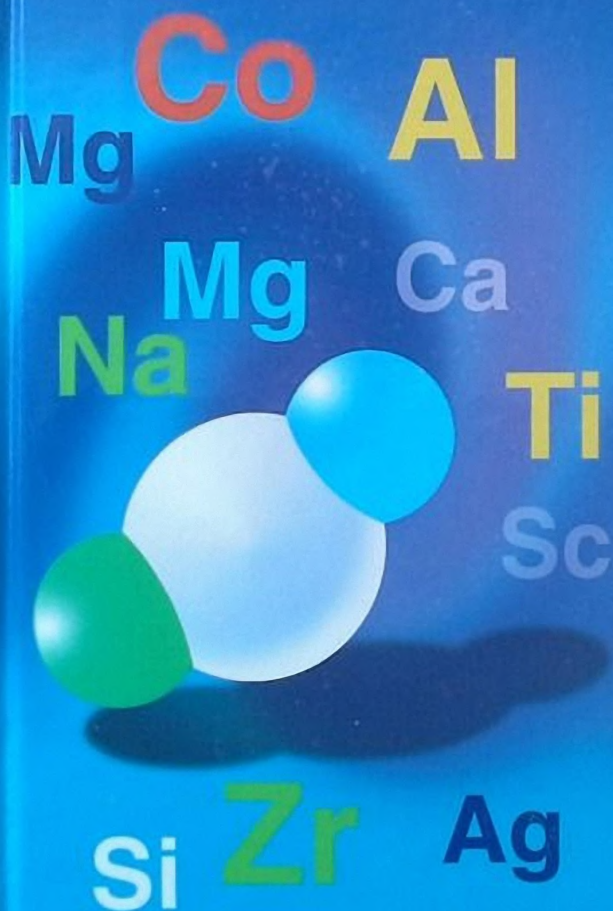


# ШКОЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК ПО ХИМИИ



яинства состава и могут  
дами (механическое р  
ное растворение оди  
рителе и т.д.). При эт  
свои индивидуальные  
сей: нефть, руды, кам

**Химический элемент**  
деленным положитель  
было известно (откры  
реакциях) 112 химиче

**Простое вещество**  
одного химического  
ства являются мол  
личные модификации

**Сложное вещество**  
разных элементов. На  
ются оксиды углерод  
лекул  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$ ; суль

**Химическая формула**  
элементов и числовы  
веществ. Например, ф  
что в этом веществе  
дится один атом кисл  
лекул, эта формула от

**Уравнение химической реакции**  
химических формул  
личественных соотно  
образуются продукту  
ние реакции не отраж  
зацией закона сохран

**Коэффициенты**  
реакции показывают  
модействуют реагент

**Основы атомно-молекулярной теории**  
впервые применены в  
сводится к следующим

1. Каждое вещество состоит из молекул или атомов, обладающих физическими свойствами, не зависящими от их корпускулярности. Молекулы состоят из атомов (М.В. Ломоносова).
2. Молекулы находятся в постоянном движении.
3. Молекулы состоят из атомов (М.В. Ломоносова).
4. Атомы характерны для каждого вещества.

*Серия «Библиотека школьника»*

**Н.А. КОПЫЛОВА**

# **ШКОЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК**

# **ПО ХИМИИ**

*Издание четвертое*

Ростов-на-Дону

«Феникс»

2015

УДК 373.167.1:54  
ББК 24я721  
КТК 444  
К65

**Копылова Н.А.**

**К65** Школьный справочник по химии. — Ростов н/Д : Феникс, 2015. — Изд. 4-е. — 239, [1] с. — (Библиотека школьника).

ISBN 978-5-222-23475-4

Данный справочник предназначен для учащихся общеобразовательных школ, а также может быть полезен абитуриентам при поступлении в вузы. Содержит основы теоретической, неорганической и органической химии, необходимые для изучения данного курса. Материал, содержащийся в справочнике, полностью соответствует курсу общеобразовательной школьной программы.

**УДК 373.167.1:54  
ББК 24я721**

---

*Учебное издание*

**Копылова Н.А.**

## **ШКОЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК ПО ХИМИИ**

Ответственные редакторы *Оксана Морозова,  
Наталья Калиничева*  
Технический редактор *Галина Логвинова*  
Макет обложки: *Маргарита Сафиуллина*

Подписано в печать 29.07.2014. Формат 84×108 1/32.  
Бумага писчая. Тираж 2 500 экз. Заказ №

ООО «Феникс».  
344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80.  
Тел./факс: (863) 261-89-50, 261-89-76  
E-mail: morozovtext@aaanet.ru

**ISBN 978-5-222-23475-4**

© Копылова Н.А., текст, 2010  
© ООО «Феникс», оформление, 2013

## ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

### 1.1. Основные понятия химии

**Химия** — наука, которая изучает состав, строение и свойства веществ, их взаимные превращения и способы управления этими превращениями.

**Химические явления** — явления, в результате которых из одних веществ образуются другие. Например, взаимодействие серы и железа при нагревании, термическое разложение  $\text{CaCO}_3$ , нейтрализация раствора кислоты при добавлении щелочи и т.д.

**Физические явления** — явления, при которых состав участвующих веществ сохраняется. К физическим явлениям относят механическое перемещение, взаимодействие веществ с электрическими и магнитными полями, а также нагревание и охлаждение веществ, не испытывающих при этом химических или фазовых превращений (вода между 0 и  $100^\circ\text{C}$ , газы выше температур кипения, но ниже температур, вызывающих разложение).

**Вещество** — совокупность структурных частиц, которые обладают определенными свойствами. В соответствии с классическими научными взглядами различают две физические формы существования материи — вещество и поле.

**Свойства веществ** — признаки, по которым одни вещества отличаются от других.

**Чистые или индивидуальные вещества** — вещества, состоящие из одинаковых структурных единиц (атомов, молекул, элементарных ячеек кристаллической решетки). Чистые вещества обладают определенными химическими и физическими свойствами. Признаком таких соединений является постоянный состав, который выражается одной формулой.

**Смеси** — системы, состоящие из нескольких веществ, не изменяющих в результате смешивания своих физических и химических свойств. Смеси не подчиняются закону постоянства состава и могут быть разделены физическими методами (механическое разделение, фильтрование, избирательное растворение одного компонента в подходящем растворителе и т.д.). При этом каждое вещество смеси сохраняет свои индивидуальные свойства. Примеры природных смесей: нефть, руды, каменный уголь, природные минералы.

**Химический элемент** — разновидность атомов с определенным положительным зарядом ядра. К началу 1998 г. было известно (открыто в природе или получено в ядерных реакциях) 112 химических элементов.

**Простое вещество** — вещество, образованное атомами одного химического элемента. Например, простыми веществами являются молекулярные кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ , различные модификации железа или серы.

**Сложное вещество** — вещество, образованное атомами разных элементов. Например, сложными веществами являются оксиды углерода (IV) или серы (IV), состоящие из молекул  $CO_2$  и  $SO_2$ ; сульфид цинка  $ZnS$  и т.д.

**Химическая формула** с помощью знаков химических элементов и числовых индексов показывает состав сложных веществ. Например, формула воды молекулы  $H_2O$  указывает, что в этом веществе на каждые два атома водорода приходится один атом кислорода. Поскольку вода состоит из молекул, эта формула отвечает составу воды.

**Уравнение химической реакции** записывают с помощью химических формул и знаков. Оно показывает, в каких количественных соотношениях взаимодействуют вещества и образуются продукты реакции. Следует знать, что уравнение реакции не отражает ее механизм, а является конкретизацией закона сохранения массы.

**Коэффициенты** перед формулами веществ в уравнении реакции показывают, в каких мольных соотношениях взаимодействуют реагенты и образуются продукты реакции.

## 1.2. Атомно-молекулярное учение

**Основы атомно-молекулярного учения** были развиты и впервые применены в химии М.В. Ломоносовым. Это учение сводится к следующим положениям:

1. Каждое вещество состоит из мельчайших, неделимых физическими методами, частиц. М.В. Ломоносов называл их корпускулами, впоследствии они были названы молекулами.
2. Молекулы находятся в постоянном, самопроизвольном движении.
3. Молекулы состоят из атомов (элементов по определению М.В. Ломоносова).
4. Атомы характеризуются определенным размером и массой.
5. Молекулы могут состоять из одинаковых или различных атомов.

**Молекула** — это наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением.

**Атом** — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

**Массы атомов и молекул** выражают в относительных величинах — атомных единицах массы. Они называются **относительными атомными и молекулярными массами** соответственно.

**Атомная единица массы (а.е.м.)** — 1/12 часть массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Поэтому а.е.м. иногда называют углеродной единицей (у.е.).

$$\text{Масса 1 у.е.} = \frac{0,012 \text{ (кг/моль)}}{6 \cdot 10^{23} \text{ (1/моль)}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

**Атомная масса химического элемента** — величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода

$^{12}\text{C}$ . Относительные атомные массы элементов обозначают  $A_r$ , где  $r$  — начальная буква английского слова *relative* — относительный.

**Молекулярная масса химического вещества** — масса молекулы, выраженная в а.е.м. Обозначается  $M_r$ . Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

**Моль** — единица количества вещества. Моль равен количеству вещества, содержащему столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и т.д.), сколько атомов содержится в  $0,012$  кг изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . В  $0,012$  кг  $^{12}\text{C}$  содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов. Это число обозначается  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$  и называется **постоянной Авогадро**.

**Молярная масса** — масса 1 моль вещества. Это величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества. Ее обозначают буквой  $M$ . Молярная масса имеет размерность кг/м, но в химии чаще используется размерность г/моль; в этом случае молярная масса численно равна молекулярной массе.

**Молярный объем** — объем 1 моль вещества ( $V_M$ , м $^3$ /моль). Для веществ в твердом и жидком состоянии чаще используют единицы см $^3$ /моль; для газообразных веществ — л/моль.

### 1.3. Основные законы химии

**Основные законы химии** — законы сохранения массы веществ, постоянства состава, объемных соотношений, закон Авогадро и т.д. Эти законы подтверждают атомно-молекулярное учение и, в свою очередь, атомно-молекулярное учение объясняет основные законы химии.

Название	Формулировка
1	2
Закон сохранения массы веществ	Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции

1	2
Закон постоянства состава веществ	Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав
Закон эквивалентов	При химических реакциях вещества реагируют одно с другим в массовых соотношениях, пропорциональных их эквивалентам
Закон кратных отношений	Если два элемента образуют друг с другом несколько соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся между собой как целые числа
Закон объемных соотношений	Объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) относятся друг к другу как простые целые числа
Закон Авогадро	В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул
Закон суммы тепловых эффектов реакций (закон Гесса)	Общий тепловой эффект химической реакции не зависит от тепловых эффектов промежуточных стадий процесса, а зависит только от тепловых эффектов начального и конечного состояния реагирующих веществ
Закон действия масс (действующих масс)	Скорость химической реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Математическое выражение закона: $v = k[A] \cdot [B]$ . Если реакция выражается условным уравнением $nA + mB = C$ , то выражение принимает вид: $v = k[A]^n \cdot [B]^m$ . Коэффициент $k$ — константа скорости реакции
Периодический закон	Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов



**Идеальный газ** — газ, для которого строго выполняются газовые законы, в том числе закон Авогадро. Молекулы идеального газа не имеют объема, т.е. представляют собой материальные точки и сталкиваются между собой только упруго.

## 1.4. Валентность и степень окисления

**Валентность** определяется числом химических связей, которыми данный атом соединен с другими. Она характеризует способность атомов элементов к образованию химических связей. Число связей, которые может образовать атом, равно числу его неспаренных электронов. Для двух- и трехатомных молекул валентность атома элемента определяется числом неспаренных электронов в нем, идущих на образование общих электронных пар. При этом полярность образовавшихся связей не учитывается, поэтому валентность не имеет знака. В простом веществе валентность равна нулю.

За **единицу валентности** принята валентность водорода.

**Валентные электроны** — электроны, которые участвуют в образовании химических связей между атомами.

**Степень окисления** — это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что оно состоит только из ионов. Понятие «степень окисления» носит условный характер, так как оно основано на допущении, что в молекуле валентные электроны полностью переходят к более электроотрицательному атому. В действительности происходит не полная отдача электронов, а только смещение электронного облака от одного атома к другому. В этом случае заряды на атомах в молекулах с полярными связями можно представить в виде целых чисел.

## 1.5. Строение атома

**Атом** — наименьшая неделимая химическими средствами частица химического элемента. Атомы всех элементов состоят из малого по размерам ядра, имеющего положитель-

ный заряд, и определенного числа *электронов*, образующих оболочку вокруг ядра. В атомной структуре на каждый протон (заряд +1) приходится 1 электрон (заряд -1). Поэтому атом является электронейтральной системой. Порядковый номер элемента в таблице Менделеева указывает на число протонов в ядре и на общее число электронов в атоме.

**Ядро** атома — образование из протонов и нейтронов, находящееся в центральной части атома. Ядра всех атомов, кроме ядра атома водорода, состоят из  $Z$  протонов и  $(A - Z)$  нейтронов, где  $Z$  — порядковый номер элемента,  $A$  — массовое число. Массовое число  $A$  указывает суммарное число протонов  $Z$  и нейтронов  $N$  в ядре атома, то есть

$$A = Z + N.$$

В ядре сосредоточена почти вся масса атома. Ядерная масса отличается исключительно большой плотностью.

**Нуклоны** — общее название составных частей ядер: протонов и нейтронов.

**Элементарные частицы** — частицы различных масс, размеров, зарядов и продолжительности существования, которые образуют внутреннюю структуру атома. Для понимания сущности химической связи между атомами простых и сложных веществ главное значение имеют такие элементарные частицы, как протон, нейтрон и электрон.

**Орбиталь** — пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона. В нем заключено около 90% электронного облака. Это означает, что примерно 90% времени электрон находится в этой части пространства.

**Атомные орбитали** (АО) — орбитали, описывающие возможные состояния отдельных электронов в атоме.

**Электронные слои (энергетические уровни)**. Электроны, которые движутся в орбиталях близкого размера, образуют *электронные слои*. Электронные слои называют также *энергетическими уровнями*. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Иногда их обозначают буквами соответственно  $K, L, M, N, O, P, Q$ .

**Квантовые числа.** С точки зрения квантовой механики вся совокупность сложных движений электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным  $n$ , побочным  $l$ , магнитным  $m_l$  и спиновым  $s$ .

**Главное квантовое число  $n$**  определяет общую энергию электрона на данной орбитали и его удаленность от ядра. Главное квантовое число может принимать любые целые значения, начиная с единицы ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ).

Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно удвоенному квадрату уровня:

$$N = 2n^2,$$

где  $N$  — число электронов;  $n$  — номер уровня, считая от ядра или главное квантовое число.

**Побочное (орбитальное) квантовое число  $l$ .** Различия в энергетическом состоянии электронов, принадлежащих к различным подуровням данного энергетического уровня, характеризует побочное квантовое число  $l$ . Оно может принимать целочисленные значения от 0 до  $n - 1$ .

**Численные значения побочного квантового числа.**

Значение $l$	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение	$s$	$p$	$d$	$f$	$g$

В этом случае говорят о  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -,  $g$ -состояниях электрона или  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -,  $g$ -орбиталях.

**Магнитное квантовое число  $m_l$ .** Движение электрона по замкнутой орбите вызывает возникновение магнитного поля. Состояние электрона, обусловленное орбитальным магнитным моментом (в результате движения электрона по орбите), характеризуется магнитным квантовым числом. Оно определяет ориентацию электронного облака в пространстве.

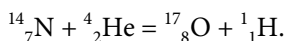
Магнитное квантовое число может принимать значения любых целых чисел от  $-l$  до  $+l$ , включая 0, т.е. всего  $(2l + 1)$  значений.

**Спиновое квантовое число  $s$ .** Для полного объяснения всех свойств атома была выдвинута гипотеза о наличии у

электрона так называемого *спина*. Это связано с движением электрона вокруг собственной оси. Возможны только два направления вращения, поэтому спиновое квантовое число может иметь только два значения:  $+\frac{1}{2}$  или  $-\frac{1}{2}$ .

**Изотопы** — разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами. Ядра этих атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

**Ядерные реакции** — это превращения атомных ядер в результате их взаимодействия с элементарными частицами или друг с другом. Впервые искусственно ядерная реакция была осуществлена Резерфордом в 1919 г. бомбардировкой атомов азота  $\alpha$ -частицами:



## 1.6. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева

**Периодический закон.** *Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер элементов или от порядкового номера элементов.*

**Периодическая система Д.И. Менделеева.** В соответствии с открытым им законом Д.И. Менделеев составил периодическую систему элементов, которая является графическим изображением периодического закона.

## 1.7. Периодический закон Д.И. Менделеева и теория строения атома

**Физический смысл периодического закона и периодической системы элементов Д.И. Менделеева.** Д.И. Менделеев считал основной характеристикой элемента его атомную массу. В настоящее время главной характеристикой атома является положительный заряд ядра, который равен порядковому

номеру элемента в периодической системе. Заряд ядра определяет число электронов в электронной оболочке атома, ее строение, все свойства элемента и его положение в периодической системе. В этом заключается физический смысл периодического закона.

**Периоды и теория строения атомов.** В свете теории строения атомов становится обоснованным разделение Д.И. Менделеевым всех элементов на семь периодов. Переход от периода  $n$  к периоду  $n + 1$  характеризуется изменением числа электронных оболочек атома и их структуры. Это приводит к скачкообразному изменению химических свойств элементов следующего периода по сравнению с элементами предыдущего периода.

**Группы и теория строения атомов.** Если период характеризует общую структуру атома, то группа отражает структуру его внешних оболочек. Номер группы, как правило, указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей. В этом заключается физический смысл номера группы.

**Подгруппы и теория строения атомов.** Зная теорию строения атомов, несложно объяснить и деление групп на подгруппы. В главной подгруппе объединены элементы со сходным строением внешнего электронного уровня, причем число электронов на внешнем уровне равно номеру группы. У элементов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешних, но и предпоследних уровней. В этом состоит основное различие в свойствах элементов главных и побочных подгрупп.

**Электроотрицательность** — способность атома в соединении притягивать к себе электроны. Это мера относительной способности атома в молекуле приобретать отрицательный заряд. В периодах электроотрицательность растет с увеличением порядкового номера элементов, в группах — уменьшается. Самым электроотрицательным элементом является фтор, затем, в порядке уменьшения электроотрицательности, идут кислород, азот и хлор.

## 1.8. Виды химической связи

**Химическая связь** — взаимодействие атомов, приводящее к образованию молекул или веществ, не имеющих молекулярного строения (с атомной или ионной кристаллической решеткой).

**$\sigma$ -Связь** — способ перекрывания атомных орбиталей, при котором электронные облака перекрываются по линии, соединяющей ядра атомов.  $\sigma$ -Связи определяются пространственной конфигурацией электронных облаков, они могут образовываться при перекрывании  $s$ -,  $p$ - и  $p$ — $p$ -орбиталей. Поэтому существует несколько разновидностей  $\sigma$ -связи:  $s$ — $s$ ,  $s$ — $p$  и  $p$ — $p$ .

**$\pi$ -Связь** — связь, при которой происходит перекрывание  $p$ -электронных облаков выше и ниже линии, проходящей через ядра атомов. Следует отметить, что одинарная связь всегда является  $\sigma$ -связью. Двойная связь содержит одну  $\sigma$ - и одну  $\pi$ -связь. Тройная связь, соответственно, одну  $\sigma$ - и две  $\pi$ -связи.

**Энергия связи** — это энергия, которая выделяется при образовании химической связи или которую необходимо затратить на разрыв этой связи.

**Ковалентная связь** — химическая связь между двумя элементами, которая осуществляется за счет образования общих электронных пар.

**Механизмы образования ковалентных связей.** Известны два основных механизма образования ковалентных связей: обменный и донорно-акцепторный.

**Обменный механизм** образования химической связи сводится к перекрыванию атомных орбиталей, содержащих неспаренные электроны.

**Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи** состоит в возникновении ковалентной связи за счет двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого атома. Примерами соединений

с донорно-акцепторной связью могут служить ионы аммония  $\text{NH}_4^+$  и гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

**Ковалентная неполярная связь.** В случае ковалентной неполярной связи общая электронная пара в одинаковой степени принадлежит обоим атомам. Электронное облако связи распределяется в пространстве симметрично относительно ядер атомов. Примером могут служить двухатомные молекулы  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{F}_2$  и другие.

**Ковалентная полярная связь** — связь между атомами элементов с различной электроотрицательностью. Примеры соединений с ковалентной полярной связью:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ .

**Гибридизация атомных орбиталей** — «смешение» валентных орбиталей, выравнивание их по форме и энергии. Гибридизация орбиталей может происходить в том случае, когда в образовании связей одновременно участвуют электроны, принадлежащие к различным типам орбиталей. Гибридизация обуславливает более сильное перекрывание электронных облаков и приводит к образованию более прочных связей.

**$sp^3$ -Гибридизация** — гибридизация одной  $s$ - и трех  $p$ -орбиталей. Пример — молекула метана  $\text{CH}_4$ . Ввиду относительной близости значений энергии  $2s$ - и  $2p$ -электронов, эти электроны могут взаимодействовать между собой в ходе образования химической связи с электронами другого атома, давая четыре равноценных гибридных электронных облака.

**$sp^2$ -Гибридизация** — гибридизация одной  $s$ - и двух  $p$ -орбиталей. При этом формируются три одинаковые  $sp^2$ -гибридные орбитали, расположенные в одной плоскости под углом  $120^\circ$  друг к другу.

**$sp$ -Гибридизация.** В этом случае происходит гибридизация одной  $s$ - и одной  $p$ -орбиталей. При образовании химической связи эти две различные орбитали превращаются в две одинаковые гибридные орбитали, направленные под углом  $180^\circ$  друг к другу, т.е. эти связи имеют противоположное направление. Две оставшиеся негибридизированные  $p$ -орбитали расположены во взаимно перпендикулярных областях.

Примеры молекул с *sp*-гибридизацией — галогениды бериллия ( $\text{BeF}_2$ ,  $\text{BeCl}_2$  и т.д.), цинка, ртути, молекула ацетилена.

**Ионная связь** — химическая связь, возникающая между ионами за счет электростатического притяжения. Ионная связь существует между типичными металлами и неметаллами, между атомами металлов и атомами кислорода в солях кислородсодержащих кислот и в щелочах.

**Металлическая связь** — химическая связь, которая осуществляется совокупностью обобществленных валентных электронов в кристаллической решетке металла.

**Водородная связь** — слабая связь, возникающая между атомом водорода и электроотрицательным элементом, имеющим свободную пару электронов.

**Внутримолекулярная водородная связь** возникает при образовании пространственной структуры белков, нуклеиновых кислот, в многоатомных спиртах.

**Межмолекулярная водородная связь** возникает между молекулами, в состав которых входит водород и какой-либо электроотрицательный элемент: F, O, N.

## 1.9. Окислительно-восстановительные реакции

**Окислительно-восстановительные реакции** — химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Степень окисления элементов в химических реакциях меняется потому, что чаще всего их атомы отдают или присоединяют электроны, образуя вещества с ионными связями.

**Окисление** — это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.

**Восстановление** — это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

**Принцип электронного баланса.** Число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. Это положение называется принципом электронного баланса.



Окислительно-восстановительные свойства элементов в зависимости от их положения в периодической системе Д.И. Менделеева

**Важнейшие восстановители:**

- а) металлы, в особенности щелочные и щелочноземельные;
- б) водород, углерод, оксид углерода (II);
- в) бескислородные кислоты и их соли, точнее: ионы  $\text{J}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ , в меньшей степени  $\text{Br}^-$ . Ионы  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$  восстановительной способностью не обладают. Восстановителем является водород в составе гидридов:  $\text{NaNH}_2$ ,  $\text{KNH}_2$ ,  $\text{CaH}_2$  и т.д.

**Важнейшие окислители:**

- а) простые вещества:  $\text{F}_2$  (один из наиболее активных окислителей),  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  (один из малоактивных окислителей), кислород, сера. В процессе реакции эти вещества принимают электроны и превращаются в отрицательно заряженные ионы;
- б) кислородсодержащие кислоты и их соли. Сюда относятся концентрированная серная кислота, азотная кислота и ее соли, перманганат калия, бихромат калия. Кислородсодержащие кислоты хлора ( $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ) и их соли. Высокой окислительной активностью обладают некоторые оксиды:  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;
- в) ионы переходных металлов в высших степенях окисления, например,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Cu}^{+2}$ ;
- г) ряд других веществ: озон  $\text{O}_3$ , перекись водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , перекиси металлов:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{CaO}_2$  и т.д., а также  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ .

## 1.10. Растворы

**Растворы** — это гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия. Согласно этому определению могут существовать растворы твердых, жидких и газообразных веществ.

**Концентрация** вещества в растворе — это его относительное содержание. Оно обычно относится к массе или объему растворителя или раствора. Количество растворенного вещества может выражаться в молях, массовых или объемных единицах и т.д.

**Массовая доля** растворенного вещества — это безразмерная физическая величина, равная отношению массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Массовая доля растворенного вещества численно выражается формулой:

$$w_B = \frac{m_B}{m},$$

где  $w_B$  — массовая доля растворенного вещества,  $m_B$  — масса растворенного вещества,  $m$  — общая масса раствора.

Массовую долю растворенного вещества обычно выражают в долях единицы или в процентах.

**Молярная концентрация (C)** — отношение количества растворенного вещества  $\nu$  (моль) к объему раствора  $V$  (л):

$$C = \frac{\nu}{V}.$$

**Процесс растворения.** Растворение — физико-химический процесс, который сочетает *физическое явление* смешения и дробления веществ и *химическое явление* взаимодействия частиц растворителя и растворенного вещества.

**Насыщение** — равновесное состояние системы, при котором содержание растворяемого вещества в растворе остается неизменным, если не изменяются условия, при которых находится раствор. Состояние насыщения соответствует максимальной растворимости вещества.

**Гидратная теория растворов.** Д.И. Менделеев первым рассмотрел растворение как физико-химический процесс. Он указал, что в растворе могут существовать не только частицы растворенного вещества и растворителя, но и происходить

физическое или химическое взаимодействие частиц растворимого вещества с растворителем. Это легло в основу разработанной им гидратной теории растворов.

В настоящее время уже известна природа взаимодействия между растворителем и растворенным веществом. *Сольваты* или *гидраты* образуются за счет донорно-акцепторного, ион-дипольного взаимодействия, за счет водородных связей или дисперсионного взаимодействия.

**Сольваты** — соединения, которые образуются в результате взаимодействия молекул растворителя с частицами растворенного вещества.

**Гидраты** — соединения, которые образуются в результате взаимодействия частиц растворенного вещества с водой. Иногда гидратная вода настолько прочно связывается с растворенным веществом, что при выделении его из раствора входит в состав его кристаллов.

**Кристаллогидраты** — кристаллические вещества, содержащие в своем составе воду. Например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и т.д.

**Растворимость** — свойство веществ растворяться в воде или другом растворителе.

**Коэффициент растворимости.** Количественно растворимость выражается концентрацией насыщенного раствора. Чаще всего ее выражают максимальным числом граммов вещества, которое можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре.

## 1.11. Теория электролитической диссоциации

**Электролитическая диссоциация** — процесс распада вещества на ионы под действием растворителя.

**Электролиты** — вещества, которые в расплаве или водном растворе диссоциируют на ионы и проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания и почти все соли.

**Неэлектролиты** — вещества, которые в расплаве или в водном растворе не распадаются на ионы и не проводят электрический ток. К неэлектролитам относится большинство органических соединений, вещества, в молекулах которых имеются ковалентные неполярные связи.

**Теория электролитической диссоциации.** Современное содержание этой теории можно свести к следующим положениям:

1. Соли, молекулы кислот и оснований в водном растворе распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы — **ионы** (слово «ион» в переводе с греческого означает «странствующий»).
2. Положительные ионы называются **катионами**, так как под действием электрического тока движутся к катоду, а отрицательные ионы получили название **анионов**, под действием тока движутся к аноду.
3. Диссоциация является обратимым процессом. В растворах *сильных электролитов* преобладает процесс распада вещества на ионы. В растворах *слабых электролитов* непрерывно протекают процессы распада молекул на ионы и объединение ионов в молекулы. Между этими двумя процессами устанавливается динамическое равновесие.

**Сильные электролиты** — вещества, которые при растворении в воде полностью или почти полностью диссоциируют на ионы. К сильным электролитам относятся соли, многие минеральные кислоты, основания щелочных и щелочноземельных металлов.

**Слабые электролиты** — вещества, которые в водном растворе лишь частично диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты, некоторые минеральные кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  и др.), многие основания металлов (кроме щелочных и щелочноземельных).

**Степень диссоциации** — это отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу растворенных молекул.

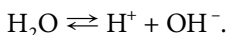
Степень диссоциации является количественной характеристикой процесса диссоциации.

Степень диссоциации выражают следующей формулой:

$$\alpha = N'/N,$$

где  $\alpha$  — степень диссоциации;  $N'$  — число молекул, распавшихся на ионы;  $N$  — общее число растворенных молекул.

**Диссоциация воды.** Вода является слабым электролитом, который диссоциирует на ионы в очень незначительной степени:



Концентрацию ионов обычно выражают в молях на литр. Экспериментально установлено, что при температуре 20°C концентрация ионов  $\text{H}^+$  составит  $10^{-7}$  моль/л. Такой же величине будет равна и концентрация ионов  $\text{OH}^-$ , так как при диссоциации воды образуется одинаковое количество обоих видов ионов.

**Ионное произведение воды** — произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов.

При температуре 20°C ионное произведение воды ( $K_s$ ) — величина постоянная и равна  $10^{-14}$ :

$$K_s = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Для практических целей важно знать концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в водных растворах, т.е. уметь количественно охарактеризовать относительную кислотность или щелочность водных растворов.

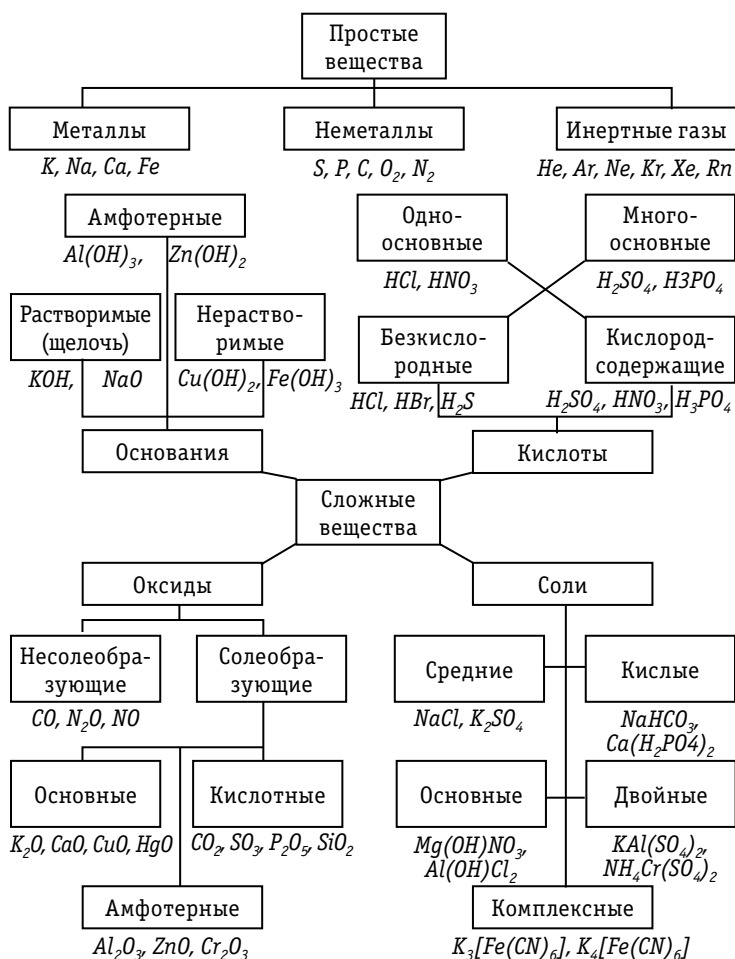
**Водородный показатель или pH** — это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

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

Таким образом, в нейтральных растворах  $\text{pH} = 7$ , в кислых  $\text{pH} < 7$ , в щелочных  $\text{pH} > 7$ .

## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

### 2.1. Классификация неорганических соединений



## 2.2. Генетическая связь неорганических соединений

Металл	$\Rightarrow$	Оксид металла	$\Rightarrow$	Основание
	$\Uparrow$	$\Uparrow$	$\Downarrow$	
Соль	$\Leftrightarrow$	Соль	$\Leftrightarrow$	Соль
	$\Downarrow$	$\Downarrow$	$\Uparrow$	
Неметалл	$\Rightarrow$	Оксид неметалла	$\Rightarrow$	Кислота

Связь между классами неорганических соединений, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется *генетической*.

## 2.3. Оксиды

**Оксиды** — сложные вещества, в состав которых входят атомы кислорода и какого-либо другого элемента.

**Несолеобразующие (безразличные) оксиды** — это оксиды, которые не образуют солей. Этим оксидам не соответствуют ни основания, ни кислоты. Примером могут служить  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ .

**Солеобразующие оксиды** — это оксиды, которые при взаимодействии с другими оксидами, кислотами и основаниями образуют соли. Солеобразующими оксидами являются *основные, кислотные и амфотерные* оксиды.

**Основные оксиды** — это оксиды, которые при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами образуют *соли*. Основные оксиды образуются металлами с невысокой степенью окисления (+1, +2). Соединения этих оксидов с водой относятся к классу оснований (гидроксидов). Примеры:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ .

**Кислотные оксиды** — это оксиды, которые при взаимодействии с основаниями и основными оксидами образуют

*соли.* Соединения кислотных оксидов с водой относятся к классу кислот. Кислотные оксиды образуются металлами и неметаллами в высоких степенях окисления. Примеры:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ .

**Амфотерные оксиды** — это оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, основаниями, кислотными и основными оксидами с образованием *солей*. Это оксиды металлов в средней степени окисления. Примеры:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

**Физические свойства оксидов.** Физические свойства оксидов разнообразны. Среди них есть газообразные ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$ ), жидкие ( $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ) и твердые вещества ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ). Большинство основных оксидов представляют собой кристаллические вещества ионного характера. Оксиды неметаллов и оксиды металлов с высокой валентностью существуют в виде молекул. Они механически непрочны, имеют низкие температуры плавления и кипения.

### Химические свойства оксидов

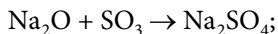
*Основные оксиды:*

а) растворимые в воде основные оксиды вступают в реакцию с водой, образуя основания:

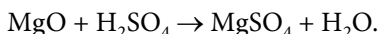


Большинство основных оксидов с водой не взаимодействует;

б) основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соли:



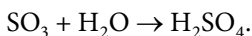
в) реагируют с кислотами, образуя соль и воду:



*Кислотные оксиды:*

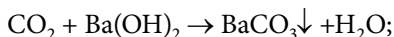
а) кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя кислоту:



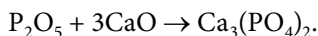


Не взаимодействует с водой только оксид кремния  $\text{SiO}_2$ ;

б) при обычных условиях кислотные оксиды реагируют с растворимыми основаниями:

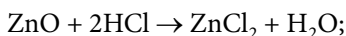


в) взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли:

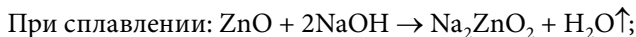


*Амфотерные оксиды:*

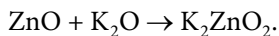
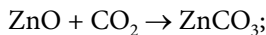
а) амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами:



б) реагируют с щелочами, образуя в растворах комплексные соли. При сплавлении твердых веществ образуются средние соли.



в) взаимодействуют с основными и кислотными оксидами, образуя соли. Реакции протекают при нагревании или сплавлении:



## 2.4. Кислоты

**Кислоты** (определение Аррениуса) — это сложные вещества, содержащие водород, которые в водном растворе диссоциируют с образованием ионов водорода (ионов гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

## Классификация кислот

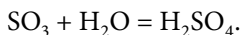
По содержанию кислорода			
Бескислородные		Кислородсодержащие	
Примеры			
HF, HCl, H <sub>2</sub> S		HNO <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
По основности			
Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные	Четырехосновные
Примеры			
HF, HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>
По растворимости в воде			
Растворимые		Нерастворимые	
Примеры			
HCl, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , C <sub>17</sub> H <sub>35</sub> COOH	
По силе (степени диссоциации в водном растворе)			
Сильные	Средней силы		Слабые
Примеры			
HCl, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , HF, HCOOH		CH <sub>3</sub> COOH
По агрегатному состоянию (при комнатной температуре)			
Твердые	Жидкие	Газообразные	
Примеры			
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , C <sub>17</sub> H <sub>35</sub> COOH	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub>	HCl, H <sub>2</sub> S	

## Получение кислот

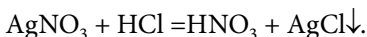
1. Бескислородные кислоты могут быть получены при непосредственном соединении неметаллов с водородом:



2. Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены при взаимодействии кислотных оксидов с водой:

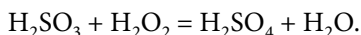


3. Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить косвенным путем — в результате реакций обмена между солями и другими кислотами:



В большинстве случаев такие реакции подчиняются законам химического равновесия и протекают в тех случаях, когда одно из образующихся веществ удаляется из сферы реакции в виде осадка или газа.

4. Для получения кислот могут быть использованы окислительно-восстановительные реакции:



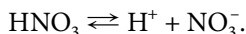
### Физические свойства кислот

Кислоты представляют собой жидкости или твердые вещества ( $\text{H}_3\text{PO}_4$  и др.). Многие кислоты хорошо растворимы в воде, их растворы имеют кислый вкус.

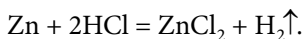
### Химические свойства кислот

*Общие свойства.* Общие химические свойства кислот характеризуются их отношением к индикаторам, металлам, основным оксидам и основаниям.

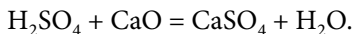
1. Растворы кислот действуют на индикаторы за счет образования ионов  $\text{H}^+$  при диссоциации. Например:



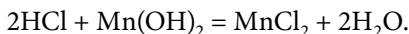
2. Кислоты (кроме азотной) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода:



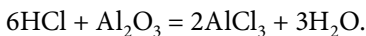
3. Взаимодействуют с основными оксидами:



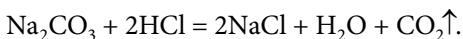
4. Вступают в реакцию с основаниями:



5. Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами:



6. Кислоты взаимодействуют с солями, образованными более слабыми или летучими кислотами.



**Кислотный остаток** — часть молекулы кислоты, которая остается после отщепления от нее *протона* (иона  $\text{H}^+$ ).

**Основность кислоты** — число атомов водорода в составе кислоты, которые могут замещаться на металл с образованием соответствующих солей.

## 2.5. Основания

**Основания** (определение Аррениуса) — сложные вещества, которые в водном растворе образуют гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

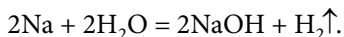
Классификация оснований

По отношению к воде		
Растворимые (щелочи)	Малорастворимые	Практически нерастворимые
<i>Примеры</i>		
$\text{KOH}$ , $\text{NaOH}$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , $\text{Pb}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , $\text{Al}(\text{OH})_3$

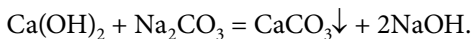
По числу гидроксогрупп		
Однокислотные	Двухкислотные	Трехкислотные
<i>Примеры</i>		
KOH, NaOH	Ca(OH) <sub>2</sub> , Mg(OH) <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub> , Al(OH) <sub>3</sub>

### Получение оснований

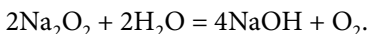
*Растворимые основания (щелочи)* могут быть получены в результате взаимодействия с водой щелочных или щелочноземельных металлов, а также их оксидов. Например:



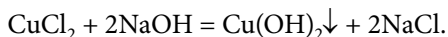
Щелочи могут быть получены и реакциями обмена. Например:



Растворы щелочей образуются при действии воды на пероксиды натрия или калия:



*Нерастворимые основания* получают с помощью реакций обмена — действием щелочи на соответствующую соль. Например;



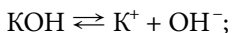
### Физические свойства оснований

Щелочи — кристаллические вещества белого цвета, их раствор имеет горький вкус. Нерастворимые и малорастворимые основания не имеют вкуса и окрашены в различные цвета.

