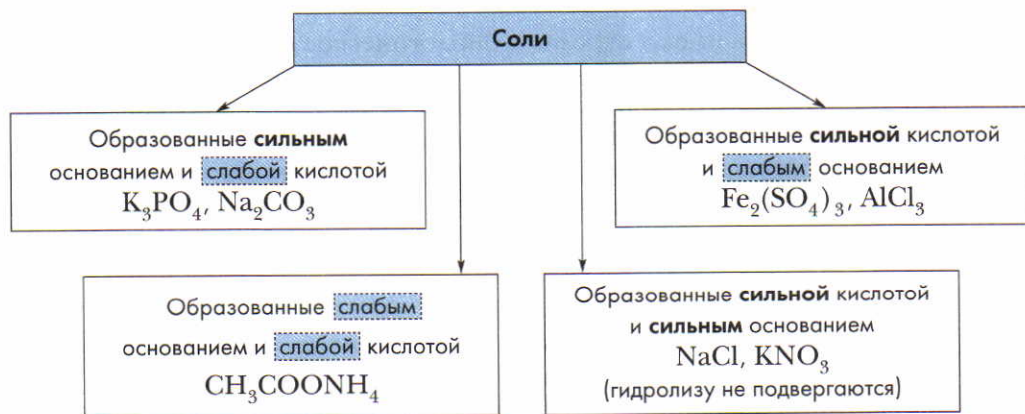
Добавляя лакмус в данные растворы, мы определяем, что реакция среды разная. В растворах хлорида натрия — нейтральная, хлорида алюминия — кислая, а карбоната натрия — щелочная.

**Проблема.** Почему одни соли гидролизуются, а другие нет?

Способность солей подвергаться гидролизу и глубина протекания этого процесса зависят от природы ионов, образующих соль, а также от растворимости соли в воде. Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием, то есть как результат *кисотно-основного взаимодействия*.

В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания соли можно разделить на четыре типа (рис. 28).

Гидролиз солей происходит тогда, когда ионы соли могут при взаимодей-



**Рис. 28.** Классификация солей в зависимости от силы исходных кислот и оснований

ствии с молекулами воды образовывать слабо диссоциирующие кислоты или основания. Отсюда следует, что гидролизу подвергаются соли, образованные:

- анионами слабых кислот и катионами сильных оснований – гидролиз по аниону ( $\text{CH}_3\text{COONa}$  и др.);
- катионами слабых оснований и анионами сильных кислот – гидролиз по катиону ( $\text{ZnCl}_2$  и др.);
- катионами слабых оснований и анионами слабых кислот – гидролиз и по катиону, и по аниону ( $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  и др.).

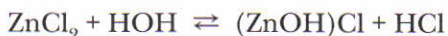
Соли, образованные катионами сильных оснований и анионами сильных кислот ( $\text{NaCl}$  и др.), гидролизу не подвергаются, так как ни катион, ни анион не образуют с водой слабые электролиты.

■ Рассмотрим типичные случаи гидролиза солей, выполнив упражнения.

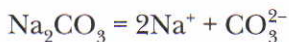
**Упражнение 1.** Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей:  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ .

**Решение**

1) Хлорид цинка  $\text{ZnCl}_2$  – растворимая соль, образованная катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Гидролиз этого соединения протекает по катиону. Запишем уравнение диссоциации соли, а также ионное и молекулярное уравнения гидролиза:



2) Карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – растворимая соль, образованная катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Гидролиз протекает по аниону:



3) Хлорид натрия  $\text{NaCl}$  – растворимая соль, образованная катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. Такая соль гидролизу не подвергается.

**Упражнение 2.** Установите соответствие между названием соли и реакцией среды в водном растворе.

Название соли	Реакция среды
А) хлорид алюминия	1) кислая
Б) хлорид калия	2) нейтральная
В) силикат натрия	3) щелочная
Г) нитрат бария	



## Решение

Реакция среды в водном растворе соли зависит от того, подвергается ли данная соль гидролизу и как реакция гидролиза протекает.

Гидролизу подвергаются соли, образованные *слабым* основанием и сильной кислотой (в задании это хлорид алюминия); сильным основанием и *слабой* кислотой (в задании это силикат натрия); *слабым* основанием и *слабой* кислотой (таких солей в задании нет). Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются и характер водной среды не меняют. Такими солями в задании являются хлорид калия (Б) и нитрат бария (Г), следовательно, в водных растворах этих солей среда нейтральная (2).

В случае, если соль образована слабым основанием или слабой кислотой, характер среды определяется тем сильным электролитом, который участвовал в образовании соли. Хлорид алюминия (А) — соль сильной кислоты  $\text{HCl}$ , следовательно, раствор  $\text{AlCl}_3$  имеет кислую реакцию среды (1).

Силикат натрия (В) — соль сильного основания  $\text{NaOH}$ , следовательно, реакция в растворе  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  — щелочная (3).

В таблице 15 обобщены сведения о гидролизе солей.

**Таблица 15. Гидролиз солей**

№ п/п	Тип соли		Вид гидролиза, реакция среды	Примеры
	Основание	Кислота		
1	Сильное	Сильная	Не гидролизуются	$\text{NaCl}$ , $\text{KNO}_3$ , $\text{CaCl}_2$
2	Сильное	Слабая	По аниону, $\text{pH} > 7$ , среда щелочная	$\text{CH}_3\text{COONa}$ , $\text{Na}_2\text{CO}_3$
3	Слабое	Сильная	По катиону, $\text{pH} < 7$ , среда кислая	$\text{AlCl}_3$ , $\text{ZnSO}_4$
4	Слабое	Слабая	Совместный, взаимоусиливающийся, $\text{pH}$ зависит от соотношения сил образующихся электролитов	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$ , $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

**Основные понятия.** Гидролиз • Гидролиз солей

### Вопросы и задания

- ▲ 1. Что называется гидролизом? Почему гидролиз — важнейшая реакция, протекающая в организмах живых существ?
- 2. Какие соли подвергаются гидролизу и почему? К какому типу солей относятся:  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ? Какова реакция среды в растворах этих солей? Установите, как происходит гидролиз этих солей: по катиону; по аниону; и по катиону, и по аниону.
- 3. Запишите уравнения гидролиза нитрита натрия. Определите реакцию среды в растворе этой соли.
- \* 4. Составьте таблицу, обобщающую сведения о гидролизе органических веществ. В таблице укажите исходные вещества, которые подвергаются гидролизу, продукты гидролиза, условия осуществления реакции гидролиза данных веществ.

## §17. Окислительно-восстановительные реакции

- ? Что такое степень окисления?  
Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным?  
Какие вещества являются окислителями, а какие — восстановителями?  
Какие типы окислительно-восстановительных реакций вы знаете?

Кроме кислотно-основных взаимодействий, происходящих в растворах, в основе которых лежит обмен протонами между реагентами, в природе, в живых организмах, а также в химической промышленности огромное значение имеют окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

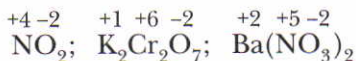
Важнейшим признаком окислительно-восстановительных реакций является изменение степени окисления элементов.

**Степень окисления** соответствует заряду, который возник бы на атоме данного элемента в химическом соединении, если предположить, что все электронные пары, за счёт которых этот атом связан с другими атомами, полностью сместились к атомам элементов с большей электроотрицательностью.

Таким образом, при вычислении степени окисления мы представляем себе, что все ковалентные полярные связи превратились в ионные. Степень окисления — это формальная характеристика элемента в химическом соединении, используемая при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций *методом электронного баланса*.

Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю. В сложном соединении алгебраическая сумма степеней окисления каждого из атомов равна нулю, в случае сложного иона — заряду иона.

Степень окисления обозначают над символом элемента (сначала ставят знак, затем число) например:



Постоянные степени окисления в сложных веществах у следующих элементов:

- +1 все элементы IA-группы (Li, Na, K, Rb, Cs), почти всегда Ag;
- +2 все элементы II группы (кроме ртути);
- +3 алюминий Al;
- 1 фтор F;
- 2 кислород (за исключением: фторидов кислорода OF<sub>2</sub> и O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, в которых его степень окисления положительна; пероксидов, в которых она равна -1 (например, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>); супероксидов KO<sub>2</sub> и т. п.).

Водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1 в соединениях с металлами -1.

Высшая положительная степень окисления элемента II-VII групп (кроме фтора и кислорода) равна номеру группы.

Исходя из изменения степени окисления элементов можно дать определение процессам окисления и восстановления.

**Окислением** называется процесс отдачи электронов, сопровождаемый повышением степени окисления атомов элементов. Процесс присоединения электронов, сопровождаемый понижением степени окисления атомов элементов, называется **восстановлением**.

Вещества, в которых в результате оттягивания (или отрыва) электронов происходит увеличение степени окисления одного или нескольких элементов, называются **восстановителями**. Вещества, в которых в результате притягивания (или присоединения) электронов происходит уменьшение степени окисления одного или нескольких элементов, называются **окислителями**.

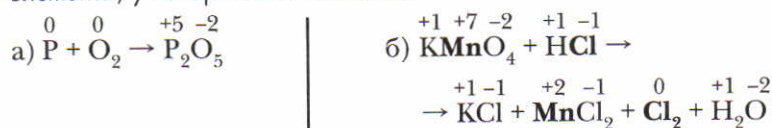
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используются разные методы. С одним из них вы уже знакомы — это *метод электронного баланса*.

### Метод электронного баланса

При использовании этого метода сравнивают степени окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции. Коэффициенты подбираются на основе схемы электронного баланса.

■ Рассмотрим использование этого метода на примере составления уравнений горения фосфора (а) и взаимодействия перманганата калия с концентрированной соляной кислотой (б).

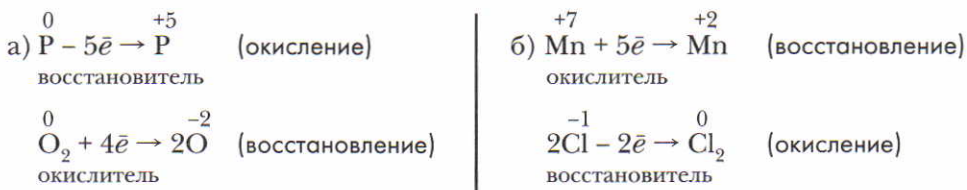
1. Запишем схемы реакций, вычислим степени окисления элементов и определим элементы, у которых они меняются:



2. Составим схемы, отражающие процессы перехода электронов:



3. Определим, какой из процессов является окислением, а какой — восстановлением; какой элемент является окислителем, а какой — восстановителем:



4. Уравняем число отданных и принятых электронов. Для этого найдём наименьшее общее кратное для числа отданных и числа принятых электронов (в примере «а» — 20, в примере «б» — 10). В результате деления наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов находим стехиометрические коэффициенты:



5. Перенесём коэффициенты в исходную схему (п. 1), преобразуя её в уравнение реакции:



Перед формулой HCl коэффициент пока не поставлен, так как не все ионы Cl<sup>-</sup> участвовали в окислительно-восстановительном процессе, часть из них принимала участие в образовании солей. В примере «б» требуется уравнять число атомов элементов, не участвующих в окислительно-восстановительном процессе (K, H, частично Cl). Получаем уравнение:



При правильной расстановке коэффициентов количество атомов кислорода в левой и правой части уравнения будет одинаково (в примере «б» — 8).

Обобщим знания о наиболее известных окислителях и восстановителях.

**Окислители.** Среди простых веществ окислительные свойства характерны для типичных **неметаллов** (F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>). Галогены, выступая в качестве окислителей, приобретают степень окисления -1, причём от фтора к йоду окислительные свойства ослабевают. Кислород, восстанавливаясь, приобретает степень окисления -2 (H<sub>2</sub>O или OH<sup>-</sup>).

Сложные вещества, используемые в качестве окислителей, в ряде случаев содержат атомы элементов в высшей степени окисления:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_3$ .

**Азотная и серная кислоты** проявляют окислительные свойства за счёт азота в высшей степени окисления +5 и серы в высшей степени окисления +6.

**Восстановители.** Среди простых веществ к типичным восстановителям принадлежат **активные металлы** (щелочные и щёлочноземельные, алюминий, цинк, железо и др.), а также некоторые **неметаллы**, такие как **водород, углерод** (в виде угля или кокса), **фосфор, кремний**. Углерод чаще всего окисляется до  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ .

В **бескислородных кислотах** ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) и их солях носителями восстановительной функции являются анионы, которые, окисляясь, обычно образуют простые вещества.

**Основные понятия.** Степень окисления • Окислительно-восстановительные реакции • Окислители • Восстановители

### Вопросы и задания

- ▲ 1. Составьте уравнения реакций между: а) нитратом серебра и хлоридом натрия; б) магнием и серной кислотой. Какая из этих реакций является окислительно-восстановительной? Почему?
- ▲ 2. Составьте уравнения реакций между: а) литием и азотом; б) магнием и фосфором; в) алюминием и углём. Обозначьте степени окисления элементов. Укажите окислитель и восстановитель.
- 3. Заполните пропуски в схемах реакций и составьте уравнения этих реакций, используя метод электронного баланса:
  - а)  $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \dots$
  - б)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \dots$
  - в)  $\text{Mg} + \dots = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4. Приведите примеры наиболее распространённых окислителей и восстановителей.

## § 18. Электролиз растворов и расплавов

**?** Какие процессы будут происходить при пропускании через раствор электролита постоянного электрического тока?

Одним из важнейших примеров окислительно-восстановительных реакций являются те, которые происходят на электродах, если через раствор или расплав электролита пропустить постоянный электрический ток. Совокупность таких реакций и есть **электролиз**.

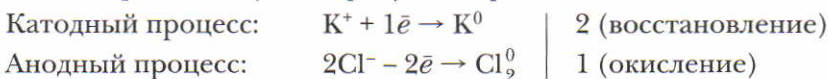
**Электролиз** — это окислительно-восстановительные реакции, происходящие на электродах при пропускании через раствор или расплав электролита электрического тока от внешнего источника.

Электрод, на котором происходит *окисление*, называется **анод**, электрод, на котором происходит *восстановление*, — **катод**. При электролизе анод заряжен положительно, катод — отрицательно.

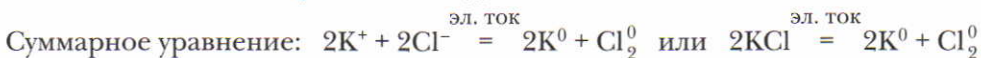
В **расплавах электролитов** на катоде происходит восстановление катионов металлов, на аноде — окисление анионов кислотного остатка или гидроксид-анионов.

Рассмотрим *электролиз расплава хлорида калия*. В расплаве KCl диссоциирует на ионы:  $KCl = K^+ + Cl^-$ .

Катионы  $K^+$  направляются к катоду, отрицательно заряженному электроду. Там происходит восстановление калия. Анионы  $Cl^-$  направляются к аноду, положительно заряженному электроду. Там происходит окисление ионов хлора.



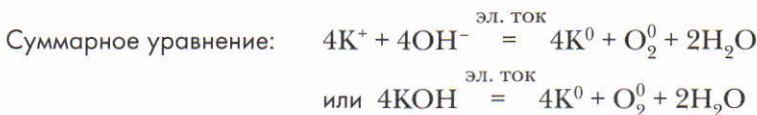
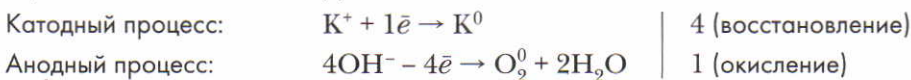
Складываем левые и правые части уравнений:



Таким образом, на катоде восстанавливаются катионы, а на аноде окисляются анионы.

■ Рассмотрим *электролиз расплава гидроксида калия KOH*.

В расплаве KOH диссоциирует на ионы:  $KOH = K^+ + OH^-$ .

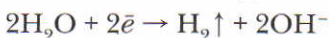


При электролизе **растворов электролитов** на электродах происходит процесс окисления или восстановления воды:

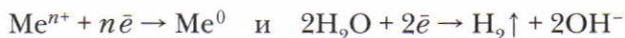


*Процессы, которые происходят на катоде при электролизе водных растворов электролитов:*

- катионы металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжения металлов до **Al**, не разряжаются на катоде. В этом случае происходит только восстановление воды:



• катионы металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжений металлов от **Al** до **H**, разряжаются одновременно с молекулами воды. Одновременно происходят процессы:



• в случае катионов металлов, расположенных в ряду напряжений после **H<sub>2</sub>**, на катоде прежде всего происходит восстановление катионов этих металлов:



Рассмотрим процессы, происходящие при электролизе водных растворов электролитов **на аноде**.

Различают электролиз с инертным и электролиз с активным анодом.

*Инертный анод* – анод, материал которого не окисляется в ходе электролиза (например, электрод из платины).

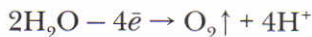
*Активный анод* – анод, материал которого может окисляться в ходе электролиза.

При электролизе **водных растворов щелочей, кислородсодержащих кислот и их солей, раствора фтороводорода и фторидов** на инертном аноде происходит *окисление воды* с выделением кислорода, которое зависит от среды:

а) в щелочной среде:



б) в кислой или нейтральной среде:



При электролизе водных **растворов бескислородных кислот и их солей** (кроме HF и фторидов) на аноде *разряжаются анионы*.

Рассмотрим несколько случаев электролиза водных растворов солей с инертным анодом.

1) На катоде восстанавливаются **ионы металла**, на аноде окисляются **анионы кислотного остатка**. Например, хлорид меди (II)  $\text{CuCl}_2$  в растворе самопроизвольно распадается на ионы:



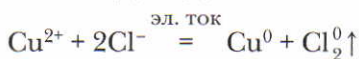
Тогда на катоде могут восстанавливаться либо ионы меди, либо молекулы воды:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . Медь находится в ряду напряжений металлов значительно правее алюминия, поэтому на катоде восстанавливаются именно ионы меди:



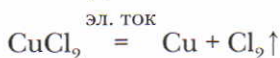
На аноде могут окисляться либо хлорид-ионы, либо молекулы воды:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . На аноде окисляются в первую очередь анионы бескислородных кислот:



Составим суммарное ионное уравнение, сложив левые и правые части уравнений (1) и (2):



Тогда уравнение электролиза раствора хлорида меди (II) следующее:



2) На катоде восстанавливаются **молекулы воды**, на аноде окисляются **анионы кислотного остатка**. Таким примером может стать электролиз раствора поваренной соли. В водном растворе соль распадается на ионы:

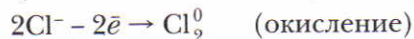


Какие частицы восстанавливаются на катоде: ионы натрия, или молекулы воды?  $\text{K}^+$  или  $\text{H}_2\text{O}$ ?

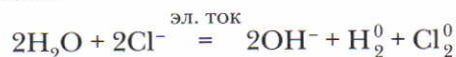
Калий расположен в ряду напряжений металлов до алюминия, поэтому на катоде восстанавливаются, конечно, молекулы воды:



А какие частицы будут окисляться на аноде: ионы хлора или молекулы воды? В первую очередь окисляются ионы бескислородных кислотных остатков (если это только не  $\text{F}^-$ ):  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}_2^0$ .



Суммируем правые и левые части уравнений катодного и анодного процессов:

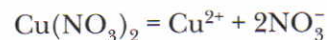


И молекулярное уравнение электролиза будет иметь вид:

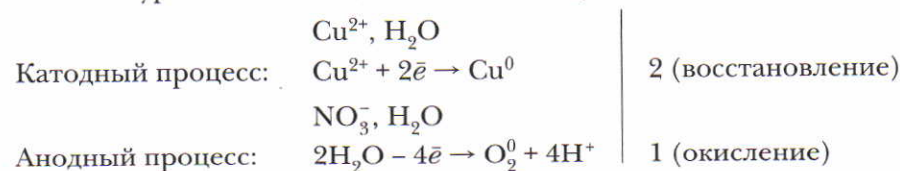


3) На катоде восстанавливаются **катионы металла**, на аноде окисляются **молекулы воды**. Таким примером может стать электролиз раствора нитрата меди (II).

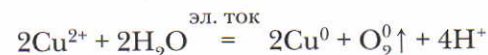
В водном растворе соль нитрат меди (II) распадётся на ионы:



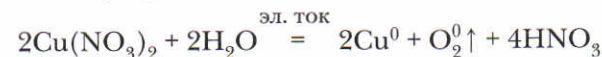
Запишем уравнения катодных и анодных процессов:



Ионное уравнение имеет вид:



Молекулярное уравнение следующее:





## Основные понятия. Электролиз • Анод • Катод

### Вопросы и задания

1. Определите, какие продукты образуются на катоде и на аноде в случае электролиза водного раствора: а) нитрата меди (II); б) бромида натрия; в) сульфата магния; г) иодида калия.
2. Составьте уравнения электролиза растворов: хлорида ртути (II), нитрата серебра, карбоната натрия. Какие продукты образуются на катоде и на аноде?
- \* 3. Используя дополнительные источники информации, в том числе и Интернет, подготовьте мультимедийную презентацию о применении электролиза.

## Простые и сложные реакции

(Дополнительный материал к главе 5)

Каждая химическая реакция протекает по определённому механизму. Механизм реакции описывает её путь, то есть последовательность элементарных актов взаимодействия реагентов, через которые она осуществляется.

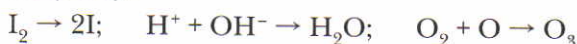
**Механизм реакции** — это последовательность элементарных стадий процесса, в результате которого исходные вещества превращаются в продукты реакции.

По механизму реакции подразделяются на простые и сложные.

**Простые (элементарные) реакции** — это реакции, осуществляющиеся в одну стадию.

Для таких реакций химическое уравнение полностью отражает, какие частицы и в каких соотношениях непосредственно участвуют в элементарном акте реакции.

Например:

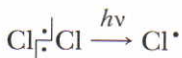


Большинство химических и все биохимические реакции являются сложными.

**Сложные реакции** — это реакции, осуществляющиеся в несколько стадий, каждая из которых является простой реакцией. Например, сложной является реакция:



Установлено, что она осуществляется в несколько стадий. Стадия, где впервые образуются радикалы, есть начало данного процесса — инициирование цепи. Свет инициирует гомолитическое расщепление молекулы хлора:



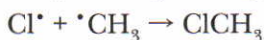
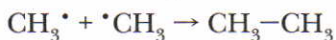
Причина такой избирательности — различная энергия связей C—H и Cl—Cl, значения которой соответственно равны 435 и 242 кДж/моль. Поэтому молекулы хлора легче образуют свободные радикалы.

Вторая стадия — рост (развитие) цепи. Радикалы хлора, обладая избытком энергии, атакуют нейтральные молекулы метана с образованием новых метильных радикалов

( $\text{CH}_3^\bullet$ ), которые далее атакуют не распавшиеся на первом этапе молекулы хлора с образованием первого продукта замещения хлорметана и новых радикалов хлора:



Третья стадия — обрыв цепи, то есть исчезновение свободных радикалов из реакционной смеси и прекращение таким образом реакции. Это возможно при столкновении радикалов со стенками сосуда, а также при соединении двух радикалов (димеризация радикалов) по типу:



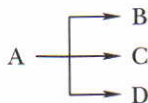
Рассмотренная нами реакция является примером **свободно-радикального замещения**. Такой тип реакций обозначается  $S_R$  (от англ. *substitution* — «замещение», R — «радикальное»).

Для сложных реакций общее химическое уравнение отражает только количественную характеристику процесса в целом и не учитывает, какие частицы и в каких соотношениях участвуют в отдельных стадиях процесса. Стадии сложных реакций могут происходить:

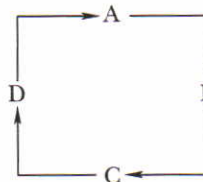
а) последовательно  
друг за другом:



б) параллельно:



в) циклически:



В соответствии с этим сложные реакции подразделяются на **последовательные**, **параллельные**, **последовательно-параллельные** и **циклические**. Большинство биохимических реакций являются последовательно-параллельными или циклическими многостадийными процессами.

В сложных реакциях скорости каждой из отдельных стадий могут резко отличаться друг от друга. В этих случаях скорость сложной реакции в целом будет определяться скоростью наиболее медленной стадии, так называемой **лимитирующей стадией**. Поэтому при изучении механизма реакции по кинетическим данным определяют прежде всего кинетические характеристики её лимитирующей стадии.

## Выводы

1. Скорость реакции определяется изменением количества вещества за единицу времени в единице объёма (для гомогенных систем) или на единице поверхности (для гетерогенных систем). На скорость реакции влияют: природа реагирующих веществ, их концентрация в системе, площадь поверхности, на которой происходит реакция (для гетерогенных систем), температура, наличие катализаторов.

- 2.** В ходе *обратимых* реакций устанавливается химическое равновесие — состояние реакционной системы, в котором скорости прямой и обратной реакций равны, а концентрации реагирующих веществ в системе остаются неизменными. Концентрации веществ в такой химической системе называются равновесными.
- 3.** Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабит воздействие (принцип Ле Шателье).

## §19. Металлы — химические элементы и простые вещества

- ? Какие особенности строения атомов металлов вы можете назвать?  
Какой вид химической связи и тип кристаллической решётки характерны для металлов? Как они сказываются на их физических свойствах?  
Какие химические свойства характерны для металлов?

Металлы известны людям с древних времён. Они сыграли в истории человечества огромную роль. Неслучайно некоторые из металлов и их сплавов даже дали название целым историческим эпохам. Так, на смену каменному веку пришёл век медный, а потом век бронзовый и век железный.

- ? Какие металлы человек стал использовать одними из первых?

Сегодня металлы также имеют огромное практическое значение. Мы сталкиваемся с ними или с материалами на их основе повсеместно. Поэтому знание свойств металлов значимо для каждого из нас.

Известные нам из повседневной жизни простые вещества — металлы: медь, алюминий, золото, железо и другие, — образованы атомами соответствующих химических элементов.

- ? вспомните, что такое химический элемент. Где в периодической системе расположены элементы-металлы?

Металлы — весьма обширное множество химических элементов. Если в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева провести диагональ от водорода к радону, металлы, в основном, окажутся в нижней половине периодической системы (рис. 29). К металлам относятся все *d*- и *f*-элементы, некоторые *p*-элементы и все *s*-элементы, кроме водорода.

**Проблема.** Как объяснить направления усиления металлических свойств химических элементов в периодах и главных подгруппах, показанные на рисунке 29?

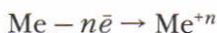
- ? Какие особенности строения атомов характерны для металлов?

В сравнении с неметаллами атомы металлов имеют большие атомные радиусы и небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне. Для многих металлов — это 1–2 $\bar{e}$  (Na, K, Mg, Ca, Ba, Fe и др.), для некоторых — 3 $\bar{e}$  (Al, Ga и др.), реже — 4 $\bar{e}$  (Sn, Pb и др.) и более электронов.

IB–VIIB	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
↓	Li	Be						
	Na	Mg	Al					
	K	Ca	Ga	Ge				
	Rb	Sr	In	Sn	Sb			
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po		
	Fr	Ra						
← Усиление металлических свойств →								

**Рис. 29.** Металлы главных подгрупп в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева

Сравнительно большие радиусы атомов и небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне определяют *восстановительные свойства* простых веществ, образуемых металлами. Отдавая свои валентные электроны, атомы металлов образуют катионы:



Для металлов как восстановителей в соединениях характерны положительные степени окисления ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Al}^{+3}$  и др.). Многим из них присущи переменные степени окисления ( $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Cu}^{+1}$ ,  $\text{Cu}^{+2}$  и др.).

**Проблема.** Какие химические реакции подтверждают сходство водорода с щелочными металлами и галогенами? Напишите уравнения этих реакций.

Оксиды и гидроксиды металлов главных подгрупп могут проявлять основные и амфотерные свойства, а оксиды и гидроксиды металлов побочных подгрупп – основные, амфотерные и кислотные свойства. Летучие водородные соединения для металлов нехарактерны.

**Задание.** Приведите примеры соединений металлов, проявляющих основные, амфотерные и кислотные свойства. Определите в них значение степени окисления металла.

При образовании простого вещества – металла между атомами металла возникает металлическая химическая связь, формируется металлическая кристаллическая решётка.

**?** Что вам известно о металлической химической связи? Какую кристаллическую решётку называют металлической?

**Физические свойства металлов.** Общность химической связи и кристаллической структуры определяет сходство физических свойств металлов. Большин-

ство из них при обычных условиях — *твёрдые вещества* (кроме ртути) с выраженным металлическим блеском. Металлы пластичны и ковки, обладают хорошей тепловой и электрической проводимостью.

■ Своеобразие металлической связи и металлической кристаллической решётки обуславливает и объясняет общие **физические свойства металлов**.

Особый металлический блеск металлов связан со способностью их кристаллов (благодаря свободно перемещающимся электронам) отражать солнечный свет. В мелкодробленном состоянии металлы обычно имеют чёрный цвет и не блестят). Хорошая электрическая и тепловая проводимость металлов также объясняется наличием в их кристалле свободных электронов, которые при разнице потенциалов приобретают направленное движение.

Высокая пластичность и ковкость металлов связаны с возможностью пластического сдвига в кристалле под действием какой-либо силы. При этом имеющийся в нём «электронный газ» обеспечивает «скольжение» отдельных атомных слоёв относительно друг друга и предотвращает разрыв химических связей между атомами, а значит, и разрушение самого кристалла.

Наряду с общими металлы обладают и индивидуальными физическими свойствами. Существующие между металлами различия в этих свойствах служат основанием для их классификации (табл. 16).