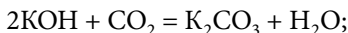
### Химические свойства оснований

#### 1. Растворимые основания (щелочи):

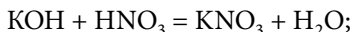
а) изменяют окраску индикаторов за счет образования иона  $\text{OH}^-$ . Например:



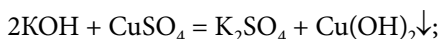
б) взаимодействуют с кислотными оксидами:



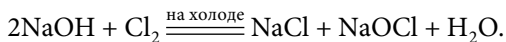
в) взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации):



г) вытесняют менее растворимые основания из растворов их солей:

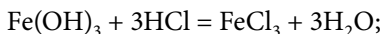


д) могут реагировать в растворах с некоторыми неметаллами — галогенами, белым фосфором, кремнием, бором, причем в этих случаях происходят окислительно-восстановительные реакции:

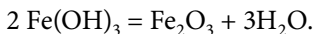


2. *Нерастворимые основания:*

а) взаимодействуют с кислотами:



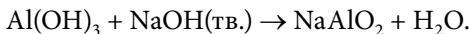
б) при нагревании разлагаются:



*Амфотерные основания.* Взаимодействуют со щелочами. Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексная соль:



Если реакция протекает в расплаве, то образуется средняя соль и вода:



Основания не реагируют с металлами, так как гидроксид-ион не может принять электроны от атома металла, а ионы металлов, которые могли бы быть восстановлены более активными металлами, дают нерастворимые в воде основания.

## 2.6. Соли

**Соли** — сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или катионы аммония ( $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотных остатков.

Соль представляет собой продукт полного или частичного замещения атомов водорода у кислоты или основания. Отсюда различают следующие группы солей.

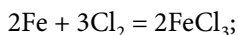
### Группы солей

Группы солей	Определение	Примеры
Средние	Все атомы водорода в кислоте замещены металлом	$\text{KNO}_3$ , $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{K}_3\text{PO}_4$
Кислые	Атомы водорода в кислоте замещены частично	$\text{NaHCO}_3$ , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , $\text{NaH}_2\text{PO}_4$
Основные	Гидроксогруппы основания частично замещены кислотными остатками	$\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ , $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
Двойные	Атомы водорода в двух- или многоосновной кислоте замещены не одним металлом, а двумя	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ , $\text{NaKCO}_3$
Смешанные	Образованы двумя различными анионами	$\text{CaCl}(\text{ClO})$ , $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$

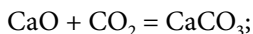
### Получение солей

На основании свойств оксидов, кислот и оснований предложены следующие способы получения солей:

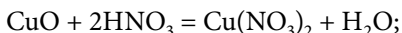
1) взаимодействие металлов с неметаллами:



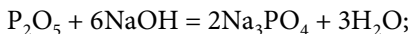
2) взаимодействие основных оксидов с кислотными:



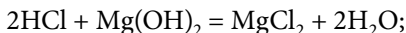
3) взаимодействие основных оксидов с кислотами:



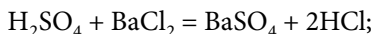
4) взаимодействие кислотных оксидов с основаниями:



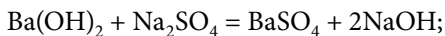
5) взаимодействие кислот с основаниями:



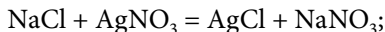
6) взаимодействие кислот с солями:



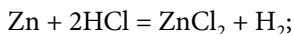
7) взаимодействие оснований с солями:



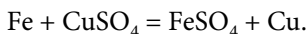
8) взаимодействие солей между собой:



9) взаимодействие металлов с кислотами:



10) взаимодействие металлов с солями:



### Физические свойства солей

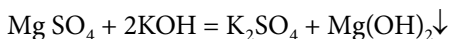
За небольшим исключением, соли представляют собой твердые кристаллические вещества. Могут быть как бесцветными, так и окрашенными. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. Все соли азотной и уксусной кислот растворимы в воде. Соли соляной кислоты также растворимы, за исключением хлоридов серебра и ртути.

### Химические свойства солей

1. Соли взаимодействуют со щелочами.

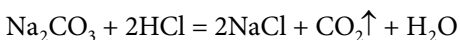
Условия реакции — в результате должно получаться нерастворимое вещество, газ или слабый электролит. Сама соль должна быть растворимой.



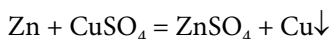


б) Соли взаимодействуют с кислотами.

Условие реакции — образование осадка или газообразного вещества. Сильные кислоты вытесняют из солей более слабые или летучие.

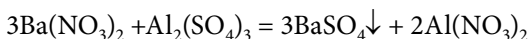


в) Соли взаимодействуют с металлами (в соответствии с рядом стандартных электродных потенциалов). Более активные металлы вытесняют из солей менее активные.



Исключение составляют щелочные и щелочноземельные металлы, которые в растворе взаимодействуют прежде всего с водой.

г) Соли вступают в реакцию с солями, если в результате реакции образуется новая нерастворимая соль.



## 2.7. Металлы

*Общие свойства.* Для металлов характерно:

- 1) небольшое, как правило, число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- 2) низкая энергия ионизации;
- 3) сравнительно большой радиус атома;
- 4) металлическая связь, когда валентные электроны принадлежат всей кристаллической решетке твердого вещества;
- 5) металлы легко отдают электроны, поэтому чаще всего выступают в качестве восстановителей.

По особенностям электронной конфигурации и положению в периодической системе выделяют *s*-, *p*-, *d*- и *f*-металлы.

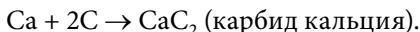
Наиболее многочисленными являются *d*-металлы; они получили название переходных элементов, так как занимают промежуточное положение между *s*- и *p*-элементами.

### Физические свойства

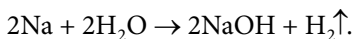
Металлы отличаются блеском, непрозрачностью, ковкостью и пластичностью, хорошей тепло- и электропроводностью. Они характеризуются и индивидуальными свойствами (плотность, температура кипения и плавления).

### Химические свойства

1. Металлы взаимодействуют почти со всеми *неметаллами*, за исключением инертных газов. В результате образуются оксиды (с  $O_2$ ), гидриды (с  $H_2$ ), галогениды (с галогенами), сульфиды (с серой), нитриды (с  $N_2$ ), фосфиды (с фосфором), карбиды (с углеродом), силициды (с кремнием). Например:

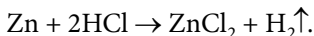


2. Металлы, стоящие в ряду *стандартных электродных потенциалов* до магния легко реагируют с водой с образованием гидроксидов и водорода. Например:



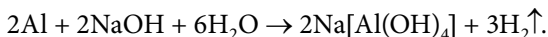
Металлы, стоящие в ряду после  $H_2$ , с водой не реагируют.

3. Металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до  $H_2$ , взаимодействуют с растворами кислот:

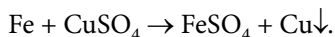


Большинство металлов, за исключением золота и платины, реагируют с концентрированной серной и азотной кислотами. При этом образуются соль, вода и побочный продукт.

4. Металлы, гидроксиды которых амфотерны, взаимодействуют с растворами щелочей. Например:



5. Более активные металлы способны вытеснять менее активные из растворов солей (активность металла определяется его положением в ряду стандартных электродных потенциалов). Например:



Исключением являются щелочные и щелочноземельные металлы.

**Ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений металлов).** По степени химической активности металлы располагают в ряд стандартных электродных потенциалов, в котором металлы размещены в порядке убывания их восстановительных свойств и усиления окислительных свойств их ионов.

**Ряд металлов, расположенных в порядке уменьшения их стандартных потенциалов:** Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, W, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H<sub>2</sub>), Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

## 2.8. Элементы главной подгруппы I группы

**Щелочные металлы** — элементы главной подгруппы I группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Название объясняется тем, что при взаимодействии с водой эти металлы и их оксиды образуют растворимые основания — щелочи. К щелочным металлам относятся литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Это s-элементы. Атомы щелочных металлов имеют на внешнем энергетическом уровне по одному электрону, который легко теряют при химических реакциях по схеме:  $\text{Me} - e^- \rightarrow \text{Me}^+$ .

Следовательно, щелочные металлы являются сильными восстановителями. Они проявляют постоянную степень окисления, равную +1. Исключением являются водородные соединения щелочных металлов — *гидриды* (их формула —

RH). В гидридах степень окисления щелочных металлов равна  $-1$ .

Элемент	Но- мер	Атомная Масса	Электронная конфигурация
Литий	3	6,941	$1s^2 2s^1$
Натрий	11	23,9898	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Калий	19	39,0983	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Рубидий	37	85,4678	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
Цезий	55	132,905	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s$
Франций	87	[223]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$

**Физические свойства.** Щелочные металлы обладают металлическим блеском, который можно наблюдать на свежем разрезе металла. На воздухе блестящая поверхность металла быстро тускнеет вследствие окисления.

Щелочные металлы характеризуются незначительной твердостью, малой плотностью и низкими температурами плавления и кипения. Наименьшую плотность имеет литий, самую низкую температуру плавления — франций.

**Химические свойства.** Щелочные металлы обладают большой химической активностью, взаимодействуют почти со всеми неметаллами. Образуют основные оксиды состава  $R_2O$ , причем их основность увеличивается от лития к францию. Состав гидроксидов выражается формулой  $RON$ . Это растворимые основания — щелочи.

Щелочные металлы хранят под слоем керосина, так как на воздухе они быстро окисляются. Рубидий и цезий самовоспламеняются на воздухе, литий, натрий и калий загораются при небольшом нагревании. Характерно, что только литий, сгорая, образует оксид  $Li_2O$ . Остальные щелочные

металлы превращаются в пероксидные соединения:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}_2$ .

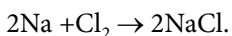
*Качественной реакцией* на ионы щелочных металлов служит реакция на пламя. Они окрашивают пламя в различные цвета: литий — карминово-красный, натрий — желтый, калий — фиолетовый, рубидий — синевато-красный, цезий — синий.

*Калий и натрий* — важнейшие представители щелочных металлов. Оба элемента широко распространены в природе. Их соединения используются во многих отраслях промышленности и в сельском хозяйстве (калийные удобрения).

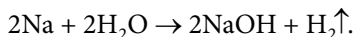
*Физические свойства.* Натрий и калий — мягкие, легкие металлы серебристого цвета. Плавятся при низкой температуре, плотность составляет менее 1.

*Химические свойства.* Натрий и калий — сильные восстановители, легко отдают электрон с образованием положительно заряженных ионов. Вследствие большой активности в природе в свободном виде не встречаются.

1. Реагируют с неметаллами — галогенами, серой, кислородом, водородом:



2. Вытесняют водород из воды, спиртов, кислот:



Таким образом, по физическим и химическим свойствам калий и натрий очень похожи. Однако реакционная способность калия выше, чем натрия. Это объясняется тем, что единственный электрон внешнего слоя у калия находится дальше от ядра. Поэтому калий отдает его легче натрия.

## 2.9. Элементы главной подгруппы II группы

В *главную подгруппу II группы* входят бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий.

Элемент	Но- мер	Атомная масса	Электронная конфигурация
Бериллий	4	9,01218	$1s^2 2s^2$
Магний	12	24,305	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Кальций	20	40,08	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Стронций	38	87,62	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
Барий	56	137,33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$
Радий	88	226,025	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$ $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$

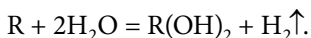
Все эти элементы, кроме бериллия, обладают ярко выраженными металлическими свойствами. Атомы элементов главной подгруппы II группы имеют на внешнем энергетическом уровне два электрона, поэтому в своих соединениях они проявляют степень окисления +2. Все металлы подгруппы — сильные восстановители, с ростом порядкового номера их металлические свойства усиливаются. Это связано с более легкой отдачей электрона.

**Физические свойства.** В свободном состоянии элементы главной подгруппы II группы представляют собой серебристо-белые вещества, более твердые, чем щелочные металлы, с довольно высокими температурами плавления. По плотности все они, кроме радия, относятся к легким металлам.

**Химические свойства.** Металлы подгруппы бериллия — химически активные элементы, которые лишь немного уступают щелочным металлам. Правда, следует отметить, что по своим свойствам бериллий и магний несколько отличаются от типичных щелочноземельных металлов кальция, стронция, бария и радия. Бериллий несколько похож на алюминий, магний — на цинк, поэтому закономерное изменение типичных свойств этих элементов можно наблюдать только лишь от кальция к радю.

Кальций, стронций и барий окисляются на воздухе до оксидов состава RO, поэтому их хранят без доступа воздуха — в герметически закрытых сосудах или под слоем эфира или керосина. Оксидам соответствуют основания типа R(OH)<sub>2</sub>. Растворимость и основной характер оснований возрастают от бериллия к радью. Так, Be(OH)<sub>2</sub> — амфотерное соединение.

Кальций, стронций и барий взаимодействуют с водой при обычных условиях, разлагая ее с образованием соответствующих гидроксидов и выделением водорода:



Бериллий с водой не взаимодействует, магний взаимодействует только при нагревании. Образующиеся гидроксиды малорастворимы в воде.

Бериллий, магний и щелочноземельные металлы с водородом образуют гидриды общей формулы RH<sub>2</sub>. При нагревании щелочноземельные металлы активно реагируют с галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом.

В отличие от солей щелочных металлов, многие из солей щелочноземельных металлов малорастворимы в воде. К таким солям относятся карбонаты, сульфаты, фосфаты и некоторые другие.

**Щелочноземельные металлы** — кальций, стронций, барий и радий. Название объясняется тем, что при взаимодействии их оксидов («земель» по средневековой терминологии) с водой образуются щелочи.

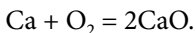
Щелочноземельные металлы как типичные восстановители часто используют для получения многих металлов и неметаллов. Сами щелочноземельные металлы обычно получают электролизом расплавов галогенидов.

*Качественной реакцией* на ионы щелочноземельных металлов может служить реакция на пламя. Ионы кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет, ионы стронция и радия — в карминно-красный, ионы бария — в желтовато-зеленый цвет.

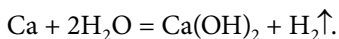
**Кальций** — один из наиболее распространенных в природе элементов. В земной коре его содержится приблизительно 3%. Он встречается в виде многочисленных отложений известняков и мела, а также мрамора, которые представляют собой природные разновидности карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ . В больших количествах встречается также гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . В виде фосфата  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  кальций входит в состав минералов апатитов и фосфоритов.

**Физические свойства.** Кальций представляет собой ковкий, довольно твердый белый металл. Его температуры плавления и кипения выше, чем у щелочных металлов.

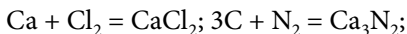
**Химические свойства.** Кальций — очень активный металл. На воздухе он быстро покрывается слоем оксида, а при нагревании сгорает ярким красноватым пламенем:



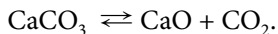
С холодной водой кальций реагирует относительно медленно, из горячей вытесняет водород, образуя гидроксид:



Кальций легко взаимодействует с галогенами, серой, азотом и углеродом:



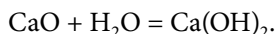
**Оксид кальция** — белое, огнестойкое вещество. В технике оксид кальция называют негашеной или жженой известью. Название указывает на способ ее получения — обжиг известняка, мела или других карбонатных пород:



Если облить жженую известь водой, то вода впитывается пористыми кусками извести и реагирует с ней с выделением значительного количества теплоты. При этом часть



воды превращается в пар, а куски извести рассыпаются в рыхлую массу *гидроксида кальция*:



Эта реакция носит название гашения извести.

**Гидроксид кальция** — сильное основание, нерастворимое в воде. Насыщенный раствор гидроксида кальция имеет щелочную реакцию и называется известковой водой. На воздухе известковая вода быстро мутнеет из-за поглощения ею  $\text{CO}_2$  и образования нерастворимого карбоната кальция.

**Гашеная известь** — техническое название гидроксида кальция.

**Жесткость воды** — совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде катионов кальция и магния.

Жесткость выражают числом миллиэквивалентов (мэкв) катионов кальция и магния в 1 литре воды. 1 мэкв жесткости отвечает концентрации катионов кальция 20,04 мг/л или 12,16 мг/л катионов магния. Следовательно, общую жесткость воды можно определить по формуле:

$$\text{Ж} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16},$$

где  $[\text{Ca}^{2+}]$  и  $[\text{Mg}^{2+}]$  — концентрации ионов кальция и магния в мг/л.

По значению жесткости различают очень мягкую воду (жесткость до 1,5), мягкую (жесткость от 1,5 до 4), средней жесткости (жесткость от 4 до 8), жесткую (жесткость от 8 до 12), очень жесткую (жесткость выше 12 мэкв/л). Жесткость питьевой воды не должна превышать 7 мэкв/л.

## 2.10. Элементы главной подгруппы III группы

Главную подгруппу III группы составляют элементы бор, алюминий, галлий, индий и таллий.

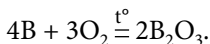
Элемент	Но- мер	Атом- ная масса	Электронная конфигурация
Бор	5	10,81	$1s^2 2s^2 2p^1$
Алю- миний	13	26,98	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Галлий	21	69,72	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
Индий	49	114,82	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$
Таллий	81	204,37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$ $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$

Они относятся к *p*-элементам. Атомы элементов подгруппы имеют по три электрона на внешнем энергетическом уровне. В химических соединениях проявляют степень окисления равную +3, хотя бор может проявлять степень окисления –3. Для таллия наиболее устойчивой является степень окисления +1.

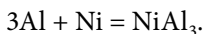
**Химические свойства.** Металлические свойства элементов главной подгруппы III группы ослабевают по сравнению с элементами главной подгруппы II группы. Так, бор относится к неметаллам и имеет наибольшую энергию ионизации в подгруппе. С возрастанием заряда ядра энергия ионизации атомов уменьшается и металлические свойства усиливаются. Алюминий — металл, хотя его гидроксид обладает амфотерными свойствами. Наиболее сильно металлические свойства выражены у таллия, а в степени окисления +1 он близок к щелочным металлам. Все элементы подгруппы образуют оксиды типа  $R_2O_3$ , им отвечают гидроксиды состава  $R(OH)_3$ . Бор является кислотообразующим элементом, не образует положительно заряженных ионов в водных растворах.

С водородом элементы главной подгруппы III группы непосредственно не реагируют. Бор образует летучие водородные соединения — бораны. Гидрид алюминия — полимерное твердое вещество. Все элементы подгруппы при

повышенной температуре реагируют с кислородом и другими неметаллами. Например,



Химическая связь в оксиде бора ковалентная; это кислотный оксид. Ему соответствует борная кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Остальные элементы группы образуют ионные оксиды, проявляющие амфотерные свойства. Соответствующие гидроксиды также амфотерны. Элементы подгруппы бора реагируют со многими металлами, образуя интерметаллиды. Например:



**Алюминий.** Из металлов главной подгруппы III группы наибольшее значение имеет алюминий.

Алюминий сравнительно легко отдает валентные электроны, проявляя восстановительные свойства. Металлические свойства алюминия более слабые по сравнению с щелочными и щелочноземельными металлами. Так, его гидроксид проявляет амфотерные свойства. Алюминий образует оксид  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , которому соответствует гидроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

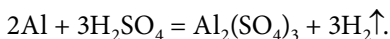
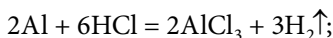
**Физические свойства.** Чистый алюминий представляет собой легкий серебристо-белый металл, очень пластичный и ковкий. После серебра и меди металлический алюминий — лучший проводник электричества и тепла.

**Химические свойства.** В ряду стандартных электродных потенциалов алюминий стоит перед железом и по активности близок к щелочноземельным металлам.

Тем не менее, чистый алюминий устойчив на воздухе, в горячей и холодной воде, в концентрированных серной и азотной кислотах. Это объясняется тем, что на поверхности алюминия образуется прочная защитная пленка оксида алюминия, которая препятствует дальнейшему взаимодействию. Если оксидную пленку разрушить, то алюминий активно реагирует с водой:



Очищенный алюминий так же легко реагирует с разбавленными растворами кислот:

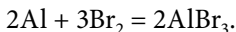


На холоде алюминий не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами, поэтому для хранения и перевозки азотной кислоты используют алюминиевые сосуды.

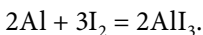
С горячими растворами этих кислот алюминий реагирует, но водород при этом не выделяется:



Алюминий вступает в реакцию с галогенами. Так, порошок алюминия взаимодействует с бромом с выделением тепла и света, образуя бромид алюминия:

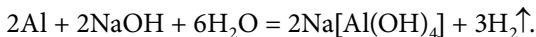


В присутствии влаги в качестве катализатора порошок алюминия бурно реагирует с иодом:

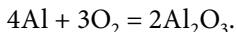


При высоких температурах (700–2000°C) алюминий вступает в реакцию с серой, азотом и углеродом, образуя сульфид  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , нитрид  $\text{AlN}$  и карбид  $\text{Al}_4\text{C}_3$  соответственно.