**Таблица 16.** Классификация металлов по физическим свойствам

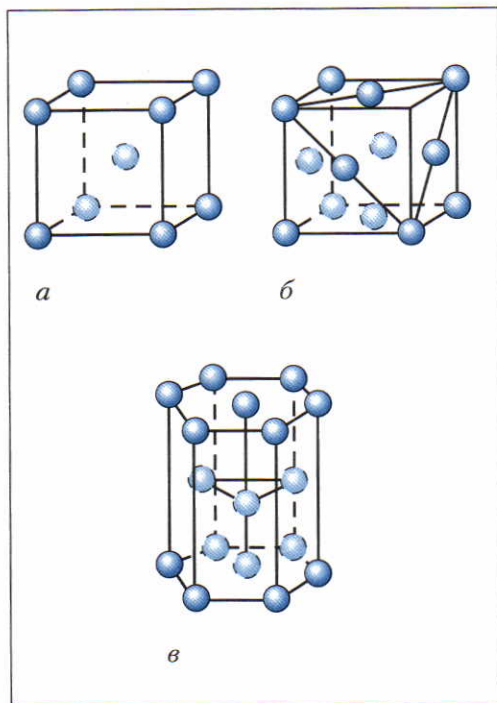
Признак классификации	Классификационная группа	
Плотность	<i>Лёгкие металлы</i> ( $\rho < 5 \text{ г/см}^3$ ) Натрий ( $\rho = 0,97 \text{ г/см}^3$ )	<i>Тяжёлые металлы</i> ( $\rho > 5 \text{ г/см}^3$ ) Железо ( $\rho = 7,86 \text{ г/см}^3$ )
Температура плавления	<i>Легкоплавкие металлы</i> ( $t_{\text{пл}} < 1000 \text{ }^\circ\text{C}$ ) Олово ( $t_{\text{пл}} = 232 \text{ }^\circ\text{C}$ )	<i>Тугоплавкие металлы</i> ( $t_{\text{пл}} > 1000 \text{ }^\circ\text{C}$ ) Медь ( $t_{\text{пл}} = 1083 \text{ }^\circ\text{C}$ )
Техническое назначение	<i>Чёрные металлы</i> Железо и сплавы на его основе	<i>Цветные металлы</i> Медь, никель, алюминий и др.

**Задание.** Дополните указанные в таблице 16 группы металлов примерами известных вам веществ.

■ Какая химическая связь называется металлической и каков механизм её образования?

Какой тип кристаллической решётки характерен для металлов?

■ Причина различия физических свойств металлов заключается в различии атомных масс, электронных структур атомов, в разном типе их кристаллизации. Так, образуемые металлами кристаллические решётки могут отличаться друг от друга своей пространственной структурой и плотностью упаковки частиц (рис. 30). От этого, а также от числа электронов, участвующих в образовании металлической связи, зависят механическая прочность, плотность, температура плавления металлов и другие их свойства.



**Рис. 30.** Виды кристаллических решёток металлов:  
 а – кубическая объёмно-центрированная (Li, Na, K, Ba, Fe и др.; плотность упаковки – 68 %);  
 б – кубическая гранецентрированная (Ca, Sr, Al, Pb и др.; плотность упаковки – 74 %);  
 в – гексагональная (шестиугольная) (Mg, Zn, Os и др.; плотность упаковки – 74 %)

**Таблица 17.** Электрохимический ряд напряжений металлов

	Окисленная форма	Восстановленная форма	
Усиление окислительных свойств ионов металлов ↓	$\text{Li}^+$	Li	↑ Усиление восстановительных свойств
	$\text{K}^+$	K	
	$\text{Ca}^{2+}$	Ca	
	$\text{Na}^+$	Na	
	$\text{Mg}^{2+}$	Mg	
	$\text{Al}^{3+}$	Al	
	$\text{Mn}^{2+}$	Mn	
	$\text{Zn}^{2+}$	Zn	
	$\text{Cr}^{2+}$	Cr	
	$\text{Fe}^{2+}$	Fe	
	$\text{Ni}^{2+}$	Ni	
	$\text{Sn}^{2+}$	Sn	
	$\text{Pb}^{2+}$	Pb	
	$2\text{H}^+$	$\text{H}_2$	
	$\text{Cu}^{2+}$	Cu	
	$\text{Hg}^{2+}$	Hg	
$\text{Ag}^+$	Ag		
$\text{Pt}^{2+}$	Pt		
$\text{Au}^{3+}$	Au		

Металлы обладают не только сходными физическими, но и химическими свойствами. Все простые вещества – металлы – восстановители, а их реакции – окислительно-восстановительные. Однако степень их проявления у разных металлов неодинакова. Причина этого – различная восстановительная способность (активность) металлов, представление о характере изменения которой даёт *электрохимический ряд напряжений металлов* (см. табл. 17).

**Задание.** Пользуясь учебником химии для 9 класса, вспомните, что такое электрохимический ряд напряжений металлов и какие закономерности он отражает.

Общее представление о химических свойствах, а также особенностях их проявления у разных металлов даёт таблица 18.

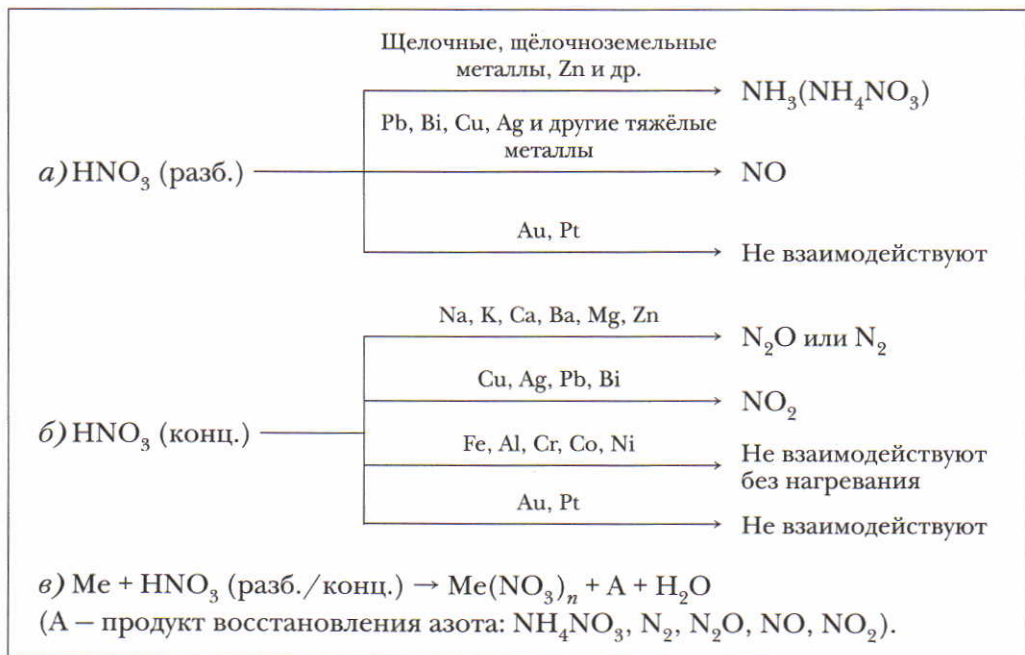
**Таблица 18.** Основные свойства электролитов в водных растворах

Реагент	Металл		
	Li – Na	Mg – Hg	Ag – Au
Кислород	Быстро окисляются при обычной температуре	Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании	Не окисляются
Вода	Li – Na	Mg – Pb	Cu – Hg
	$\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me}(\text{OH})_n + \text{H}_2 \uparrow$ (при обычной температуре)	$\text{Me} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MeO} + \text{H}_2 \uparrow$ (при нагревании)	Не вытесняют водород из воды
Раствор кислоты (кроме $\text{HNO}_3$ )	Li – Pb		Cu – Hg
	$\text{Me} + \text{H}_m \text{K} \rightarrow \text{Me}_m \text{K}_n + \text{H}_2 \uparrow$		Не вытесняют водород из кислоты
Раствор соли	$\text{Me}^1 + \text{Me}_m \text{K}_n \rightarrow \text{Me}_m^1 \text{K}_n + \text{Me} \downarrow$ (если растворимая соль образована менее активным металлом)		

**Задание.** Приведите примеры химических уравнений, иллюстрирующие указанные в таблице химические свойства металлов.

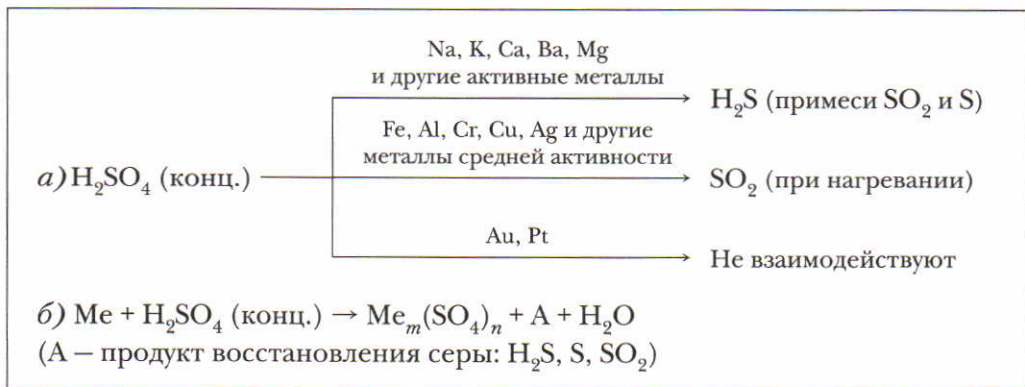
Ярким примером различий в химических свойствах металлов является взаимодействие металлов с азотной и концентрированной серной кислотами (рис. 31, 32).





**Рис. 31.** Схема взаимодействия металлов с азотной кислотой:

*а* – продукты восстановления азота при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с металлами; *б* – продукты восстановления азота при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами; *в* – общая схема уравнения реакции между металлом и азотной кислотой



**Рис. 32.** Схема взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой: *а* – продукты взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами; *б* – общая схема уравнения реакции между металлом и концентрированной серной кислотой

Анализ характера взаимодействия металлов с разными веществами позволяет сделать следующие обобщающие **выводы**:

1. Металлы-восстановители. Они взаимодействуют с простыми (неметаллами) и сложными веществами (водой, кислотами, солями и др.).

2. Реакции металлов относятся к окислительно-восстановительным реакциям. Окислителями металлов выступают неметаллы, ионы водорода (гидроксония), азотная кислота разной концентрации и концентрированная серная кислота.

**Основные понятия.** Металл • Металлическая связь • Металлическая кристаллическая решётка • Электрохимический ряд напряжений металлов • Металлы-восстановители

### Вопросы и упражнения

- ▲ 1. Охарактеризуйте положение металлов в периодической системе Д.И. Менделеева.
- ▲ 2. Каковы особенности строения атомов металлов?
- ▲ 3. Какой вид химической связи и тип кристаллической решётки характерны для металлов как простых веществ?
- 4. Как особенности кристаллического строения сказываются на физических свойствах металлов?
- 5. Используя схемы на рис. 46 и 47, составьте уравнения реакций меди: а) с серной концентрированной кислотой; б) с азотной концентрированной кислотой; в) с азотной разбавленной кислотой. С помощью схем электронного баланса поставьте коэффициенты в уравнениях реакций.
- 6. Проследите характер изменения металлических свойств в периоде и главной подгруппе. Укажите причины этих изменений.
- \* 7. Верно ли утверждение: «Металлы — однородная по своим физическим и химическим свойствам группа веществ»? Дайте аргументированный ответ.

## § 20. Металлы главных подгрупп

- ? Какие главные подгруппы образованы металлами?  
Каковы особенности строения атомов металлов главных подгрупп?  
Где в природе встречаются металлы и их соединения?  
Какие биологические функции присущи ионам металлов главных подгрупп?

Как вам известно, металлы — обширное множество химических элементов. По положению в периодической системе их можно разделить на металлы главных (А) и металлы побочных (В) подгрупп.

Металлы главных подгрупп относятся к *s*- и *p*-элементам. Их представители, как правило, обладают восстановительными свойствами.

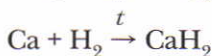
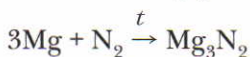
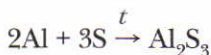
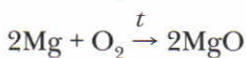


—————>  
Восстановительная способность возрастает

Самыми активными среди металлов являются цезий, рубидий, калий и натрий. Их реакции со многими веществами часто протекают со взрывом. К примеру, рубидий и цезий воспламеняются на воздухе. Другие щелочные металлы также легко окисляются на воздухе, поэтому их хранят в склянках под слоем керосина (это предотвращает их контакт с реагентами окружающей среды).

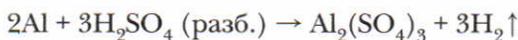
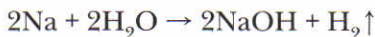
Вспомним общие химические свойства металлов главных подгрупп.

**Взаимодействие с простыми веществами.** Наиболее энергично металлы главных подгрупп взаимодействуют с галогенами и кислородом, менее энергично — с серой, азотом и фосфором. Щелочные и щёлочноземельные металлы способны взаимодействовать с водородом.



**Задание.** Рассмотрите приведённые выше реакции как окислительно-восстановительные процессы. Назовите продукты этих реакций и определите, к каким классам неорганических соединений их можно отнести?

**Взаимодействие со сложными веществами.** Металлы главных подгрупп с разной активностью вступают в реакции с водой, кислотами, солями. Есть металлы, которые взаимодействуют и со щелочами, например алюминий, оксид и гидроксид которого — *амфотерны*.



**Задание.** Рассмотрите одну из приведённых выше реакций как окислительно-восстановительный процесс. Назовите продукт этого взаимодействия. К какому классу неорганических соединений его можно отнести?

Распознать катионы некоторых металлов (например, в составе солей) можно по окраске пламени (табл. 19).

**Таблица 19.** Окраска пламени катионами некоторых щелочных металлов

Признак	Катионы		
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>
Окраска пламени	Тёмно-красная	Жёлтая	Сине-фиолетовая

Дадим краткую характеристику семействам металлов главных подгрупп.

### Щелочные металлы

Щелочными эти металлы были названы потому, что известные с древних времён гидроксиды натрия и калия называют щелочами (табл. 20).

**Таблица 20.** Химические элементы IA-группы и их соединения

Характеристика	Химический элемент				
	Li	Na	K	Rb	Cs
Порядковый номер	3	11	19	37	55
Относительная атомная масса	6,94	22,99	39,10	85,47	132,91
Электроотрицательность	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7
Электронная конфигурация валентного слоя в атомах	$ns^1$ ( $n$ – номер периода)				
Степени окисления	0, +1				
Формула простого вещества	Li	Na	K	Rb	Cs
Плотность ( $\rho$ , г/см <sup>3</sup> )	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90
Температура плавления ( $t_{пл}$ , °C)	181	98	64	38,9	28,5
Температура кипения ( $t_{кип}$ , °C)	1342	883	774	688	705
Изменение свойств соединений	Основные свойства возрастают в ряду LiOH – CsOH				
Характер химической связи в соединениях	Ионный				
Оксид, гидроксид	R <sub>2</sub> O, ROH				
Водородные соединения	RH (твёрдые вещества)				

**Задание.** Изучите таблицу 20. Как изменяются важнейшие характеристики элементов от лития к цезию? Каковы причины этих изменений?

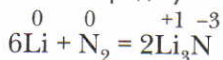
В обычных условиях щелочные металлы — твёрдые вещества с металлическим блеском на свежем срезе (быстро тускнеют вследствие окисления), лёгкие (самый лёгкий металл — литий, его плотность составляет  $0,53 \text{ г/см}^3$ ), легкоплавкие, довольно мягкие: калий и натрий легко разрезаются ножом, литий более твёрдый.

■ Поверхность всех щелочных металлов покрыта плёнкой: у лития она тонкая, плотная, чёрного цвета; у натрия — толстая, светло-серого оттенка; у калия — тёмно-серая с зеленовато-фиолетовым отливом. Плёнки пористые, рыхлые и не защищают металлы от дальнейшего окисления.

По химическим свойствам щелочные металлы являются *активными восстановителями*, особенно в реакциях с галогенами. Например, взаимодействие щелочных металлов с *бромом* сопровождается взрывом, в атмосфере *хлора* и *фтора* они воспламеняются при обычных условиях.

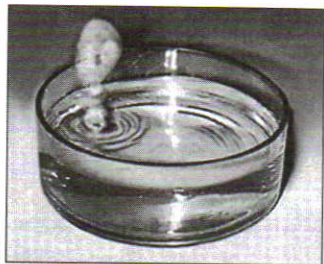
Нагретые щелочные металлы легко *сгорают на воздухе или в кислороде*, образуя *пероксиды* и *надпероксиды*; только при сгорании лития образуется *оксид*. Они также взаимодействуют с  $\text{N}_2$ , P,  $\text{H}_2$ .

■ Литий является единственным металлом, который реагирует с *азотом* с образованием нитрида уже при комнатной температуре:



Натрий реагирует с азотом при температуре выше  $100^\circ\text{C}$  или при электрическом разряде.

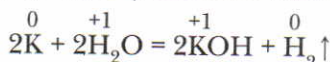
**Задание.** Напишите уравнения реакций натрия с кислородом, серой и азотом. Укажите степени окисления элементов в соединениях.



**Рис. 33.** Взаимодействие калия с водой

Щелочные металлы активно взаимодействуют со сложными веществами, например с *водой* с образованием щёлочи и водорода.

■ Кусочек лития или натрия с шипением перемещается по поверхности воды. Рубидий и цезий взаимодействуют с водой со взрывом. При взаимодействии калия и воды (рис. 33) происходит возгорание выделяющегося водорода (бледно-фиолетовое пламя):



## Щёлочноземельные металлы

Щёлочноземельные металлы – Ca, Sr, Ba. Такое название они получили потому, что гидроксиды этих металлов являются щелочами, а оксидам присуще историческое название – «земли» (табл. 21).

**Таблица 21.** Химические элементы IIА-группы и их соединения

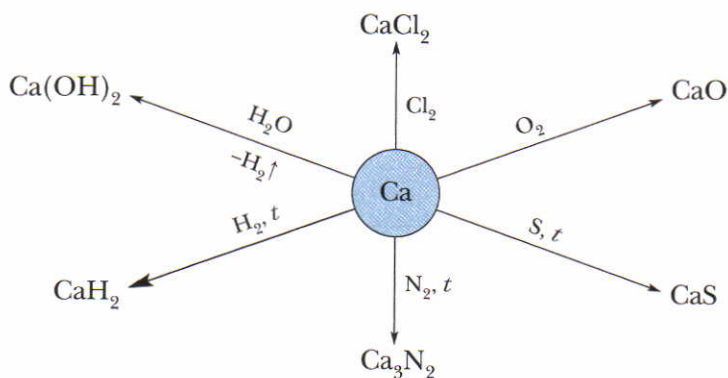
Характеристика	Химический элемент				
	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Порядковый номер	4	12	20	38	56
Относительная атомная масса	9,01	24,31	40,08	87,62	137,33
Электроотрицательность	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9
Электронная конфигурация валентного слоя в атомах	$ns^2$ ( $n$ – номер периода)				
Степень окисления	0, +2				
Формула простого вещества	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Плотность ( $\rho$ , г/см <sup>3</sup> )	1,85	1,74	1,53	2,67	3,76
Температура плавления ( $t_{пл}$ , °C)	1280	650	838	769	710
Температура кипения ( $t_{кип}$ , °C)	2477	1107	1482	1384	1640
Изменение свойств оксидов и гидроксидов	Основные свойства возрастают в ряду $Be(OH)_2 - Ba(OH)_2$				
Характер химической связи в соединениях	Ионный				
Оксид, гидроксид	$RO, R(OH)_2$				
Водородные соединения	$RH_2$ (твёрдые вещества)				

В обычных условиях щёлочноземельные металлы – твёрдые вещества с металлическим блеском на свежем срезе (на воздухе срез быстро покрывается желтоватой плёнкой), лёгкие (кроме радия) и более твёрдые, чем щелочные металлы. Кальций довольно твёрдый, не режется ножом, стронций и барий мягче. Барий по твёрдости похож на свинец, но в отличие от него при разрезании крошится на отдельные кристаллы.

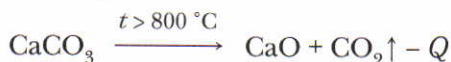
■ При внесении щёлочноземельных металлов или их соединений в бесцветное пламя появляется характерная окраска пламени: кирпично-красная — за счёт ионов  $\text{Ca}^{2+}$ , карминово-красная — благодаря  $\text{Sr}^{2+}$ , желтовато-зелёная —  $\text{Ba}^{2+}$ .

Щёлочноземельные металлы являются *активными восстановителями*. Их химические свойства представлены на схеме на примере кальция.

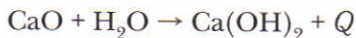
■ **Задание.** Составьте уравнения перечисленных на схеме реакций и укажите условия их осуществления.



■ Среди важнейших соединений кальция — его оксид и гидроксид. **Оксид кальция** (негашёная известь)  $\text{CaO}$  — белое кристаллическое вещество, гигроскопичное. Обычно его получают термическим разложением карбоната кальция (мела или известняка):



Оксид кальция энергично реагирует с водой с образованием гидроксида кальция (рис. 34). При этом часть воды превращается в пар, а кусочки извести рассыпаются в рыхлую массу гидроксида кальция:



**Гидроксид кальция** (гашёная известь)  $\text{Ca(OH)}_2$  — белое кристаллическое вещество, малорастворимое в воде (0,16 г на 100 г воды при 20 °С). При нагревании разлагается без плавления. Раствор гидроксида кальция — **известковая вода** — является щёлочью, хотя концентрация гидроксид-анионов невысока вследствие его малой растворимости. Помутнение известковой воды при пропускании углекислого газа — известная вам **качественная реакция** на углекислый газ.

Гашёную известь в смеси с песком и водой (известковый раствор) используют в строительстве. Эта смесь постепен-

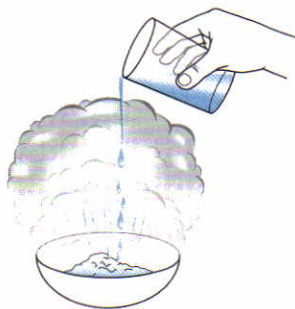


Рис. 34. Реакция гашения извести

но затвердевает, так как гидроксид кальция поглощает углекислый газ из воздуха, в результате чего образуется карбонат кальция. Одновременно образуются силикаты кальция за счёт реакции взаимодействия гидроксида кальция с диоксидом кремния (песок). Вследствие незначительного содержания углекислого газа в воздухе процесс затвердевания известкового раствора идёт довольно медленно.

**Жёсткость воды** — свойство воды, обусловленное наличием в ней ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Вода с высоким содержанием ионов кальция и магния называется жёсткой. В ней не мылится мыло, так как при этом образуются нерастворимые соли кальция и магния (стеараты кальция и магния), при кипячении жёсткой воды на стенках сосуда образуется накипь и т. д. Жёсткую воду нельзя использовать в некоторых технологических процессах, например при крашении тканей. Поэтому актуальной задачей является «умягчение» воды.

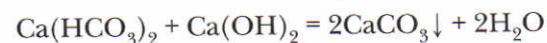
**Проблема.** Как в домашних условиях избавиться от накипи в электрическом чайнике?

Различают временную и постоянную жёсткость воды. **Временная жёсткость воды** обусловлена присутствием в ней катионов кальция и магния вместе с гидрокарбонатами. Такую жёсткость воды можно устранить простым кипячением:

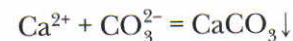


Ионы кальция оказываются связанными с карбонат-ионами в форме осадка — карбоната кальция. Концентрация ионов кальция в воде (в растворе) значительно уменьшается, и она становится мягкой.

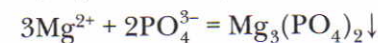
Другой способ перевода ионов кальция в осадок — добавление к жёсткой воде известковой воды. В этом случае кислая соль переходит в среднюю:



Этот способ едва ли пригоден в быту, но возможны другие доступные варианты осаждения ионов кальция или магния. Например, при взаимодействии жёсткой воды с раствором карбоната натрия выпадает осадок карбоната кальция:



**Постоянная жёсткость воды** обусловлена наличием в ней катионов кальция и магния вместе с дигидрофосфат-ионами, хлорид-ионами, нитрат-ионами и др. С таким видом жёсткости воды можно справиться только за счёт реакций ионного обмена, в результате которых ионы магния и кальция переходят в осадок:



Применение реакций ионного обмена в качестве метода устранения жёсткости воды получило широкое распространение. В этой методике используется способность некоторых природных и искусственных высокомолекулярных соединений — **ионитов** — обменивать входящие в их состав ионы на ионы, находящиеся в растворе. По характеру обмениваемых ионов среди ионитов различают **катиониты** и **аниониты**. Катионитами являются алюмосиликаты типа цеолитов (например,  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ), искусственно приготовленные гидратированные алюмосиликаты (пермутиты), ряд силикатов и др.



## Алюминий

Хорошо известным вам представителем ША-группы является алюминий. **Алюминий** – серебристо-белый металл (из-за тонкой и прочной поверхностной плёнки оксида кажется матово-белым). Его плотность составляет  $2,7 \text{ г/см}^3$  (лёгкий металл), он легкоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$ ).

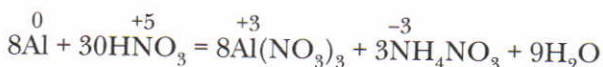
Алюминий взаимодействует со многими простыми и сложными веществами.

■ Алюминиевый порошок **сгорает в кислороде** с образованием оксида алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и выделением такого большого количества теплоты, что температура в системе достигает  $3000\text{--}3500^\circ\text{C}$ .

При нагревании алюминий легко взаимодействует с **серой**. Алюминиевый порошок реагирует с **галогенами** (для реакции с металлическим иодом требуется катализатор — капля воды или нагревание), легко сгорает в атмосфере хлора. Кусочек алюминия без оксидной плёнки бурно реагирует с бромом. Обе эти реакции идут без нагревания.

При сильном нагревании ( $800\text{--}1200^\circ\text{C}$ ) алюминий (без оксидной плёнки) реагирует с **азотом** с образованием нитрида алюминия; при  $1500\text{--}1700^\circ\text{C}$  взаимодействует с **углеродом** (графитом) с образованием карбида алюминия. Алюминий непосредственно не реагирует с **водородом**, гидрид алюминия получают косвенным путём.

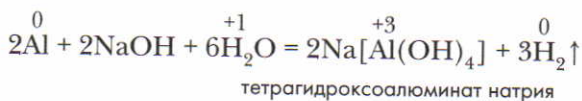
Алюминий также вступает в окислительно-восстановительные реакции **со сложными веществами**, если механическим образом или амальгамированием снять предохраняющее действие оксидной плёнки. Алюминий энергично взаимодействует с **водой** с выделением водорода, с **галогеноводородными кислотами**, а также с **разбавленной серной и азотной кислотами** с образованием солей. С разбавленной азотной кислотой ( $2\text{--}3$  моль/л) алюминий взаимодействует с образованием нитрата алюминия, нитрата аммония и воды, но в качестве окислителя здесь выступает нитрат-ион, а не ион гидроксония:



**Задание.** Укажите степени окисления окислителей и восстановителей для всех перечисленных реакций.

Алюминий **не реагирует с концентрированными азотной и серной кислотами** без нагревания, так как на поверхности металла образуется защитная оксидная плёнка (алюминий пассивируется).

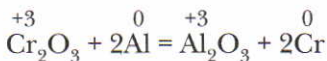
Алюминий энергично взаимодействует и с **растворами щелочей**, разрушающих оксидную плёнку на поверхности алюминия. В результате образуются комплексные соединения алюминия и выделяется водород:



Алюминий восстанавливает катионы менее активных металлов (металлов, стоящих в ряду напряжений правее алюминия) из растворов солей.

При этом параллельно происходит взаимодействие лишённой оксидной плёнки алюминия с водой.

Алюминий активно восстанавливает многие металлы из оксидов (*алюмотермия*). Эти реакции обычно сопровождаются выделением большого количества тепла и повышением температуры до 1200–3000 °С:



Алюмотермия как метод получения металлов была предложена Н.Н. Бекетовым в 1859 г. Её используют для получения Mn, Cr, V, W, Sr, Ba, в производстве *ферросплавов*.

Металлы главных подгрупп в виде соединений широко представлены в природе. Многие из этих соединений играют важную роль в процессах жизнедеятельности, а некоторые являются опасными для живых организмов.

**Задание.** Подготовьте сообщения о распространении и роли в природе интересующих вас металлов главных подгрупп и их соединений.

**Основные понятия.** Металлы главных подгрупп • Щелочные металлы • Щёлочноземельные металлы • Жёсткость воды

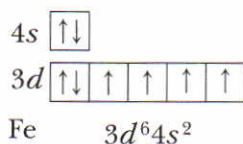
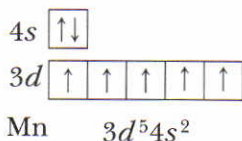
#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Какие элементы составляют семейство щелочных металлов? Перечислите их важнейшие физические свойства.
- 2. С какими из перечисленных веществ взаимодействует кальций: хлор, кислород, вода, хлорид натрия? Составьте уравнения соответствующих химических реакций.
- 3. Что такое жёсткость воды? К каким нежелательным последствиям может привести использование жёсткой воды? Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.
- 4. Подумайте, почему щелочные металлы не вытесняют менее активные металлы из растворов их солей? Ответ подтвердите примерами уравнений реакций.
- \* 5. Сравните физико-химические свойства щелочных и щёлочноземельных металлов. Сделайте обобщающие выводы.
- \* 6. Навеску натрия массой 2,3 г поместили в химический стакан, в котором содержится вода массой 100 г. Вычислите массу образовавшегося гидроксида натрия и его массовую долю в полученном растворе.

## §21. Металлы побочных подгрупп

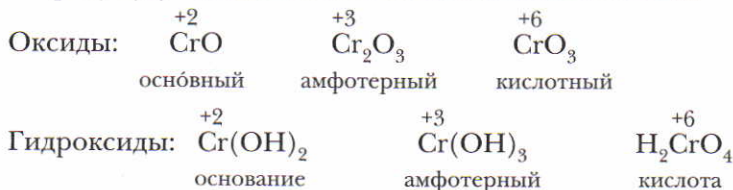
- ?** Назовите несколько металлов побочных подгрупп, которые встречаются в повседневной жизни, и укажите области их применения.  
Каковы особенности строения атомов элементов побочных подгрупп?

Металлы побочных подгрупп относятся к  $d$ -элементам. Их особенность заключается в том, что в атомах этих элементов электронами заполняется  $d$ -подуровень предвнешнего энергетического уровня, а на внешнем уровне находится два  $s$ -электрона. Например, электронная конфигурация валентного слоя в атомах марганца и железа, соответственно:



$d$ -Элементы имеют переменные степени окисления. При этом по мере возрастания численного значения степени окисления металла основные свойства его оксидов и гидроксидов ослабевают, а кислотные — усиливаются.

К примеру, для хрома характерны степени окисления +2, +3 и +6. Если расположить в ряд оксиды и гидроксиды хрома в порядке возрастания его степени окисления и отметить характер этих соединений, то свойства соединений в этом ряду будут изменяться от основных к кислотным:



Из  $d$ -элементов наибольшее распространение и практическое значение имеет железо.

В соединениях железо проявляет степени окисления +2 (FeO, Fe(OH)<sub>2</sub>) и +3 (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>).

Оксиды железа FeO и Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> имеют амфотерный характер с явным преобладанием основных свойств. Кроме того, существует двойной оксид железа (II, III), или железная окалина Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>. Формулу этого оксида можно записать иначе:



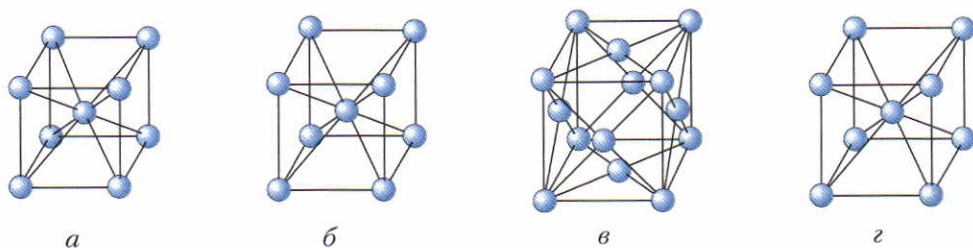
Гидроксиды железа Fe(OH)<sub>2</sub> и Fe(OH)<sub>3</sub> являются слабыми электролитами, проявляют амфотерные свойства, но основные заметно преобладают над кислотными.

Среди металлических элементов железо занимает второе место после алюминия по распространённости в земной коре и составляет 4% от её массы. К важнейшим рудам железа относят *магнитный железняк*, или *магнетит*,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; *красный железняк*, или *гематит*,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; *бурый железняк*, или *лимонит*,  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ; *шпатовый железняк*, или *сидерит*,  $\text{FeCO}_3$ ; *железный колчедан*, или *пирит*,  $\text{FeS}_2$ .

■ **Аллотропия и физические свойства железа.** Железо образует несколько кристаллических **аллотропных модификаций**, устойчивых при определённых температурах. В обычных условиях стабильно  $\alpha$ -железо. При его нагревании происходит ряд превращений:



Аллотропные модификации железа отличаются друг от друга строением кристаллической решётки (рис. 35) и некоторыми свойствами.

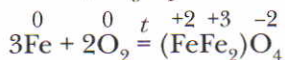


**Рис. 35.** Расположение атомов железа в кристаллических решётках железа: *a* –  $\alpha$ -модификация (решётка кубическая, объёмно-центрированная, длина связи 0,286 нм); *б* –  $\beta$ -модификация (решётка кубическая, объёмно-центрированная, длина связи 0,290 нм); *в* –  $\gamma$ -модификация (решётка кубическая, гранецентрированная, длина связи 0,356 нм); *г* –  $\delta$ -модификация (решётка кубическая, объёмно-центрированная, длина связи 0,293 нм)

В обычных условиях чистое железо – мягкий, ковкий серебристо-серый металл, тяжёлый ( $\rho = 7,87 \text{ г/см}^3$ ) и тугоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 1539^\circ\text{C}$ ). В электрохимическом ряду напряжений металлов железо расположено в его средней части и является металлом средней активности.

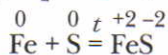
**Химические свойства железа.** При нагревании (особенно в измельчённом состоянии) железо взаимодействует практически со всеми неметаллами.

В реакции с кислородом (или при нагревании на воздухе) образуется двойной оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :



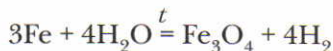
Железо реагирует с галогенами. Фтор и хлор окисляют его до  $\text{Fe}^{3+}$ , иод – до  $\text{Fe}^{2+}$ , а в ходе реакции с бромом может образовываться как  $\text{FeBr}_3$ , так и  $\text{FeBr}_2$ .

При взаимодействии железа с серой (более слабым окислителем, чем  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ) образуется сульфид железа (II):

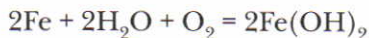


Рассмотрим реакции железа со сложными веществами.

Раскалённое железо реагирует с парами воды, при этом образуется двойной оксид железа (II), (III) – железная окалина:



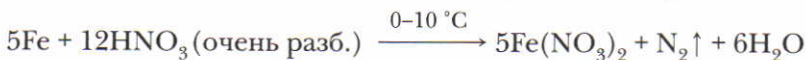
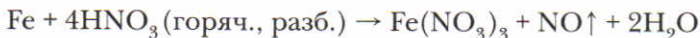
Во влажном воздухе в условиях, близких к стандартным, происходит ржавление железа – оно окисляется кислородом:



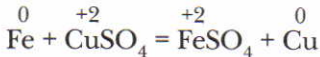
Железо реагирует с кислотами, окисляющими металлы за счёт  $H^+$ , с выделением водорода. При этом атом железа окисляется до +2 (если бы атом железа приобретал степень окисления, равную +3, то водород в момент выделения восстанавливал бы железо до +2).

**?** Составьте уравнение реакции железа с соляной кислотой. Обозначьте степени окисления окислителя и восстановителя.

**■ Концентрированные серная и азотная кислоты** пассивируют железо. Но с разбавленной азотной кислотой железо взаимодействует. При этом в зависимости от концентрации кислоты и температуры может образоваться  $Fe(NO_3)_2$  или  $Fe(NO_3)_3$ :



Железо реагирует с растворами солей металлов, расположенных в ряду напряжений правее железа. При этом обычно оно окисляется до +2. Например:



**Основные понятия.** Металлы побочных подгрупп

### Вопросы и задания

- ▲ 1. К каким семействам элементов относятся: а) металлы главных подгрупп; б) металлы побочных подгрупп?
- ▲ 2. Какие особенности строения атомов присущи металлам побочных подгрупп?

## §22. Получение и применение металлов. Коррозия металлов

- ?** Какие химические реакции можно использовать для получения металлов?  
Что такое сплав? Какие металлические сплавы вы знаете?  
Какой процесс называют коррозией? Какие виды коррозии различают?  
Какой ущерб наносит коррозия?

Металлы находят применение практически во всех отраслях народного хозяйства. Так, щелочные металлы востребованы в промышленности и технике. Например, *натрий* применяют в качестве теплоносителя в ядерных реакторах, а кроме того – для синтеза некоторых органических соединений. *Цезий*, который легко отдаёт электроны даже под действием света, применяется в фотоэлементах.

**Задание.** Вспомните и назовите области применения соединений кальция, например гашёной извести.

Области применения любого вещества, в том числе и металла, во многом определяются его физико-химическими свойствами. В этом вы можете убедиться на примере алюминия (рис. 36).

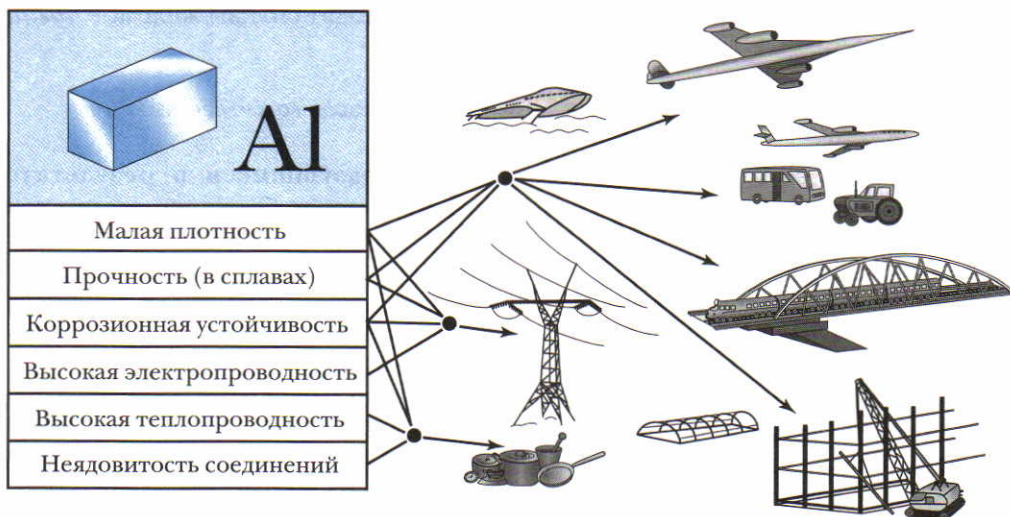


Рис. 36. Основные направления использования алюминия и его сплавов

Потребности промышленности в металлах чрезвычайно велики. Большинство металлов встречается в природе только в виде соединений, поэтому для получения металлов разработаны специальные технологии.

В таблице 22 представлены основные способы получения металлов.

Таблица 22. Общие способы получения металлов

Способ получения	Восстановитель или условие	Химическая реакция
Карботермия	Уголь или оксид углерода (II)	$ZnO + C \xrightarrow{t} Zn + CO$
Алюмотермия	Алюминий	$4Al + 3Fe_3O_4 \xrightarrow{t} 4Al_2O_3 + 9Fe$
Гидротермия	Водород	$WO_3 + 3H_2 \xrightarrow{t} W + 3H_2O$
Электролиз	Постоянный электрический ток	$2NaCl \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2Na + Cl_2$

Металлы как чистые вещества применяются редко. Гораздо чаще они используются в виде *сплавов*. Разработка сплавов, отвечающих потребностям человека, и их получение — важнейшие задачи химической науки и промышленности. Наибольшее практическое применение находят сплавы железа — *чугун* и *сталь*.

**?** Вспомните, что такое сплав? Какие виды сплавов вам известны?

**Сплавы** — это химические системы, образующиеся в результате затвердевания расплавов, состоящих из двух и более компонентов (веществ).

■ Металлические сплавы могут состоять не только из металлов. Они могут включать и неметаллические компоненты, свойства которых близки к металлическим. Среди таких неметаллов — бор (B), углерод (C), кремний (Si) и др.

Образование сплавов металлов основано на их способности в расплавленном состоянии смешиваться друг с другом с образованием однородной жидкой фазы. После затвердевания расплавленной массы могут образовываться сплавы различной внутренней структуры: однородный **твёрдый раствор** (например, сплав серебра с золотом), **механическая смесь** кристаллов исходных металлов (сплав сурьмы со свинцом) и др. Бывают и **жидкие сплавы**. Их примером служит сплав натрия и калия в молярном соотношении 1 : 2 при комнатной температуре. Такой сплав используется в лабораторной практике в качестве сильного восстановителя.

Металлические сплавы — весьма разнообразны по составу, внутренней структуре, свойствам, а значит и сферам применения (табл. 23).

**Таблица 23. Сплавы металлов и области их применения**

Название сплава	Элементный состав (массовая доля, %)	Применение
Бронза алюминиевая	Al – 10, Cu – 90	Машиностроение и декоративное литьё
Бронза монетная	Zn – 1, Sn – 4, Cu – 95	Чеканка монет, медалей
Бронза оловянная	Zn – 2, Sn – 6, Cu – 92	Машиностроение и изготовление декоративных изделий
Дюралюмин	Mg – 0,5, Mn – 0,5, Cu – 5, Al – 94	Авиастроение
Золото зубное	Au – 58, Ag – 28-14, Cu – 14-28	Стоматология (зубные протезы)
Золото монетное	Au – 90, Cu – 10	Чеканка монет
Латунь	Cu – 65-90, Zn – 35-10	Машиностроение и изготовление декоративных изделий
Манганин	Cu – 82,5, Ni – 1,5, Mn – 16	Изготовление проволок и лент для электротехнической промышленности
Нихром	Ni – 80, Cr – 20	Изготовление нагревательных элементов и проволоки для электротехнической промышленности
Припой	Sn – 50, Pb – 50	Пайка изделий из железа
Свинец аккумуляторный	Pb – 94, Sb – 6	Аккумуляторы (аккумуляторные пластины)
Серебро монетное	Cu – 10, Ag – 90	Чеканка монет
Сталь арматурная	Ni – 1-4, Cr – 0,5-2, Fe – 98-95	Изготовление железобетона
Сталь инструментальная	Cr – 2-4, Mo – 6-7, Fe – 95-90	Изготовление инструментов
Сталь нержавеющей	Ni – 8-20, Cr – 10-20, Fe – 80-60	Изготовление кухонной посуды



■ В 90-е гг. XX в. были получены довольно многочисленные сплавы с **эффектом памяти**. Такой эффект был впервые обнаружен в 1963 г. на примере сплава никеля с титаном. Так, если изделию из такого сплава придать какую-либо форму при температуре выше некоторой определённой отметки, а затем охладить до температуры ниже этой отметки и деформировать, то при нагревании изделия выше температуры отметки оно вернётся к своей первоначальной форме. Эффект памяти используется на практике в температурных датчиках и некоторых других конструкциях, «работающих» при определённой температуре.

### Коррозия металлов

Широко используя металлы и их сплавы, человек постоянно сталкивается с проблемой их самопроизвольного разрушения под воздействием окружающей среды, называемого **коррозией**. Причиной коррозии является способность металлов вступать в окислительно-восстановительные реакции с окружающими их веществами и окисляться при этом.

■ Различают химическую и электрохимическую коррозию.

? Что такое химическая коррозия?

**Химическая коррозия** — это вид коррозии, связанный с непосредственным взаимодействием металла или его сплава с сухими газами (газовая коррозия) или жидкостями, не являющимися растворами электролитов (жидкостная коррозия).

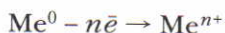
Примером химической коррозии может служить окисление металла в атмосфере хлора или кислородом воздуха.

? Что такое электрохимическая коррозия?

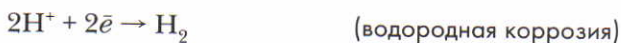
**Электрохимическая коррозия** — это вид коррозии, связанный с протеканием электрохимических реакций на поверхности металла или его сплава при их контакте с раствором электролита.

При электрохимической коррозии на поверхности металла протекает одновременно два процесса:

1) окисление металла (анодный процесс):



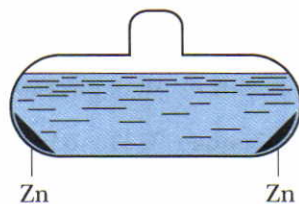
2) восстановление окислителя (катодный процесс):



Особенно интенсивно электрохимическая коррозия развивается при контакте металлов разной активности. При этом более активный металл разрушается, а менее активный — сохраняется.

Защита металлов от коррозии — важная задача. Для борьбы с коррозией используют следующие способы:

- нанесение поверхностных защитных покрытий (лаков, эмалей, других металлов);
- создание сплавов, стойких к действию коррозионных факторов;
- протекторная защита (соединение металла, погружённого в раствор электролита, например в морскую воду, с более активным металлом, который и будет подвергаться разрушению) (рис. 37).



**Рис. 37.** К защищаемой от коррозии цистерне прикрепляют пластинки более активного металла (цинка)

**Основные понятия.** Применение металлов • Способы получения металлов • Сплавы • Коррозия • Способы защиты металлов от коррозии

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Перечислите важнейшие сферы применения человеком металлов и их соединений.
- ▲ 2. Что такое коррозия? Какие виды коррозии вам известны?
- ▲ 3. Что такое сплав? Какие сплавы металлов вы знаете? Каковы области их применения?
- 4. Составьте уравнения реакций газовой коррозии железа в атмосфере хлора и кислорода.
- 5. В чём причины широкого использования сплавов?
- \* 6. Составьте и заполните таблицу, раскрывающую зависимость областей применения железа от его физико-химических свойств.
- \* 7. Подготовьте сообщение о способах защиты металлов от коррозии, используя дополнительную литературу и Интернет.

### Практическая работа № 3

#### Решение экспериментальных задач

**Цель работы:** научиться применять знания о химических свойствах металлов, неметаллов и их соединений в решении экспериментальных задач.

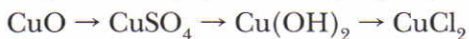
**Задача 1.** В пробирках под номерами содержатся растворы сульфата натрия, хлорида натрия, карбоната натрия. Определите, в какой пробирке находится каждый из этих растворов.

**Задача 2.** В пробирках под номерами содержатся растворы иодида калия, гидроксида калия, хлорида калия. Определите, в какой пробирке находится каждый из этих растворов.

**Задача 3.** Используя известковую воду, получите карбонат кальция, а затем — гидрокарбонат кальция. Составьте схему превращений и проверьте её экспериментально.

**Задача 4.** Используя железный предмет (например, гвоздь), получите хлорид железа (II) и медь.

**Задача 5.** Осуществите превращения по схеме:



**Задача 6.** Осуществите превращения по схеме:



Представьте результаты проделанной работы согласно требованиям к оформлению решений экспериментальных задач.

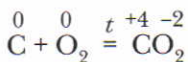
## Производство чугуна и стали

(Дополнительный материал к главе 6)

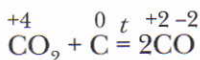
Железо — основной металл по объёму производства и потребления. Практически весь объём добываемого железа используется в виде сплавов. Отрасль промышленности, производящая железо и его сплавы, — **чёрная металлургия**. Источник получения железа — **железная руда**, основными компонентами которой являются минералы — соединения железа:  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (магнетит, или магнитный железняк),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (гематит, или красный железняк),  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (лимонит, или бурый железняк);  $\text{FeS}_2$  (пирит, или железный колчедан, он же — серный колчедан). Пирит сначала обжигают, а огарок ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) используют в производстве чугуна.

Продуктами металлургического производства являются чугун и сталь. **Чугун** — сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет более 2 %, а также имеются примеси кремния, фосфора, серы и марганца. **Сталь** — сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет менее 2 %.

Производство чугуна осуществляют в доменных печах (домнах). Домну загружают сначала коксом (восстановителем), а затем послойно — агломератом и коксом. Агломерат — это определённым образом подготовленная руда, спечённая с флюсом, веществом, позволяющим избавиться от тугоплавких соединений, присутствующих в руде. Подогретый и обогащённый кислородом воздух дувается через специальные отверстия (фурмы) в верхнюю часть горна печи, где встречается с раскалённым коксом. В нижней части домны кокс сгорает, образуя  $\text{CO}_2$ :



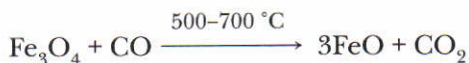
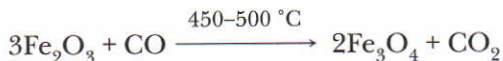
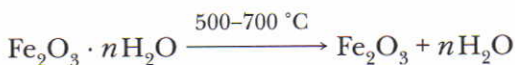
Затем углекислый газ поднимается вверх, проходит сквозь слои накалившегося кокса, взаимодействует с ним и превращается в CO:



Благодаря тому что в горне сохраняется высокая температура, горение кокса и образование монооксида углерода происходит очень быстро.

Доменной печи придают такую форму (профиль), чтобы образующиеся внизу газы равномерно распределялись как по горизонтальному сечению, так и по высоте печи, омывая непрерывно движущиеся сверху плавильные материалы. Их загружают в печь порциями через засыпной аппарат (рис. 38). Данный аппарат устроен так, чтобы доменные газы не могли вырваться при загрузке печи в атмосферу. Герметичность обеспечивается за счёт того, что плавильные материалы поступают сначала в верхнюю воронку, а из неё при опускании конуса — в нижнюю. При опорожнении нижней воронки сообщение с атмосферой закрыто конусом верхней воронки.

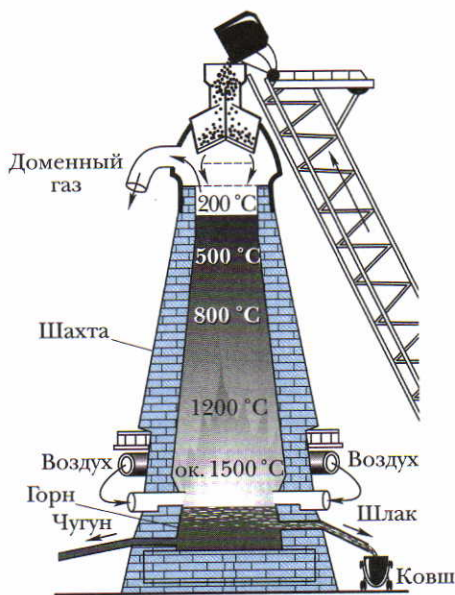
Руда последовательно претерпевает следующие превращения:



В руде присутствует пустая порода, образованная главным образом тугоплавким кремнезёмом ( $\text{SiO}_2$ ). Для превращения его в легкоплавкие соединения к руде добавляется флюс. Обычно это известняк. При взаимодействии его с кремнезёмом образуется силикат кальция, который легко отделяется в виде шлака:



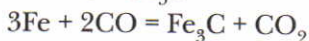
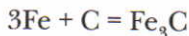
При восстановлении руды железо оказывается в твёрдом состоянии. Постепенно оно опускается в более горячую часть печи, становится жидким, и тогда в нём сравнительно



**Рис. 38.** Схема устройства доменной печи

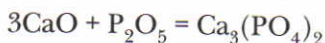
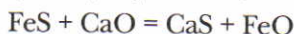
хорошо растворяется углерод. При кристаллизации такого раствора образуется чугун — сплав железа с углеродом. Затем чугун тоже плавится и стекает в нижнюю часть домны, а жидкие шлаки собираются на поверхности чугуна, предохраняя его от окисления. Чугун и шлаки периодически выпускают через особые отверстия.

Чугун обладает высокой хрупкостью из-за большого содержания в нём карбида железа, или цементита ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ), который образуется в результате побочных реакций:



В чугуне содержатся примеси серы и фосфора. Сера ухудшает текучесть чугуна и вызывает **красноломкость** стали — хрупкость при нагревании до температуры красного каления. Фосфор вызывает **хладноломкость** стали — хрупкость при обычной температуре.

Процесс получения стали из чугуна заключается в уменьшении содержания углерода в сплаве и возможно более полном удалении примесей — серы и фосфора, а также в доведении содержания кремния, марганца и других элементов до требуемых пределов. Для удаления из сплава части углерода последний окисляют до  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$  и устраняют из реакционной зоны. Кремний, марганец, хром и другие металлы, окисляясь, переходят в шлак в виде  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{MnO}$  и т. д. Для наилучшего удаления примесей серы и фосфора в чугун добавляют известняк или известь. Сера, содержащаяся в чугуне в виде  $\text{FeS}$ , и образовавшийся при окислении  $\text{P}_2\text{O}_5$  реагируют с оксидом кальция ( $\text{CaO}$ ). Образующиеся сульфид и фосфат кальция переходят в шлак:



### Выводы

1. Металлы составляют большую часть элементов периодической системы. В атомах металлов имеется на внешних энергетических уровнях обычно три электрона. Простые вещества — металлы в химических реакциях являются восстановителями. Большинство из них — твёрдые вещества, обладающие металлическим блеском, высокой тепло- и электрической проводимостью.
2. Щелочные и щёлочноземельные металлы относятся к  $s$ -элементам. Электронные конфигурации их внешнего энергетического уровня  $ns^1$  и  $ns^2$  соответственно.
3. Соединения щелочных и щёлочноземельных металлов носят преимущественно ионный характер. Их оксиды — типичные основные соединения, гидроксиды — щёлочи. Щелочные и щёлочноземельные металлы реагируют со многими неметаллами с образованием бинарных соединений (фторидов, хлоридов, сульфидов, нитридов и др.), а также со сложными веществами, например с водой с образованием щёлочи и водорода.
4. Алюминий —  $p$ -элемент. Оксид и гидроксид алюминия амфотерны. Алюминий реагирует со многими неметаллами: галогенами, серой, углеродом (при нагревании), кислородом. Очищенный от

оксидной плёнки алюминий реагирует с водой с образованием гидроксида и водорода. Растворяется в кислотах и в щелочах, но пассивируется концентрированными азотной и серной кислотами.

**5.** Железо и другие металлы побочных подгрупп являются *d*-элементами, валентными в их атомах являются электроны внешнего энергетического уровня *s*-подуровня и предвнешнего энергетического уровня *d*-подуровня.

**6.** С повышением степени окисления *d*-элементов основные свойства их оксидов и гидроксидов ослабляются, а кислотные усиливаются.

**7.** Сплавы алюминия (дюралюмин, силумин), железа (чугун, сталь) и других металлов находят широкое практическое применение.

## §23. Неметаллы — химические элементы и простые вещества

? Укажите, где расположены неметаллы в периодической системе Д.И. Менделеева?

Какие особенности строения атомов неметаллов вы можете назвать?

Какой вид химической связи и какие типы кристаллических решёток характерны для неметаллов? Как это сказывается на физических свойствах неметаллов?

Какие химические свойства характерны для неметаллов?

*Неметаллы* — обширное множество химических элементов. В Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева они занимают верхний правый угол. К ним относятся два *s*-элемента (H и He) и многие *p*-элементы (рис. 39, табл. 24–26).

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H					(H)		He
		B	C	N	O	F	Ne
			Si	P	S	Cl	Ar
				As	Se	Br	Kr
						I	Xe
							Rn


 Усиление неметаллических свойств

**Рис. 39.** Неметаллы в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева

**Задание.** Объясните направления усиления неметаллических свойств элементов в периодах и главных подгруппах.

В отличие от металлов неметаллы имеют меньшие размеры атомов и большее число (как правило, от 4 до 8) электронов на внешнем энергетическом уровне (табл. 24–26), что определяет преобладание окислительных свойств у простых веществ, образуемых этими элементами. Восстановительные свойства также характерны для неметаллов, хотя и выражены у них слабее, чем у металлов.

Таблица 24. Физико-химические характеристики элементов IVA-группы

Характеристика	Химический элемент				
	C	Si	Ge	Sn	Pb
Порядковый номер	6	14	32	50	82
Относительная атомная масса	12,01	28,09	72,59	118,71	207,19
Электроотрицательность	2,5	1,80	1,60	1,96	2,33
Электронная конфигурация валентного слоя атома	$ns^2np^2$ ( $n$ – номер периода)				
Степень окисления	0, +2, +4	0, +4		0, +2, +4	
Формула простого вещества	C	Si	Ge	Sn	Pb
Плотность ( $\rho$ , г/см <sup>3</sup> )	Алмаз: 3,51 Графит: 2,1–2,3	2,33	5,32	7,29	11,34
Температура плавления ( $t_{пл}$ , °C)	Алмаз: 3540 Графит: > 3550	1412	937	232	327
Температура кипения ( $t_{кип}$ , °C)	≈ 4830	3280	2830	2270	1744
Изменение свойств высших оксидов и гидроксидов	Кислотные свойства ослабевают →				

В соединениях неметаллы могут проявлять как отрицательные ( $S^{-2}$ ), так и положительные ( $S^{+4}$ ,  $S^{+6}$ ) значения степени окисления.

**?** Как объяснить проявление атомами одного и того же элемента отрицательных и положительных значений степени окисления? Приведите примеры веществ, в которых сера проявляет указанные выше степени окисления.

При образовании простых веществ между атомами неметаллов возникает ковалентная *неполярная химическая связь*. При этом сами вещества могут иметь немолекулярное и молекулярное строение. Для неметаллов немолекулярного строения характерна *атомная* кристаллическая решётка, а для неметаллов молекулярного строения – *молекулярная* кристаллическая решётка.

Неметаллы весьма разнообразны по своим физическим свойствам (см. рис. 40).