Алюминий легко растворяется в щелочах, при этом образуются алюминаты:



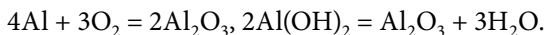
При нагревании порошок алюминия воспламеняется и сгорает ослепительным пламенем. При этом выделяется большое количество энергии:



Эта особенность алюминия широко используется для получения различных металлов из оксидов путем восстановления их алюминием. Метод впервые был применен Н.Н. Бекетовым и получил название *алюмотермии*.

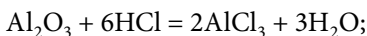
**Оксид алюминия (глинозем)  $Al_2O_3$**  — это белое, твердое, нерастворимое в воде и очень тугоплавкое вещество. Природные кристаллы оксида алюминия (корунд), окрашенные в разные цвета за счет примесей, относятся к драгоценным камням (сапфиры, аметисты, рубины).

В лаборатории оксид алюминия получают сжиганием алюминия в кислороде или прокаливанием гидроксида алюминия:

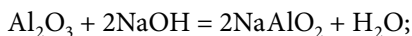


Оксид алюминия не растворяется в воде и не реагирует с ней. Он амфотерен, т.е. взаимодействует и с щелочами, и с кислотами:

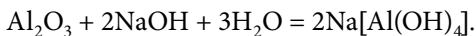
а) с соляной кислотой:



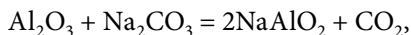
б) при сплавлении с твердым гидроксидом натрия:



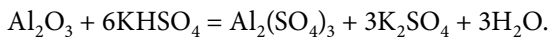
в) с раствором гидроксида натрия:



Являясь амфотерным соединением, оксид алюминия может взаимодействовать не только с кислотами и щелочами, но и с карбонатами щелочных металлов (при сплавлении):

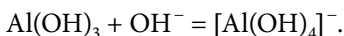
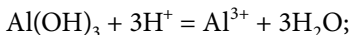


а также с кислыми солями (при сплавлении):



**Гидроксид алюминия.** Свежеосажденный гидроксид алюминия представляет собой белый студенистый осадок,

нерастворимый в воде, но легко растворимый в кислотах и сильных щелочах. Следовательно, гидроксид алюминия имеет амфотерный характер, хотя как кислотные, так и основные свойства выражены у него очень слабо:



Как видно из приведенных уравнений реакций, в кислой среде преобладает ион  $\text{Al}^{3+}$ , а в щелочной преимущественно образуется ион  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ , последний является наиболее устойчивым.

## 2.11. Металлы побочных подгрупп

К металлам побочных подгрупп периодической системы Д.И. Менделеева относятся все *d*- и *f*-элементы.

***d*-Элементы** — это элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами *d*-орбиталей предпоследнего энергетического уровня (*3d* в четвертом периоде, *4d* в пятом и *5d* в шестом); они являются переходными между *s*- и *p*-элементами. Валентными электронами атомов *d*-элементов являются *s*-электроны внешнего и *d*-электроны предвнешнего уровня.

**В природе** *d*-элементы встречаются как в свободном виде, так и в виде различных соединений. В свободном виде встречаются *благородные металлы* — серебро, золото, платиновые металлы (рутений, родий, палладий, осмий, иридий и платина).

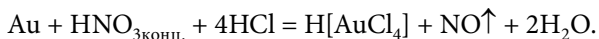
**Химические свойства** *d*-элементов очень разнообразны. Это связано с наличием большого числа валентных орбиталей. Общее для них то, что все они являются металлами. Среди них есть довольно активные, которые стоят в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода. Например,

**Электронные конфигурации и валентности *d*-элементов**

Атомный номер	Элемент	Электронная конфигурация валентных орбиталей	Проявляемые валентности
1	2	3	4
1 ряд переходных элементов (4 период)			
21	Sc	$3d^1 4s^2$	+3
22	Ti	$3d^2 4s^2$	+2, +3, +4
23	V	$3d^3 4s^2$	+2, +3, +4, +5
24	Cr	$3d^5 4s^1$	+2, +3, +6
25	Mn	$3d^5 4s^2$	+2, +3, +4, +6, +7
26	Fe	$3d^6 4s^2$	+2, +3, +6, +8
27	Co	$3d^7 4s^2$	+2, +3
28	Ni	$3d^8 4s^2$	+2, +3
29	Cu	$3d^{10} 4s^1$	+1, +2, +3
30	Zn	$3d^{10} 4s^2$	+2
2 ряд переходных элементов (5 период)			
39	Y	$4d^1 5s^2$	+3
40	Zr	$4d^2 5s^2$	+4
41	Nb	$4d^1 5s^1$	+3, +5
42	Mo	$4d^5 5s^1$	+2, +3, +4, +6
43	Tc	$4d^5 5s^2$	+3, +4, +7
44	Ru	$4d^7 5s^1$	+4, +6, +7, +8
45	Rh	$4d^8 5s^1$	+3, +4
46	Pd	$4d^{10} 5s^0$	+2, +4
47	Ag	$4d^{10} 5s^1$	+1, +2

1	2	3	4
48	Cd	$4d^{10}5s^2$	+2
3 ряд переходных элементов (6 период)			
57	La	$5d^16s^2$	+3
72	Hf	$5d^26s^2$	+4
73	Ta	$5d^36s^2$	+5
74	W	$5d^46s^2$	+4, +6
75	Re	$5d^56s^2$	+2, +3, +4, +5, +7
76	Os	$5d^66s^2$	+4, +6, +8
77	Ir	$5d^76s^2$	+3, +4
78	Pt	$5d^96s^1$	+2, +4
79	Au	$5d^{10}6s^1$	+1, +3
80	Hg	$5d^{10}6s^2$	+1, +2

железо, хром, марганец. Благородные металлы отличаются низкой химической активностью. Они не окисляются кислородом даже при повышенных температурах, не вступают в реакцию с кислотами. Многие из них для перевода в раствор требуют одновременно присутствия в растворе окислителя и комплексообразователя. Например, для растворения золота используется *царская водка*, где хлорид-ионы являются комплексообразователем:



**Царская водка** — смесь концентрированных азотной и соляной кислот в объемном соотношении 1 : 3.

**Оксиды d-элементов** могут быть кислотными, основными или амфотерными в зависимости от валентности образующего их элемента. Соответствующие им гидроксиды могут быть основными, амфотерными, а также кислотами.



Кислотно-основные свойства оксидов *d*-элементов

Элемент	Оксид		
	Основный	Кислотный	Амфотерный
1	2	3	4
1-й ряд переходных элементов (4 период)			
Sc	Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
Ti	TiO, Ti <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	TiO <sub>2</sub>	
V	VO, V <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	VO <sub>2</sub>	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Cr	CrO	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CrO <sub>3</sub>
Mn	MnO, Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	MnO <sub>2</sub>	Mn <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Fe	FeO	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	FeO <sub>3</sub>
Co	CoO	Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
Ni	NiO	Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
Cu	Cu <sub>2</sub> O, CuO		Cu <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Zn		ZnO	
2-й ряд переходных элементов (5 период)			
Y	Y <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
Zr		ZrO <sub>2</sub>	
Nb			Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Mo			MoO <sub>3</sub>
Tc			Tc <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Ru		RuO <sub>2</sub>	RuO <sub>3</sub> , RuO <sub>4</sub>
Rh		Rh <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RhO <sub>2</sub>
Pd	PdO		PdO <sub>2</sub>

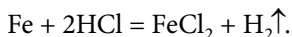
1	2	3	4
Ag	Ag <sub>2</sub> O, AgO		
Cd	CdO		
3-й ряд переходных элементов (6 период)			
La	La <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
Hf		HfO <sub>2</sub>	
Ta			Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
W		WO <sub>2</sub>	WO <sub>3</sub>
Re	ReO	Re <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , ReO <sub>2</sub>	Re <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Os			OsO <sub>2</sub> , OsO <sub>3</sub> , OsO <sub>4</sub>
Ir			IrO <sub>2</sub>
Pt	PtO	PtO <sub>2</sub>	PtO <sub>3</sub>
Au	Au <sub>2</sub> O		Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Hg	Hg <sub>2</sub> O, HgO		

**Железо** входит в состав побочной подгруппы VIII группы и относится к переходным металлам. Этот элемент расположен в четвертом периоде периодической системы, следовательно, его атом содержит четыре электронных слоя. Железо относится к d-элементам, его электронная конфигурация —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ . Имея на последней  $4s^2$ -орбитали два электрона, железо легко отдает их в химических реакциях, образуя соединения со степенью окисления +2. Чтобы образовать соединения, где степень окисления выше, у этого элемента должны участвовать в образовании связей электроны  $3d$ -орбитали. Таким образом, отдавая три электрона (два внешних и один с предпоследнего энергетического уровня), железо проявляет степень окисления +3.

**Распространение в природе.** Железо — самый распространенный в земной коре металл после алюминия (4,2%). В природе железо существует главным образом в виде соединений. Основными минералами железа являются следующие: магнитный железняк или магнетит ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ), красный железняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , бурый железняк  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , железный шпат  $\text{FeCO}_3$ , серный колчедан или пирит  $\text{FeS}_2$ .

**Физические свойства.** Железо — тяжелый серебристо-белый металл с высокой температурой плавления ( $1539^\circ\text{C}$ ). Обладает хорошими механическими свойствами: большой прочностью, способностью к прокатыванию, ковке, штамповке. Железо легко намагничивается и размагничивается.

**Химические свойства.** Железо относится к числу активных металлов. Оно легко вступает во взаимодействие с соляной и разбавленной серной кислотами, вытесняя водород и образуя соли. Например:

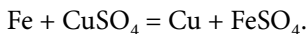


Концентрированные серная и азотная кислоты реагируют с железом при нагревании:

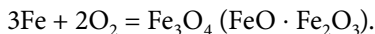


В обычных условиях железо с этими кислотами не реагирует.

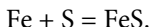
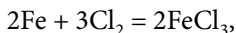
Очищенное от оксидной пленки, железо вытесняет свинец, олово, медь, серебро, ртуть и золото из растворов их солей. Например:



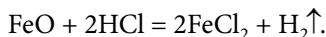
В присутствии кислорода железо горит ярким пламенем, образуя окалину — оксид железа (II, III):



При нагревании железо взаимодействует с хлором и серой, давая соли:

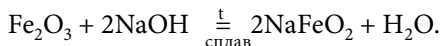
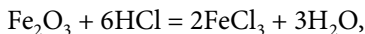


**Оксид железа (II) FeO** — черный, легко окисляющийся порошок. Проявляет свойства основного оксида:



В воде и щелочах не растворяется.

**Оксид железа (III) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** — самое устойчивое природное кислородсодержащее соединение железа. Обладает амфотерными свойствами:

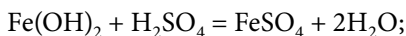


**Оксид железа (II, III) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>** — двойной оксид (FeO · Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). Встречается в природе в виде минерала магнетита. Реагирует с кислотами, образуя соли двух видов:

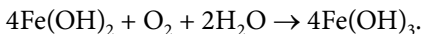


**Гидроксид железа (II) Fe(OH)<sub>2</sub>** проявляет основные свойства:

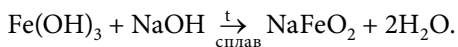
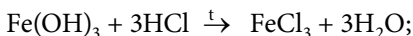
а) взаимодействует с кислотами:



б) легко окисляется на воздухе:



**Гидроксид железа (III) Fe(OH)<sub>3</sub>** — более слабое основание, чем Fe(OH)<sub>2</sub>, так как у Fe<sup>3+</sup> больше заряд, а значит он сильнее удерживает гидроксид-ионы и хуже диссоциирует. Гидроксид железа (III) обладает слабо выраженной амфотерностью:



***f*-Элементы** — это элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами *f*-орбиталей третьего снаружи энергетического уровня (4*f* в шестом периоде и 5*f* в седьмом периоде). В периодической системе Д.И. Менделеева их помещают в одну группу с лантаном (лантаноиды) и актинием (актиноиды). Валентными электронами *f*-элементов являются *s*-электроны внешнего и *d*-электроны предвнешнего энергетического уровня.

Электронные конфигурации внешних энергетических уровней атомов и степени окисления *f*-элементов

Атом- ный номер	Эле- мент	Электронная конфигурация трех внешних энергетиче- ских уровней атомов	Проявляемые степени окисления
1	2	3	4
Лантаноиды			
58	Ce	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^1 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$	+3, +4
59	Pr	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+3, +4
60	Nd	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+2, +3
61	Pm	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^5 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+3
62	Sm	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^6 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+2, +3
63	Eu	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+2, +3
64	Gd	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$	+3
65	Tb	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^9 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+3, +4
66	Dy	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{10} 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+3
67	Ho	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{11} 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+3
68	Er	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{12} 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+3
69	Tm	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{13} 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+2, +3
70	Yb	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^0 6s^2$	+2, +3

1	2	3	4
71	Lu	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$	+3
Актиноиды			
90	Th	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^0 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	+4
91	Pa	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^2 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	+3, +4, +5
92	U	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	+3, +4, +5, +6
93	Np	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^4 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	+3, +4, +5, +6, +7
94	Pu	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^6 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+3, +4, +5, +6, +7
95	Am	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+2, +3, +4, +5, +6
96	Cm	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	+3, +4
97	Bk	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^9 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+3, +4
98	Cf	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{10} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+2, +3, +4
99	Es	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{11} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+2, +3
100	Fm	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{12} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+2, +3
101	Md	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{13} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+2, +3
102	No	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	+2, +3
103	Lr	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	+3

**В природе** *f*-элементы находятся только в виде соединений. Лантаноиды получают из монацитового песка — минерала, содержащего смесь фосфатов иттрия, лантана, лантаноидов с примесью оксидов тория ( $\text{ThO}_2$ ) и циркония ( $\text{ZrO}_2$ ). Для добычи урана используют уранит ( $\text{UO}_n$ ,  $2 < n < 3$ ).

Почти все актиноиды, за исключением Th, U, Pa, в природе не встречаются. Они получены в лаборатории путем ядерного синтеза.

**Физические свойства.** В свободном состоянии *f*-элементы представляют собой типичные металлы серебристо-белого цвета.

**Химические свойства.** *f*-элементы являются химически активными веществами. В ряду стандартных электродных потенциалов они находятся значительно левее водорода; окисляются на воздухе при комнатной температуре, взаимодействуют с водой и кислотами. *f*-элементы вступают в реакцию с водородом, углеродом, азотом, фосфором; образуют устойчивые оксиды, галогениды, сульфиды.

**Оксиды** лантаноидов со степенью окисления +3 представляют собой тугоплавкие соединения основного характера. Они реагируют с водой, образуя нерастворимые гидроксиды. Оксиды и гидроксиды актиноидов в высших степенях окисления носят кислотный характер.

## 2.12. Водород

В периодической системе Д.И. Менделеева водород занимает особое место. Часто его рассматривают как аналог галогенов и помещают в VII группу. В тех случаях, когда обращают внимание на некоторое сходство его свойств со щелочными металлами, водород помещают в I группу.

Водород имеет только один электрон, формула электронной конфигурации  $1s^1$ .

По величине энергии ионизации водород стоит значительно ближе к фтору, чем к литию. Это говорит о том, что металлические свойства атому водорода не присущи. Ион водорода не имеет сходства с ионами щелочных металлов, так как является элементарной частицей — протоном.

Вместе с тем, в ряду стандартных электродных потенциалов водород ведет себя как металл. Это связано с тем, что в водных растворах водород существует в виде иона гидроксония  $H_3O^+$ , энергия ионизации которого близка по величине к энергии ионизации атомов металлов.

**Физические свойства.** Водород — бесцветный газ, не имеющий запаха. Это самый легкий из всех газов — он в 14,5 раза легче воздуха. В воде водород плохо растворим, но

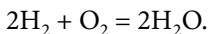
в некоторых металлах (никель, палладий, платина) способен растворяться в значительных количествах.

**Изотопы.** Кроме водорода с массовым числом 1 (протий) существуют изотопы с массовыми числами 2 и 3 — дейтерий и тритий.

**Химические свойства** водорода в значительной степени определяются его способностью отдавать единственный электрон и превращаться в положительно заряженный ион. При этом проявляется особенность атома водорода — отсутствие промежуточных электронов между валентным электроном и ядром. В результате отдачи электрона атом водорода превращается в протон, размер которого намного меньше размера всех других катионов. Поэтому поляризующее действие протона очень велико. Соединения водорода даже с самыми активными неметаллами, например, со фтором, представляют собой вещества с ковалентной полярной связью.

Атом водорода способен не только отдавать, но и присоединять электрон. При этом образуется отрицательно заряженный ион водорода с электронной оболочкой атома гелия. В виде таких ионов водород находится в соединениях с некоторыми активными металлами. Таким образом, водород проявляет двойственную химическую природу, проявляя как окислительную, так и восстановительную способность. В большинстве реакций он выступает как восстановитель, образуя соединения со степенью окисления +1. В реакциях с активными металлами водород проявляет свойства окислителя; его степень окисления в соединениях с металлами равна –1. Таким образом, отдавая электрон, водород проявляет сходство с щелочными металлами, а присоединяя электрон — с неметаллами VII группы периодической системы.

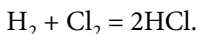
Химические реакции с водородом чаще всего протекают при повышенной температуре. Например, водород горит в кислороде, образуя воду:



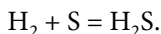


Реакция сопровождается выделением большого количества теплоты.

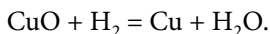
Водород реагирует с хлором (на свету со взрывом), образуя хлороводород:



При пропускании водорода над расплавленной серой образуется газообразный сероводород:

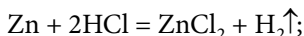


Водород способен восстанавливать многие металлы из их оксидов. Реакция идет при высокой температуре:

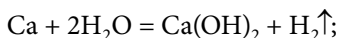


**Получение водорода в лаборатории.** В лабораторных условиях для получения водорода используют следующие методы:

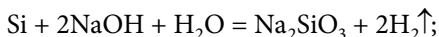
а) взаимодействие цинка с разбавленной соляной или серной кислотой:



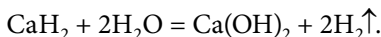
б) взаимодействие кальция с водой:



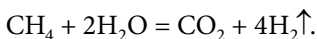
в) взаимодействие алюминия или кремния с растворами щелочей:



г) действие гидрида кальция на воду:



**В промышленности** водород получают из метана:



Водород получают также при электролизе водного раствора хлорида натрия и при крекинге нефтепродуктов.

**Применение водорода.** Водород применяют в металлургии для восстановления некоторых цветных металлов из их

оксидов. Главное применение водород находит в химической промышленности для синтеза аммиака, для получения метилового спирта и других органических соединений. Водород используют при гидрогенизации жиров, угля и нефти. При гидрогенизации угля и нефти низкосортные виды топлива превращаются в высококачественные.

Водород используют для охлаждения генераторов электрического тока, а его изотопы находят применение в атомной энергетике.

### 2.13. Галогены (элементы главной подгруппы VII группы)

**Галогены** (от греч. *hals* — соль и *γενναο* — рождаю) — элементы главной подгруппы VII группы периодической системы Д.И. Менделеева. К галогенам относятся фтор, хлор, бром, иод и полученный искусственным путем, не встречающийся в природе, астат.

Элемент	Номер	Атомная масса	Электронная конфигурация
Фтор	9	18,9984	$1s^2 2s^2 2p^5$
Хлор	17	35,453	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Бром	35	79,904	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
Иод	53	126,90	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
Астат	85	[210]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$

Это р-элементы, содержащие на внешнем электронном уровне по семь электронов. Формула электронной конфигурации внешнего уровня —  $ns^2 np^5$ , где  $n$  — главное квантовое число или номер периода. Это сильные окислители; наибольшую окислительную способность проявляет фтор.

В соединениях с водородом и металлами галогены проявляют степень окисления  $-1$ , но могут проявлять и положительную степень окисления ( $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ ). Исключением является фтор, который имеет один неспаренный электрон. Степень окисления его всегда равна  $-1$ , валентность  $1$ . У хлора и других галогенов имеются свободные орбитали, куда могут переходить электроны. В этом случае элементы проявляют переменную степень окисления.

Галогены образуют двухатомные молекулы:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . Молекулы галогенов непрочны, что объясняется их высокой активностью.

**В природе** галогены встречаются в виде солей галогеноводородных кислот.

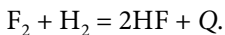
**Физические свойства** галогенов закономерно изменяются с ростом заряда атомного ядра. Так, фтор и хлор — газы, бром — жидкость, йод — твердое вещество.

**Химические свойства.** Реакционная способность галогенов снижается в ряду  $F — Cl — Br — I$ . Самым активным из галогенов является фтор. По сравнению с другими галогенами он имеет малый атомный радиус и способен сильнее притягивать недостающий электрон.