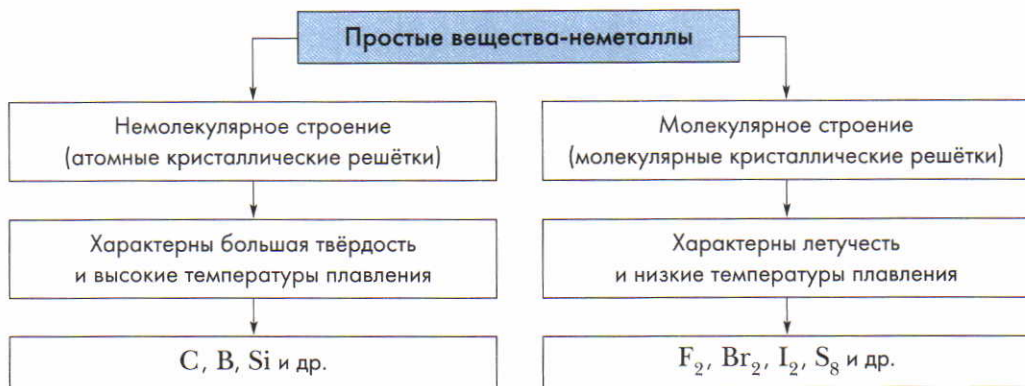
■ Среди неметаллов газы ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$  и др.), жидкости ( $Br_2$ ) и твёрдые вещества (C, S, P,  $I_2$  и др.); бесцветные вещества ( $H_2$ ,  $N_2$  и др.) и вещества различной окраски (P, S,  $I_2$  и др.); имеющие ( $O_3$ ,  $C_{12}$  и др.) и не имеющие ( $H_2$ ,  $N_2$  и др.) запаха и т. д.



Таблица 25. Физико-химические характеристики элементов VA-группы

Характеристика	Химический элемент				
	N	P	As	Sb	Bi
Порядковый номер	7	15	33	51	83
Относительная атомная масса	14,007	30,97	74,92	121,75	208,98
Электроотрицательность	3,0	2,1	2,0	1,9	
Электронная конфигурация валентного слоя атома	$ns^2np^3$ ( $n$ – номер периода)				
Степень окисления	От -3 до +5				
Формула простого вещества	$N_2$	P	As	Sb	Bi
Плотность ( $\rho$ , г/см <sup>3</sup> )	1,25 г/л	Белый: 1,82 Красный: 2,32	Серый: 5,72 Жёлтый: 1,97	Серая: 6,68	9,79
Температура плавления ( $t_{пл}$ , °C)	-210	Белый: 44,1	Серый: 817	Серая: 630	271
Температура кипения ( $t_{кип}$ , °C)	-195,8	Белый: 280 Красный: 417	Серый: 613	Серая: 1636	1560
Изменение свойств высших оксидов и гидроксидов	Кислотные свойства ослабевают →				





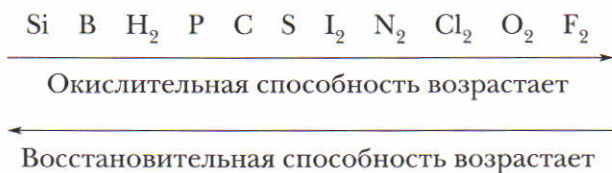
**Рис. 40.** Строение и свойства простых веществ-неметаллов

Некоторые неметаллы проявляют отдельные свойства металлов. Так, иод — кристаллическое вещество с металлическим блеском. Встречаются среди неметаллов и полупроводники (кремний и др.).

Значительное разнообразие физических свойств обеспечивается также способностью элементов-неметаллов образовывать различные *аллотропные модификации*.

**Задание.** Приведите примеры известных вам аллотропных модификаций элементов-неметаллов. Дайте сравнительную характеристику их физических свойств. Обратитесь для этого к данным таблиц 24–26.

Окислительные свойства проявляются у неметаллов неодинаково. В данном ряду неметаллов от кремния ко фтору их окислительная способность возрастает.



Аналогичным образом изменяются окислительные свойства соответствующих простых веществ.

Самым сильным окислителем является фтор. Для него не характерны восстановительные свойства. Остальные неметаллы в той или иной степени проявляют восстановительные свойства.

Окислительно-восстановительная способность неметаллов проявляется в их химических свойствах. Вспомним характерные химические свойства неметаллов.

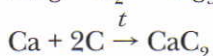
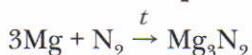
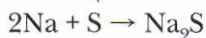
## Взаимодействие с простыми веществами

### Окислительные свойства

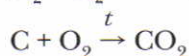
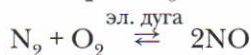
### Восстановительные свойства

Проявляются в реакциях

С металлами



С неметаллами —  
сильными окислителями

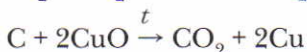


**Задание.** Определите степени окисления неметаллов в приведённых реакциях.

## Взаимодействие со сложными веществами

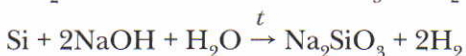
Неметаллы способны взаимодействовать со многими сложными веществами. Рассмотрим некоторые из этих свойств.

В ряде случаев неметаллы реагируют с водой и оксидами металлов:

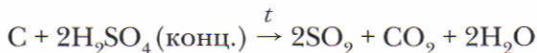


Последнюю реакцию используют при получении металлов из их оксидов (восстановление металлов углеродом).

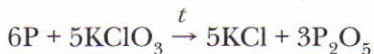
Неметаллы взаимодействуют с основаниями. Эти реакции, как правило, идут при нагревании:



Неметаллы вступают в реакции с азотной и концентрированной серной кислотами:



Неметаллы способны реагировать с солями:



**?** К каким классам относятся продукты реакций неметаллов со сложными веществами?

Среди важнейших соединений неметаллов – оксиды, гидроксиды, соли. Свойства высших оксидов неметаллов закономерно изменяются. В периодах слева направо и в подгруппах снизу вверх усиливается их кислотный характер.


Оксидам неметаллов соответствуют, как правило, кислотные гидроксиды. Названия некоторых кислот и их солей приведены в табл. 27.

**Таблица 27. Некоторые неорганические кислоты и их соли**

Название кислоты	Формула кислоты	Соли	
		Формулы анионов	Название солей
Азотная	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	Нитрат
Азотистая	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	Нитрит
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$ $\text{SO}_4^{2-}$	Гидросульфат Сульфат
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{HSO}_3^-$ $\text{SO}_3^{2-}$	Гидросульфит Сульфит
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$ $\text{S}^{2-}$	Гидросульфид Сульфид
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	Хлорид
Хлорная	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	Перхлорат
Фосфорная (ортофосфорная)	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{HPO}_4^{2-}$ $\text{PO}_4^{3-}$	Дигидрофосфат (дигидроортофосфат) Гидрофосфат (гидроортофосфат) Фосфат (ортофосфат)
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$ $\text{CO}_3^{2-}$	Гидрокарбонат Карбонат
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{SiO}_3^{2-}$	Силикат

В отличие от металлов неметаллы образуют летучие водородные соединения. Их свойства также подвержены закономерным изменениям (табл. 28).

Таблица 28. Водородные соединения неметаллов

Признак	Группа			
	IVA	VA	VIA	VIIA
Летучие водородные соединения	$RH_4$	$RH_3$	$RH_2$	$RH$
				
Примеры водных растворов летучих водородных соединений	—	$NH_3 \cdot H_2O$ гидрат аммиака (слабое основание)	$H_2S$ сероводородная кислота (слабая кислота)	$HCl$ соляная кислота (сильная кислота)

**Задание.** Подтвердите с помощью уравнений химических реакций основной характер водного раствора аммиака (гидроксида аммония) и кислотный характер раствора хлороводорода (хлороводородной или соляной кислоты).

**Основные понятия.** Элементы-неметаллы • Простые вещества-неметаллы • Свойства неметаллов

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Охарактеризуйте положение неметаллов в периодической системе Д.И. Менделеева.
- ▲ 2. Каковы особенности строения атомов неметаллов?
- ▲ 3. Какой вид химической связи и тип кристаллической решётки характерны для неметаллов как простых веществ?
- 4. Сравните строение атомов и свойства кислорода и серы. Укажите их сходство и различия.
- 5. Приведите уравнения химических реакций, характерных для неметаллов.
- 6. Как изменяются свойства неметаллов в периоде и главной подгруппе? Укажите причины этих изменений.

## §24. Галогены

**?** Охарактеризуйте положение галогенов в периодической системе Д.И. Менделеева.

Вспомните важнейшие физико-химические свойства галогенов. Какие из этих свойств можно считать общими для них?

Какие соединения галогенов вам известны? Приведите примеры.

Неметаллы, завершающие периоды в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, относятся к семействам *галогенов* и *благородных газов*. Вы изучали эти элементы в 8 и 9 классах.

Вспомните некоторые сведения о них.

Галогены – естественное семейство элементов, образующих в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева VIIA-группу (табл. 29). Они являются *p*-элементами.

**Таблица 29. Физико-химические характеристики химических элементов VIIA-группы**

Характеристика	Химический элемент			
	F	Cl	Br	I
Заряд ядра атома	+9	+17	+35	+53
Электронная формула	$2s^22p^5$	$3s^23p^5$	$4s^24p^5$	$5s^25p^5$
Относительная электроотрицательность	4,0	3,0	2,8	2,5
Степень окисления	-1	-1, +1, +3, +4, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7

■ К галогенам также относится радиоактивный элемент астат (At), период полураспада которого составляет 8,3 ч. Содержание астата в земной коре – не более 30 г.

В природе галогены встречаются преимущественно в виде соединений, в частности в виде *солей*. Само слово *галогены* образовано от греческих слов *галос* – «соль» и *генес* – «рождающий». Галогены – «рождающие соли».

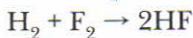
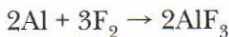
**?** Какие природные соединения галогенов вам известны?

■ Известны природные минералы, содержащие галогены: флюорит (плавиковый шпат)  $\text{CaF}_2$ , криолит  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , галит (каменная соль)  $\text{NaCl}$ , сильвин  $\text{KCl}$ , карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

Элементы VIIA-группы образуют простые вещества, свойства которых в ряду  $F_2 - I_2$  закономерно изменяются (табл. 30).

Наибольшей реакционной способностью среди галогенов обладают *фтор* и *хлор*.

**Фтор.** Это самый сильный окислитель не только среди галогенов, но и среди всех остальных неметаллов. Фтор реагирует *со всеми металлами* и многими *неметаллами*.

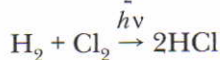
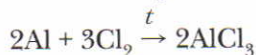


**Задание.** Назовите продукты взаимодействия фтора с металлами и неметаллами.

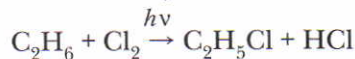
Свои окислительные свойства фтор проявляет в реакциях *со сложными веществами*. Только представьте себе, в атмосфере фтора горит вода и даже песок ( $SiO_2$ ).



**Хлор.** Хлор обладает высокой химической активностью, хотя и меньшей, чем у фтора. Он непосредственно взаимодействует *со всеми металлами* и *неметаллами*, кроме кислорода, азота и благородных газов.

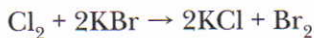


Хлор вступает в реакции со многими сложными *неорганическими* и *органическими веществами*:



**Задание.** Назовите продукты взаимодействия хлора с этаном. Укажите тип данной химической реакции.

Для галогенов характерны реакции взаимного вытеснения: более активный галоген замещает (вытесняет) менее активный галоген в составе его соли:



Среди важнейших соединений галогенов – галогеноводороды, растворы которых являются кислотами. Сила этих кислот возрастает в ряду  $HF - HCl - HBr - HI$ .

**Задание.** Приведите уравнения химических реакций, иллюстрирующие химические свойства соляной кислоты.

Галогеноводородные кислоты, участвуя в химических реакциях, образуют *средние соли*. Названия этих солей образуются от названий соответствующих галогенид-ионов: фториды ( $F^-$ ), хлориды ( $Cl^-$ ), бромиды ( $Br^-$ ) и иодиды ( $I^-$ ).

Для обнаружения галогенид-ионов в составе кислот и солей используют качественные реакции (табл. 31).



Таблица 30. Галогены — простые вещества

Свойства	Формула простого вещества		
	$F_2$	$Cl_2$	$Br_2$
Агрегатное состояние, летучесть, запах	Трудно сжижаемый газ с очень резким запахом	Легко сжижаемый газ с удушливым запахом	Густая жидкость, пары которой имеют резкий удушливый запах
Цвет	Бледно-жёлтый	Жёлто-зелёный	Серо-чёрный с металлическим блеском (пары имеют интенсивную фиолетовую окраску)
Действие на живые организмы	Ядовитое вещество		
Плотность ( $\rho$ , г/см <sup>3</sup> )	1,69 г/л	3,21 г/л	3,12 г/см <sup>3</sup>
Температура плавления ( $t_{пл}$ , °C)	-220	-101	-7,2
Температура кипения ( $t_{кип}$ , °C)	-188	-34,1	58,8
Реакционная способность по отношению к металлам	Убывает в ряду $F_2 \longrightarrow I_2$		

**Таблица 31. Качественные реакции на галогенид-ионы (кроме F<sup>-</sup>)**

Галогенид-анион	Ag <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>
Cl <sup>-</sup>	AgCl↓ (белый)	PbCl <sub>2</sub> ↓ (белый)
Br <sup>-</sup>	AgBr↓ (желтоватый)	PbBr <sub>2</sub> ↓ (белый)
I <sup>-</sup>	AgI↓ (жёлтый)	PbI <sub>2</sub> ↓ (ярко-жёлтый)

Среди соединений галогенов также присутствуют *оксиды, кислородсодержащие кислоты и соли*.

Галогены и их соединения находят широкое применение в хозяйственной деятельности человека.

■ Фтор используется в органическом синтезе, для получения высокотемпературного пламени (при горении в атмосфере фтора водорода температура достигает 3700 °С) и в других целях. Соединения фтора, к примеру, применяются в металлургии, при изготовлении надписей и рисунков на стекле (плавиковая кислота). Хлор и его соединения также широко используются в неорганическом и органическом синтезе. Хлор — часто применяемый отбеливатель и дезинфицирующее средство.

### Основные понятия. Галогены • Благородные газы

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Охарактеризуйте положение в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева: а) галогенов; б) благородных газов. Объясните происхождение группового названия этих элементов.
- ▲ 2. Перечислите общие физические и химические свойства, характерные для простых веществ: а) галогенов; б) благородных газов.
- 3. Закончите схемы уравнений реакций и расставьте в них коэффициенты методом электронного баланса:
  - а)  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \dots + \dots$
  - б)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
  - в)  $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots + \dots$
- 4. Составьте уравнения химических реакций, иллюстрирующих химические свойства соляной кислоты.
- 5. Приведите уравнения химических реакций, иллюстрирующие окислительные свойства галогенов.
- \* 6. В соответствии со схемой напишите уравнения химических реакций, укажите их типы и названия веществ:
 
$$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$$
- \* 7. Подготовьте доклад на тему «Биологическая роль галогенов».

## Благородные газы

(Дополнительный материал к главе 7)

Благородные газы — естественное семейство неметаллических элементов, образующих в периодической системе главную подгруппу VIII-группы (табл. 32). К благородным газам также относится радиоактивный элемент радон (Rn), изотопы которого были обнаружены лишь в XX в.

**Таблица 32. Благородные газы — семейство неметаллических элементов**

Характеристика	Химический элемент				
	He	Ne	Ar	Kr	Xe
Порядковый номер	2	10	18	36	54
Относительная атомная масса	4,003	20,18	39,95	83,80	131,29
Электронная конфигурация валентного слоя атома	$1s^2$	$ns^2np^6$ ( $n$ — номер периода)			
Степени окисления	0			0, +2	0, +2, +4, +6, +8

Благородные газы входят в состав воздуха. Гелий присутствует во всех природных газах, а радон — в водах некоторых минеральных источников. Из ядер гелия состоит 36 % массы Солнца.

Благородные газы ещё называют **инертными** в силу их чрезвычайно низкой химической активности.

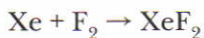
**Проблема.** В чём причина химической инертности благородных газов?

Благородные газы как простые вещества имеют одноатомные молекулы (табл. 33).

**Таблица 33. Физические свойства благородных газов как простых веществ**

Свойства	Формула простого вещества				
	He	Ne	Ar	Kr	Xe
Агрегатное состояние, цвет, запах, вкус, растворимость	Газообразное вещество, без цвета, запаха и вкуса. Умеренно растворимо в воде				
Плотность ( $\rho$ , г/см <sup>3</sup> )	0,18	0,89	1,66	3,73	4,91
Температура плавления ( $t_{пл}$ , °C)	-271	-249	-189	-157	-111,8
Температура кипения ( $t_{кип}$ , °C)	-269	-246	-186	-153,4	-108,1

**Химические свойства.** Долгое время считалось, что благородные газы вовсе не способны вступать в химические взаимодействия. Причина этого в том, что внешние энергетические уровни их атомов являются завершёнными. Соединения благородных газов стали известны лишь с 1962 г. Так, было выяснено, что наиболее тяжёлые из благородных газов — Kr, Xe и др. — при определённых условиях вступают в реакции со фтором. Наибольшее число соединений получено для ксенона.



Области применения благородных газов, как и других веществ, определяются их свойствами. Для благородных газов решающую роль в этом вопросе играет их химическая инертность.

Лёгкие благородные газы (He, Ne, Ar) используются для наполнения ламп дневного света, а более тяжёлые (Kr, Xe) — для обычных ламп накаливания. Это создаёт внутри лампы инертную среду, увеличивает срок её службы и даже яркость свечения. Гелием, учитывая его негорючесть, наполняют аэростаты, а аргон применяют при сварке для создания защитной атмосферы. Неон применяется как хладагент.

### **Выводы**

- 1.** Элементы-неметаллы расположены в IIIA–VIIIA-группах периодической системы, занимая её верхний правый угол. На внешнем энергетическом уровне в атомах неметаллов, как правило, находится от трёх до восьми электронов.
- 2.** Для некоторых неметаллов, как и для металлов, характерно явление аллотропии. Простые вещества неметаллы существуют в различных агрегатных состояниях.
- 3.** Элементы-неметаллы образуют газообразные водородные соединения и кислородные соединения кислотного характера; проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

## Классификация и взаимосвязь органических и неорганических веществ

### § 25. Общая характеристика неорганических и органических соединений. Их классификация

**?** В быту, медицине широко применяются питьевая и техническая сода, перманганат калия, пероксид водорода, гипс, хлорид натрия, спиртовой раствор йода, этиловый спирт. К каким классам соединений они относятся, какими отличительными химическими и физическими свойствами обладают? В чём вы видите существенное различие между органическими и неорганическими веществами?

Изучая химию, вы познакомились с разнообразными веществами и знаете, что они различаются по составу, строению и свойствам.

По составу химические вещества подразделяют на простые и сложные.

**Простые вещества** образуются атомами одного и того же элемента и поэтому являются формой существования элемента в свободном состоянии. Может ли один и тот же элемент образовывать несколько простых веществ? Вы, конечно, помните о явлении аллотропии и легко сможете привести примеры аллотропных форм кислорода, углерода, серы.

Простых веществ сравнительно немного. В настоящее время известно более 100 химических элементов, образующих около 400 простых веществ.

Все химические элементы традиционно подразделяют на *металлы* и *неметаллы* (см. главу 5).

Условная граница между ними в периодической таблице (учитывая элементы главных подгрупп) проходит по диагонали бор – астат: металлы расположены слева, неметаллы – справа. Элементы, расположенные вблизи этой диагонали, например германий, мышьяк, занимают промежуточное положение, проявляя как металлические, так и неметаллические свойства. Простые вещества, образованные атомами элементов-металлов, как правило, находятся в твёрдом кристаллическом состоянии и проявляют металлические свойства – теплопроводность, электропроводность, ковкость, пластичность и т. д.

**■ Задание.** Сравните свойства металла железа и неметалла серы.

**Сложные вещества** значительно разнообразнее. В настоящее время известно огромное количество сложных веществ, причём как природных, так и полученных искусственно.

Все сложные вещества подразделяют на *неорганические* (их более 500 тыс.) и *органические* (их более 20 млн). Представим многообразие неорганических веществ в виде следующей схемы (рис. 40).

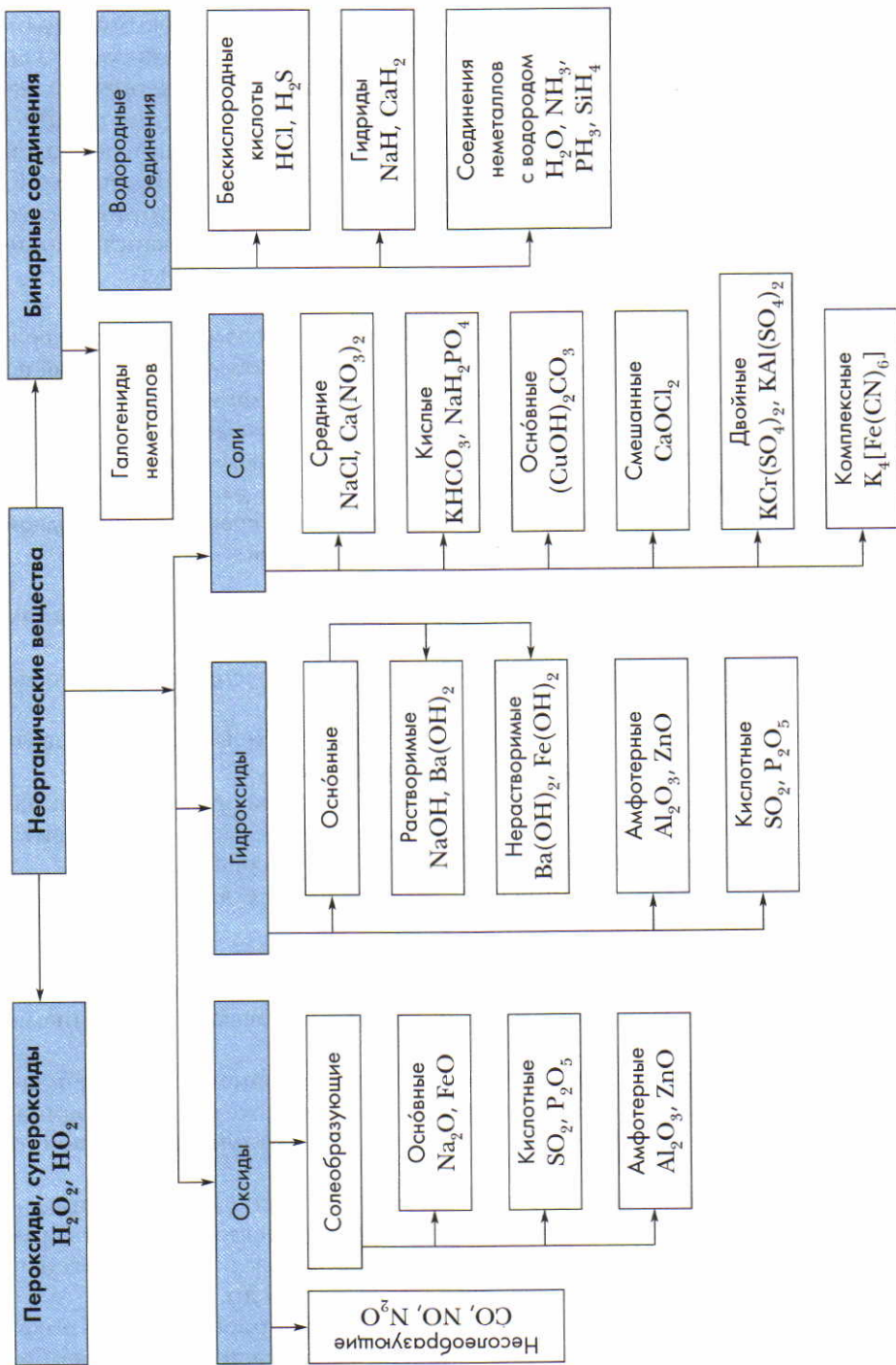


Рис. 40. Многообразие неорганических веществ

Объединяющую роль между органическими и неорганическими соединениями выполняет элемент *углерод*. Аллотропные модификации углерода, карбонаты, гидрокарбонаты, оксиды углерода, карбиды изучает *неорганическая химия*. Углеводороды и их производные — это объект изучения *органической химии*. Мир органических веществ значительно более многообразен и многочислен по сравнению с неорганическими веществами. Их известно более 20 млн, но число это растёт, так как каждый год в лабораториях всего мира химики получают около 30 тыс. органических веществ — лекарств, полимеров, моющих средств и т. д. (См. учебник химии для 10 класса.)

■ Во второй половине XX в. учёные активно занимались исследованиями живой природы. Об этом свидетельствует тот факт, что большинство Нобелевских премий по химии, вручённых за 30 лет, были получены за решение химико-биологических проблем. Это и неудивительно, ведь живая клетка — это настоящее царство больших и малых молекул, которые непрерывно взаимодействуют, образуются и распадаются. В организме человека реализуется около 100 000 процессов, причём каждый из них представляет собой совокупность различных химических превращений. В одной клетке организма может происходить примерно 2000 реакций.

Органические соединения отличаются, как правило, от неорганических **рядом характерных особенностей**:

- в молекулах органических соединений обязательно содержатся атомы углерода;
- органические молекулы могут содержать последовательность атомов углерода, соединённых в цепи (открытые или замкнутые);
- почти все органические вещества горят или легко разрушаются при нагревании с окислителями, выделяя  $\text{CO}_2$  (по этому признаку можно установить принадлежность исследуемого вещества к органическим соединениям);
- молекулы большинства органических соединений не диссоциируют на достаточно устойчивые ионы;
- в большинстве органических реакций «углеродный скелет» органической молекулы обычно не нарушается — в реакциях принимают участие периферийные группы, называемые функциональными, или атомы, связанные кратными связями;
- среди органических соединений широко распространено явление *изомерии*: молекулы органических веществ при одном и том же составе и одинаковых молекулярных массах могут иметь различную структуру и совершенно различные свойства.

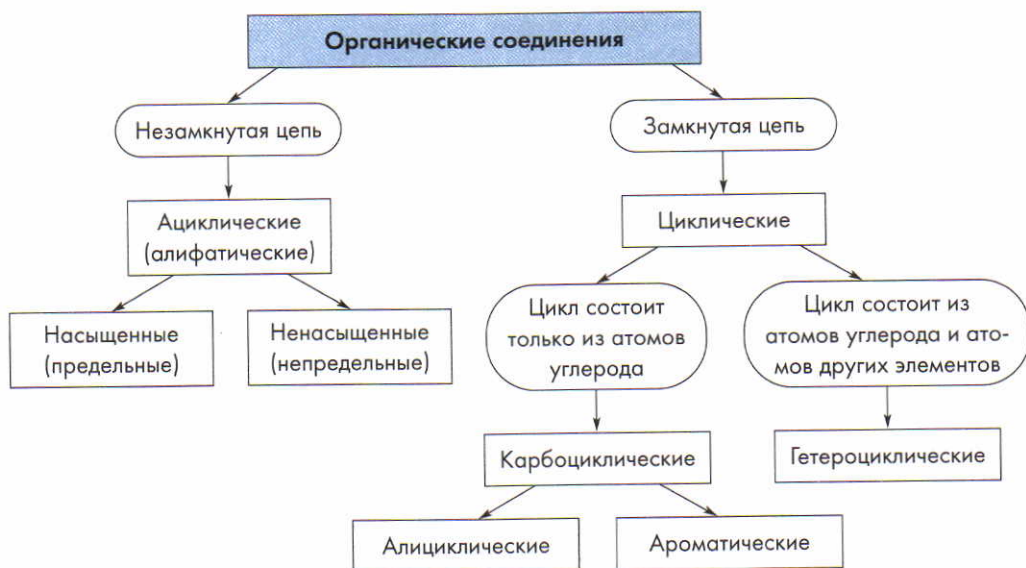
Несмотря на огромное многообразие органических соединений, они состоят из небольшого числа элементов. В состав органических веществ всегда входят углерод и водород, часто — кислород, реже — фосфор, сера, галогены, в отдельных случаях в их состав входят металлы (Mg, Fe и др.).

В биосфере Земли органические вещества играют первостепенную роль. Вся жизнь на Земле связана с их возникновением и превращениями. Как ори-

ентрироваться в громадном количестве органических соединений? Для этого их нужно классифицировать. С этой целью в молекуле органического соединения выделяют углеродный скелет и функциональные группы.

**Углеродный скелет** представляет собой последовательность химически связанных между собой атомов углерода.

В зависимости от строения углеродного скелета органические соединения подразделяют на *ациклические* и *циклические* (рис. 41).



**Рис. 41.** Классификация органических соединений в зависимости от строения углеродного скелета

Принадлежность кислородсодержащего или азотсодержащего органического вещества к тому или иному классу соединений определяет наличие в молекулах функциональных групп.



К функциональным группам принадлежат  $-\text{OH}$ ,  $-\text{CHO}$ ,  $-\text{COOH}$ ,  $-\text{NO}_2$ ,  $-\text{NH}_2$  и др. Общая классификация органических соединений представлена в таблице 34.

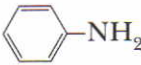
Среди органических соединений важное место занимают *высокомолекулярные вещества*. Белки, нуклеиновые кислоты, крахмал, гликоген, натуральный каучук, целлюлоза относятся к природным полимерам. Они выполняют огромную биологическую роль, а также служат источником для получения различных ценных материалов.

**?** Какие полимеры активно применяются в быту, медицине?



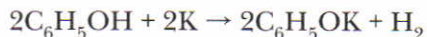
Таблица 34. Классы органических веществ

Класс веществ	Характерный признак в строении молекул	Примеры веществ
1	2	3
<b>Углеводороды</b>		
Алканы (предельные углеводороды)	Цепь углеродных атомов открыта. В молекулах только одинарные связи	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ пропан
Алкены	Цепь углеродных атомов открыта. В молекулах одна двойная связь, остальные — одинарные	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_3$ пропен
Алкины	Цепь углеродных атомов открыта. В молекулах одна тройная связь, остальные — одинарные	$\text{CH}\equiv\text{C—CH}_3$ пропин
Алкадиены	Цепь углеродных атомов открыта. В молекулах две двойные связи, остальные — одинарные	$\text{CH}_2\text{=CH—CH=CH}_2$ бутадиен-1,3
Циклоалканы	В молекулах цепь углеродных атомов, замкнутая в цикл	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C—CH}_2 \\   \quad   \\ \text{H}_2\text{C—CH}_2 \end{array}$ циклобутан
Арены	В молекулах имеется бензольное кольцо (наличие $\pi$ -электронной системы)	 бензол
<b>Кислородсодержащие органические соединения</b>		
Спирты	Наличие <i>гидроксогруппы</i> , связанной с углеводородным радикалом	$\text{H}_3\text{C—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2$   OH бутанол-1
Фенолы	Наличие <i>гидроксогруппы</i> , связанной с бензольным кольцом	OH  фенол

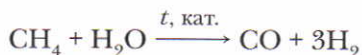
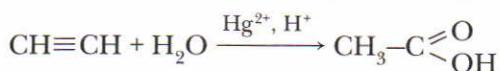
1	2	3
Альдегиды	Наличие <i>карбонильной группы</i> , связанной с углеводородным радикалом (карбонильная группа на конце углеродной цепи)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$ бутаналь
Кетоны	Наличие <i>карбонильной группы</i> , связанной с углеводородными радикалами (карбонильная группа внутри углеродной цепи)	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\quad \quad \quad \parallel$ $\quad \quad \quad \text{O}$ бутанон-2
Карбоновые кислоты	Наличие в молекулах <i>карбок-сильной группы</i>	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{OH} \end{array}$ бутановая (масляная) кислота
Простые эфиры	Наличие атома кислорода, связанного с углеводородными радикалами	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$ метилбутиловый эфир
Сложные эфиры	Наличие группы атомов $-\text{COO}-$ , связанной с углеводородными радикалами	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ $\quad \quad \quad \parallel$ $\quad \quad \quad \text{O}$ метилбутаноат (метилвый эфир масляной кислоты)
<b>Азотсодержащие органические вещества</b>		
Нитро-соединения	Наличие нитрогруппы, связанной с углеводородным радикалом	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NO}_2$ 1-нитробутан
Амины	Наличие атома азота, связанного с одним, двумя или тремя углеводородными радикалами	 фениламин (анилин)
Амино-кислоты	Наличие карбоксильной группы и аминогруппы	$\text{CH}_3-\text{CH}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{OH} \end{array}$ $\quad \quad \quad  $ $\quad \quad \quad \text{NH}_2$ 2-аминопропионовая кислота (аланин)

Вы, наверное, обратили внимание, что многими реагентами в органической химии являются неорганические вещества. Это свидетельствует о единстве и многообразии мира веществ.

Например, фенол реагирует со многими неорганическими веществами:



О тесной связи между органическими и неорганическими веществами говорит и тот факт, что *целый ряд веществ может взаимодействовать как с неорганическими, так и с органическими соединениями*, например вода. В воде идёт гидролиз неорганических солей, вода взаимодействует со щелочными, щёлочноземельными металлами и их гидридами. В то же время вода — активный участник многих реакций органических веществ:



**Задание.** Приведите примеры других веществ, которые являются реагентами при образовании неорганических и органических соединений.

Итак, неорганические и органические вещества, имея свои особенности, образуют единый мир веществ, в котором мы живём.

**Основные понятия.** Неорганические вещества • Классификация неорганических веществ • Органические вещества • Классификация органических веществ • Связь между органическими и неорганическими веществами

#### Вопросы и задания

- 1. Сопоставьте строение и свойства: а) воды и спиртов; б) аммиака и первичных аминов.
- 2. Напишите уравнения гидролиза карбоната натрия и этилацетата.
- 3. Закончите уравнения реакций:
  - 1)  $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_3\text{Br}_2 + \text{Zn} \xrightarrow{t}$
  - 2)  $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br} + 2\text{KOH} \text{ (спирт. р-р)} \xrightarrow{t}$
  - 3)  $\text{HCOOH} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$
  - 4)  $\text{CO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t, p}$
- 4. Докажите с помощью химических реакций амфотерность гидроксида цинка и глицина.

## Практическая работа № 4

### Решение экспериментальных задач

**Цель работы:** научиться распознавать органические и неорганические вещества с помощью качественных реакций.

#### Задание 1

Вам выданы в трёх склянках без этикеток растворы глицерина, глюкозы и фенола. Прделайте качественные реакции, с помощью которых можно распознать каждое вещество.

#### Ход работы

1. Напишите формулы выданных веществ, вспомните, к каким классам органических веществ они относятся и какие качественные реакции можно проделать для их распознавания.

2. Составьте план проведения эксперимента.

3. Подберите реактивы и оборудование для выполнения опытов, соответствующих вашему плану.

4. Оформите в тетради таблицу результатов исследования веществ. В таблице укажите номера склянок с исследуемыми веществами, формулы и названия реактивов, используемых для распознавания веществ, наблюдения и выводы.

5. Выполните экспериментальную часть работы. Результаты опытов занесите в таблицу.

6. Напишите уравнения проделанных реакций, укажите их признаки.

7. Запишите результат исследования: в какой из склянок находится раствор каждого из выданных вам веществ.

#### Задание 2

В четырёх склянках находятся растворы: сульфата натрия, хлорида натрия, карбоната натрия и дистиллированная вода. Прделайте качественные реакции, с помощью которых можно распознать эти вещества.

#### Ход работы

1. Напишите формулы выданных веществ и проанализируйте их качественный состав.

2. Составьте план экспериментального анализа анионов в предложенных растворах солей.

Далее воспользуйтесь пунктами 3–7 из задания 1.

## Развитие биологической химии — актуальная потребность нашего времени

(Дополнительный материал к главе 8)

Современная химия характеризуется переходом к изучению сложных элементарганических соединений, состоящих из неорганических и органических остатков. **Неорганические** части представлены водой и ионами различных металлов, галогенов и фосфора (в основном), **органические** части представлены белками, нуклеиновыми кислотами, углеводами, липидами и достаточно обширной группой низкомолекулярных биорегуляторов, таких как гормоны, витамины, антибиотики, алкалоиды, регуляторы роста и др. Большинство ферментов содержат в своём составе катионы металлов, главным образом *d*-элементов.

Известно, что из множества химических элементов в состав живых организмов входят только некоторые элементы. Наиболее важными ионами металлов оказываются ионы натрия, калия, магния, кальция, цинка, меди, кобальта, марганца, железа и молибдена. Из неметаллоидов в живых системах практически всегда можно встретить атомы водорода, кислорода, азота, углерода, фосфора и серы в составе органических соединений и атомы галогенов и бора как в виде ионов, так и в составе органических частиц.

Отклонения в содержании большинства из этих элементов в живых организмах часто приводят к достаточно тяжёлым нарушениям метаболизма (обмена веществ). Поэтому понятно, что во многих случаях те или иные заболевания обусловлены изменением концентрации какого-либо вещества от допустимой нормы. Большинство химических превращений внутри живой клетки происходит в несколько этапов, и многие вещества важны клетке не сами по себе, они являются лишь посредниками в цепи сложных биохимических реакций. Если нарушается какое-то звено, то в результате вся цепь перестаёт выполнять свою передаточную функцию; останавливается нормальная работа клетки по синтезу необходимых веществ.

В поддержании нормальной жизнедеятельности организма очень велика роль органических молекул, к которым относятся белки, нуклеиновые кислоты и их комплексы, гормоны, антибиотики, витамины и многие другие вещества. Все эти вещества изучаются **химией природных соединений**.

Химия природных соединений в современном обществе чрезвычайно востребована и интенсивно развивается. За открытия именно в этой области Нобелевской премией были удостоены многие учёные. Ниже перечислены имена учёных и открытия, сделанные ими в области химии уже в XXI в.

Эта таблица убедительно показывает, что в последнее время выдающиеся открытия происходят именно на стыке наук и очень активно развивается именно биологическая химия, в том числе химия природных соединений.

Год	Имена учёных	Формулировка Нобелевского комитета
2000	Алан Хигер, Алан Мак-Диармид и Хидеки Ширакава	За открытие проводимости в полимерах
2001	Уильям Ноулз, Риоджи Нойори, Барри Шарплесс	За исследования, используемые в фармацевтической промышленности – создание хиральных катализаторов окислительно-восстановительных реакций гидрогенизации
2002	Джон Фенн и Койчи Танака, Курт Вютрих	За разработку методов идентификации и структурного анализа биологических макромолекул и, в частности, за разработку методов масс-спектрометрического анализа биологических макромолекул.  За разработку применения ЯМР-спектроскопии для определения трёхмерной структуры биологических макромолекул в растворе
2003	Питер Эгр, Родерик Маккиннон	За открытие ионного канала. За изучение структуры и механизма ионных каналов
2004	Аарон Цехановер, Аврам Гершко, Ирвин Роуз	За открытие убиквитин-протеасомной системы деградации белка (исследования в области онкологии)
2005	Роберт Граббс, Ричард Шрок, Ив Шовен	За открытие и разработку реакции метатезиса в органическом синтезе
2006	Роджер Корнберг	За исследование механизма копирования клетками генетической информации
2007	Герхард Эртль	За изучение химических процессов на поверхностях твёрдых тел
2008	Осаму Симомура, Мартин Чалфи и Роджер Тьсен	За открытие и развитие зелёного флуоресцентного белка (GFP)

## Выводы

1. Неорганические и органические вещества образуют единый мир веществ. Деление веществ на органические и неорганические достаточно условно, но в то же время они имеют существенные различия. Органическими соединениями являются соединения углерода и элементов-органогенов (кроме  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и карбонатов). Несмотря на то что органические вещества образованы небольшим количеством элементов, их число по сравнению с неорганическими соединениями значительно больше.
2. Неорганические соединения на основании состава и важнейших химических свойств можно подразделить на классы: оксиды (солеобразующие – основные, кислотные, амфотерные – и несолеобразующие); пероксиды и супероксиды; гидроксиды (основные, кислотные, амфотерные); соли (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные, кристаллогидраты); бинарные соединения.
3. В связи с большим разнообразием органических соединений существует несколько их классификаций. В зависимости от строения и состава углеродного скелета органические соединения подразделяют на ациклические и циклические, карбоциклические и гетероциклические. Среди классов органических веществ особое значение имеют углеводороды, так как все остальные органические вещества можно рассматривать как их производные. В основе классификации углеводородов – тип химических связей внутри молекул (алканы, алкены, алкины, алкадиены, циклоалканы, арены). Производные углеводородов подразделяются по их функциональным группам: галогенпроизводные углеводородов, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры, амины, нитросоединения и т. д.

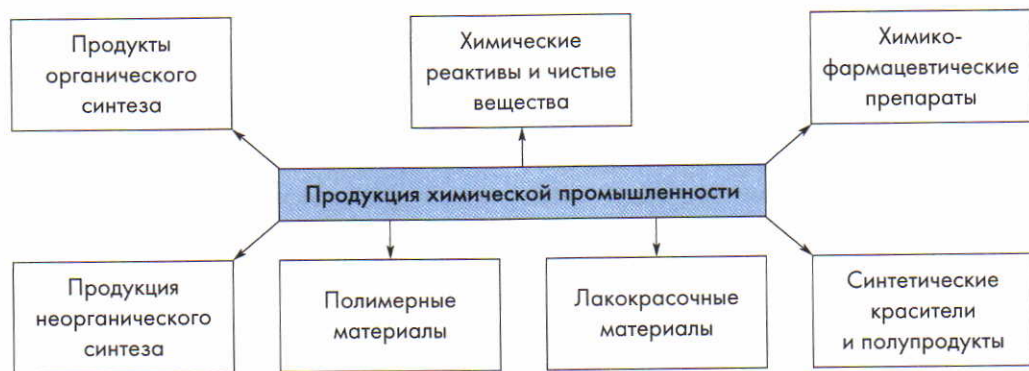
## § 26. Современное химическое производство

**?** Повторите из курса 9 и 10 классов материал о химической технологии, производстве серной кислоты и промышленной переработке природных источников углеводов и синтезе органических соединений.

Химия — это наука и производство, которые неотделимы друг от друга. Так, производство ставит перед наукой проблемы, связанные с ведением технологических процессов и нахождением для них оптимальных условий. В свою очередь, наука разрабатывает и внедряет новые пути синтеза веществ. В настоящее время активно развиваются производства на основе *нанотехнологий*.

Среди других отраслей химическая промышленность занимает одно из важнейших мест. Она даёт тысячи продуктов, без которых невозможна жизнь современного общества.

Классификация продукции химической промышленности отражена на рисунке 42.



**Рис 42.** Классификация продукции химической промышленности

**?** Какие продукты химических производств вам известны? Каково их назначение?

Для того чтобы химическое производство было бы экономически эффективным, требуется разрабатывать специальные технологии промышленного производства веществ.



**Химическая технология** — это отрасль химической науки, изучающая вещества и процессы их превращений в ходе химического производства.

Химическая технология изучает такие производственные процессы переработки, которые хотя бы на одной стадии связаны с изменением состава, строения и свойств веществ, то есть с превращением их в другие вещества.

**Задание.** Опираясь на материал, изученный в 9 классе, составьте принципиальную химико-технологическую схему производства серной кислоты.

Для осуществления синтеза веществ в промышленных условиях важно учитывать следующие факторы:

- доступность и стоимость компонентов сырья и энергии;
- конструкцию аппарата (реактора) и коррозионно-стойкие материалы для его изготовления;
- методы ускорения подачи компонентов в зону реакции и меры по их осуществлению;
- способы обеспечения оптимального теплового режима процесса;
- меры по защите окружающей среды от продуктов процесса.

**Научные принципы производства.** Производственные процессы в химической, нефтехимической, металлургической и других отраслях могут существенно различаться видом сырья и продукции, условиями проведения, мощностью аппаратуры и т. д. Однако при всём многообразии конкретных процессов современного химического производства они имеют одну общую составляющую — сложную химико-технологическую систему, включающую в себя большое число аппаратов и разнообразного оборудования (узлов) и связи (потоки) между ними.

Любое химическое производство опирается на определённые принципы его научной организации, которые можно разделить на общие и специфические.

■ **Общими принципами современного производства** являются:

- электрификация, механизация и автоматизация производственных процессов;
- непрерывность (поточность) производства;
- комплексное и полное использование сырьевых и энергетических ресурсов;
- интенсификация производства;
- стандартизация всех видов продукции; специализация и кооперирование производства;
- охрана труда и окружающей природы.

**Задание.** Рассмотрите, как указанные общие принципы реализуются в производстве серной кислоты.

Однако в химическом производстве важно учитывать и специфические принципы, обусловленные закономерностями химических процессов. Они связаны с факторами, действующими на скорость химических реакций.

**Задание.** Опираясь на знания о химической реакции, укажите, какие факторы влияют на скорость реакции. Приведите примеры изменения скорости реакции под их влиянием.

К **специфическим принципам химических производств** относят:

- применение активных реагентов (например, в доменном процессе добавление пара к воздушно-кислородному дутью позволяет применить активный при высоких температурах восстановитель — водород);
- повышение концентрации реагирующих веществ (обогащение сырья, высокие давления газов, противоток для реакций, протекающих с большой скоростью, и проток для медленно протекающих, избыток одного из реагирующих веществ и др.);
- поддержание оптимальных температур за счёт усреднения состава, непрерывности процесса, с помощью теплообмена;
- создание оптимальной поверхности соприкосновения реагирующих веществ (измельчение крупных кусков и агломерация пылевидных материалов, использование насадок, распылителей и т. д.);
- применение катализаторов.

Соблюдение перечисленных научных принципов позволяет достичь максимальной экономической эффективности, интенсифицировать производство, обеспечить его высокую рентабельность.

**Химическое сырьё.** Химическая технология изучает процессы производства продуктов из природного сырья. Что же является сырьём для химических производств?

**Сырьё — это природные материалы, используемые в производстве промышленной продукции.**



Вспомните, что является сырьём в производстве аммиака, серной кислоты, уксусной кислоты, метанола.

Сырьё — основной элемент производства, от которого в значительной степени зависят экономичность производства, выбор технологии и аппаратуры и качество производимой продукции.

**Синтез аммиака.** Сырьём для химической промышленности служат продукты горнорудной, нефтяной, газовой, коксохимической, лесной и целлюлозно-бумажной отраслей промышленности, чёрной и цветной металлургии.

При изучении органической химии вы уже познакомились с промышленным органическим синтезом и производством ряда органических соединений. Поэтому здесь мы подробнее остановимся на производстве столь важнейшего неорганического вещества *аммиака*.

В 9 классе вы изучали аммиак и процессы, которые лежат в основе его производства, принципиальную схему производства, не знакомясь подробно с устройством аппаратов и самим производственным процессом. Рассмотрим подробнее химическую технологию синтеза аммиака.

Вспомним, что аммиак применяется для получения азотной кислоты  $\text{HNO}_3$ , ценного удобрения мочевины  $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2$ , получения соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  по аммиачному методу, синтеза азотсодержащих органических веществ. Аммиак применяется как хладагент в холодильниках (он легко сжижается, а затем ис-

паряется с поглощением большого количества теплоты). В медицине используется 10 %-й раствор  $\text{NH}_3$  – нашатырный спирт.

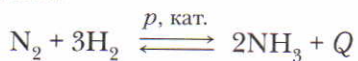
**Проблема.** Почему перед человечеством чрезвычайно остро стоит проблема синтеза соединений азота? Дайте аргументированный ответ.

В первую очередь заслуживает внимания реакция азота с кислородом. Сырьём является воздух. Именно этот способ фиксации азота был реализован в промышленности в первом десятилетии XX в.

Другим способом связывания азота является синтез аммиака.

 Укажите условия синтеза аммиака.

Синтез аммиака – обратимая реакция; равновесие при атмосферном давлении и повышенной температуре почти полностью смещено в сторону азота и водорода. Реакция каталитическая, катализатором служит металлическое железо:



Кратко реакцию синтеза аммиака можно охарактеризовать как экзотермическую, обратимую, гетерогенно-каталитическую.

Рассматривая **оптимальные условия синтеза**, обратим внимание на трудность достижения высокого выхода продукта. При этом азотоводородная смесь дорогá и, следовательно, её нужно использовать полнее. Существует два пути оптимизации синтеза аммиака.

**Проблема.** Укажите, в каком направлении нужно менять температуру и давление для смещения равновесия в сторону образования аммиака.

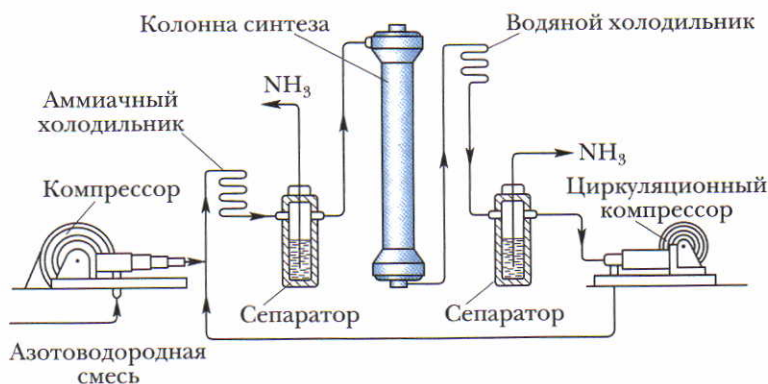
Оптимальным составом азотоводородной смеси является отношение азота к водороду, близкое по объёму к стехиометрическому (1 : 3). Газовую смесь тщательно очищают от ядовитых для катализатора веществ: в газе не должно быть соединений серы. На заводах степень использования азотоводородной смеси достигает 96–98 %. Для производства аммиака важны выбор катализатора и оптимальной температуры.

Катализатор должен быть активным, долговечным, дешёвым. К настоящему времени испытаны десятки тысяч катализаторов, но наиболее удовлетворяющим современным требованиям считается **железо**, активированное добавками.

Вы знаете, что оптимальным для обратимых экзотермических реакций является режим, при котором температура в ходе реакции понижается по мере повышения концентрации продукта реакции. Учитывая термостойкость и активность железного катализатора, можно постепенно понижать температуру с 550 до 450 °С при теплообмене с поступающим газом.

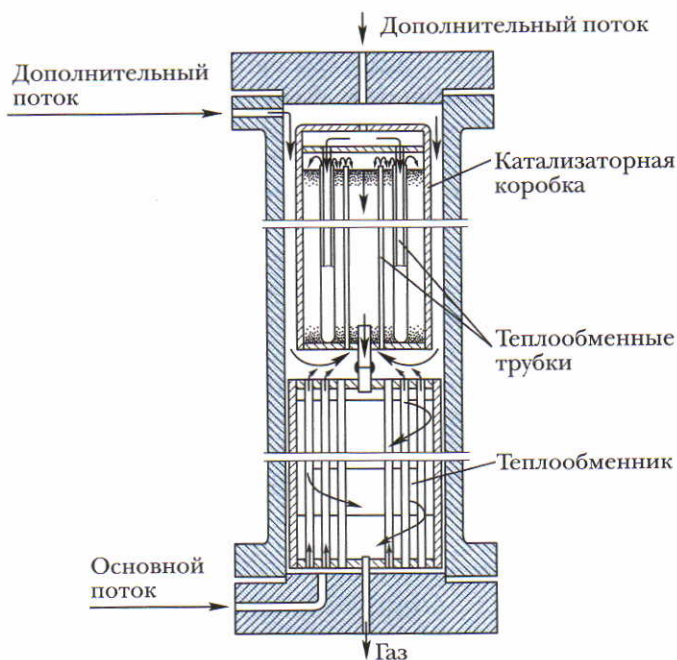
Рассмотрим **схему синтеза аммиака и устройство реактора** (рис. 43). Азотоводородную смесь стехиометрического состава с минимальным содержанием инертных веществ сжимают в *турбокомпрессоре*. Выходящую из реактора газовую смесь охлаждают последовательно в *водяном* и *аммиачном холодильниках*. Жидкий аммиак отделяют в *сепараторах*, а непрореагировавшую

азотоводородную смесь дожимают в *циркуляционном компрессоре* и вместе со свежим газом направляют в реактор — колонну синтеза аммиака.



**Рис. 43.** Схема синтеза аммиака при давлении 30 МПа

В *колонне* (рис. 44) азотоводородную смесь необходимо нагреть до температуры, при которой начинается каталитическая реакция, и пропустить через слой железного катализатора (размер его частиц 5–6 мм в поперечнике).



**Рис. 44.** Колонна синтеза аммиака

В ходе реакции избыточное тепло отводят и возможно полнее утилизируют теплоту реакции. Поэтому в колонне нужно разместить катализатор, теплообменники для подогрева газа и регулирования температуры катализатора, трубы парового котла.

■ Современные колонны синтеза производят до 1500 т аммиака в сутки — более 0,5 млн т аммиака в год, благодаря чему достигается большая экономия металла, удешевляется строительство, значительно понижаются трудовые затраты.

Сырьё для синтеза аммиака — азот — получают из воздуха двумя способами: химическим и физическим. Сущность химического способа сводится к связыванию кислорода и осуществляется на заводах, производящих водород из метана.

Физический способ получения азота состоит из двух основных стадий. Первая — глубокое охлаждение воздуха до температуры, при которой он сжижается. Вторая — разделение жидкого воздуха ректификацией. Целесообразно наряду с азотом использовать также кислород и благородные газы.

**Основные понятия.** Химическая технология • Принципы производства • Сырьё • Синтез аммиака • Условия синтеза • Схема синтеза

#### Вопросы и задания

- 1. Составьте уравнения реакций, лежащих в основе синтеза аммиака, и укажите условия их протекания.
- 2. Какие общие закономерности экзотермических, обратимых, гетерогенно-каталитических реакций используют при выборе оптимальных условий управления промышленным синтезом аммиака?
- 3. Сформулируйте общие принципы управления обратимыми реакциями с неблагоприятным положением равновесия при решении следующих задач:
  - а) получение высокого выхода продукта реакции;
  - б) использование специфического для циркуляционных схем способа увеличения производительности реакторов и катализатора;
  - в) подбор оптимального состава газовой смеси.
- 4. Составьте принципиальную химико-технологическую схему синтеза аммиака и дайте к ней пояснения.
- 5. Вычислите, какое количество азота и водорода практически расходуется для производства 1 т аммиака.
- \* 6. Почему при разрыве корпуса колонны синтеза происходили взрывы газовой смеси?

## § 27. Вещества и материалы вокруг нас

- ?** Перечислите вещества и материалы, с которыми вы регулярно сталкиваетесь в повседневной жизни. Каковы сферы их применения? Назовите вещества и материалы, используемые в сельском хозяйстве, медицине, в пищевой и других отраслях промышленности. Каковы цели их применения?

Химия — это наука, развитие которой тесным образом связано с потребностями человека. Учёные-химики, изучая свойства и превращения веществ, созданных природой, определяют и возможные сферы их применения. Более того, они ведут синтезы новых веществ и материалов, обладающих заранее заданными, то есть необходимыми для нужд человека, свойствами. Многие из таких веществ и материалов не имеют аналогов в природе и обладают уникальными свойствами.

■ Примером веществ с уникальными свойствами по праву может быть **тефлон** (рис. 45).

Тефлон (политетрафторэтилен) — продукт полимеризации тетрафторэтилена  $C_2F_4$ . По своим механическим, физическим и химическим свойствам тефлон превосходит многие полимеры. Он безразличен к действию любых растворителей, имеет необычайно высокую температуру размягчения ( $327\text{ }^\circ\text{C}$ ) и рекордную для полимеров температуру разложения ( $425\text{ }^\circ\text{C}$ ). Тефлон не горит, на него не действуют концентрированные щёлочи и кислоты.

Благодаря этим качествам тефлон находит применение в изготовлении аппаратуры для химически агрессивных сред, электроизоляционных материалов, подшипников, не требующих смазки. Плёнкой из тефлона покрывают металлическую посуду и гладящую поверхность утюгов. Пища, приготовленная на сковороде с таким покрытием, не пригорает, а к утюгу, подошва которого покрыта слоем тефлона, не прилипает ткань.

Изучая химию, вы неоднократно могли убедиться, сколь разнообразны области применения металлических сплавов, неметаллов, каучуков, пластмасс, альдегидов, волокон и многих других веществ и материалов. Вспомним и обобщим знания, полученные вами в процессе изучения курса химии, о применении веществ и материалов в некоторых из этих отраслей.

### Химия и сельское хозяйство

Среди важнейших биологических потребностей человека во все времена была и остаётся потребность в пище. В удовлетворении этой потребности не-

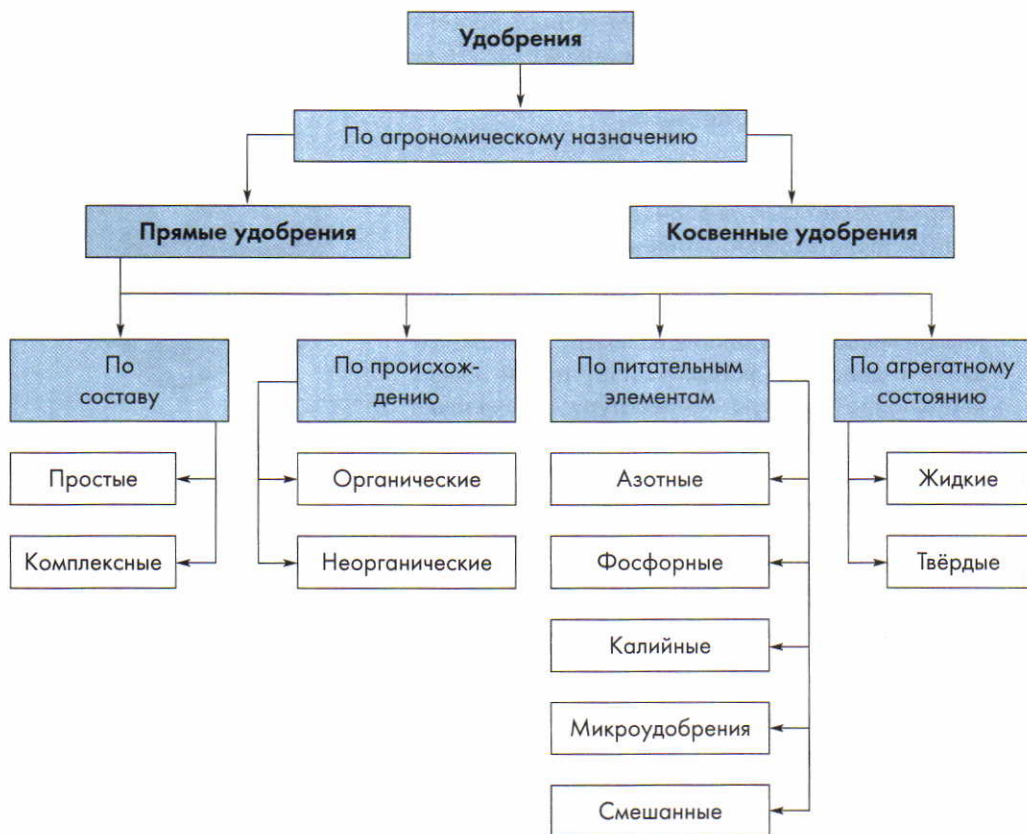


Рис. 45. Посуда с тефлоновым покрытием

заменяема роль сельского хозяйства, которому без помощи химии было бы сложно решать насущную продовольственную проблему. Прежде всего потому, что ежегодные посевы пшеницы, ржи, капусты, моркови, свёклы и многих других зерновых, овощных и плодово-ягодных культур существенно истощают почвы, забирая из них значительную часть питательных элементов и тем самым обедняя их. Для восполнения этих потерь, а также для подкормки сельскохозяйственных культур не обойтись без внесения в почву *удобрений*.