Галогены образуют водородные соединения:  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ . Водные растворы этих соединений являются кислотами. Сила кислот в ряду  $HF — HCl — HBr — HI$  увеличивается, так как с увеличением радиуса атома энергия связи уменьшается и ионы водорода легче отщепляются.

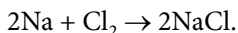
Галогены могут вступать в реакции со следующими соединениями:

а) с водородом. Например:



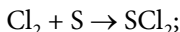
Фтор взаимодействует с водородом в темноте, хлор — при сильном освещении, бром и йод — при нагревании;

б) с металлами. Например:

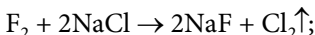


Эти реакции протекают быстро, с выделением большого количества тепла;

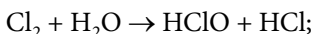
в) с неметаллами. Например:



г) галоген с малым атомным радиусом способен окислять галогенид-ион с бóльшим радиусом атома:



д) с водой. Например:



е) с щелочами. Например:



С повышением порядкового номера элементов в ряду F — At увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства и окислительная способность элементов.

**Качественной реакцией** на отрицательные ионы галогенов может служить реакция с ионами серебра: AgF растворим в воде; остальные образуют осадки: белый AgCl, желтоватый AgBr, желто-коричневый AgI.

**Хлор** — распространенный представитель галогенов. Его соединения имеют важное практическое значение.

**Нахождение в природе.** Благодаря высокой химической активности хлор встречается в природе в виде соединений. В земной коре доля хлора составляет 0,2%.

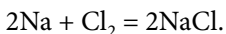
Важнейшими соединениями хлора являются: поваренная соль или хлорид натрия NaCl, хлорид калия или сильвин KCl, хлорид магния MgCl<sub>2</sub>, сильвинит KCl · NaCl, карналлит KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O и другие. Соединения хлора содержатся в водах озер, рек и морей.

**Физические свойства.** Хлор — ядовитый газ желто-зеленого цвета, с резким запахом. Тяжелее воздуха в 2,5 раза. Хорошо растворяется в воде и органических растворителях.

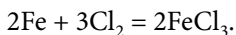
**Химические свойства.** Хлор имеет двухатомную молекулу  $\text{Cl}_2$ , атомы связаны между собой ковалентной неполярной связью. Хлор является одним из активнейших элементов. Но его химическая активность меньше, чем у фтора. Это объясняется тем, что хлор расположен в третьем периоде периодической системы и недостающий электрон его атом присоединяет менее энергично, чем атом фтора.

У атома хлора имеется один неспаренный электрон на  $3p$ -подуровне. Поэтому в обычном, невозбужденном состоянии хлор одновалентен. В возбужденном состоянии атома хлора электроны переходят с  $3p$ - и  $3s$ -подуровней на  $3d$ -подуровень. Поэтому хлор проявляет нечетную переменную валентность 1, 3, 5, 7.

Хлор вступает во взаимодействие почти со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и инертных газов. Особенно быстро и с выделением большого количества теплоты протекают реакции взаимодействия хлора с металлами. Например,

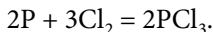
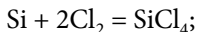


Предварительно нагретый порошок железа загорается в хлоре с образованием хлорида железа (III):



Во всех этих случаях атомы металла отдают электроны, т.е. окисляются, а атомы хлора присоединяют электроны, т.е. восстанавливаются. Следовательно, хлор — очень сильный окислитель.

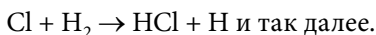
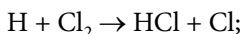
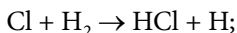
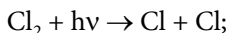
Хлор взаимодействует также со многими неметаллами. Такие неметаллы, как фосфор, мышьяк и кремний уже при низкой температуре реагируют с хлором, при этом выделяется большое количество теплоты:



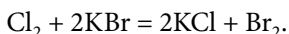
**Цепная реакция взаимодействия хлора с водородом.**

При комнатной температуре и без освещения хлор практически не реагирует с водородом. При нагревании или на прямом солнечном свете эта реакция протекает со взрывом по цепному механизму.

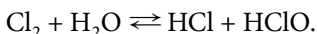
Механизм этой реакции можно представить схемой:



Хлор способен взаимодействовать и со сложными веществами. Например, он вытесняет бром и иод из их соединений с водородом и металлами:



Хлор реагирует с водой, образуя две кислоты — сильную (соляную) и слабую (хлорноватистую):



Хлорноватистая кислота является сильным окислителем, оказывает дезинфицирующее и отбеливающее действие, так как окисляет органические вещества.

**Получение хлора.** В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, действуя на нее различными окислителями. Например:



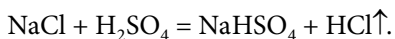
Аналогично получают хлор, действуя на соляную кислоту другими окислителями ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{CaOCl}_2$ ). В промышленности хлор получают электролизом растворов или расплавов соляной кислоты.

**Применение хлора.** Хлор используется для отбеливания тканей, получения соляной кислоты, белильной извести, инсектицидов. С помощью хлора проводят стерилизацию питьевой воды. Хлор применяют для синтеза хлорпроизводных органических соединений. Некоторые из них используют для получения пластмасс, синтетических волокон, искусственной кожи и каучука.

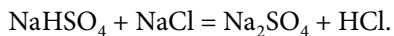
**Хлороводород.** Из соединений хлора с другими элементами наибольшее значение имеет хлороводород.

**Физические свойства.** Это бесцветный газ с резким запахом. Он примерно в 1,3 раза тяжелее воздуха. Хлороводород хорошо растворим в воде. При комнатной температуре в одном объеме воды можно растворить 500 объемов этого газа. Это связано с тем, что молекула хлороводорода сильно полярна; химическая связь между атомами в молекуле HCl ковалентная полярная. Водный раствор хлороводорода называется соляной или хлороводородной кислотой.

**Получение хлороводорода.** Хлороводород можно получить действием концентрированной серной кислоты на хлорид натрия. Реакция идет в две стадии:



Затем при нагревании  $\text{NaHSO}_4$  реагирует с хлоридом натрия:



**В промышленности** хлороводород получают синтетическим путем — сжиганием водорода в струе хлора. Полученный хлороводород растворяют в воде, образуется соляная кислота, которая относится к сильным кислотам.

**Соляная кислота** реагирует с металлами, расположенными в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, с оксидами и гидроксидами многих металлов. Она вступает в реакции обменного взаимодействия с растворами некоторых солей.

## 2.14. Элементы главной подгруппы VI группы периодической системы

*Главную подгруппу VI группы* составляют кислород, сера, селен, теллур и полоний (полоний — радиоактивный элемент).

Элемент	Номер	Атомная масса	Электронная конфигурация
Кислород	8	15,999	$1s^2 2s^2 2p^4$
Сера	16	32,06	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Селен	34	78,96	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
Теллур	52	127,60	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$
Полоний	84	[209]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4$ $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$

Это *p*-элементы, имеющие электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня  $ns^2 np^4$ .

В соединениях с водородом и металлами эти элементы проявляют степень окисления  $-2$ , а в соединениях с активными неметаллами обычно  $+4$  и  $+6$ . Кислород в отличие от других элементов подгруппы проявляет только степень окисления  $-2$  и  $+2$  (в соединениях со фтором). Это объясняется тем, что кислород отличается от атомов других элементов подгруппы отсутствием *d*-подуровня во внешнем электронном слое. Однако в некоторых случаях атом кислорода, обладающий неподеленными электронными парами, может образовывать дополнительные ковалентные связи по *донорно-акцепторному* способу.

У серы и у остальных элементов подгруппы число неспаренных электронов в атоме может быть увеличено путем перевода *s*- и *p*-электронов на *d*-подуровень внешнего слоя. Поэтому они проявляют валентность, равную 2, 4, 6.



**Физические свойства** элементов подгруппы кислорода сильно различаются. Так, кислород в обычных условиях существует в виде газа, состоящего из двухатомных молекул  $O_2$ , сера в этих условиях представляет собой твердое вещество желтого цвета, состоящее из циклических молекул  $S_8$ .

**Химические свойства.** Наибольшей окислительной способностью среди элементов главной подгруппы VI группы обладают кислород и сера. В виде простых веществ они являются типичными неметаллами. Селен и теллур занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами, а полоний проявляет уже типично металлические свойства.

Элементы подгруппы кислорода образуют соединения с водородом, которые отвечают общей формуле  $H_2R$ . При растворении их в воде образуются кислоты. Сера, селен и теллур образуют оксиды типа  $RO_2$  и  $RO_3$ . Им соответствуют кислоты  $H_2RO_3$  и  $H_2RO_4$ .

В ряду  $O - S - Se - Te - Po$  понижается окислительная активность нейтральных атомов, растут восстановительные свойства отрицательно заряженных ионов. Неметаллические свойства постепенно ослабевают.

**Сера** широко распространена в природе. Общее содержание серы в земной коре составляет около 0,1%. Она встречается в свободном виде и в виде соединений. К важнейшим соединениям серы относятся: свинцовый блеск  $PbS$ , цинковая обманка  $ZnS$ , медный блеск  $Cu_2S$ , серный колчедан  $FeS_2$ , киноварь  $HgS$  и другие.

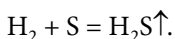
**Физические свойства.** Сера — твердое хрупкое вещество желтого цвета. Плохо проводит теплоту и электричество. В воде нерастворима, но хорошо растворяется в сероуглероде, бензоле, анилине и некоторых других растворителях.

**Аллотропные модификации.** Известно несколько аллотропных модификаций серы: сера ромбическая, моноклинная и пластическая. Наиболее устойчивой модификацией является ромбическая сера, в нее самопроизвольно через некоторое время превращаются все остальные модифика-

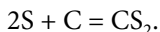
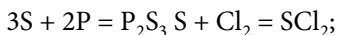
ции. При обычных условиях сера существует в виде восьмиатомных молекул  $S_8$ , имеющих циклическое строение.

**Химические свойства.** Наиболее характерные химические реакции для серы — присоединение двух электронов, недостающих для завершения электронного слоя. Это говорит о том, что сера — типичный неметалл. На внешнем электронном слое серы имеются вакантные  $3d$ -орбитали, следовательно, кроме валентности 2, сера может проявлять валентность 4 и 6. Соединения с валентностью 4 и 6 сера образует только с более электроотрицательными элементами — кислородом и некоторыми галогенами.

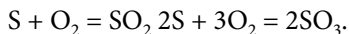
В обычных условиях сера малоактивна. При повышении температуры ее активность растет. Например, при высокой температуре сера непосредственно реагирует с водородом, образуя сероводород:



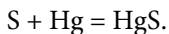
Сера вступает в реакции и с другими неметаллами (при нагревании):



При сгорании серы на воздухе или в кислороде образуются оксид серы (IV) и частично оксид серы (VI):



В этих реакциях сера выступает в роли восстановителя. При взаимодействии с металлами сера проявляет окислительные свойства. С большинством металлов сера реагирует при нагревании, но в реакции со ртутью взаимодействие происходит уже при комнатной температуре:

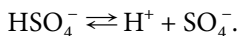
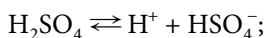


Эту реакцию используют в лабораториях для удаления разлитой ртути, пары которой являются сильным ядом.

Сера вступает в реакцию с медью, железом, цинком, алюминием, образуя сульфиды.

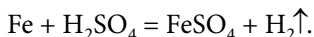
**Применение серы.** Сера широко применяется в промышленности и сельском хозяйстве. Ее используют для борьбы с вредителями, с болезнями винограда и хлопчатника. Много серы расходуется для производства серной кислоты, сероуглерода, на вулканизацию каучука, для получения вискозы. Серу также для приготовления черного пороха, спичек, светящихся составов. В медицине серные мази применяют для лечения кожных заболеваний.

**Серная кислота** — сильная двухосновная кислота, диссоциирует в две ступени:



**Физические свойства.** Серная кислота — бесцветная, малолетучая маслянистая жидкость с плотностью 1,84. Продажная серная кислота обычно содержит 96,5%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Серная кислота хорошо растворяется в воде, является сильным водоотнимающим средством. Растворение сопровождается выделением большого количества тепла, так как идет образование гидратов  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

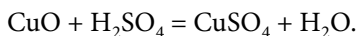
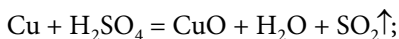
**Химические свойства.** Важная особенность серной кислоты — ее отношение к металлам. Разбавленная и концентрированная кислота реагируют с ними по-разному. Разбавленная серная кислота растворяет металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода. Например:



Металлы, стоящие правее водорода, в разбавленной серной кислоте не растворяются.

Концентрированная серная кислота при обычных условиях со многими металлами не реагирует. При нагревании она взаимодействует почти со всеми металлами за исключением золота, платины и некоторых других. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами водо-

род не выделяется. Кислота вначале окисляет металл до оксида, а потом взаимодействует с оксидом металла. Например:

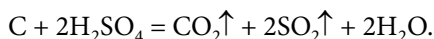
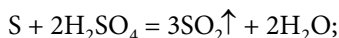


Суммарный процесс можно выразить следующим уравнением:



При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как  $\text{SO}_2$ , так и свободная сера и сероводород. Некоторые металлы, например, железо, с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют. Это связано с тем, что на поверхности таких металлов образуется плотная оксидная пленка, предохраняющая их от дальнейшего растворения.

Концентрированная серная кислота при нагревании может окислять и неметаллы, например, серу, углерод:



Таким образом, концентрированная серная кислота — очень сильный окислитель.

**Кислород.** В земной коре содержится около 47–49% кислорода по массе. Кислород встречается в свободном и связанном состоянии. В свободном состоянии он содержится в воздухе, в связанном входит в состав воды, минералов, органических соединений.

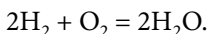
**Физические свойства.** Кислород — бесцветный газ без запаха и вкуса. Он немного тяжелее воздуха — один литр кислорода имеет массу 1,43 г. Кислород растворяется в воде, хотя и в небольших количествах. При комнатной температуре в 100 объемах воды растворяется 3,1 объема кислорода. При  $-183^\circ\text{C}$  газообразный кислород превращается в жидкость

бледно-синего цвета, а при охлаждении до  $-219^{\circ}\text{C}$  эта жидкость затвердевает, образуя снегообразную массу.

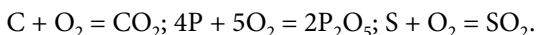
**Химические свойства.** По химическим свойствам кислород относится к активным элементам, атомарный кислород значительно активнее молекулярного.

Кислород образует соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия, неона и аргона. С большинством элементов он реагирует непосредственно за исключением галогенов, золота и платины. Скорость взаимодействия кислорода как с простыми, так и сложными веществами, зависит от природы вещества и от температуры.

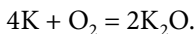
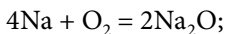
Кислород способен непосредственно реагировать со многими металлами и неметаллами, образуя оксиды. Так, при нагревании кислород взаимодействует с водородом, образуя воду. Реакция протекает со взрывом:



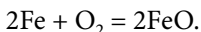
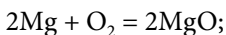
При повышенной температуре кислород соединяется с углеродом, серой и фосфором:



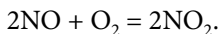
С такими активными металлами, как натрий, калий и другие, кислород взаимодействует при обычной температуре:



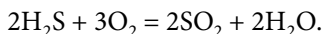
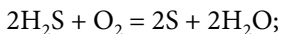
С другими металлами кислород реагирует при нагревании. Реакции протекают с выделением света и теплоты:



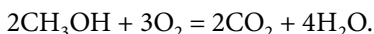
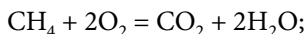
Кислород взаимодействует и со многими сложными веществами. Например, с оксидом азота (II) он реагирует уже при комнатной температуре:



Сероводород, реагируя с кислородом при нагревании, дает серу или оксид серы (II):

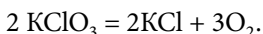


В кислороде сгорают органические вещества, образуя углекислый газ и воду:



В приведенных реакциях кислород является окислителем. В большинстве реакций окисления с участием кислорода выделяются тепло и свет — такие процессы называются *горением*.

**Получение кислорода в лаборатории и в промышленности.** В лабораторных условиях кислород получают путем разложения оксидов и солей при нагревании:



Эта реакция (разложение бертолетовой соли) проводится в присутствии катализатора  $\text{MnO}_2$ , так как в отсутствие катализатора разложение идет без выделения кислорода.

В промышленности кислород получают:

- а) электролизом воды;
- б) фракционной перегонкой жидкого воздуха (азот, обладающий более низкой температурой кипения, испаряется, а жидкий кислород остается).

**Роль кислорода в природе.** Кислород играет исключительно важную роль в природе. При участии кислорода совершается один из важнейших жизненных процессов — дыхание. Важное значение имеет и другой процесс, в котором участвует кислород, — тление и гниение погибших животных и растений; при этом сложные органические вещества превращаются в более простые, а затем в углекислый газ,

воду и азот. Последние вновь поступают в общий круговорот веществ в природе.

**Применение в технике.** Применение кислорода в технике весьма разнообразно. В настоящее время кислород используют для интенсификации металлургических процессов. Кислородное дутье в доменном производстве улучшает качество стали, позволяет увеличить ее выплавку.

Кислород применяют для интенсификации химических процессов во многих производствах, например, в производстве серной и азотной кислот. Кислородом пользуются для получения высоких температур, для чего горючие газы — водород, ацетилен — сжигают в специальных горелках. Водородно-кислородное и ацетилено-кислородное пламя дают температуру порядка  $3000^{\circ}\text{C}$ .

Кислород используют в медицине при затрудненном дыхании. Кислород необходим для дыхательных аппаратов в самолетах, космических кораблях, подводных лодках.

**Вода** — одно из наиболее распространенных и важных веществ на Земле. Почти  $\frac{3}{4}$  поверхности земного шара покрыто водой. Много воды находится в атмосфере в парообразном состоянии, в недрах земли также находится вода, которая пропитывает почву и горные породы. Природная вода не бывает совершенно чистой, она содержит примеси и растворенные вещества. Особенно много растворенных веществ в морской воде.

**Электронное и пространственное строение молекулы воды.** Молекула воды имеет угловое строение. Входящие в ее состав ядра атомов образуют равнобедренный треугольник, в основании которого находятся два протона, а в вершине — ядро атома кислорода. Молекула воды содержит две неподеленные электронные пары.

Атом кислорода в молекуле воды находится в состоянии  $sp^3$ -гибридизации, поэтому валентный угол НОН близок к тетраэдрическому и равен  $104,3^{\circ}$ . Электроны, образующие связь О—Н, смещены к более электроотрицательному атому кислорода. Поэтому та часть молекулы, где находится водо-

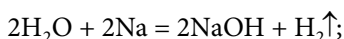
род, заряжена положительно, а часть, где находится кислород, — отрицательно. Следовательно, молекула воды представляет собой *диполь*.

Молекулярная масса парообразной воды равна 18 и соответствует ее формуле. Однако молекулярная масса жидкой воды оказывается более высокой. Это свидетельствует о том, что молекулы воды соединяются между собой, образуя водородные связи. Такой вывод подтверждается аномально высокими температурами плавления и кипения воды.

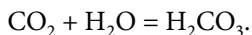
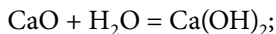
**Физические свойства.** Чистая вода представляет собой бесцветную прозрачную жидкость без вкуса и запаха. Вода — хороший растворитель, плохо проводит теплоту и электричество. Вода замерзает при  $0^{\circ}\text{C}$  и кипит при  $100^{\circ}\text{C}$  при давлении 101,3 кПа.

Наибольшую плотность вода имеет при  $4^{\circ}\text{C}$ . При нагревании воды выше  $4^{\circ}\text{C}$  ее плотность уменьшается. Плотность льда также меньше плотности воды. Вода обладает аномально высокой теплоемкостью. Благодаря этому она медленно остывает и медленно нагревается.

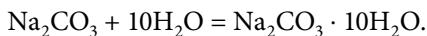
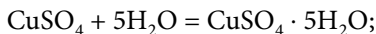
**Химические свойства.** Вода относится к химически активным соединениям. При обычных условиях она реагирует с некоторыми металлами с выделением водорода:



Ряд оксидов металлов и неметаллов вступает во взаимодействие с водой с образованием кислот и оснований:

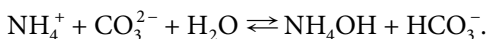


Вода реагирует с солями, образуя кристаллогидраты:

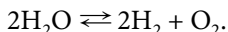




К важным химическим свойствам воды относится ее способность вступать в реакции гидролитического разложения:



Молекулы воды отличаются большой устойчивостью к нагреванию. Однако при температуре выше  $1000^\circ\text{C}$  водяной пар начинает разлагаться на водород и кислород:



## 2.15. Элементы главной подгруппы V группы периодической системы

В состав главной подгруппы V группы входят азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут.