**Проблема.** Можно ли вырастить урожай без удобрений? Дайте аргументированный ответ.

Удобрения – разнообразная группа соединений. По происхождению их делят на органические и неорганические удобрения (рис. 46).



**Рис. 46.** Классификация удобрений

Органические удобрения универсальны по своему составу: они содержат все необходимые для питания растений элементы. Однако ресурсы этих удобрений ограничены. Кроме того, содержание важнейших питательных элементов –

азота, фосфора и калия – в органических удобрениях, как правило, незначительно. Так, в навозе содержится всего лишь 0,5 % азота, 0,25 % фосфора и 0,6 % калия. В этом плане минеральные удобрения имеют явные преимущества.

**?** Что такое минеральные удобрения?

**Минеральные удобрения** – это соли, содержащие элементы, необходимые для развития растений и способные усваиваться ими.

Химическая промышленность выпускает минеральные удобрения (табл. 35), в которых содержание азота, фосфора и калия в десятки раз выше, чем в органических удобрениях.

**Таблица 35. Важнейшие минеральные удобрения**

Питательный элемент		
Азот (N)	Фосфор (P)	Калий (K)
Входит в состав всех белков организма, в том числе хлорофилла, способствует синтезу белков и повышению урожайности и т. д.	Входит в состав витаминов, ферментов и других соединений, способствует созреванию плодов и т. д.	Улучшает водно-солевой обмен, способствует образованию углеводов и т. д.
Виды удобрений		
Азотные удобрения	Фосфорные удобрения	Калийные удобрения
<i>Нитрат аммония</i> $\text{NH}_4\text{NO}_3$ Белое гигроскопичное кристаллическое вещество	<i>Суперфосфат простой</i> $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSO}_4$ Серое порошкообразное вещество, растворимое в воде	<i>Хлорид калия</i> KCl Белое мелкокристаллическое вещество, растворимое в воде
<i>Сульфат аммония</i> $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ Бело-серое кристаллическое слабо гигроскопичное вещество	<i>Двойной суперфосфат</i> $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ Серое порошкообразное вещество, частично растворимое в воде	<i>Сульфат калия</i> $\text{K}_2\text{SO}_4$ Белое негигроскопичное кристаллическое вещество
Комплексные удобрения		
<i>Нитрат калия</i> $\text{KNO}_3$	<i>Аммофос</i> $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	<i>Нитрофоска</i> $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{KCl}$
Белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде		



Другая проблема сельского хозяйства, справиться с которой помогает химия, – это защита посевов от вредителей. В этих целях человечество применяет *пестициды*.

**Проблема.** В каких ещё целях могут применяться пестициды? Может ли необдуманное обращение с пестицидами привести к нежелательным последствиям?

Пестициды – это разнообразная по своему химическому составу, строению, свойствам и сферам применения группа соединений (табл. 36).

**Таблица 36. Классификация пестицидов**

Группы пестицидов по происхождению		
Природные		Синтетические
Некоторые группы пестицидов по объекту и характеру воздействия		
Для уничтожения	бактерий	Бактерициды
	насекомых	Инсектициды
	клещей	Акарициды
	грибов	Фунгициды
	высших растений	Гербициды
Для удаления	листьев	Дефолианты
	цветов и завязей	Дефлоранты
Для отпугивания животных		Репелленты
Для привлечения животных		Аттрактанты
Для подавления размножения		Хемостерилизаторы
Для регуляции роста и развития растений		Ауксины, гиббериллины

**?** Какие вещества называют пестицидами?

**Пестициды** – это общее название химических средств борьбы с микроорганизмами, растениями и животными, вредоносными или нежелательными с точки зрения здравоохранения, сельского хозяйства, экономики в целом.

■ Нельзя не отметить, что многие пестициды опасны как для природы, так и для самого человека. Например, пестицид ДДТ — это белое кристаллическое вещество, почти не имеющее запаха, растворимое в органических растворителях и нерастворимое в воде. ДДТ чрезвычайно токсичен и относится к группе инсектицидов.

ДДТ устойчив по отношению к природным факторам: под их воздействием практически не разрушается; при этом он очень долго сохраняется в окружающей среде и способен накапливаться в живых организмах (в жировых тканях, молоке и т. д.). По этим причинам ДДТ в последние годы запрещён к применению во многих странах.

Во всех странах использование пестицидов строго регламентировано соответствующими компетентными организациями. Для каждого пестицида устанавливаются правила и сроки применения, предельно допустимые концентрации остатков в продуктах питания. Важно и то, что учёные постоянно совершенствуют пестициды, синтезируя более безопасные для окружающей среды соединения.

### Химия и медицина

Важность союза химии и медицины в деле охраны и укрепления здоровья человека сложно переоценить. Лекарственные препараты, витамины, полимерные протезы и т. д. в своей основе — вещества и материалы, созданием которых занимается современная наука.

Создание лекарств — длительный процесс, требующий значительных усилий и кропотливой работы многих специалистов, прежде всего химиков, которые синтезируют эти препараты, а также биологов и врачей, которые выявляют возможности их применения в лечении больных (рис. 47).

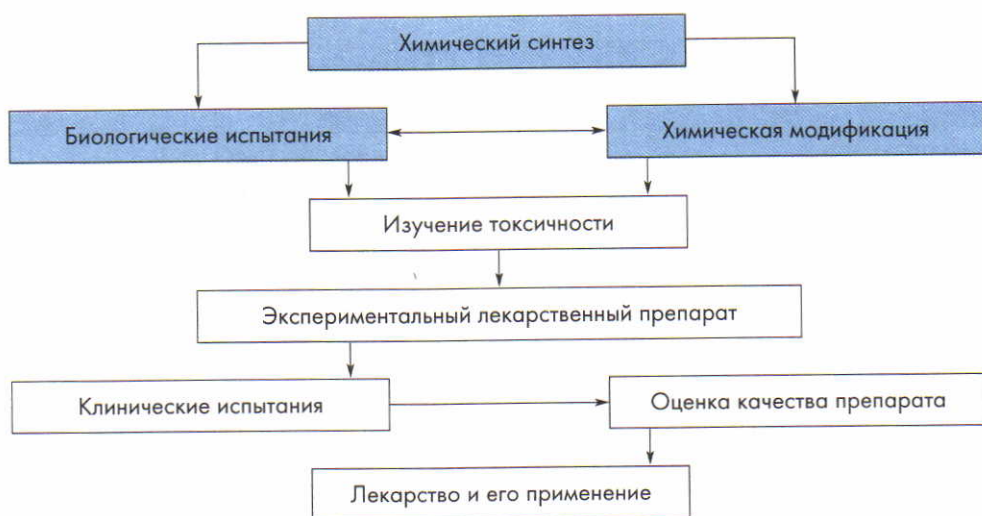


Рис. 47. Путь создания лекарств

**Задание.** Вспомните, какие лекарственные препараты вам приходилось применять в повседневной жизни. Опишите их лечебные свойства.

Среди лекарств можно выделить *анальгетики*, *антисептики*, *антибиотики*, *сердечные препараты* и другие группы.

■ **Анальгетиками** называют препараты, которые ослабляют или полностью устраняют чувство боли. Некоторые из анальгетиков могут оказывать и дополнительное воздействие на организм человека (противоревматическое, жаропонижающее и др.). Примером таких препаратов может быть всем известный **аспирин**.

Не может человечество обойтись без **сердечных препаратов**. Так, возможно, вам знаком **нитроглицерин**, 1 %-й спиртовой раствор которого останавливает приступ стенокардии. Заметим, что нитроглицерин находит широкое применение и в технике. Важную роль в развитии медицины сыграли **антисептики**. Эти препараты вызывают гибель микроорганизмов.

С микроорганизмами, уже попавшими в организм человека, борются с помощью **антибиотиков**. Среди них вам наверняка хорошо известен **пенициллин**.

Сначала учёные научились получать пенициллин из плесени в промышленных масштабах. Затем создали синтетические аналоги этого соединения, которые во многом превосходят его по своему антибактериальному действию.

Вещества применяются в медицине не только как лекарственные препараты, но и в других целях. К примеру, важную роль в современной медицинской практике играют *полимеры* (табл. 37).

**Таблица 37.** Применение некоторых полимеров в медицине

Полимер	Область применения
1	2
Полиэтилен	Протезирование кровеносных сосудов; замещение костных дефектов; ёмкости для хранения крови
Полипропилен	Детали аппаратов для переливания крови
Полистирол	Замещение дефектов в костях черепа; изготовление искусственных органов; протезирование зубов
Поливинилхлорид	Детали аппаратов для переливания крови; протезирование
Поливиниловый спирт	Получение полимеров с бактерицидными свойствами
Поливинилацетат	

1	2
Полиакрилонитрил	Клеющие материалы в хирургии
Поливинилбутиловый эфир	Очищение и заживление ран, регенерация тканей
Поливинилпирролидон	Заменитель плазмы крови

К сожалению, медицине известны *заболевания, вызываемые потреблением некоторых групп химических соединений не по медицинским показаниям*. К их числу следует отнести заболевания, связанные с курением, злоупотреблением алкогольными напитками, наркотическими и иными препаратами. В интересах каждого здравомыслящего человека, заботящегося о своём здоровье, благополучии и здоровье своих близких, — не употреблять вещества, ведущие к развитию алкоголизма, наркомании и подобных заболеваний.

### Химия в быту

Среди известных химических соединений — огромное количество товаров *бытовой химии*. Ежегодно на прилавки магазинов поступают миллиарды упаковок различных химических препаратов. С их помощью мы стираем, отбеливаем, красим, чистим, ухаживаем за одеждой, автомашинами, растениями и т. д. В мире производится ежегодно около 30 млн т товаров бытовой химии. Каждые 6–8 лет объёмы производства этих товаров удваиваются.

**Средства бытовой химии** классифицируют *по назначению*: синтетические моющие средства, чистящие средства (для посуды, окон, зеркал, ковров и т. д.), лакокрасочные материалы, химические средства борьбы с вредителями и болезнями растений, бытовыми насекомыми и грызунами, минеральные удобрения, средства гигиены и др. *По агрегатному состоянию* препараты бытовой химии делят на жидкие, пастообразные и твёрдые. Различают препараты универсальные (например, синтетические моющие средства — СМС) и узкого целевого назначения (например, средства для удаления накипи).

Кратко охарактеризуем некоторые группы средств бытовой химии.

**Моющие средства.** Одежда, бельё неизбежно загрязняются. Загрязнения могут быть самыми разнообразными: выделения сальных и потовых желёз, следы пищевых продуктов, пыль и т. д. Их можно разделить на три группы:

- механические твёрдые (глина, сажа, цемент и др.);
- растворимые в воде (жидкие и твёрдые органические кислоты, мочевины, сахар и др.);
- нерастворимые в воде (жиры, жирные кислоты, воск, бензин, кровь, различные соусы и т. д.).

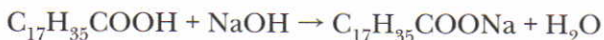
Чем меньше частицы загрязнителя, тем глубже они могут проникать внутрь ткани. Чем плотнее ткань и ровнее её поверхность, тем меньше она загрязняется; больше всего загрязняются ворсовые ткани.

■ Прочность удержания загрязнений на различных тканях зависит от их природы. Так, жировые загрязнения наиболее прочно удерживаются полипропиленовыми, полиэфирными волокнами, наименее — шерстяными. Загрязнение ткани минеральными, растительными или животными маслами придаёт ей гидрофобные свойства, то есть несмачиваемость водой, что препятствует стирке в начальный период.

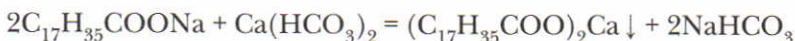
В течение нескольких столетий основным средством для стирки было мыло, которое есть в каждом доме и по-прежнему широко используется.

? вспомните из курса органической химии, что вы знаете о мылах. Почему после стирки мылом тёмных вещей в жёсткой воде на них появляется «седой» налёт?

**Мыла́** — это соли высших жирных кислот с числом углеродных атомов  $C_{10} - C_{18}$ . Мыла делятся на *растворимые в воде* (натриевые, калиевые, аммониевые) и *нерастворимые* (соли Ca, Mg, Ba, Pb, Ni и др.). Жидкие калиевые мыла и твёрдые натриевые мыла получают растворением высших алифатических кислот в водных растворах едких щелочей, например:



Мыло в жёсткой воде плохо мылится и образует осадок стеарата кальция:



Именно он и проступает на тёмных тканях в виде «седого» налёта.

■ К сожалению, у мыла есть существенные недостатки. Так, мыло в воде гидролизуются (вспомните, какой процесс называется гидролизом и как протекает гидролиз), моющий раствор приобретает щелочной характер, а это пагубно влияет на изделия из шерсти и шёлка. Кроме того, большое количество мыла (до 40 %) расходуется на связывание имеющихся в воде солей кальция и магния, которые осаждаются на тканях (вещь «застирывается»).

**Синтетические моющие средства** (детергенты) не обладают недостатками мыла и характеризуются высокой моющей способностью. Производство синтетических моющих средств (СМС) основано на дешёвой сырьевой базе, а точнее, на продуктах переработки нефти и газа.

■ СМС не образуют малорастворимых в воде солей кальция и магния. Следовательно, многие из синтетических моющих средств одинаково хорошо действуют как в мягкой, так и в жёсткой воде. Некоторые средства пригодны даже для стирки в морской воде. Наконец, концентрация синтетических моющих веществ даже в мягкой воде может быть гораздо ниже, чем мыла, полученного из жиров. Синтетические моющие средства обычно представляют собой довольно сложную композицию, поскольку в них входят различные добавки: оптические отбеливатели, химические отбеливатели, ферменты, пенообразователи, смягчители.

**Чистящие средства.** В настоящее время промышленность выпускает множество чистящих средств для посуды и изделий из металла, фаянса, фарфора, керамики, кафеля, пластмассы и т. д. Абсолютно универсальных средств нет, хотя некоторые к ним приближаются.

В зависимости от наличия абразивных компонентов все чистящие средства делятся на две группы: абразивные и безабразивные.

*Абразивные чистящие средства* в качестве основного компонента содержат тонкодисперсные природные или искусственные вещества — *абразивы*.

■ К природным абразивам относятся тонко молотые порошки кварцевого песка, пемзы, мела. К искусственным абразивам относятся порошки электрокорундов, саморассыпающиеся шлаки из электропечей для варки стали и др. **Безабразивные чистящие средства** выпускают в виде порошков и жидкостей. В состав порошкообразных средств входят кальцинированная сода, триполифосфат натрия и другие компоненты. В состав жидких — карбамид, растворители, спирты и др.

Многие абразивные и безабразивные чистящие средства обладают дезинфицирующим действием благодаря введению в их состав дезинфицирующих компонентов (натриевая или калиевая соли дихлоризоциануровой кислоты, гипохлорит кальция и др.). Эти средства часто имеют специфический запах хлора.

*Практически все чистящие препараты неогнеопасны и нетоксичны.* Однако средства для чистки унитазов и канализационных стоков при применении требуют большой осторожности, так как в состав первых входят сильные кислоты, а в состав вторых — щёлочи.

■ К средствам для чистки и мытья посуды, в которой хранят пищевые продукты, готовят пищу, из которой едят, предъявляются высокие требования: они должны быть абсолютно безвредны, то есть не содержать токсичных веществ, не вызывать потускнения фарфора, стекла, коррозии металлической посуды, не раздражать кожу рук, быстро удалять загрязнения и полностью смываться минимальным количеством воды. Такие свойства моющим средствам придают входящие в их состав добавки, кальцинированная сода, сульфат натрия, карбамид, хлорид натрия и др. В средства для мытья посуды часто вводят дезинфицирующие компоненты, например бензойную кислоту, тринатрийфосфат, хлорамины и др.

**Средства гигиены.** Слово «гигиена» происходит от греческого *hygieinos* — здоровый.

К важнейшим гигиеническим средствам относится **мыло**. Кусковое туалетное мыло является старейшим средством личной гигиены, используемым человечеством.

Классическую основу туалетного мыла составляют натриевые соли алифатических кислот кокосового масла и говяжьего жира, взятые в отношении 15–25 % / 75–85 %. Кроме того, в состав мыла входят свободные алифатические

кислоты, которые регулируют pH и выполняют защитную функцию в отношении кожи. Воски, ланолин, эфиры янтарной и молочной кислот, косметические кремы улучшают косметические свойства мыла. В состав мыла входят также антиоксиданты, наполнители, пенообразователи, растительные экстракты, бактерицидные добавки.

**Шампуни** – моющие средства косметико-гигиенического назначения. Они содержат различные компоненты (загустители, консерванты, защитные, противовоспалительные средства и др.).

**Зубные пасты** – это многокомпонентные составы. Они подразделяются на гигиенические и лечебно-профилактические. Первые оказывают только очищающее и освежающее действие, а вторые, кроме этого, служат для профилактики заболеваний и способствуют лечению зубов и полости рта.

■ Основные компоненты зубной пасты следующие: абразивные, связующие, загустители, пенообразующие. Абразивные вещества обеспечивают механическую очистку зубов от налётов и их полировку. В качестве абразивов чаще всего применяют химически осаждённый мел  $\text{CaCO}_3$ . Установлено, что компоненты зубной пасты способны влиять на минеральную составляющую зубов и, в частности, на эмаль. Поэтому в качестве абразивов стали применять фосфаты кальция:  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$ , а также малорастворимый полимерный метафосфат натрия  $\text{NaPO}_3$ . Кроме того, в качестве абразивов в различных сортах паст применяют оксид и гидроксид алюминия, диоксид кремния, силикат циркония, а также некоторые органические полимерные вещества, например метилметакрилат натрия. На практике часто используют не одно абразивное вещество, а их смесь.

Борьбу с кариесом с помощью лечебно-профилактических зубных паст ведут по двум направлениям: 1) укрепление минеральной ткани зуба; 2) предупреждение образования зубного налёта. Это достигается введением в пасты соединений фтора: двойной соли монофторфосфата натрия  $\text{NaF} \cdot \text{NaPO}_3$ , фторида натрия  $\text{NaF}$  и фторида олова (II)  $\text{SnF}_2$ , а также абразивных компонентов.

### **Правила безопасности при работе со средствами бытовой химии**

При большом выборе препаратов бытовой химии надо отметить, что очень многие из них не безопасны для человека.

*По степени опасности* препараты бытовой химии делят на три группы:

- безопасные – моющие, подсинивающие, чистящие, отбеливающие средства, средства гигиены;
- ядовитые – средства для борьбы с насекомыми и грызунами, некоторые пятновыводители и клеи, некоторые виды автокосметики; на этикетке таких средств указано: «яд», «ядовито»;
- пожароопасные – пятновыводители, клеи, средства для ухода за кожаными изделиями, для борьбы с бытовыми насекомыми, полирующие средства.

Средства бытовой химии различаются и упаковкой. Наиболее эффективными и удобными для употребления являются препараты в аэрозольных упаковках. На упаковке должна быть указана категория опасности.

*Любой химический препарат действует эффективно и безопасно только в определённых условиях, указанных в инструкции.*

**Рекомендации по технике безопасности при хранении и применении средств бытовой химии:**

1. Все препараты следует применять только по прямому назначению.
2. Применять нужно препараты, купленные в магазине и имеющие этикетку на упаковке.
3. Все средства бытовой химии следует хранить в недоступных для детей местах, отдельно от пищевых продуктов.
4. При работе с препаратами, содержащими агрессивные химические вещества, надо надевать резиновые перчатки, очки.
5. При работе с пожароопасными средствами нельзя зажигать газовые горелки, спички, нельзя курить, пользоваться электронагревательными приборами.
6. Жидкие химические вещества следует переливать только с помощью воронки.
7. Нельзя низко наклоняться над сосудами с химическими веществами, нюхать их, сильно втягивая воздух.
8. Горячие жидкости нельзя вливать в обычную толстостенную стеклянную посуду.
9. До обработки помещения ядовитыми веществами из него необходимо обязательно удалить пищевые продукты, а через несколько часов после обработки помещение необходимо тщательно проветрить.
10. Ядохимикаты или оставшиеся после обработки растворы **нельзя** выливать в раковину, пруд или реку. Их следует закопать поглубже в землю в отдалённом от жилья месте.

Пользуясь средствами бытовой химии, стоит подумать не только о своих удобствах и собственной безопасности, но и об окружающей среде. Уже сейчас загрязнение окружающей среды препаратами бытовой химии в мире составляет примерно пятую часть всех выбросов в атмосферу.

**Основные понятия.** Удобрения • Пестициды • Медицинские препараты • Моющие и чистящие средства • Средства гигиены

**Вопросы и задания**

- ▲ 1. Каков вклад химии в развитие: а) сельского хозяйства; б) медицины; в) промышленности?
- ▲ 2. Какие средства бытовой химии вам известны? Укажите их назначение.
3. Какие препараты имеются в вашей домашней аптечке? В каких случаях они применяются?
4. Почему человечество больше использует минеральные удобрения, а не органические?
- 5. К каким последствиям может привести неконтролируемое применение пестицидов? Дайте развёрнутый ответ.



- 6. Почему антисептики и антибиотики сыграли важную роль в развитии медицинской практики?
- \* 7. Подготовьте доклад на тему «Алкоголизм и наркомания — угроза здоровью человека».

## § 28. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

- ?** Что такое химическая экология и какие проблемы она решает? Какую роль играет химико-экологический мониторинг в улучшении состояния окружающей среды? Приведите примеры наиболее негативных последствий химического загрязнения биосферы. Какие глобальные экологические проблемы вам известны?

Научно-технический прогресс, социальные и экономические реалии, химическая и экологическая безграмотность значительной части населения и потребительское отношение к природе привели к тому, что равновесие между природой и обществом оказалось нарушенным. В настоящее время мы живём в эпоху глобального экологического кризиса. Проявлениями этого кризиса служат: опасное загрязнение окружающей среды, истощение природных ресурсов, исчезновение многих видов растений и животных, ухудшение здоровья и распространение опасных заболеваний среди людей. Поэтому каждому человеку необходимы знания основ экологии, в том числе химической, чтобы обеспечить безопасность жизнедеятельности и правильного поведения в окружающей среде.

Среди глобальных экологических проблем — истощение озонового слоя, усиление парникового эффекта и связанное с ними потепление климата Земли. Стали более интенсивными губительные для жизни кислотные дожди, деградация плодородных земель, белковый голод и дефицит энергетических ресурсов. Все эти и другие жизненно важные для человека и биосферы проблемы возникли при активной, но неразумной хозяйственной деятельности самого человека, нарушившей равновесие в природе, однако они ещё могут быть решены при условии изменения отношения человека к природе.

■ Острота современной экологической ситуации обусловила необходимость формирования нового глобального экологического мышления и экологической культуры.

В настоящее время развивается **планетарная концепция экологического мышления**. Принципы, лежащие в её основе, направлены на сохранение природы: человек — только часть природы; уникальность и самоценность любой жизни; универсальная ценность природы и культуры; согласование потребностей человека с возможностями

природы, с мерой её устойчивости (целесообразное природопользование, охрана природы).

Большой вред окружающей среде наносит возрастающее действие различных загрязнений. По своей природе *загрязнения разделяют на физические, химические, биологические*. В зависимости от источников загрязнений они могут быть *естественными и антропогенными*, вызванными человеческой деятельностью в окружающей среде. Степень их воздействия на живые организмы зависит от токсичности и устойчивости загрязнителей.

**Задание.** Приведите примеры загрязнения человеком окружающей среды, свидетелем которых вы были. Как бы вы поступили на месте этих людей и почему?

- **Физические загрязнения:** электромагнитные, радиоактивные, шумовые, тепловые.
- Химические загрязнения:** отходы и выбросы химических производств, бытовые отходы, вещества-загрязнители (поллютанты) и др.
- Биологические загрязнения:** загрязнение окружающей среды живыми организмами (бактериями, микробами, насекомыми, растениями и др.) и продуктами их жизнедеятельности, сельскохозяйственные отходы.
- Естественные загрязнения** вызываются природными процессами (стихийные бедствия, естественные геологические процессы — выветривание горных пород, геохимические круговороты веществ и др.).
- Антропогенные загрязнения** являются результатом человеческой деятельности (энергетика, транспорт, химическое, металлургическое, нефтеперерабатывающее и другие производства, сельское хозяйство, коммунально-бытовые комплексы, потребительское отношение отдельных людей к природе и т. д.).

Итак, одной из основных причин загрязнения окружающей среды является активная, но не всегда целесообразная деятельность человека. В настоящее время в процесс производства вовлечена практически вся биосфера. Параллельно с научно-техническим прогрессом возрастает интенсивное использование природных ресурсов (лесов, угля, нефти, газа, воды, полезных ископаемых и др.). При этом нерациональное природопользование ведёт к загрязнению окружающей среды, истощению ресурсов, эрозии почвы.

Окружающую среду активно загрязняют отходы, выбросы и продукты *химических производств*.

**Проблема.** Какой вред окружающей среде наносит производство серной кислоты?

- Потенциальная опасность воздействия отходов производства на окружающую среду увеличивается значительно быстрее, чем рост объёмов продуктов производства. В существующих химико-технологических процессах очень высоким является уровень отходов многих химических производств: до 98–99% используемого сырья — отходы и только 1–2% его превращается в продукт. Ещё недостаточно внедряется

технология малоотходных производств, а безотходных пока практически нет. Помимо производственных отходов большой ущерб наносят увеличивающиеся объёмы бытовых отходов.

**Проблема.** Какой вред окружающей среде наносят свалки бытовых отходов?

Существуют разные источники химических загрязнителей окружающей среды: источники металлических токсикантов (Hg, Pb и др.) и неметаллических загрязнителей воздуха ( $\text{NO}_2$  и другие оксиды азота,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и прочие вещества, выбрасываемые сернокислотными и металлургическими заводами), процессы сжигания природного газа и т. д. К загрязнителям окружающей среды относятся многие продукты химических производств: хлорорганические (ДДТ и др.), фосфорорганические (карбофос, хлорофос и др.) соединения, поверхностно-активные вещества, фенол, неорганические соединения ртути и т. д.

Атомная энергетика загрязняет окружающую среду радиоактивными изотопами (радионуклидами), являющимися источником опасного для жизни ионизирующего излучения. При этом нормально работающие АЭС дают прибавку к общему радиационному фону лишь 0,01 %, в то время как теплоэнергетика даёт основную массу загрязнителей и является экологически более неблагоприятной. Ещё более чистыми источниками энергии являются аккумуляторы солнечной энергии и ветровые микроэлектростанции, но они не могут удовлетворить потребности в электроэнергии.

Причины производственного загрязнения окружающей среды кроются и в том, что некоторые химические производства используют уже морально устаревшие технологии. В процессе производства не всегда соблюдаются допустимые технологические режимы и предельно допустимые концентрации выбросов, неэффективно работают очистные сооружения. Часто непродуманным и нерентабельным является размещение производств и использование сырья и энергии. Главный источник разрушительных для природы процессов — экстенсивный путь развития производств, технократическое мышление людей.

Итак, *экологические проблемы, обусловленные химическими производствами*, можно разделить на три группы:

- загрязнение окружающей среды из-за несовершенства технологий и оборудования, несоблюдения режимов химико-технологических процессов и связанных с этим отходов, аварий, выбросов;
- загрязняющее воздействие продуктов производства при их транспортировке и производственном и бытовом использовании;
- проблема утилизации промышленных и бытовых отходов.

Вместе с тем *важно обратить внимание* на то, что химическая природа возникновения многих экологических проблем, широкое применение химии в разных областях жизни часто делают её в глазах людей главной виновницей загрязнения окружающей среды и ухудшения здоровья населения, тем самым вызывая боязнь ко всему, связанному с химией (хемофобию), и убеждённость многих людей в том, что химия — основной источник экологических бед.

Основными загрязнителями являются не химические производства, а промышленные предприятия в целом, энергетика, транспорт (выхлопные газы, продукты нефтепереработки), сельское хозяйство и т. д. При этом химия создаёт средства защиты природы от загрязнений и ликвидации их последствий.

■ Считая химию и химические производства и их продукты основными источниками загрязнения окружающей среды, люди забывают о **двойственной роли химии и химической промышленности**. С одной стороны, химические производства загрязняют окружающую среду своими отходами, выбросами, опасными продуктами производства. С другой стороны, наука и химическая промышленность, используя уникальную возможность синтезировать вещества, не существующие в природе, создают средства защиты окружающей среды и здоровья человека, средства утилизации отходов, решают проблемы вторичной переработки бытовых отходов, замены опасных, но важных (для промышленности, медицины, сельского хозяйства и других отраслей) веществ более безопасными.

Серьёзной проблемой в предупреждении загрязнений окружающей среды, решаемой химией, является **утилизация отходов**. При быстром накоплении твёрдых отходов пока только небольшая их часть поступает на вторичную переработку (бумага, металлолом и др.). При этом большинство отходов одного производства используется как сырьё в производстве других продуктов. Примером такого комплексного использования сырья в системе «отходы — сырьё» может служить кооперирование металлургических, сернокислотных и газоперерабатывающих производств.