Элемент	Атомный номер	Атомная масса	Электронная конфигурация
Азот	7	14,006	$1s^2 2s^2 2p^3$
Фосфор	15	30,974	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Мышьяк	33	74,922	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
Сурьма	51	121,75	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
Висмут	83	208,98	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$

У всех у них на внешнем энергетическом уровне находится пять электронов — это  $p$ -элементы; электронная формула внешнего энергетического уровня —  $ns^2 np^3$ . Три электрона на внешнем энергетическом уровне являются неспаренными, поэтому в невозбужденном состоянии для всех элементов характерна валентность 3.

Максимальная отрицательная степень окисления равна  $-3$ , так как до завершения пятиэлектронного слоя не хватает трех электронов. Высшая положительная степень окисления

равна +5. Степень окисления  $-3$  у элементов V группы может проявляться в соединениях с менее электроотрицательными элементами, например,  $N^{-3}H_3$ ; в соединениях с более электроотрицательными элементами степень окисления будет положительной: +3. Например,  $N^{+3}F_3$ ,  $N_2^{+3}O_3$ . Степень окисления +5 проявляется только в соединениях с более электроотрицательными элементами, например  $PCl_5$ .

**Физические свойства** элементов главной подгруппы V группы резко меняются при переходе от азота к фосфору. Азот — газ, фосфор и все остальные элементы — твердые вещества. Это объясняется тем, что начиная с третьего периода (фосфор) элементы объединяются в большие полимерные молекулы. Такое изменение молекулярной структуры при переходе от азота к фосфору и вызывает резкое изменение агрегатных состояний веществ.

**Химические свойства.** С водородом элементы подгруппы азота образуют соединения типа  $RH_3$ , с кислородом —  $R_2O_3$  и  $R_2O_5$ . Им соответствуют кислоты  $HRO_2$  и  $HRO_3$ . Все элементы, кроме азота, могут образовывать кислоты типа  $H_3RO_4$ .

Металлические свойства в подгруппе сверху вниз закономернo нарастают. Так, азот и фосфор — типичные неметаллы, мышьяк и сурьма имеют некоторые свойства металлов, висмут является металлом.

**Фосфор** в чистом виде в природе не встречается, так как он является химически активным элементом. В виде соединений широко распространен, составляет около 0,1% земной коры по массе. Из природных соединений фосфора наибольшее значение имеет фосфат кальция  $Ca_3(PO_4)_2$  — главная составная часть апатитов и фосфоритов. Самое большое в мире месторождение фосфоритов находится на Кольском полуострове.

**Аллотропные модификации фосфора.** Фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Из них наиболее важными являются белый, красный и черный фосфор. Различие свойств аллотропных модификаций фосфора объясняется их строением.

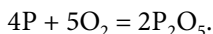
**Белый фосфор** получается в твердом состоянии при быстром охлаждении паров фосфора. В чистом виде белый фосфор бесцветен и прозрачен. На холоду белый фосфор хрупок, а при температуре выше 15°C становится мягким и легко режется ножом. Стабилен при высоких температурах. В воде белый фосфор нерастворим; хорошо растворяется в сероуглероде. Белый фосфор является сильным ядом.

На воздухе белый фосфор быстро окисляется и при этом светится в темноте — происходит превращение химической энергии в световую. Он имеет молекулярную кристаллическую решетку. Его молекула состоит из четырех атомов (P<sub>4</sub>) и имеет форму правильной трехгранной пирамиды, поэтому как и другие вещества с молекулярной решеткой белый фосфор летуч и легко плавится.

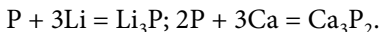
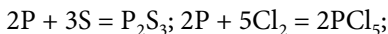
**Красный фосфор** — это порошок красно-бурого цвета, не ядовит. Не растворяется в воде и сероуглероде. Не огнеопасен, химически менее активен: медленно окисляется на воздухе, не светится в темноте. Это связано с тем, что красный фосфор имеет атомную кристаллическую решетку. При сильном нагревании красный фосфор испаряется. При охлаждении паров образуется белый фосфор.

**Черный фосфор.** Образуется из белого при нагревании до 200–220°C и высоком давлении. По виду черный фосфор похож на графит, жирен на ощупь и тяжелее других аллотропных модификаций фосфора. Химически он мало активен, способен проводить электрический ток, имеет атомную кристаллическую решетку.

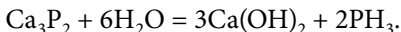
**Химические свойства.** Из всех аллотропных модификаций фосфора наибольшей активностью обладает белый фосфор. Он быстро окисляется на воздухе. Уже при слабом нагревании фосфор воспламеняется и сгорает, выделяя большое количество теплоты:



Фосфор соединяется со многими простыми веществами: кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами. Например:

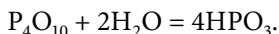


**Фосфиды** — соединения фосфора с металлами. При взаимодействии фосфидов с водой выделяется фосфин  $PH_3$ :



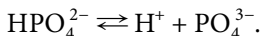
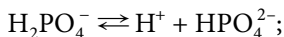
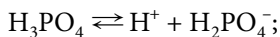
**Фосфин** — очень ядовитый газ с запахом чеснока. По химическим свойствам он напоминает аммиак, но является более сильным восстановителем.

**Оксид фосфора (V).** Оксид фосфора (V) имеет вид белой снегообразной массы. Плотность его пара соответствует формуле  $P_4O_{10}$ , эта формула отражает действительный состав молекулы. Оксид фосфора (V) легко соединяется с водой, поэтому применяется как водоотнимающее средство. На воздухе оксид фосфора (V), притягивая влагу, быстро превращается в метафосфорную кислоту:



**Применение фосфора.** Применение фосфора очень многообразно. Большое количество фосфора расходуется на изготовление спичек. При изготовлении спичек применяется красный фосфор; он содержится в массе, которая наносится на спичечную коробку. Кроме спичечного производства фосфор применяется в металлургии. Он используется для получения некоторых полупроводников — фосфида галлия и фосфида индия. При горении фосфора образуется густой белый дым, поэтому белым фосфором снаряжают боеприпасы, предназначенные для создания дымовых завес. Большое количество фосфора идет на создание препаратов для уничтожения насекомых-вредителей.

**Ортофосфорная (фосфорная) кислота** представляет собой бесцветные, хорошо растворимые в воде кристаллы. Не ядовита. Это кислота средней силы. Поскольку она является трехосновной, то ее диссоциация в водных растворах протекает в три ступени:



Фосфорная кислота не летуча и очень устойчива; для нее не характерны окислительные свойства, поэтому она взаимодействует с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода.

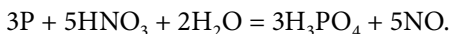
**Соли фосфорной кислоты.** Будучи трехосновной, фосфорная кислота образует три ряда солей:

- а) фосфаты; в них замещены все атомы водорода в фосфорной кислоте. Например,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;
- б) гидрофосфаты; в этих солях замещено два атома водорода кислоты. Например,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ;
- в) дигидрофосфаты — замещен один атом водорода в фосфорной кислоте. Например,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

Все дигидрофосфаты хорошо растворимы в воде. Большинство средних фосфатов, как правило, плохо растворимы. Из солей этого ряда растворимы только фосфаты натрия, калия и аммония. Гидрофосфаты по растворимости занимают промежуточное положение: они растворимы лучше, чем фосфаты и хуже, чем дигидрофосфаты.

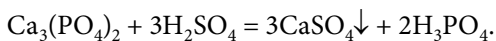
Соли фосфорной кислоты находят широкое применение. Некоторые из них используются в медицине для приготовления лекарственных препаратов. Однако основная масса соединений фосфора применяется в качестве удобрений.

**Получение фосфорной кислоты.** В лаборатории фосфорную кислоту получают окислением фосфора 30% азотной кислотой:



В промышленности фосфорную кислоту получают двумя методами: экстракционным и термическим.

В первом случае измельченный природный фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  обрабатывают при перемешивании серной кислотой, образовавшийся  $\text{CaSO}_4$  отделяют на фильтре:



Термический метод заключается в выделении свободного фосфора из фосфорита путем восстановления. Фосфор сжигается до  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ , который растворяют в воде.

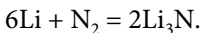
**Азот.** Азот занимает особое положение в подгруппе, так как, имея валентность 4, может проявлять степень окисления, равную +5. Поскольку это элемент второго периода, на его внешнем энергетическом уровне отсутствует  $d$ -подуровень. Однако атом азота может отдать более электроотрицательному атому один электрон с  $2s$ -подуровня. В этом случае атом азота становится четырехвалентным, т.е. имеет на внешнем энергетическом уровне четыре неспаренных электрона. Его степень окисления будет равна +5. Это имеет место в молекуле азотной кислоты  $\text{HNO}_3$ .

**Нахождение в природе.** В природе азот находится в свободном виде и в виде соединений. Свободный азот является главной составной частью воздуха (78% по объему). Неорганические соединения азота встречаются в небольших количествах за исключением крупного месторождения натриевой селитры в Чили. Почва содержит незначительные количества азота в виде солей азотной кислоты.

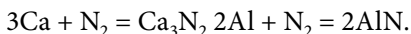
**Строение молекулы.** Азот образует двухатомную молекулу  $\text{N}_2$ . Атомы объединены ковалентной неполярной связью. Эта связь осуществляется за счет трех общих пар  $p$ -электронов, орбитали которых направлены по осям  $x$ ,  $y$ ,  $z$ . В результате перекрывания  $p_x$ -орбиталей двух атомов образуется одинарная  $\sigma$ -связь. Оставшиеся  $p_y$ - и  $p_z$ -орбитали перекрываются по обе стороны от линии, соединяющей центры атомов. Они образуют две  $\pi$ -связи. Таким образом, в молекуле азота атомы связаны друг с другом тройной связью (одной  $\sigma$ - и двумя  $\pi$ -связями).

**Физические свойства.** Азот — газ без цвета, запаха и вкуса. Мало растворим в воде (в 100 объемах воды растворяется 2,5 объема азота). Он легче воздуха — 1 литр азота имеет массу 1,25 г. При  $-196^\circ\text{C}$  азот сжижается, а при  $-210^\circ\text{C}$  превращается в снегообразную массу.

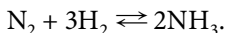
**Химические свойства.** Молекулярный азот — химически малоактивное вещество. Это объясняется высокой прочностью молекулы  $N_2$ . Так, при комнатной температуре азот реагирует только с литием:



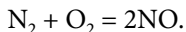
С другими металлами он реагирует при высокой температуре, образуя нитриды. Например:



С повышением температуры активность азота значительно увеличивается. Например, при высоком давлении и температуре в присутствии катализатора азот взаимодействует с водородом с образованием аммиака:



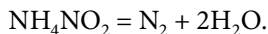
При температуре выше  $1200^\circ C$  или при действии электрических разрядов азот непосредственно соединяется с кислородом:



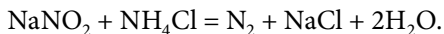
Для азота известно много соединений и с другими элементами, но непосредственным взаимодействием простых веществ они не получаются.

Поскольку азот имеет на внешнем энергетическом уровне пять электронов, он может образовывать химические соединения, находясь во всех степенях окисления от +5 до -3 (-1, -2, -3, +1, +2, +3, +4, +5).

**Получение азота.** В лаборатории азот можно получить путем разложения нитрита аммония при нагревании:



Эта реакция может протекать со взрывом, поэтому более безопасно использовать насыщенные растворы нитрита натрия и хлорида аммония:



В промышленности азот получают из воздуха, используя разницу температур кипения азота и кислорода.

**Применение азота.** Основная область применения азота — синтез аммиака. Азот используется в электротехнике и многих других отраслях промышленности как инертная среда. Соединения азота находят применение в производстве минеральных удобрений, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов.

**Аммиак** — соединение азота с водородом. Имеет важное значение в химической промышленности. Формула аммиака  $\text{NH}_3$ .

**Строение молекулы аммиака.** Молекула имеет форму трехгранной пирамиды, вершине которой находится атом азота, а в углах треугольного основания — атомы водорода. Угол между связями  $\text{H—N—H}$  составляет  $107,3^\circ$ . При образовании молекулы аммиака происходит  $sp^3$ -гибридизация атомных орбиталей азота и водорода.

Особенность строения молекулы аммиака заключается в том, что она содержит неподеленную электронную пару. Благодаря этому аммиак может взаимодействовать по донорно-акцепторному механизму с ионами или молекулами, имеющими вакантные орбитали.

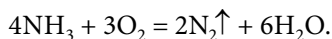
Химическая связь  $\text{N—H}$  в молекуле аммиака полярна, поэтому между молекулами аммиака образуются водородные связи.

**Физические свойства.** Аммиак — бесцветный газ с характерным резким запахом. Аммиак значительно легче воздуха, масса одного литра этого газа составляет 0,77 г. Благодаря водородным связям аммиак имеет аномально высокую температуру кипения, не соответствующую его малой молекулярной массе. Аммиак очень хорошо растворим в воде: один объем воды растворяет при комнатной температуре около 700 объемов аммиака. Раствор аммиака в воде называют *нашатырным спиртом*.

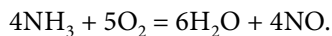
**Химические свойства.** Аммиак — химически активное соединение; он вступает во взаимодействие со многими



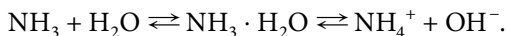
веществами. В аммиаке азот имеет самую низкую степень окисления (–3), поэтому аммиак обладает только восстановительными свойствами. Например, он горит в кислороде, образуя азот и воду:



Однако в присутствии катализатора (платины, оксида хрома (III)) аммиак окисляется до оксида азота (II):

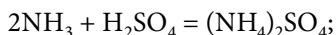


При растворении аммиака в воде образуются гидраты  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , ионы аммония и гидроксид-ионы. Эту реакцию можно выразить уравнением:

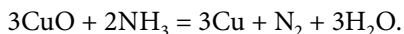


Присутствие гидроксид-ионов обуславливает щелочную реакцию аммиачной воды.

Благодаря неподеленной электронной паре аммиак легко отнимает протон у молекул кислот, образуя соли аммония:

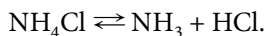


Аммиак — сильный восстановитель. При нагревании он восстанавливает оксид меди (II), а сам окисляется до свободного азота:

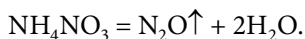


**Соли аммония.** Большинство солей аммония бесцветны и хорошо растворимы в воде. По некоторым свойствам они подобны солям щелочных металлов, особенно калия. Соли аммония термически неустойчивы. При нагревании они разлагаются. Это разложение может происходить обратимо и необратимо.

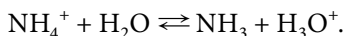
*Соли аммония разлагаются обратимо*, если их анион не является окислителем или проявляет слабые окислительные свойства. Например:



Соли аммония разлагаются необратимо, если их анион проявляет более резко выраженные окислительные свойства. Например:



Соли аммония хорошо растворимы в воде и являются сильными электролитами:

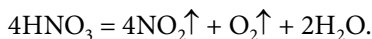


Соли аммония находят широкое применение. Большая часть их (сульфат аммония, нитрат аммония) используется в качестве удобрений. Хлорид аммония или нашатырь применяется в красильной и текстильной промышленности, при паянии и лужении, а также в гальванических элементах.

**Азотная кислота** — сильная одноосновная кислота. В разбавленных растворах она полностью распадается на ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{NO}_3^-$ .

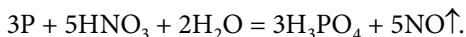
**Физические свойства.** Чистая азотная кислота — бесцветная жидкость с едким запахом. Кипит при  $86^\circ\text{C}$ . Гигроскопична, «дымит», так как ее пары образуют с влагой воздуха капли тумана.

**Химические свойства.** Азотная кислота не является стойким соединением. Под действием света она постепенно разлагается:

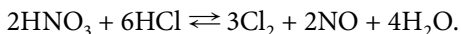


Чем выше температура и чем концентрированнее кислота, тем быстрее идет разложение.

Характерная особенность азотной кислоты — ее ярко выраженная окислительная способность. Азотная кислота — один из энергичнейших окислителей. Многие неметаллы легко окисляются ею, превращаясь в соответствующие кислоты. Так, сера при кипячении с азотной кислотой постепенно окисляется в серную кислоту, фосфор — в фосфорную:

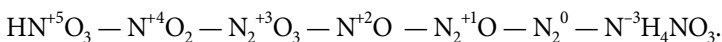


Азотная кислота может частично окислять даже соляную кислоту до свободного хлора, при этом в смеси азотной и соляной кислот устанавливается равновесие:

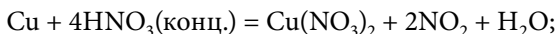


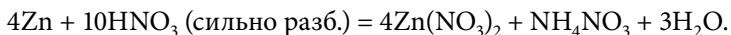
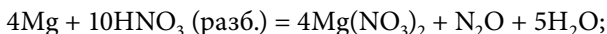
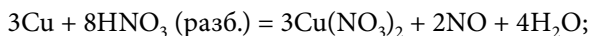
Азотная кислота действует почти на все металлы за исключением золота, платины, тантала, родия и иридия. Концентрированная азотная кислота приводит некоторые металлы (железо, алюминий, хром) в пассивное состояние. При действии концентрированной кислоты на эти металлы на их поверхности образуется тонкий прочный слой оксида, нерастворимый в азотной кислоте. Оксидная пленка защищает металлы от взаимодействия с кислотой.

Степень окисления азота в азотной кислоте равна +5. Выступая в качестве окислителя, азотная кислота может восстанавливаться до следующих соединений:



Степень восстановления азотной кислоты зависит от природы восстановителя, условий реакции и от концентрации азотной кислоты. Чем выше концентрация  $\text{HNO}_3$ , тем менее глубоко она восстанавливается. При реакциях с концентрированной азотной кислотой обычно выделяется  $\text{NO}_2$ . При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами, например медью, выделяется  $\text{NO}$ . В случае более активных металлов — железа, цинка — образуется  $\text{N}_2\text{O}$ . Сильно разбавленная азотная кислота при взаимодействии с активными металлами — цинком, магнием, алюминием — реагирует с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония. Для иллюстрации приведем несколько уравнений реакций окисления металлов азотной кислотой различной концентрации:

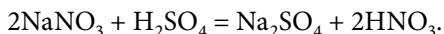




При действии азотной кислоты на металлы водород, как правило, не выделяется. Азотная кислота реагирует со многими органическими веществами, в результате чего один или несколько атомов водорода замещаются на нитрогруппу  $\text{NO}_2$ . Эта реакция получила название *нитрования* и имеет большое значение в органической химии.

**Применение азотной кислоты.** Азотная кислота — одно из важнейших соединений азота. В больших количествах она используется для производства азотных удобрений, красителей, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов. Азотная кислота применяется в производстве серной кислоты нитрозным способом, используется для изготовления целлюлозных лаков, киноплёнки.

**Получение азотной кислоты.** В лаборатории азотную кислоту получают нагреванием калиевой или натриевой селитры с концентрированной серной кислотой:

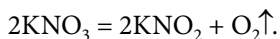


В промышленности азотную кислоту получают путем каталитического окисления аммиака, который синтезируется из водорода и азота воздуха. В результате окисления аммиака образуется оксид азота (II)  $\text{NO}$ , который окисляется до  $\text{NO}_2$  кислородом воздуха. Затем  $\text{NO}_2$  поглощается водой в присутствии избытка кислорода. Образующаяся азотная кислота имеет концентрацию 40–60%. Чтобы получить концентрированную кислоту, разбавленную кислоту перегоняют в смеси с серной кислотой. Этот метод основан на различии температур кипения азотной и серной кислот.

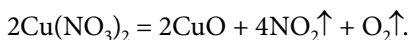
**Соли азотной кислоты.** Одноосновная азотная кислота образует только средние соли, которые называются *нитратами*. Все нитраты хорошо растворяются в воде, а при нагревании разлагаются с выделением кислорода. Остальные

продукты реакции разложения зависят от положения солеобразующего металла в ряду стандартных электродных потенциалов.

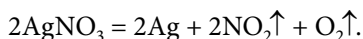
Нитраты наиболее активных металлов, которые в ряду стандартных электродных потенциалов находятся левее магния, переходят в нитриты. Например:



Нитраты металлов, которые расположены от магния до меди включительно, при нагревании распадаются на оксид металла, кислород и оксид азота (IV):



Наконец, нитраты наименее активных металлов (в ряду стандартных электродных потенциалов стоят правее меди) разлагаются при нагревании до свободного металла. Например:



Легко отщепляя кислород, нитраты являются при высокой температуре энергичными окислителями. Но их водные растворы почти не проявляют окислительных свойств.

Среди солей азотной кислоты наиболее важное значение имеют нитраты натрия, калия, аммония и кальция, которые на практике называются *селитрами*. Селитры используются главным образом как удобрения. Калиевая селитра является составной частью черного пороха; аммиачная селитра (нитрат аммония) входит в состав взрывчатого вещества аммонала.

## 2.16. Элементы главной подгруппы IV группы периодической системы

Главную подгруппу IV группы периодической системы элементов составляют углерод, кремний, германий, олово и свинец.

Элемент	Но- мер	Атом- ная масса	Электронная конфигурация
Углерод	6	12,011	$1s^2 2s^2 2p^2$
Кремний	14	28,085	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
Германий	32	72,59	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
Олово	50	118,69	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
Свинец	82	207,2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$

Они относятся к *p*-элементам. Внешний электронный слой содержит по четыре электрона, чем объясняется сходство их химических свойств. Электронная формула внешнего слоя  $ns^2 np^2$ . Элементы подгруппы углерода проявляют валентность 2 и 4, степени окисления  $-4$ ,  $+2$ ,  $+4$ . Углерод и кремний являются неметаллами, германий, олово и свинец — переходными элементами.

**Химические свойства.** Элементы этой подгруппы образуют оксиды с общей формулой  $RO$  и  $RO_2$  и водородные соединения с формулой  $RH_4$ .

От углерода к свинцу свойства оксидов изменяются от кислотных ( $CO_2$ ,  $SiO_2$ ) до амфотерных ( $SnO_2$ ,  $PbO_2$ ).  $PbO$  и  $SnO$  являются основными оксидами. От углерода к свинцу уменьшается прочность водородных соединений. Изменяется и характер гидратов: так,  $H_2CO_3$ ,  $H_2SiO_3$  — слабые кислоты;  $Pb(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Ge(OH)_2$  — амфотерные основания.

Таким образом, в подгруппе с ростом порядкового номера уменьшается энергия ионизации и увеличивается атомный радиус, т.е. неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются.

**Кремний** является самым распространенным элементом на Земле после кислорода. В свободном виде кремний не встречается, а бывает только в виде соединений.

**Соединения кремния в природе.** Наиболее стойким соединением кремния является оксид кремния (IV), или кремнезем. Он встречается в кристаллическом и аморфном виде. Кристаллический кремнезем находится в природе главным образом в виде минерала кварца. К разновидностям кварца относятся кремень, агат и яшма. Кварц входит в состав многих горных пород, например, гранита и гнейса. Из мелких зерен кварца состоит обычный песок.

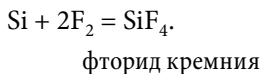
Аморфный оксид кремния (IV) распространен в природе меньше, чем кристаллический. На дне морей имеются отложения тонкого пористого аморфного кремнезема, который называют трепелом, кизельгуром или инфузорной землей. Кремний входит в состав полевого шпата, слюды, глины, асбеста.

**Физические свойства.** Кремний — темно-серое вещество с металлическим блеском. Он хрупок и, как и углерод, тугоплавок. Для кремния не характерна аллотропия. Он образует алмазоподобную модификацию, где атомы кремния связаны  $\sigma$ -связями за счет перекрывания  $sp^3$ -гибридных орбиталей.

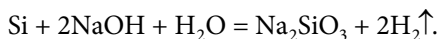
В кристалле кремния имеются свободные электроны, которые обеспечивают слабую электрическую проводимость. При нагревании и освещении количество свободных электронов увеличивается. Благодаря этому явлению кремний обладает полупроводниковыми свойствами.

**Химические свойства.** Кремний проявляет неметаллические свойства, хотя и в меньшей степени, чем углерод. Это связано с увеличением радиуса атома сверху вниз по периодам.

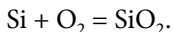
В химическом отношении кремний довольно инертен. Непосредственно он реагирует только со фтором:



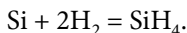
Кремний не взаимодействует с кислотами (кроме смеси плавиковой и азотной кислот), в то время как со щелочами реагирует очень энергично. При этом выделяется водород:



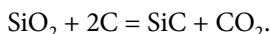
При нагревании кремний соединяется с кислородом:



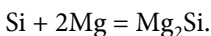
Кремний образует также соединение с водородом — силан  $\text{SiH}_4$ :



С углеродом кремний образует карборунд (карбид кремния) — кристаллическое, построенное по типу алмаза вещество:



Соединения кремния с металлами называются силицидами. Например:

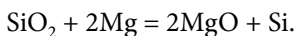


силицид магния

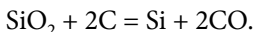
При высоких температурах кремний восстанавливает многие металлы из их оксидов. Практически во всех реакциях кремний выступает в роли восстановителя.

**Применение и получение кремния.** Кремний применяют главным образом для изготовления полупроводниковых приборов, получения сплавов, восстановления металлов из оксидов.

Получают кремний путем его восстановления из кремнезема:



В промышленности кремнезем восстанавливают углем в электрических печах:



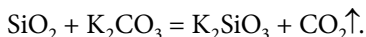
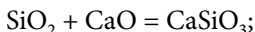
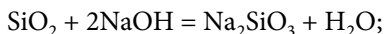
**Оксид кремния (IV) или кремнезем** — твердое, очень тугоплавкое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде и не вступающее с ней во взаимодействие. В кремнеземе кремний связан с кислородом  $\sigma$ -связями за счет перекрывания своих  $sp^3$ -гибридных орбиталей с  $p$ -орбиталями кислорода. Кремнезем имеет атомную пространственную решетку, где



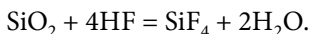
каждый атом кремния окружен четырьмя атомами кислорода. При этом атомы кремния и кислорода образуют тетраэдр.

**Химические свойства.** По химическим свойствам оксид кремния (IV) относится к кислотным оксидам.

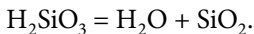
При сплавлении оксида кремния (IV) с щелочами основными оксидами и карбонатами образуются соли кремниевой кислоты — силикаты:



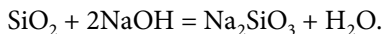
С водой оксид кремния (IV) не взаимодействует. С оксидом кремния (IV) непосредственно реагирует только плавиковая кислота:



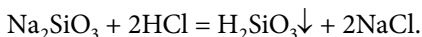
**Кремниевая кислота** относится к слабым кислотам; малорастворима в воде. Молекулы кремниевой кислоты в водных растворах практически не диссоциируют. Формула  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  является условной. В действительности кремниевая кислота существует в виде соединения  $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$  или поликремниевых кислот. При длительном хранении от кремниевой кислоты отщепляются молекулы воды и она превращается в  $\text{SiO}_2$ . При нагревании кремниевая кислота также распадается на оксид кремния (IV) и воду:



**Получение кремниевой кислоты.** Оксид кремния (IV) является нерастворимым в воде соединением, поэтому кремниевую кислоту получают косвенным путем. Сначала оксид кремния (IV) растворяют в щелочи:



Затем кремниевую кислоту вытесняют из силиката натрия сильной кислотой:



При этом в зависимости от концентраций исходных растворов соли и кислоты осадок кремниевой кислоты образуется в виде студенистой массы (геля) или коллоидного раствора (золя).

**Углерод** встречается в природе в свободном состоянии и в виде соединений. Он входит в состав угля, нефти, карбонатов (кальцит, известняк, мел, мрамор). Углерод — главный компонент органических веществ. В виде  $\text{CO}_2$  углерод содержится в воздухе.

**Аллотропные модификации углерода.** Для углерода характерна атомная кристаллическая решетка. В зависимости от способа образования атомами углерода связей друг с другом различают три основных аллотропных формы углерода — алмаз, графит и карбин. Они значительно отличаются по физическим свойствам.

#### Сравнение физических свойств аллотропных модификаций углерода

Вещество	Твердость по шкале Мооса	Плотность, $\text{кг/м}^3$	Электропроводность	Температура плавления, $^{\circ}\text{C}$	Вид химической связи	Тип кристаллической решетки
Алмаз	10	3,5	Отсутствует	При $1000^{\circ}$ превращается в графит	Ковалентная неполярная	Атомная
Графит	0,5	2,22	Высокая	$3700^{\circ}$ , высокое давление	Ковалентная неполярная	Атомная
Карбин	Мелкокристаллический порошок	2,0	Полупроводник	При $2300^{\circ}$ превращается в графит	Ковалентная	Атомная

**Алмаз** — это бесцветное, прозрачное вещество, сильно преломляющее лучи света. Окраска природных алмазов связана с примесями. Из всех простых веществ алмаз имеет максимальное количество атомов на единицу объема. По твердости он превосходит все известные вещества.

Кристаллическая решетка алмазов состоит из атомов углерода, соединенных между собой ковалентными  $\sigma$ -связями.  $\sigma$ -Связи образуются за счет перекрывания  $sp^3$ -гибридных орбиталей атомов углерода. Алмаз плохо проводит теплоту и практически не проводит электрический ток. При прокаливании в кислороде алмаз сгорает, образуя углекислый газ. Если сильно нагреть алмаз без доступа воздуха, то он превращается в графит.

Лишь 15% алмазов идут на изготовление ювелирных изделий. Основная часть их используется в технике: для резки стекла, бурения горных пород, шлифовки особо твердых минералов.

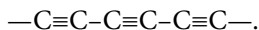
**Бриллиант** — ограненный и отполированный алмаз чистого цвета.

**Графит** представляет собой темно-серое вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь. Хорошо проводит электрический ток, на воздухе не загорается даже при сильном накаливании. В кислороде горит, образуя углекислый газ.

В графите каждый атом углерода образует четыре связи с соседними атомами. Три из них являются  $\sigma$ -связями, образованными в результате перекрывания  $sp^2$ -гибридных орбиталей атомов углерода. Все они располагаются в одной плоскости под углом  $120^\circ$ , образуя непрерывную плоскую сетку, состоящую из правильных шестиугольников. Четвертая  $\pi$ -связь образуется за счет перекрывания электронных облаков  $p$ -орбиталей.

Графит используется для изготовления карандашей, тугоплавких тиглей для металлургической промышленности, электродов, смазочных материалов. Он также применяется как замедлитель в ядерных реакторах.

**Карбин** — мелкокристаллический порошок черного цвета. В шестидесятых годах XX в. он был получен искусственным путем, а позже найден в природе. Молекулы углерода в кристалле карбина образуют линейные цепочки, где тройные связи чередуются с одинарными:

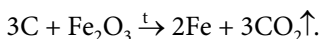


Каждый атом углерода образует две  $\sigma$ -связи за счет  $sp$ -гибридных орбиталей и две  $\pi$ -связи за счет  $p$ -орбиталей.

По твердости карбин уступает алмазу, но превосходит графит. Обладает полупроводниковыми свойствами. При сильном нагревании без доступа воздуха превращается в графит.

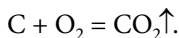
**Химические свойства углерода.** При обычной температуре углерод химически малоактивен. С повышением температуры его активность сильно возрастает. При этом углерод проявляет степень окисления  $-4$ ,  $+2$  или  $+4$ . По величине электроотрицательности углерод занимает промежуточное положение между металлами и неметаллами; он может как отдавать, так и присоединять электроны. В химических соединениях углерод образует чаще всего ковалентные связи.

Углерод при высокой температуре способен вытеснять железо, медь, цинк и другие металлы из их оксидов. Например:

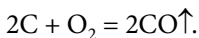


В этой реакции углерод ведет себя как активный восстановитель. Эта особенность углерода используется при выплавке металлов из руд.

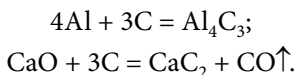
При нагревании углерод (в виде сажи или угля) соединяется с кислородом:



Реакция сопровождается выделением большого количества тепла. При недостатке кислорода образуется не углекислый газ  $\text{CO}_2$ , а оксид углерода (II) — угарный газ:

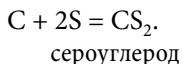


При взаимодействии углерода с металлами и основными оксидами образуются карбиды:

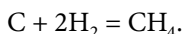


В карбидах углерод проявляет отрицательную степень окисления.

Углерод взаимодействует со многими неметаллами. Например:



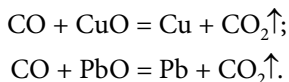
С водородом уголь при нагревании в присутствии никелевого катализатора образует метан:



**Оксид углерода (II)** — ядовитый газ без цвета и запаха. Плохо растворим в воде. CO относится к несолеобразующим оксидам.

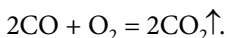
Молекулы оксида углерода (II) очень прочны, так как связь между атомами углерода и кислорода в них тройная. Две связи в молекуле CO образуются за счет неспаренных электронов атомов углерода и кислорода. Третья связь образуется по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной электронной пары на *p*-орбитали кислорода (донор) и вакантной *p*-орбитали углерода (акцептор).

Оксид углерода (II) обладает восстановительными свойствами. Например, он может восстанавливать металлы из оксидов:



Эту способность CO используют в металлургии при получении металлов из их оксидов.

На воздухе оксид углерода (II) горит голубоватым пламенем с выделением большого количества тепла, что позволяет использовать его в качестве газообразного топлива:

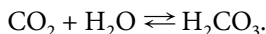


**Оксид углерода (IV) или углекислый газ** образуется при самых разнообразных процессах: горении, дыхании, брожении, гниении и т.д. Роль этого газа в биологических процессах очень велика.

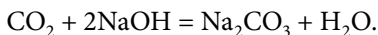
Молекула  $\text{CO}_2$  имеет линейное строение. Углерод образует две  $\sigma$ - и две  $\pi$ -связи с атомами кислорода. Образование этих связей происходит за счет перекрывания  $sp$ -гибридных орбиталей углерода с  $p$ -орбиталями атомов кислорода.

**Физические свойства.** Углекислый газ — бесцветное газообразное вещество, в 1,5 раза тяжелее воздуха. Сжижается при температуре  $31^\circ$  и давлении 6 МПа. При быстром испарении жидкого  $\text{CO}_2$  образуется твердая снегообразная масса — сухой лед.

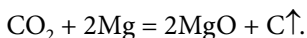
**Химические свойства.** Углекислый газ обладает всеми свойствами кислотных оксидов. Он взаимодействует с водой и растворами щелочей. Раствор углекислого газа в воде имеет кислую реакцию и представляет собой очень слабую угольную кислоту:



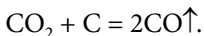
Равновесие этой реакции сильно смещено в сторону исходных веществ. При взаимодействии с растворами щелочей образуются соли:



Некоторые активные металлы могут гореть в атмосфере  $\text{CO}_2$ , отнимая у него кислород:

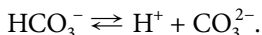
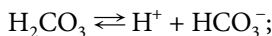


При высокой температуре углекислый газ взаимодействует с углеродом:



Оксид углерода (IV) используется в пищевой промышленности в виде «сухого льда» для хранения скоропортящихся продуктов, в жидком виде применяется в огнетушителях.

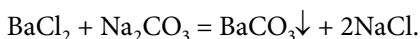
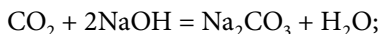
**Угольная кислота** — очень непрочное соединение; она распадается на углекислый газ и воду уже в момент образования. Угольная кислота существует только в растворе и относится к слабым кислотам. Поскольку угольная кислота является двухосновной, она диссоциирует ступенчато:



Ионы  $\text{CO}_3^{2-}$  образуются в очень малом количестве.

**Карбонаты.** Угольная кислота образует два ряда солей: средние и кислые. Средние соли называются карбонатами, кислые — гидрокарбонатами.

Соли угольной кислоты можно получить в результате реакции взаимодействия углекислого газа и щелочи, а также путем обменных реакций между растворимыми солями угольной кислоты и солями других кислот. Например:



При действии кислот все карбонаты разлагаются с выделением углекислого газа. При нагревании все карбонаты, кроме солей щелочных металлов, разлагаются с выделением  $\text{CO}_2$ :



Гидрокарбонаты щелочных металлов при нагревании переходят в карбонаты:



Большинство гидрокарбонатов, а также карбонаты калия, натрия, рубидия, цезия и аммония растворимы в воде. Карбонаты других металлов в воде нерастворимы.

Наибольшее практическое значение из солей угольной кислоты имеют питьевая сода  $\text{NaHCO}_3$ ; кальцинированная сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; мел, известняк, мрамор  $\text{CaCO}_3$ .

## 2.17. Элементы главной подгруппы VIII группы

Химические элементы главной подгруппы VIII группы периодической системы Д.И. Менделеева называют благородными или инертными газами. К ним относятся гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон.

Элемент	Но- мер	Атом- ная масса	Электронная конфигурация
Гелий	2	4,0002	$1s^2$
Неон	10	20,179	$1s^2 2s^2 2p^6$
Аргон	18	39,948	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Криптон	36	83,80	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Ксенон	54	131,30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
Радон	86	[222]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

Атомы благородных газов содержат на внешнем энергетическом уровне по 8 электронов (у гелия 2). Такой энергетический уровень является завершенным.

**В природе** благородные газы встречаются только в свободном виде в воздухе, составляя 1% по объему. Наиболее распространенным из них является аргон.

### Содержание благородных газов в воздухе, мл/100л воздуха

Аргон	934
Неон	1,82
Гелий	0,524
Криптон	0,114
Ксенон	0,0087



**Физические свойства.** Все благородные газы бесцветны, кипят и плавятся при низких температурах.

**Химические свойства.** Благородные газы имеют устойчивый внешний электронный слой, поэтому их молекулы одноатомны. В обычных условиях они, как правило, не вступают в химические реакции. В 1962 г. было получено первое химическое соединение благородного газа — тетрафторид ксенона  $\text{XeF}_4$ . После этого был получен ряд соединений благородных газов с фтором и кислородом. Многие из известных соединений благородных газов приведены в таблице

**Соединения благородных газов**

Тип соединения	Соединение со степенью окисления благородного газа			
	+2	+4	+6	+8
Фториды	$\text{KrF}_2$ , $\text{XeF}_2$ , $\text{RnF}_2$	$\text{XeF}_4$ , $\text{RnF}_4$	$\text{XeF}_6$ , $\text{RnF}_6$	— —
Оксиды	—	—	$\text{XeO}_3$	$\text{XeO}_4$
Оксифториды	—	—	$\text{XeOF}_4$ , $\text{XeO}_2\text{F}_2$	$\text{XeO}_3\text{F}_2$
Фторокомплексы ( $M = \text{Pt}, \text{Ir}, \text{Os}, \text{Ru}, \text{Au}, \text{Nb}, \text{Ta}, \text{Sb}$ )	$[\text{KrF}][\text{MF}_6]$ $[\text{XeF}][\text{MF}_6]$	$[\text{XeF}_3]$ $[\text{MF}_6]$	$[\text{XeF}_5]$ $[\text{MF}_6]$ , $[\text{XeOF}_3]$ $[\text{MF}_6]$ , $\text{Cs}_2[\text{XeF}_6]$	$[\text{XeOF}_5]$ $[\text{MF}_6]$
Соли оксокислот и кислоты	$\text{Xe}(\text{ClO}_4)_2$ , $(\text{XeF})(\text{NO}_3)$	—	$\text{H}_2\text{XeO}_4$	$\text{H}_2\text{XeO}_6$

Химические соединения благородных газов получают в реакциях с сильными окислителями — акцепторами электронов. Один из таких окислителей — фторид платины  $\text{PtF}_6$ . При этом с увеличением атомного номера и соответствующем уменьшении потенциалов ионизации реакция спонтанно протекает.

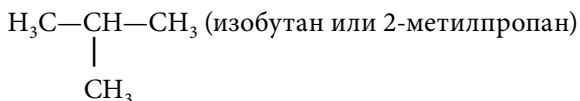
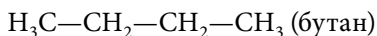
способность благородных газов увеличивается. Часто условиями реакций являются высокая температура, электрический разряд или интенсивное ультрафиолетовое излучение.

**Получение и применение благородных газов.** Их получают из природных газовых смесей методом фракционирования при низких температурах. Благородные газы аргон, неон, криптон и ксенон используют для заполнения световых трубок и электрических лампочек. Гелий применяют для получения искусственного воздуха, используемого в медицине, наполнения аэростатов.

### 3.1. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова

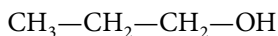
Основные положения теории химического строения органических соединений заключаются в следующем:

1. Атомы в молекулах соединены в определенной последовательности в соответствии с их валентностью. Последовательность соединения атомов в молекуле отражена в структурной формуле. Например:

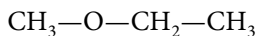


2. Свойства вещества зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве входят в состав его молекулы, но и от того, в каком порядке они соединены между собой, то есть от химического строения молекулы.