**Задание.** Приведите примеры комплексного использования сырья и отходов на примере известных вам производств.

Другой проблемой предупреждения загрязнения окружающей среды, решаемой химией, является **создание малоотходных и безотходных технологий**.

Третьей важной проблемой химической технологии в области уменьшения загрязняющего воздействия промышленных производств на окружающую среду является **создание новых безопасных продуктов**, заменяющих экологически вредные.

■ Примером практического решения последней проблемы является создание новых нанотехнологий и их продуктов: высокомолекулярных соединений, не загрязняющих окружающую среду. Например, замена поливинилхлорида, используемого для производства упаковок пищевых продуктов, которые плохо разрушаются под воздействием факторов окружающей среды, на полиметилметакрилат, отходы которого утилизируются почвенными микроорганизмами. Создаются также и другие полимерные материалы со специальными добавками, которые легко разрушаются под действием тепла, света или бактерий.

Разнообразные химические воздействия на атмосферу, гидросферу, литосферу и биосферу Земли неизбежно ведут к необходимости решения проблемы её защиты. Важной проблемой защиты окружающей среды от вред-

ных воздействий является ведение *экологического мониторинга*. Его основная задача — отслеживание состояния окружающей среды и комплексный экологический контроль над содержанием веществ-загрязнителей.

Программы защиты окружающей среды предусматривают также обязательное международное сотрудничество в области экологических проблем, выработку мер по защите природы и соблюдение их требований.

■ Загрязнение окружающей среды волнует всё население Земли больше многих других проблем. Активные дискуссии на эту тему имели место ещё в 70–80 гг. прошлого века и продолжают по настоящее время. Международная комиссия ООН (1987) предложила *основные положения концепции устойчивого развития социума*. Ведущая экологическая идея — разрешено то, что не нарушает природного равновесия. Большая роль в реализации модели устойчивого развития отведена образованию. Огромную роль в создании мировой экологической программы сыграла Конференция ООН по окружающей среде и её устойчивому развитию (Рио-де-Жанейро, 1992), где была принята программа «Повестка дня на XXI век», определившая дальнейшую деятельность мирового сообщества и отдельных стран по выработке национальных стратегий устойчивого развития, важным механизмом которого было признано образование и экологическая культура поведения.

Учитывая изложенный выше материал, обобщим основные направления защиты окружающей среды от химических воздействий (табл. 38).

**Таблица 38. Основные направления защиты окружающей среды от химического загрязнения**

Предупреждение образования отходов	Обезвреживание образующихся отходов	Нейтрализация загрязнителей в окружающей среде	Мониторинг окружающей среды
Применение безотходных и малоотходных технологий. Переход на экологически чистые источники энергии и безвредные сырьё и продукты производства. Защита металлов от коррозии	Очистка сточных вод и газовых выбросов. Повторная переработка и использование отходов в качестве сырья и полезных материалов. Захоронение отходов	Устранение нефтяных пятен в почве и водоёмах. Известкование почвы и воды, гипсование почвы	Система стандартов (ПДК, ПДВ, ПДОК, ПДЭН). Химическая диагностика. Наблюдения за изменениями окружающей среды. Участие в международных программах по охране окружающей среды и выполнение системы природоохранных мер

Следует учитывать и то, что природная среда способна к самоочищению и самовосстановлению, если динамическое равновесие в ней не нарушено до опасных пределов.

**Основные понятия.** Источники и виды химических загрязнений  
• Проблемы сохранения окружающей среды

### Вопросы и задания

- ▲ 1. Какое влияние оказывают химические производства на окружающую среду? Приведите примеры.
- ▲ 2. Что такое экологический мониторинг и каковы его задачи?
- 3. Какова роль химической науки и производства в создании и решении экологических проблем? Приведите примеры.
- 4. К какой группе загрязнений окружающей среды вы отнесёте: поверхностно-активные вещества, попадающие в городскую канализацию при использовании синтетических моющих средств; сернистый газ, выделяющийся с продуктами сжигания угля; удобрения и пестициды, смытые с полей в водоёмы?
- 5. Рассчитайте массу диоксида азота в  $1 \text{ м}^3$  воздуха, если в классе размером  $10 \times 5 \times 3 \text{ м}$  без соблюдения техники безопасности проведена реакция  $10 \text{ г}$  меди с избытком концентрированной азотной кислоты (допустите, что выход  $\text{NO}_2$  составил  $100\%$ ). Будет ли превышена в результате опыта предельно допустимая концентрация (ПДК)  $\text{NO}_2$ , которая составляет  $0,8 \cdot 10^{-4} \text{ г/м}^3$ ?
- \* 6. Используя любые средства информации, в том числе и дополнительную литературу, определите наиболее распространённые источники загрязнения: а) атмосферы; б) гидросферы; в) литосферы; г) по выбору.

### Химические процессы в живых организмах

(Дополнительный материал к главе 9)

В клетках живых организмов содержится несколько тысяч веществ, которые участвуют в разнообразных химических реакциях. В состав клетки входит большинство элементов периодической системы Д.И. Менделеева, причём клетки бактерий, грибов, растений и животных имеют сходный химический состав.

Благодаря естественному отбору основу живых организмов составляют только шесть элементов: С, Н, О, N, P, S, которые получили название **органогенных**. Из этих элементов больше всего кислорода ( $62,4\%$ ), меньше — фосфора ( $0,95\%$ ) и серы ( $0,16\%$ ). Углерода —  $21,0\%$ , водорода —  $9,7\%$ , азота —  $3,1\%$ . Органогенные элементы образуют разнообразные связи, тем самым обеспечивая многообразие биологических молекул.

Преимущественно органогены образуют водорастворимые соединения, так как организм человека более чем на 69 % состоит из воды.

Кроме органогенов важную роль в жизнедеятельности играют элементы — **металлы жизни**: К, Na, Ca, Mg, Mn, Fe, Co, Cu, Zn, Mo. Их в организме содержится 2,4 %. В теле человека массой 70 кг содержится (в граммах): кальция — 1700, калия — 250, натрия — 70, магния — 42, железа — 5, цинка — 3, меди — 0,2, марганца, кобальта и молибдена — около 0,1 г. Металлы жизни в организме находятся в двух формах: в виде свободных катионов; в виде ионов-комплексообразователей с биополимерами (ферментами, гормонами).

Все перечисленные химические элементы также входят в состав неживой природы. Существует принципиальное единство химического состава живых организмов и неживой природы. Оно выявляется на атомном уровне организации материи. На более высоком уровне организации — молекулярном — между живым и неживым обнаруживаются существенные различия.

Раздел геохимии, изучающий химические процессы в земной коре с участием живых организмов, называют **биогеохимией**. Возникновение и становление биогеохимии как науки связано с именем академика В.И. Вернадского, благодаря работам которого определена исключительно важная роль живого вещества в миграции химических элементов и термодинамике планеты в целом. В.И. Вернадский писал: «Живые организмы являются функцией биосферы и теснейшим образом материально и энергетически с нею связаны, являются огромной геологической силой, её определяющей».

Ученик В.И. Вернадского Л.П. Виноградов установил, что концентрация элементов в живом веществе прямо пропорциональна его содержанию в среде обитания с учётом растворимости их соединений. Он считал, что химический состав организма определяется составом окружающей среды. В организме можно обнаружить почти все элементы, которые есть в земной коре и морской воде. Пути поступления элементов в организм разнообразны. Согласно биогеохимической теории Вернадского существует «биогенная миграция атомов» по цепочке «воздух → почва → вода → пища → человек», в результате которой практически все элементы, окружающие человека во внешней среде, в большей или меньшей степени проникают внутрь организма.

Содержание некоторых элементов в организме по сравнению с окружающей средой повышенное. Это явление называют **биологическим концентрированием элемента**. Например, углерода в земной коре всего 0,35 %, а по содержанию в живых организмах он занимает второе место (21 %). Однако эта закономерность наблюдается не всегда.

Элементы, необходимые организму для построения и жизнедеятельности клеток и органов, называют **биогенными элементами**. Биогенность точно установлена только для 30 элементов.

Существует несколько классификаций биогенных элементов.

1. По функциональной роли:

- а) органогены (C, H, O, N, P, S);
- б) элементы электролитного фона (Na, K, Ca, Mg, Cl);
- в) элементы — регуляторы биохимических процессов — биологически активные атомы центров ферментов, гормонов (Fe, Cu, Mn и др.).

2. По концентрации элементов в организме:
- а) макроэлементы ( $10^{-2}$  % от массы организма);
  - б) микроэлементы ( $10^{-3}$ – $10^{-5}$  %);
  - в) ультрамикроэлементы ( $10^{-6}$  % и меньше).

Большинство микроэлементов содержится в основном в тканях печени. Это депо микроэлементов. В некоторых тканях наблюдается повышенное содержание микроэлементов (иода — в щитовидной железе, фтора — в эмали зубов, цинка — в поджелудочной железе, молибдена — в почках и т. д.).

Все живые организмы имеют тесный контакт с окружающей средой. Жизнь — постоянный обмен веществ организма с окружающей средой. Поступление в организм химических элементов обеспечивают питание и потребление воды.

Дефицит или избыток биогенных элементов наносит организму вред. Для нормального осуществления биохимических и физиологических процессов в организме должен поддерживаться *микроэлементный гомеостаз*, то есть постоянный оптимальный уровень микроэлементов.

**Токсичные элементы** — некоторые химические микро- и ультрамикроэлементы — могут оказывать отрицательное влияние на живые организмы при условии достижения некоторой концентрации, их называют элементами-токсикантами. Это элементы: Be, Ba, As, Pb, Cd, Hg, Tl. Токсичность элемента определяется его природой, дозой и молекулярной формой, в составе которой находится элемент.

Интересно, что токсичные элементы при очень малых концентрациях не оказывают вредного воздействия на растения и животных. Например, мышьяк при микроконцентрациях оказывает биостимулирующее действие. Следовательно, нет токсичных элементов, а есть токсичные дозы. Таким образом, малые дозы элемента могут быть лекарством, большие дозы — ядом. «Всё есть яд, и ничто не лишено ядовитости, одна лишь доза делает яд незаметным», — говорил врач Парацельс. Уместно вспомнить и слова таджикского поэта Рудаки: «Что нынче снадобьем слывёт, то завтра станет ядом».

### **Биологически активные вещества**

**Биологически активные вещества** — это жизненно важные и необходимые соединения, каждое из которых выполняет незаменимую роль в жизнедеятельности организма. К ним относятся ферменты, витамины и гормоны.

**Ферменты** принимают участие в переваривании и усвоении пищевых продуктов. Синтез и распад белков, нуклеиновых кислот, липидов, гормонов и других веществ в тканях организма представляют собой также совокупность ферментативных реакций, как и любое функциональное проявление живого организма — дыхание, мышечное сокращение, нервно-психическая деятельность, размножение. Без ферментов нет жизни. Их значение для человеческого организма не ограничивается рамками нормальной физиологии. В основе многих заболеваний человека лежат нарушения ферментативных процессов.

**Витамины** могут быть отнесены к группе биологически активных соединений, оказывающих своё действие на обмен веществ в ничтожных концентрациях. Это органические соединения различной химической структуры, которые необходимы для нормального функционирования практически всех процессов в организме. Они повышают иммунитет



и устойчивость организма к различным экстремальным факторам, способствуют обезвреживанию и выведению токсических веществ и т. д.

**Гормоны** — это продукты, которые вырабатываются специальными железами внутренней секреции или отдельными клетками, выделяются в кровь и разносятся по всему организму, в норме вызывая определённый биологический эффект. Сами гормоны непосредственно не влияют на какие-либо химические реакции в клетке. Только связавшись с определённым, свойственным только ему рецептором, гормон вызывает определённую реакцию.

### Химические процессы в живых организмах

Химические реакции, протекающие в живых организмах, можно отнести к протолитическим, гетерогенным, реакциям комплексообразования и окислительно-восстановительным.

**Протолитические реакции** — это реакции переноса протона от кислоты к основанию. Например:



К протолитическим реакциям относятся такие кислотно-основные взаимодействия, как реакции **гидролиза**, **ионизации растворителя**. Эти реакции играют большую роль в живых организмах. Для того чтобы мы могли использовать энергию пищевых продуктов, необходимо гидролитическое расщепление белков, жиров и углеводов в желудочно-кишечном тракте.

Гетерогенные реакции протекают при участии веществ, находящихся в разных фазах.

В организме человека наиболее важные гетерогенные процессы с участием неорганических соединений протекают прежде всего при образовании костной ткани, а также камней при почечно- и желчнокаменной болезнях.

**Реакции комплексообразования** широко представлены в организме человека. Молекулы аминокислот, белков, нуклеиновых кислот, витаминов, гормонов являются активными лигандами и взаимодействуют с катионами биометаллов. При этом образуются многообразные комплексные соединения, выполняющие различные биологические функции. Природными комплексными соединениями являются **хлорофилл**, который играет огромную роль при фотосинтезе у растений, и **гемоглобин** — главный переносчик кислорода тканям организма.

В основе обмена веществ (метаболизма) у живых организмов лежат **окислительно-восстановительные реакции**, которые характеризуются перераспределением электронов между реагентами. В случае **аэробного** метаболизма основным окислителем является молекулярный кислород, поступающий в процессе дыхания, а восстановителем — органические соединения, поступающие с продуктами питания. При **анаэробном** метаболизме и окислителями, и восстановителями являются органические соединения.

В качестве строительного материала клеток и источника энергии организму нужны белки, жиры, углеводы, минеральные соли, поступающие из пищи.

В желудочно-кишечном тракте при участии специфических ферментов белки гидролизуются до **аминокислот**, жиры — до **жирных кислот** и **глицерина**, полисахариды — до **моносахаров**. При этом пищевые продукты теряют свою видовую специфичность. Затем эти вещества всасываются в кишечнике и поступают в клетки. В клетках осущест-

вляются различные химические реакции: протолитические, гетерогенные, комплексообразующие, окислительно-восстановительные. Благодаря этим реакциям в клетках осуществляется синтез необходимых белков, липидов, углеводов, нуклеиновых кислот и других веществ и выделяется энергия.

**Проблема.** В живой клетке протекают тысячи различных химических реакций, каждая из которых катализируется специфическими катализаторами — ферментами. Каким же образом достигается гармония, синхронность огромного количества процессов?

Очевидно, что в клетке гармонично осуществляются реакции, которые поставляют энергию со скоростями, соответствующими её энергетическим потребностям, и реакции, вырабатывающие мономеры (аминокислоты, моносахариды, мононуклеотиды), со скоростями, соответствующими потребностям клетки в этих веществах для биосинтеза своих полимеров (белков, полисахаридов, нуклеиновых кислот). Механизмы регуляции этих процессов — предмет биохимических исследований.

Процесс метаболизма регулируется в организме эндокринной системой. При любом изменении химического состава крови, который отражает изменения в органах и тканях, железами внутренней секреции синтезируются и выделяются гормоны, переносимые током крови к соответствующим органам.

Обширные биохимические исследования обеспечили многие достижения современной медицины. Например, выяснение молекулярных основ причин и развития болезней, вызванных недостатком витаминов и гормональными нарушениями, позволило предотвратить гибель миллионов людей от неполноценного питания, сделало возможным лечение больных с эндокринными нарушениями, наметило направления синтеза лекарств, облегчающих течение многих заболеваний.

Развитие фундаментальных биохимических разработок в области медицины позволяет надеяться на успешное выяснение таких проблем, как причины возникновения атеросклероза, природа онкологических заболеваний, происхождение неврологических и психических расстройств.

## **Выводы**

1. Наука о способах и процессах производства продуктов из природного сырья — химическая технология.
2. Общими принципами научной организации химического производства являются: электрификация, механизация и автоматизация производственных процессов; непрерывность (поточность) производства; комплексное и полное использование сырьевых и энергетических ресурсов; интенсификация производства; стандартизация всех видов продукции; специализация и кооперирование производства; охрана труда и окружающей природы.
3. Специфические принципы химического производства обусловлены его особенностями, связанными с закономерностями осуществления химических процессов. К ним относят: применение активных реагентов; повышение концентрации реагирующих веществ; поддержание оптимальных температур за счёт усреднения состава, непрерывности процесса, с помощью теплообмена;

создание оптимальной поверхности соприкосновения реагирующих веществ; применение катализаторов.

**4.** Наука о способах и процессах производства продуктов из природного сырья – химическая технология.

**5.** Общими принципами научной организации химического производства являются: электрификация, механизация и автоматизация производственных процессов; непрерывность (поточность) производства; комплексное и полное использование сырьевых и энергетических ресурсов; интенсификация производства; стандартизация всех видов продукции; специализация и кооперирование производства; охрана труда и окружающей природы.

**6.** Специфические принципы химического производства обусловлены его особенностями, связанными с закономерностями осуществления химических процессов. К ним относят: применение активных реагентов; повышение концентрации реагирующих веществ; поддержание оптимальных температур за счёт усреднения состава, непрерывности процесса, с помощью теплообмена; создание оптимальной поверхности соприкосновения реагирующих веществ; применение катализаторов.

**7.** Химическая экология, исследующая характер и последствия химического воздействия на окружающую среду, занимается решением экологических проблем в условиях глобального экологического кризиса.

**8.** Развитие химии по отношению к биосфере играет двойственную роль: с одной стороны, химические производства загрязняют окружающую среду поллютантами, с другой стороны, очистка окружающей среды возможна только на основе достижений современной химии.

**9.** Основные экологические проблемы: смог, парниковый эффект, кислотные дожди, загрязнение атмосферы поллютантами автотранспорта и предприятий, разрушение озонового слоя и образование озоновых дыр в атмосфере, загрязнение сточными водами гидросферы, нерациональное использование минеральных природных ресурсов и захоронение отходов в литосфере, влияние загрязнений на здоровье человека.

**10.** Основные направления защиты окружающей среды: предупреждение образования и нейтрализация загрязнителей; создание малоотходных и безотходных технологий, безопасных продуктов; переход на экологически чистые источники энергии, безвредное сырьё и продукты; вторичная переработка сырья (отходов); очистка сточных вод и газовых выбросов; устранение нефтяных пятен; соблюдение экологического мониторинга.

## § 30. Научные методы познания веществ и химических явлений

**?** Назовите методы, которые вы использовали при изучении веществ и химических процессов.

Дайте характеристику этих методов.

В процессе изучения химии в школе вы уже познакомились со многими методами научного познания (наблюдение, химический эксперимент, описание, объяснение, сравнение, обобщение и др.). Вы использовали методы очистки и идентификации веществ, химического анализа и синтеза, познакомились с некоторыми методами исследования веществ.

**Методология** — учение о методах и средствах познания, способах организации рациональной исследовательской деятельности.

**Метод** — способ познания окружающей действительности, способ достижения цели, определённым образом упорядоченная деятельность.

■ В химической науке **метод** — это способ познания и исследования веществ и их превращений. Метод отражает совокупность правил и способов познавательной и научно-исследовательской деятельности.

Многие методы исследования веществ требуют сложной аппаратуры, современной компьютерной техники. Например, химический эксперимент нуждается в определённой технике, приборах, лабораторном оборудовании, реактивах, в строгом соблюдении техники безопасности. Он осуществляется в специальных химических лабораториях (рис. 48).

Метод — обязательный элемент научного познания.

В науке выделяют два основных уровня научного познания: **эмпирический** и **теоретический**.



**Рис. 48.** Современная химическая лаборатория

**Эмпирический уровень химического познания и его методы.** Эмпирический уровень — это первая ступень познания химии, непосредственно связанная с опытным изучением веществ и их превращений.

Различают **три основные стадии эмпирического исследования**:

1. Получение данных об изучаемом объекте с помощью опытов и экспериментального наблюдения.
2. Первичная обработка результатов опыта.
3. Обобщение данных опыта, выявление эмпирических закономерностей, выводы.

Главными методами эмпирического познания являются: *наблюдение* веществ и их явлений в природе, в химической лаборатории, на производстве, *экспериментальное исследование* веществ и *описание* наблюдений и экспериментов.

■ В химии изучение веществ и их свойств осуществляется в химическом кабинете при ознакомлении с их образцами и при выполнении **опытов** (растворение веществ, проведение химических реакций и др.), а также при постановке химических экспериментов. В отличие от наблюдения и опыта в **химическом эксперименте** исследователь (ученик) вносит определённые изменения как в сам объект изучения (измельчение вещества, изменение концентрации раствора), так и в условия осуществления его реакций (нагревание, применение катализатора). В некоторых экспериментах осуществляются **измерения** физических величин, таких как масса, плотность, объём, температуры кипения и плавления веществ. Измерения необходимы для количественного описания веществ и химических реакций и установления химических закономерностей. Д.И. Менделеев широко использовал в своих исследованиях измерения, указывая, что наука начинается тогда, когда начинают измерять.

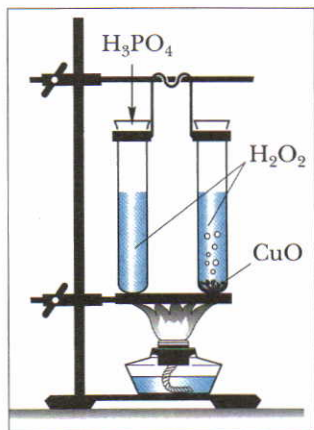
**Наблюдение** осуществляется непосредственно или косвенно с помощью приборов. Наблюдение всегда должно быть целенаправленным.

В научном и учебном познании наблюдение часто используется вместе с химическим экспериментом.

**Химический эксперимент** — специальный метод химического познания, активное практическое воздействие на исследуемые вещества и другие объекты, изучаемые химией.

Экспериментальный метод — отличительная особенность естественных наук. Химический эксперимент — важнейший метод химии и средство познания природы.

■ В ходе химического эксперимента исследователь сознательно и планомерно вмешивается в природу веществ, в естественный ход протекания процессов. Подтвердим это следующим экспериментом. Вам известно, что разложение пероксида водорода является



**Рис. 49.** Разложение пероксида водорода при нагревании

одним из способов получения кислорода в лаборатории. Установим условия возникновения и определим факторы, влияющие на скорость этой реакции (рис. 49).

### Демонстрационный опыт

1. В две укрепленные в штативе пробирки наливаем 3 %-й раствор пероксида водорода. Никаких признаков реакции не наблюдается. Нагреем раствор в пробирках. Мы видим образование газа. С помощью тлеющей лучинки убедимся, что этот газ – кислород. Следовательно, условием возникновения реакции разложения пероксида водорода является нагревание.

2. Добавляем в одну пробирку немного порошка оксида меди (II). Выделение кислорода ускоряется, пузырьков становится больше. Во вторую пробирку добавляем несколько капель ортофосфорной кислоты. Реакция замедляется и постепенно прекращается.

Эксперимент всегда планируется. В любом эксперименте необходимо целенаправленное наблюдение.

В химии изучается не только *качественная* сторона веществ и их свойств, но и *количественная*. Для этого применяются количественный эксперимент, измерения, расчёты, математический аппарат при обработке результатов.

**Задание.** Приведите примеры количественных экспериментов, с которыми вы познакомились на уроках. Дайте описание опытов разложения и синтеза воды. Каковы цели этих опытов?

При проведении эксперимента надо строго соблюдать правила техники безопасности (рис. 50). Большое значение в проведении эксперимента имеют его предварительная подготовка, проверка необходимости оборудования и реактивов, техника и методика его исполнения, а также контроль за его ходом, объяснение его результатов и устранение последствий.

Результаты экспериментов обязательно фиксируются и истолковываются.



**Рис. 50.** Химический эксперимент в школе



**Рис. 51.** Газовый хроматограф

■ Химический эксперимент может быть не только **реальным**, но и **виртуальным**. Виртуальный эксперимент осуществляется с помощью компьютерных программ, построенных на основе имитационного моделирования. Примером может служить **виртуальная аналитическая лаборатория**, в которой проводится моделирование качественных реакций распознавания веществ и их ионов.

Виртуальный эксперимент имеет большое значение тогда, когда реальный эксперимент невозможен или опасен, а также при закреплении реального эксперимента, при невозможности проведения его из-за отсутствия реактивов и приборов. Однако ничто не может заменить реальный эксперимент в познании химии.

Важными видами химического эксперимента являются **химический анализ** и **химический синтез**.

**Химический анализ** направлен на получение данных о составе химического соединения путём разложения на составляющие его ионы или атомные группы.

■ Методы химического анализа многообразны. В современной химии выделяют следующие **виды химического анализа**:

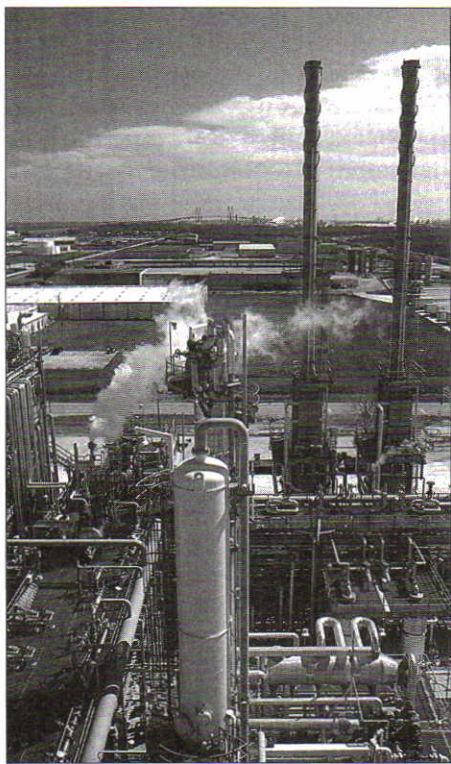
- 1) органический и неорганический;
- 2) качественный и количественный;
- 3) макрохимический, полумикрохимический, микрохимический и ультрамикрохимический.

Осуществление этих методов в научно-исследовательской деятельности требует сложной аппаратуры: хроматографов (рис. 51), спектрографов, анализаторов и др.

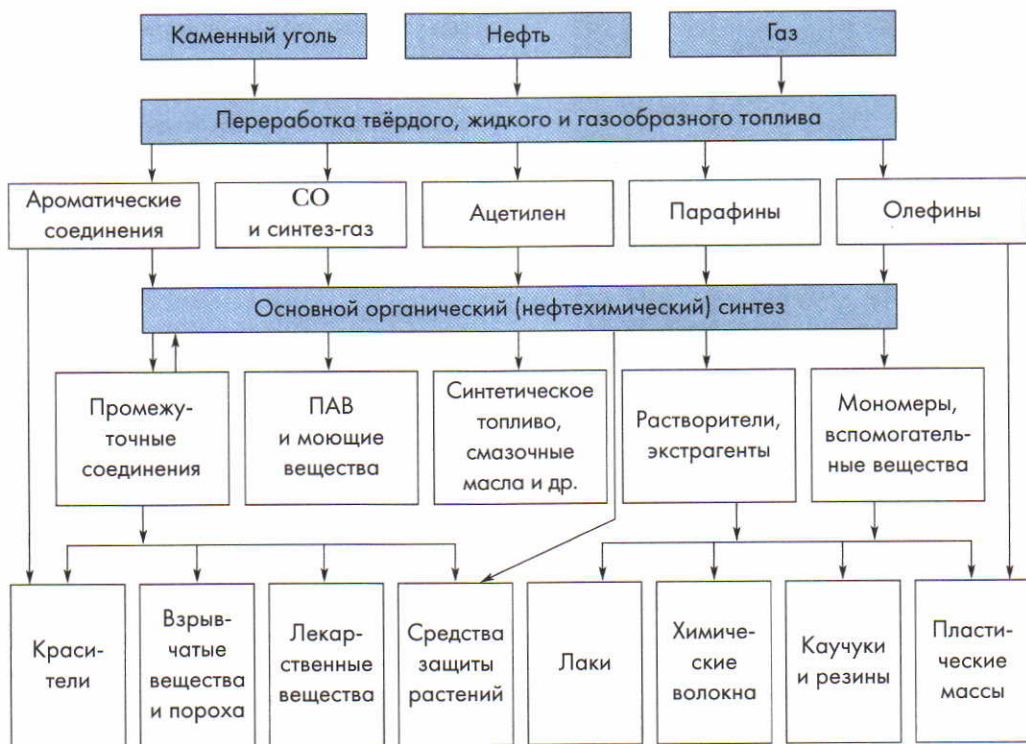
**Химический синтез** — это совокупность конкретных химических приёмов и действий исследователя, направленных на получение (синтез) новых веществ с предполагаемыми свойствами.

■ Химический синтез — важнейший метод исследования, с помощью которого изучается строение химических соединений и создаются новые вещества и материалы сначала в лаборатории, а затем в промышленности (рис. 52).

Характерной особенностью химического синтеза является то, что он используется как метод получения соединений, в природе не встречающихся. Особое место в этом принадлежит **промышленному органическому синтезу** (рис. 53).



**Рис. 52.** Современное химическое производство



**Рис. 53.** Виды промышленного органического синтеза

Полученные в ходе эмпирического познания данные подвергаются логической обработке (анализу, сравнению, обобщению). Результаты наблюдений опытов и экспериментов фиксируются в формах, описаниях, схемах, таблицах, графиках (рис. 54).

**Задание.** Дайте сравнительное описание физических свойств меди и черенковой серы (см. план сравнительного описания в учебнике химии для 8 класса, § 4).

Для описания химических объектов используют научный язык химии.

**Теоретический уровень познания веществ и его методы.** На эмпирическом уровне познания исследуются явления, то на теоретическом — их сущность.

■ Сущность химических элементов отражает внутренние связи и отношения их количественных (заряд ядра, атомная масса и др.) и зависимых от них качественных характеристик (электронная структура атома, характер элемента и др.), выявляемых и объясняемых на основе современной теории строения атома и учения о периодичности. Раскрытие и объяснение сущности изучаемых объектов и явлений осуществляются на базе определённой теории.





**Рис. 54.** Выполнение опыта и описание его результатов

Выделяют три стадии теоретического исследования:

1. Выявление исходной теории как базиса для обобщения и объяснения явлений.
2. Обобщение знаний и построение их теоретических систем.
3. Функциональное применение теоретических системных знаний (функции — описание, объяснение, прогнозирование и моделирование).

Методы теоретического познания — это *теоретическое описание, объяснение и обобщение*.

■ **Теоретическое описание** — это описание явлений через теорию. Оно непосредственно связано с объяснением. Например, раскрытие сущности химического элемента на основе теории строения атома и периодической системы. (См. алгоритм характеристики химического элемента в учебнике химии для 8 класса, § 43.)

**Теоретическое объяснение** призвано вскрыть сущность явлений, ответить на главный вопрос: «В чём причина явления?» Примером теоретического объяснения может служить раскрытие периодического изменения свойств элементов в зависимости от возрастания заряда ядра атома и изменения конфигурации электронных оболочек.

**Теоретическое обобщение** заключается в том, что знания определённой области химии о её объектах подводятся под общие законы и теории в целях их интеграции и систематизации. Так, знания о строении веществ подводятся под современную теорию строения веществ, а знания о химической реакции — под законы сохранения массы и энергии. Теоретическое обобщение — необходимое условие создания теоретических систем знаний.

С теоретическими методами познания тесно связаны *логические методы*. В их основе лежат уже известные вам мыслительные приёмы: сравнение, анализ и синтез, индукция и дедукция, аналогия и другие, составляющие основу интеллектуальной деятельности.

**?** Какие из перечисленных логических методов вы применяли при изучении химии и с какой целью? Раскройте сущность этих методов. Приведите примеры их использования при изучении других предметов.

**Сравнение** — один из основных логических методов. Изучение любого объекта начинается с того, что путём сравнения его отделяют от других известных объектов и устанавливают сходство с другими родственными объектами. Сравнение лежит в основе классификаций веществ и химических реакций.

**Задание.** Используя метод сравнения, установите сходство и различие в строении и свойствах оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV).

Сравнительный метод используют все науки. Для химии особое значение он приобрёл благодаря Д.И. Менделееву и его учению о периодичности.

■ В старшей школе при изучении физики, химии и других наук активно используются общенаучные методы — диалектический и системный. **Диалектический метод** — наиболее общий и универсальный. Он основан на законах диалектики, известных вам из курса обществознания, и на таких категориях, как материя, движение, время, пространство и др. Главные объекты изучения в химии — вещества — вид материи, а химические реакции — форма её движения во времени и в пространстве. Ярким примером проявления законов диалектики в природе являются периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Диалектический метод ориентирует познание на всестороннее изучение веществ и реакций, на раскрытие их изменений и развития, на отражение всеобщих признаков, связей и отношений объектов в единстве с особенными признаками классов, типов и индивидуальных веществ; на применение в единстве анализа и синтеза, индукции и дедукции, качественного и количественного описания; на движение от конкретного к абстрактному; на раскрытие причинно-следственных связей явлений.

**Системный метод** рассматривает вещества и химические реакции как системы, а знания о них обобщаются в теоретические системы, обладающие такими свойствами, как целостность, структурная организация и функции. Системный метод широко используется для решения комплексных проблем, например прогнозирования свойств неоткрытых химических элементов, моделирования объектов и т. д.

**Моделирование в познании химии.** Особое значение в химическом познании имеет метод *моделирования*. Это один из наиболее часто применяемых методов.

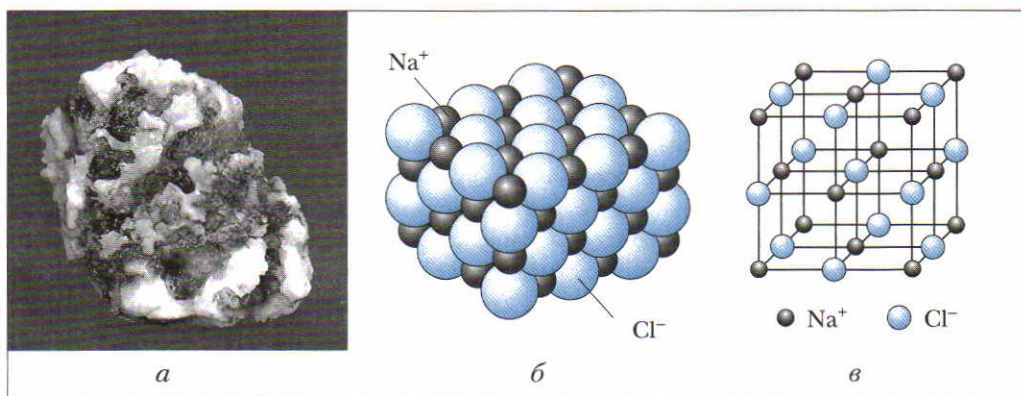
**?** В каких целях используется моделирование в изучении химии и в чём его суть? Какие виды моделей использовались в обучении химии и с какой целью? Приведите примеры.

**Моделирование** — это метод практического или теоретического изучения химии. Метод моделирования основан на принципе соответствия объекта (оригинала) и его модели (заместителя). Сущность моделирования заключается в том, что при изучении какого-либо химического соединения или явления создаётся его модель, которая служит объектом исследования этого явления, источником знаний о нём.

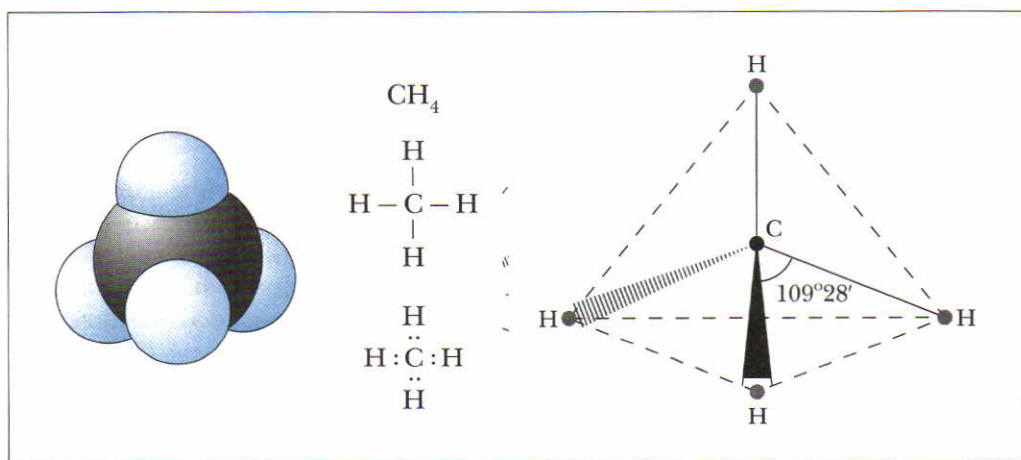
■ Модели помогают изучить внутреннее строение веществ, молекул, кристаллов, структурную и пространственную изомерию органических соединений. Они незаменимы и для понимания сущности и механизмов химических реакций, особенно схематические модели (например, схема влияния катализаторов на ход химических

реакций). На основе моделей (принципиальных схем химико-технологических процессов, рисунков производственных устройств и аппаратов) можно раскрыть технологические процессы и химизм производств. Символично-графические модели широко используются для классификации веществ и реакций, для отражения их взаимосвязей, для раскрытия сущности химических закономерностей и круговоротов веществ.

Важнейшими свойствами моделей являются: общность их признаков с оригиналом, объективность, упрощённость, наглядность, функциональность, ограничение разнообразия свойств изучаемого через модель реального объекта (рис. 55).



**Рис. 55.** Природный кристалл и его модели: *а* – кристалл поваренной соли (галита); *б* – масштабная модель кристалла; *в* – модель кристаллической решётки



**Рис. 56.** Формулы и модели молекулы метана

Модели – заместители оригиналов (веществ, реакций) должны быть разными и применяться комплексно, так как каждая из них отражает одну сторону реальных объектов.

**Проблема.** Какую информацию о молекуле метана несёт в себе каждая из формул и моделей, изображённых на рисунке 56?

■ Модели, используемые в обучении, делят на материальные и идеальные.

**Материальные модели** подразделяют на функциональные (действующие модели производств, отдельные узлы технологических установок) и структурные (макеты производств, модели кристаллических решёток).

**Идеальные модели** конструируются мысленно, а изображаются с помощью символики, рисунка и графики. Наиболее широко в химии используют структурные модели веществ и их частиц (рис. 57), функциональные модели (динамические модели химических процессов – рис. 58) и символично-графические модели (химические формулы, схемы химических, физико-химических и технологических процессов, круговоротов веществ, классификационные схемы, схемы генетических связей).

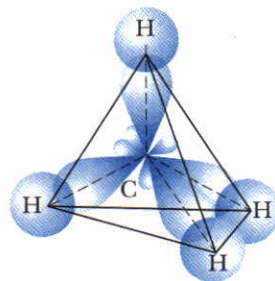


Рис. 57. Структурная модель молекулы метана

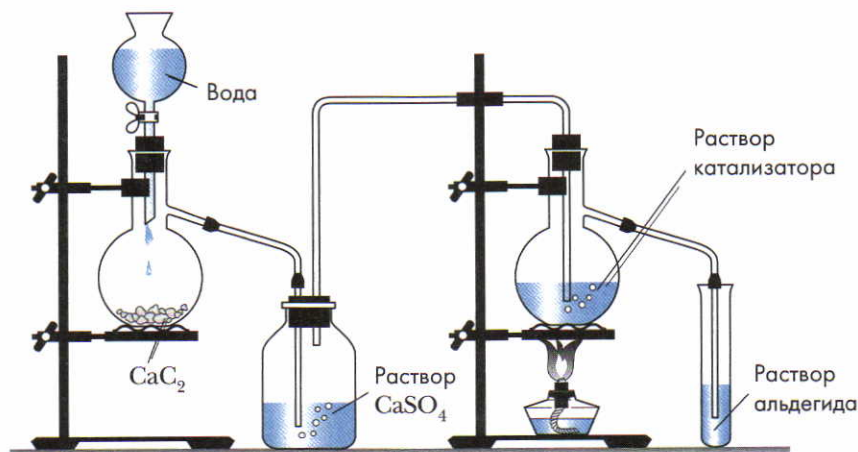
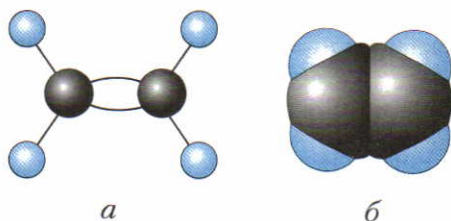


Рис. 58. Функциональная динамическая модель лабораторного получения уксусного альдегида по Кучерову

Особую ценность имеют структурные модели. Они позволяют рассмотреть вещество на разных уровнях его химической организации и описать механизмы его превращений.



**Рис. 59.** Модели молекулы этилена:  
*а* – шаростержневая;  
*б* – масштабная модель Стюарта – Бриглеба

Для изучения строения вещества широко используются **шаростержневые** модели, отражающие ориентацию валентных связей в пространстве; **объёмные**, или **масштабные**, модели (рис. 59); **контурные диаграммы** электронной плотности; **стереомодели**, отражающие пространственное строение молекул и кристаллов, расположение в трёхмерном пространстве их атомов, атомных комплексов (сегментов), функциональных групп и др. К ним можно отнести и конформационные формулы молекул органических веществ. Со всеми видами этих моделей вы уже знакомы.

Объекты химической науки обычно рассматриваются как **системы**. Моделирование непосредственно связано с системным подходом, который широко используется в науке и современном обучении. Как системы рассматриваются атом, молекула, вещество и др. Некоторые объекты химии даже в своём названии имеют слово «система» (дисперсные системы, коллоидные системы и др.), а также сложные логико-теоретические обобщения, выраженные графически, например периодическая система химических элементов.

**Системный подход** – это универсальный способ изучения сложного объекта, рассматриваемого в виде системы. Важнейшими характеристиками системы являются целостность, структурная организация и связанные с ней функции системы.

Таким образом, современная химия вооружена комплексом разнообразных экспериментальных и теоретических методов познания и исследования веществ.

**Основные понятия.** Научное познание • Методология • Метод  
 • Методы эмпирического и теоретического познания • Химический эксперимент • Теоретические методы • Моделирование  
 • Модели

#### Вопросы и задания

- ▲ 1. Что такое методология и каково её значение в организации химического познания?
- ▲ 2. Какие уровни химического познания различают в науке?
- ▲ 3. Какие эмпирические и теоретические методы применяются в химии?
- 4. Раскройте виды и функции химического эксперимента в научном и учебном познании.
- 5. В чём заключается сущность моделирования как метода познания?

- 6. Какую роль в химии играет системный подход как метод познания? Приведите примеры химических систем и раскройте их признаки.
- 7. Дайте характеристику химическому анализу и синтезу. Какова их роль в науке и в обучении?
- \* 8. Составьте схему синтезов на основе этилена. Приведите соответствующие уравнения реакций.
- \* 9. Используя Интернет и компьютерное моделирование, создайте динамические модели органического соединения и его изомеров.

### **Выводы**

1. Познание веществ и их превращений осуществляется на двух взаимосвязанных уровнях познания. *Эмпирический* уровень — непосредственное изучение реальных веществ и явлений с помощью наблюдения, эксперимента, фиксации и описания их результатов. *Теоретический* уровень — изучение внутренней сущности веществ и их превращений с помощью методов анализа и синтеза, объяснения, обобщения, моделирования и др.
2. Методы в химии — способы получения химических знаний путём целенаправленной познавательной деятельности по изучению веществ и их превращений.
3. Химический эксперимент — важнейший метод химического познания и активного воздействия на изучаемые вещества и другие объекты химии. В процессе исследования химический эксперимент служит источником информации, основой для вывода химических закономерностей и постановки проблем, средством проверки гипотез, доказательств теорий и законов и др. Эксперимент бывает реальный, мысленный и виртуальный; качественный и количественный. Особое значение в химии имеют разные виды экспериментального анализа и синтеза соединений.
4. Большую роль в изучении химии играет метод моделирования.

## Практическая работа № 5\*

### Идентификация неорганических веществ на примере соединений IIА-группы

**Цель работы:** с помощью качественного анализа определить (идентифицировать) выданные вещества.

#### Задание

Вам выданы растворы нитратов: кальция, магния, бария. Идентифицируйте каждое вещество.

#### Ход работы

1. Напишите формулы выданных веществ и проанализируйте их качественный состав.

2. Составьте план экспериментального анализа катионов в предложенных растворах.

3. Подберите реактивы и оборудование для выполнения опытов, соответствующих вашему плану.

4. Оформите в тетради таблицу для занесения в неё результатов исследования веществ. В таблице укажите номера пробирок с исследуемыми веществами, формулы и названия реактивов, используемых для распознавания катионов, наблюдения и выводы.

5. Выполните экспериментальную часть работы. Результаты опытов занесите в таблицу.

6. Напишите уравнения проделанных реакций (для реакций обмена – ионные уравнения), укажите их признаки.

7. Запишите результат исследования: в какой из пробирок находится раствор каждого из выданных вам веществ.

#### Результаты анализа

Номер пробирки	Что делали (последовательность распознавания)	Что наблюдали (реактив)	Уравнение реакции
1			
2			
3			

\* Практическая работа выполняется при изучении химии 2 часа в неделю, а также рекомендуется для элективных курсов.

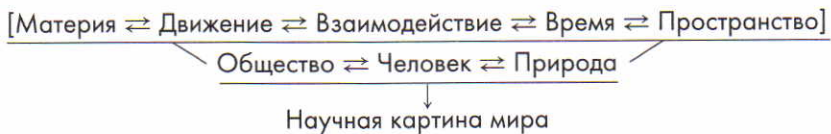
## Естественнонаучная картина мира.

### Химическая картина природы

(Дополнительный материал к главе 10)

Химия играет большую роль в создании у человека целостного представления об окружающем его мире веществ, в формировании естественнонаучной картины мира и научного мировоззрения человека.

**Научная картина мира.** Определённые представления о мире и понимание как целостной данности с её естественным порядком, о своём месте в этом мире существуют у любого человека, хотя они не всегда осознаны. Целостное восприятие мира необходимо человеку для ориентации в нём, для понимания явлений, происходящих в окружающем мире, для принятия правильных решений относительно своего поведения и деятельности в окружающей среде. Научная картина мира содержит в себе знания о пространстве и времени, об объектах окружающего мира и их взаимодействиях, о месте человека в мире. Эти общие представления и их взаимосвязи можно отобразить схемой.



Одной из особенностей современной науки является её интеграция, стремление к объединению теоретических знаний разных областей в целостную систему, разносторонне отражающую объективный мир в его развитии и единстве.

**Научная картина мира** — это система научных знаний о природе, обществе, человеке, созданная путём обобщения и систематизации фундаментальных законов разных областей науки, синтеза локальных картин мира и философского осмысления его результатов.

**Естественнонаучная картина мира.** Важным компонентом научной картины мира и мировоззрения человека является естественнонаучная картина природы. Её теоретическое ядро составляют фундаментальные идеи, положения и принципы естествознания, теоретические системы знаний каждой из её областей. Центральное место здесь занимают естественнонаучные знания (фундаментальные идеи, принципы, законы, теории и общие понятия физики, химии, биологии, математики). В обобщении их результатов интегрирующую роль играют знания курса обществоведения, дающего основы философии, поскольку естественнонаучная картина мира — это особое промежуточное звено между философией и естествознанием, где основополагающее значение имеет понимание материального многообразия и единства природы, законов её развития, познаваемости её объектов, условий их существования и их различных взаимодействий.

Естественнонаучная картина мира — не просто сумма знаний разных наук о природе, а синтез универсальных идей и принципов, общих теорий, законов и понятий каждой



области естествознания, *локальных картин природы* (физической, химической и др.), пронизанных философскими знаниями.

**Химическая картина природы.** Химия вносит существенный вклад в формирование естественнонаучной картины мира через её химический аспект. *Химическая картина природы* — это предельная форма обобщения и систематизации химического знания, взгляд химической науки на окружающий человека мир веществ, основанный на философских категориях и теории познания.

В формировании химической картины природы приоритетная роль принадлежит **теоретическим знаниям**. Особое место в блоке теоретических знаний по химии имеют научные идеи: периодичности, зависимости свойств веществ от их строения и химических реакций от природы веществ и внешних факторов, химической организации, усложнения и генетической связи веществ, а также **фундаментальные законы, теории и понятия химии**.

Среди теоретических знаний ведущую роль играют периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, современные теории строения атома и вещества, теория электролитов, закономерности протекания химических реакций и др.

Значение периодического закона состоит в том, что он является законом о единстве и взаимосвязи химических элементов. **Периодический закон и периодическая система** позволяют объединить сведения о свойствах элементов и образованных ими простых и сложных веществах в единую систему знаний. Велика их роль и в обосновании учения о единстве мира, о всеобщих естественных связях в природе, в раскрытии научной картины мира.

Большая роль в создании целостного химического взгляда на природу принадлежит также **современной теории строения веществ, теории электролитической диссоциации** и другим ведущим теориям химии. Так, электронная теория даёт общее представление о единстве мира веществ и их превращениях, обеспечивает объяснение сущности и закономерностей их строения и протекания их реакций. Теория электролитов, основанная на электронных представлениях, расширяет знания о многообразии форм существования материи (ионы, комплексы и др.). Она рассматривает взаимодействие электролитов со средой и гидратированных ионов как активированных комплексов, многообразие превращений, зависящих от индивидуальных свойств элементов, и различные формы их существования в разных условиях.

Большой вклад в формирование химической и научной картин мира вносит органическая химия с её современной теорией строения химических соединений, разнообразием и взаимосвязями их классов, типов химических реакций. Велика роль органической химии в создании связи неживой и живой природы, роль органических синтезов в образовании «второй, рукотворной, природы», в понимании масштабов влияния человека на природу.

Эволюционное развитие науки химии на разных исторических этапах было тесно связано как с социально-экономическими и политическими условиями развития общества, так и с развитием производства, с удовлетворением материальных потребностей людей, с уровнем их общей культуры, с потребностью более глубокого познания окружающей природы.

**Производственный аспект химии** включается в химическую картину природы уже потому, что значительный массив знаний о ней есть определённый способ решения проблемы синтеза веществ. Важнейшей задачей химии на разных этапах её развития было, есть и будет исследование строения и свойств веществ в целях получения новых необходимых для человека веществ и материалов с заданными качествами.

Особое значение имеет прикладная химия, связанная не только с развитием химической технологии, давшей человечеству «вторую природу», множество новых полезных веществ и материалов, но и с разнообразием их применения, с культурой потребления.

Интеграция химии и других наук способствовала возникновению ряда новых, смежных с ними областей: биохимии, геохимии, физической химии, химической экологии, биогеохимии и других, которые расширяют знания о природе, о её многообразии, единстве и целостности.

## Предметный указатель

- Авогадро закон 12  
– постоянная 9  
Азот 36, 86, 116, 120, 162, 164, 167  
Азотная кислота 100, 112, 120, 124,  
139, 140  
Аммиак 35, 37, 86, 141, 161  
Аллотропия 47  
Алюминий 120  
Анионы 38  
Анод 101  
Атомно-молекулярное учение 7  
Атомная орбиталь 18  
Благородные газы 146  
Валентные электроны 21, 32  
Валентность 32  
Вещество 5  
Водородная связь 40  
Водородный показатель 90  
Восстановление 98  
Галогеноводороды 143  
Галогены 99, 114, 116, 120, 123, 142  
Гели 70  
Гибридизация 37  
Гидролиз 93  
Гомология 51  
Дисперсные системы 66  
Диссоциации электролитической  
теория 55, 63  
Железо 122, 130  
Жёсткость воды 119  
Закон Авогадро 12  
– постоянства состава 10  
– сохранения массы 11  
Золи 10  
Изомерия 49  
Изотопы 17, 52  
Индикаторы 90  
Ионная связь 38  
Ионы 38  
Истинный раствор 59  
Катализ 83  
Катализаторы 82  
Катод 101  
Катионы 38  
Кислоты 64  
Классификация металлов 109  
– неорганических веществ 148  
– органических 151  
– реакций 73  
– солей 94  
– химических веществ 15  
Ковалентная связь 38  
Количество вещества 8  
Коллоидные растворы 66  
Комплексные соединения 52  
Концентрация ионов кислорода 90  
– молярная 61  
– раствора 60  
Коррозия металлов 128  
Кристаллическая решётка 39, 42  
Марганец 122  
Массовая доля 61  
Массовое число 17  
Металлическая связь 39  
Метод электронного баланса 98  
Моделирование 193  
Моль 8  
Молярная концентрация 61  
Наблюдение 188  
Насыщенный раствор 60  
Окисление 98  
Основания 64  
Относительная атомная масса 8  
Относительная молекулярная  
масса 9  
Периодический закон 23  
Периодическая система 24  
Принцип Ле Шателье 86  
Простые вещества 11, 26, 28  
Растворимость 60  
Реакции  
– замещения 73

- обмена 73
- качественные 91, 118, 145
- необратимые 75
- обратимые 75
- обмена 73
- соединения 73
- экзотермические 75
- эндотермические 75
- Серная кислота 112, 120, 124, 139, 140
- Скорость химической реакции 80
- Сложные вещества 11, 57, 64
- Сталь 126
- Степень диссоциации 65
- Степень окисления 97
- Сырьё 161
- Термохимическое уравнение 78
- Тепловой эффект химической реакции 77
- Удобрения 166
- Фаза 57

- Ферменты 84
- Фосфор 167
- Фосфорная кислота 140
- Химическая реакция 6
  - связь 32
- Химический анализ 190
  - синтез 190
  - элемент 7
  - эксперимент 189
- Химическое равновесие 86
- Чугун 126
- Щелочные металлы 11
- Щёлочи 11
- Щёлочноземельные металлы 112, 114, 117
- Электронная конфигурация атомов 20
- Электроотрицательность 35
- Электролиз 100
- Электролиты 63

## Оглавление

Предисловие .....	3
<b>Глава 1. Важнейшие понятия и законы химии .....</b>	<b>4</b>
§ 1. Основные понятия химии и их взаимосвязи .....	5
§ 2. Закон постоянства состава вещества, закон сохранения массы веществ и закон Авогадро .....	10
А. Лавуазье — творец химической революции и основоположник классической химии. <i>(Дополнительный материал к главе 1)</i> .....	14
<b>Глава 2. Теория строения атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева .....</b>	<b>16</b>
§ 3. Современные представления о строении атома .....	16
§ 4. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете теории строения атома ....	23
Предсказание Д.И. Менделеевым новых химических элементов. <i>(Дополнительный материал к главе 2)</i> .....	30
<b>Глава 3. Строение и многообразие веществ .....</b>	<b>32</b>
§ 5. Химическая связь. Виды химической связи .....	32
§ 6. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Кристаллические решётки .....	42
§ 7. Многообразие веществ и его причины .....	47
Комплексные соединения. <i>(Дополнительный материал к главе 3)</i> .....	52
<b>Глава 4. Смеси и растворы веществ .....</b>	<b>57</b>
§ 8. Чистые вещества и смеси. Растворы .....	57
<i>Практическая работа № 1.</i> Приготовление растворов заданной концентрации .....	62
§ 9. Растворы электролитов .....	63
§ 10. Дисперсные системы. Коллоидные растворы .....	66
Гели и золи. <i>(Дополнительный материал к главе 4)</i> .....	70
<b>Глава 5. Химические реакции .....</b>	<b>73</b>
§ 11. Классификация реакций в органической и неорганической химии .....	73
§ 12. Тепловой эффект химической реакции .....	77
§ 13. Скорость химической реакции. Катализ .....	80
§ 14. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие ...	85

§ 15.	Реакции в водных растворах электролитов	89
	<i>Практическая работа № 2.</i>	
	Решение экспериментальных задач	91
§ 16.	Гидролиз органических и неорганических соединений	93
§ 17.	Окислительно-восстановительные реакции	97
§ 18.	Электролиз растворов и расплавов	100
	Простые и сложные реакции.	
	<i>(Дополнительный материал к главе 5)</i>	104
<b>Глава 6.</b>	<b>Металлы</b>	107
§ 19.	Металлы – химические элементы и простые вещества	107
§ 20.	Металлы главных подгрупп	113
§ 21.	Металлы побочных подгрупп	122
§ 22.	Получение и применение металлов. Коррозия металлов	125
	<i>Практическая работа № 3.</i>	
	Решение экспериментальных задач	129
	Производство чугуна и стали.	
	<i>(Дополнительный материал к главе 6)</i>	130
<b>Глава 7.</b>	<b>Неметаллы</b>	134
§ 23.	Неметаллы – химические элементы и простые вещества	134
§ 24.	Галогены	142
	Благородные газы.	
	<i>(Дополнительный материал к главе 7)</i>	146
<b>Глава 8.</b>	<b>Классификация и взаимосвязь органических и неорганических веществ</b>	148
§ 25.	Общая характеристика органических и неорганических соединений. Их классификация	148
	<i>Практическая работа № 4.</i>	
	Решение экспериментальных задач	155
	Развитие биологической химии – актуальная потребность нашего времени. <i>(Дополнительный материал к главе 8)</i>	156
<b>Глава 9.</b>	<b>Производство и применение веществ и материалов</b>	159
§ 26.	Современное химическое производство	159
§ 27.	Вещества и материалы вокруг нас	165
§ 28.	Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	176
	Химические процессы в живых организмах.	
	<i>(Дополнительный материал к главе 9)</i>	181
<b>Глава 10.</b>	<b>Методы познания в химии</b>	187
§ 29.	Научные методы познания веществ и химических явлений	187

*Практическая работа № 5.*

Идентификация неорганических веществ  
на примере соединений ПА-группы ..... 198

Естественнонаучная картина мира.

Химическая картина природы.

*(Дополнительный материал к главе 10)* ..... 199

Предметный указатель ..... 202

*Учебное издание*

**Кузнецова** Нинель Евгеньевна

**Лёвкин** Антон Николаевич

**Шаталов** Максим Анатольевич

## **Химия**

11 класс

Базовый уровень

Учебник для учащихся  
общеобразовательных учреждений

Редактор *О.М. Нечаева*

Художественный редактор *Т.В. Студеникина*

Художники *Л.Я. Александрова, О.И. Салицкая, М.А. Тамазова*

Компьютерная вёрстка *Н.П. Горловой*

Технический редактор *М.В. Плешакова*

Корректоры *Н.А. Шарт, А.С. Цибулина, О.А. Мерзликина*



Подписано в печать 29.03.12. Формат 70×90/16  
Гарнитура NewBaskervilleС. Печать офсетная  
Бумага офсетная № 1. Печ. л. 13,0  
Тираж 3000 экз. Заказ № 4935/12.

ООО Издательский центр «Вентана-Граф»  
127422, Москва, ул. Тимирязевская, д. 1, корп. 3  
Тел./факс: (495) 611-15-74, 611-21-56  
E-mail: [info@vgf.ru](mailto:info@vgf.ru), <http://www.vgf.ru>

Отпечатано в соответствии с предоставленными материалами  
в ООО «ИПК Парето-Принт»,  
170546, Тверская область, Калининский р-н, Бурашевское сельское поселение,  
промышленная зона Боровлёво-1, комплекс № 3 «А»  
[www.pareto-print.ru](http://www.pareto-print.ru)