Например, формуле  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  соответствует два разных вещества:



Пропанол-1

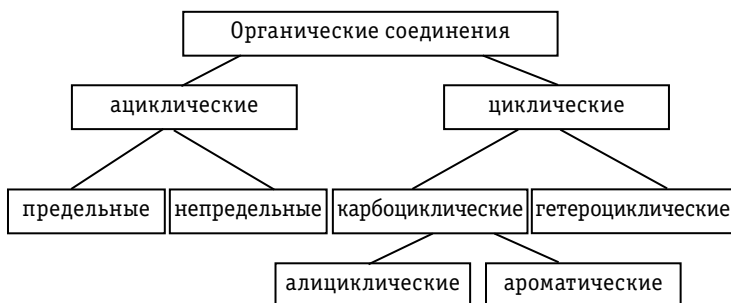


Метилэтиловый эфир

3. Атомы или группы атомов, образовавшие молекулу, взаимно влияют друг на друга, от чего зависит реакционная способность молекулы.

Например, если сравнить реакционную способность фенола и бензола, то можно сделать вывод о том, что появление гидроксогруппы в молекуле фенола приводит к усилению химической активности.

### Классификация органических соединений



### Классы органических соединений

Классы органических соединений определяются: а) строением углеводородного скелета; б) функциональными группами, присоединенными к углеродному скелету молекулы.

Функциональная группа	Название группы	Классы соединений	Примеры
1	2	3	4
—ОН	Гидроксил	Спирты	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , этанол
		Фенолы	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ фенол
—СНО	Альдегид	Альдегиды	$\text{CH}_3\text{CHO}$ , ацетальдегид
—СО—	Карбонил	Кетоны	$\text{CH}_3\text{COCH}_3$ , ацетон
—О—		Простые эфиры	$\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$ , диэтиловый эфир

1	2	3	4
—COOH	Карбоксил	Карбоновые кислоты	$\text{CH}_3\text{COOH}$
—COOR		Сложные эфиры	$\text{CH}_3\text{—COO—C}_2\text{H}_5$ , этилацетат
—NH <sub>2</sub>	Аминогруппа	Амины	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2$ , анилин
—NO <sub>2</sub>	Нитрогруппа	Нитросоединения	$\text{CH}_3\text{NO}_2$ , нитрометан
—CO—NH <sub>2</sub>	Амидогруппа	Амиды	$\text{CH}_3\text{—CO—NH}_2$ , амид уксусной кислоты
—F, —Cl, —Br, —I		Галогенопроизводные	$\text{CH}_3\text{Cl}$ , хлористый метил

**Функциональные группы** — группы атомов, свойства и превращение которых определяют основную часть химических свойств соединений данного класса.

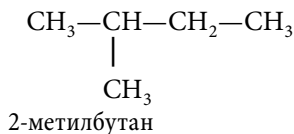
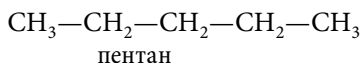
**Номенклатура** — способ кодирования структуры соединения. По наиболее распространенным сейчас *правилам IUPAC* название вещества строится так, чтобы по нему можно было восстановить химическое строение его молекулы.

**Изомерия** — явление, при котором вещества имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение молекулы, а значит обладают разными свойствами. Существует несколько основных видов изомерии: структурная, пространственная, межгрупповая и межклассовая.

#### **Структурная изомерия:**

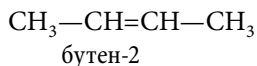
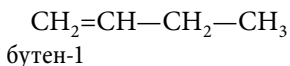
а) изомерия углеродного скелета.

Этот вид изомерии характерен для ациклических углеводородов и их функциональных производных, которые содержат не менее четырех атомов углерода в молекуле. Изомеры образуются за счет изменения порядка соединения атомов. Например:

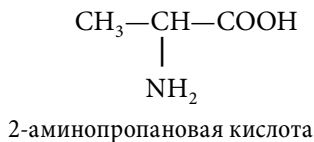
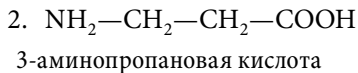
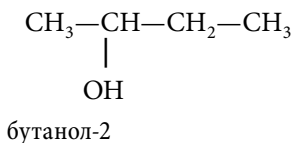
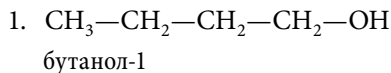


б) изомерия положения кратных связей.

Характерна для алкенов, алкинов, алкодиенов, причем изомеры образуются за счет различного положения кратных связей. Например:

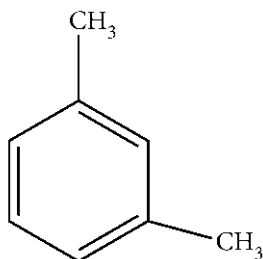
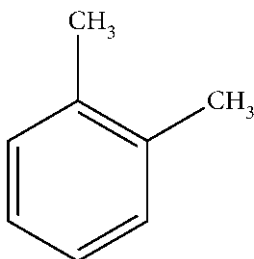


в) изомерия положения заместителей и функциональных групп. Примеры:



г) изомерия радикалов в циклических углеводородах.

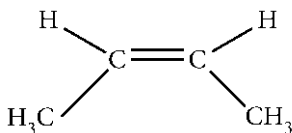
Характерна для гомологов и производных бензола и циклоалканов.



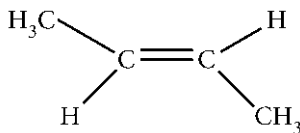
**Пространственная изомерия.** Этот вид изомерии включает в себя геометрическую и оптическую изомерию.

а) геометрическая (цис-, транс-) изомерия.

Характерна для соединений с двойными связями. Изомеры образуются за счет различного положения в пространстве заместителей или радикалов.



цис-изомер

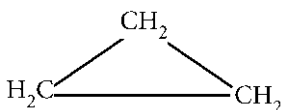


транс-изомер

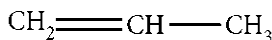
б) оптическая изомерия.

Она обусловлена наличием в молекуле одного или нескольких *асимметрических атомов углерода*. Классическим примером таких соединений служат молочная кислота, некоторые аминокислоты.

**Межгрупповая изомерия.** Характерна для алкенов и циклоалканов:  $C_nH_{2n}$ . В молекулах изомеров различный порядок соединения атомов.



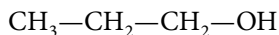
циклопропан



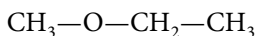
пропен-1

**Межклассовая изомерия.** Характерна для:

а) одноатомных спиртов и простых эфиров.

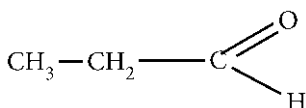


пропанол-1

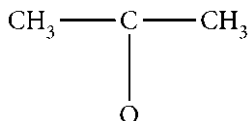


метилэтиловый эфир

б) альдегидов и кетонов.

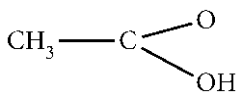


пропионовый альдегид

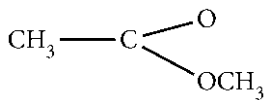


ацетон

в) карбоновых кислот и сложных эфиров.



уксусная кислота



метилформиат

**Асимметрический атом** — атом, который связан с четырьмя разными атомами или группами атомов.

**Радикал:**

а) фрагмент молекулы, условно рассматриваемый как единица структуры молекулы. Например, радикал этил  $\text{C}_2\text{H}_5$  входит в состав молекул этанола  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , этиламина  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  и многих других;

б) частица, имеющая неспаренный электрон и обладающая повышенной реакционной способностью. Обычно существует лишь кратковременно в качестве промежуточного продукта реакции и сразу же вступает в реакцию с другими молекулами и радикалами.



### 3.2. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов)

**Предельными углеводородами** или **алканами** называют соединения, состав которых выражается общей формулой  $C_nH_{2n+2}$ , где  $n$  — число атомов углерода. В молекулах предельных углеводородов атомы углерода связаны между собой  $\sigma$ -связями, все свободные валентности насыщены водородом. Атомы в молекуле находятся в состоянии  $sp^3$ -гибридизации.

**Гомологическая разница** — группа  $CH_2$ , на которую отличается состав молекулы каждого последующего углеводорода в гомологическом ряду.

**Гомологический ряд** — ряд сходных углеводородов, отличающихся друг от друга на одну или несколько групп  $CH_2$ . Каждый из углеводородов называется членом гомологического ряда или **гомологом**.

**Углеводородный радикал.** Если от молекулы углеводорода отнять атом водорода, то остаток молекулы со свободной связью называется **углеводородным радикалом**. Названия радикалов заканчиваются на -ил. При отнятии у молекулы углеводорода двух атомов водорода образуются двухвалентные радикалы. Их названия происходят от названий соответствующих предельных углеводородов с заменой окончания -ан на -илиден (атомы водорода отняты у одного атома углерода) или -илен (атомы водорода отняты у двух соседних атомов углерода). Например, радикал  $CH_2=$  называется метиленом.

#### Гомологический ряд предельных углеводородов

Формула	Название	Радикал	Название
1	2	3	4
$CH_4$	Метан	$CH_3-$	Метил
$C_2H_6$	Этан	$C_2H_5-$	Этил
$C_3H_8$	Пропан	$C_3H_7-$	Пропил

1	2	3	4
$C_4H_{10}$	Бутан	$C_4H_9-$	Бутил
$C_5H_{12}$	Пентан	$C_5H_{11}-$	Пентил(амил)
$C_6H_{14}$	Гексан	$C_6H_{13}-$	Гексил
$C_7H_{16}$	Гептан	$C_7H_{15}-$	Гептил
$C_8H_{18}$	Октан	$C_8H_{17}-$	Октил
$C_9H_{20}$	Нонан	$C_9H_{19}-$	Нонил
$C_{10}H_{22}$	Декан	$C_{10}H_{21}-$	Децил
$C_{11}H_{24}$	Ундекан	$C_{11}H_{23}-$	Ундецил
$C_{12}H_{26}$	Додекан	$C_{12}H_{25}-$	Додецил
$C_{13}H_{28}$	Тридекан	$C_{13}H_{27}-$	Тридецил
$C_{14}H_{30}$	Тетрадекан	$C_{14}H_{29}-$	Тетрадецил

**Номенклатура алканов.** Названия предельных углеводородов оканчиваются на -ан, а названия углеводородных радикалов — на -ил. Если углеводородная цепь не разветвлена, то к названию углеводорода добавляют н- (что значит «нормальный»). Например, н-гексан, н-октан.

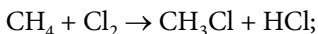
**Физические свойства алканов.** Предельные углеводороды — бесцветные вещества, нерастворимые в воде. С ростом молекулярной массы меняются физические свойства углеводородов. Так,  $C_1-C_4$  — газы,  $C_5-C_{15}$  — жидкости, высшие алканы — твердые вещества. Соответственно, с ростом длины углеродной цепи увеличиваются температуры плавления и кипения предельных углеводородов.

**Химические свойства алканов.** В обычных условиях предельные углеводороды химически неактивны. При комнатной температуре не окисляются, не реагируют с химически активными веществами. Высокая химическая устойчивость алканов объясняется тем, что все связи в молекулах образованы с участием  $sp^3$ -гибридных орбиталей атома углерода и являются очень прочными.

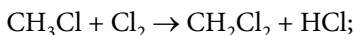
Алканы способны вступать в реакции замещения, потому что атомы водорода их молекул замещаются другими

атомами или группами атомов. В реакции присоединения предельные углеводороды не вступают, так как все связи углерода полностью насыщены.

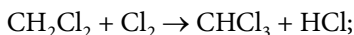
**Реакции замещения.** Предельные углеводороды вступают в реакции замещения с галогенами. В обычных условиях непосредственно реагируют с алканами только хлор и бром. При нагревании и на свету реакция сильно ускоряется. Галогенирование происходит в несколько стадий:



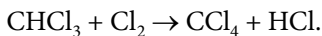
хлористый метил



дихлорэтан



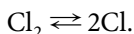
трихлорметан



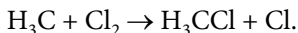
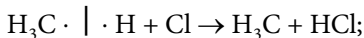
тетрахлорметан

Эта реакция протекает по радикальному цепному механизму.

1. Под действием света происходит инициирование — образование свободного радикала:



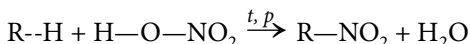
2. Цепная реакция:



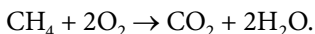
Нейтральную молекулу углеводорода атакует свободный радикал хлора, в результате чего происходит симметричное расщепление ковалентной связи в метане.

Эти реакции повторяются до тех пор, пока не произойдет обрыв цепи.

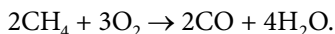
**Реакция нитрования (реакция Коновалова).** Происходит при действии разбавленной азотной кислоты при 140°C и небольшом давлении:



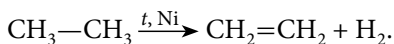
**Реакции горения.** При высоких температурах предельные углеводороды воспламеняются и сгорают с образованием углекислого газа и воды:



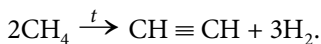
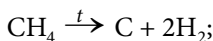
При недостатке кислорода:



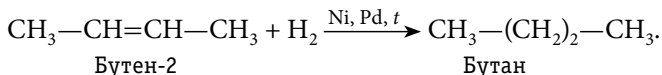
**Реакции дегидрирования.** Происходят при высоких температурах в присутствии катализаторов, в качестве которых могут выступать Ni, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ZnO и др., например:



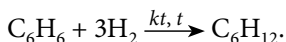
**Реакции разложения.** При высоких температурах алканы разлагаются:



**Получение алканов.** Основным источником предельных углеводородов служат природный газ и нефть. Некоторые алканы и циклоалканы получают из других соединений. Например:



Циклогексан и другие циклоалканы ряда циклогексана получают гидрированием бензола и его производных:



### 3.3. Непредельные углеводороды

**Непредельные углеводороды** — это углеводороды, молекулы которых содержат не только одинарные, но и двойные и тройные связи между атомами углерода. Непредельными углеводородами являются *алкены* и *алкины*.

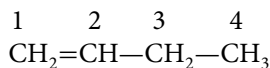
#### 3.3.1. Алкены

**Алкены**, или *олефины*, или *этиленовые углеводороды* — непредельные углеводороды ряда этилена с одной двойной связью в молекулах.

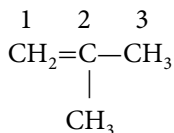
Алкены образуют гомологический ряд соединений, имеющих общую формулу  $C_nH_{2n}$ . Родоначальником этого ряда является этилен —  $H_2C = CH_2$ .

**Изомерия алкенов.** Для алкенов характерна изомерия:

а) углеводородного скелета:

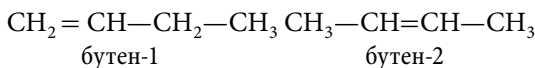


бутен-1

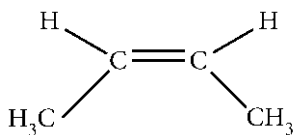


2-метил-пропен-1

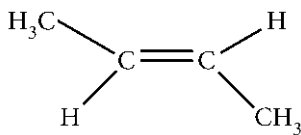
б) положения двойной связи:



в) пространственная (геометрическая)

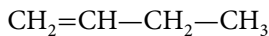


цис-изомер

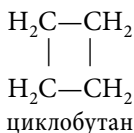


транс-изомер

г) межгрупповая:



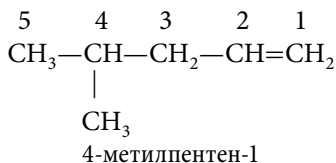
бутен-1



циклобутан

**Номенклатура алкенов.** Названия алкенов производятся от названий соответствующих алканов путем замены окончания *-ан* на *-илен* (рациональная номенклатура) или *-ен* (систематическая номенклатура).

Название изомеров алкенов составляется по следующему принципу. Нумеруется самая длинная цепь с того конца, к которому ближе расположена двойная связь. Первым называют номер атома углерода, с которым связано разветвление, затем радикал, название самого углеводорода и, в конце, номер атома углерода, от которого отходит двойная связь. Например:



**Этилен** — первый член гомологического ряда алкенов. Это бесцветный газ со слабым запахом. В воде растворяется плохо, в спирте и других органических растворителях — хорошо. Этилен обладает всеми свойствами непредельных углеводородов с одной двойной связью.

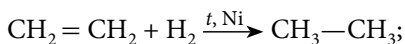
**Физические свойства алкенов.** Первые четыре представителя ряда этилена — газы; с  $\text{C}_5$  по  $\text{C}_{16}$  — жидкости. Высшие этиленовые углеводороды — твердые бесцветные вещества. Температуры кипения и плавления с увеличением длины углеводородной цепи возрастают. Алкены практически

нерастворимы в воде. Хорошо растворяются в неполярных органических растворителях, таких как бензол, хлороформ и др.

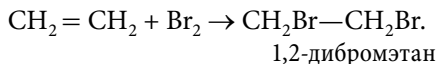
**Химические свойства алкенов.** Химические реакции этиленовых углеводородов протекают по электрофильному механизму благодаря подвижности электронной плотности  $\pi$ -связи. Как правило, это ионные процессы, которые протекают в несколько стадий.

**Реакции присоединения:**

а) гидрирование:

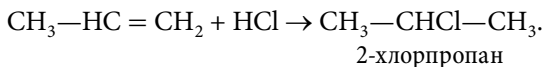


б) взаимодействие с галогенами:



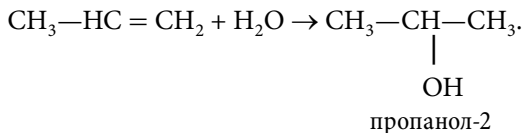
Во время этой реакции происходит обесцвечивание бромной воды. Поэтому реакцию используют как качественную для определения алкенов;

в) взаимодействие с галогеноводородами:



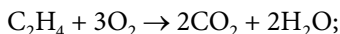
Эта реакция происходит по *правилу Марковникова*;

г) гидратация:

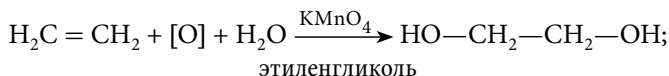


**Реакции окисления:**

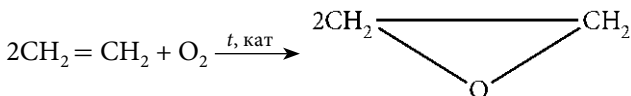
а) горение:



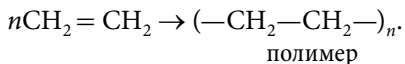
б) окисление перманганатом калия (качественная реакция — обесцвечивание раствора  $\text{KMnO}_4$ ):



в) неполное окисление кислородом:



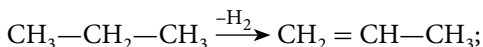
**Реакция полимеризации.** Реакция полимеризации протекает при повышенной температуре и в присутствии катализатора по общей схеме:



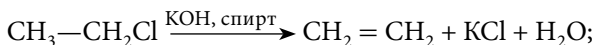
Объединение молекул алкенов в длинные цепи происходит за счет разрыва  $\pi$ -связей.

**Получение алкенов.** Этиленовые углеводороды можно получить несколькими способами:

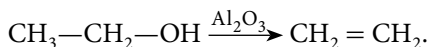
а) дегидрированием предельных углеводородов:



б) отнятием галогеноводородов от галогенопроизводных предельных углеводородов:



в) отщеплением воды от спиртов:



**Применение алкенов.** В природе этиленовые углеводороды в значительных количествах не встречаются. Их используют как сырье для синтеза многих органических веществ. Например, этилен применяют для синтеза этилового спирта, иприта, полиэтилена и других полимеров. Этилен используют для наркоза. В присутствии этого газа быстрее созревают плоды, поэтому его используют в теплицах.

**Правило Марковникова** (относится к алкенам с несимметричным расположением двойной связи) — при присоединении полярных водородсодержащих молекул к несимметричному алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, а галоген или гидроксогруппа — к менее гидрированному.

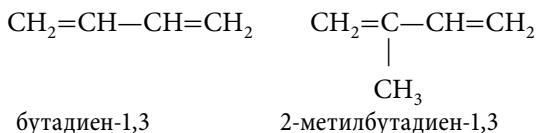


### 3.3.2. Диеновые углеводороды

**Диеновые углеводороды** — углеводороды, содержащие в углеродной цепи две двойные связи. Их состав выражается общей формулой  $C_nH_{2n-2}$ . Общее международное название диеновых углеводородов — алкадиены.

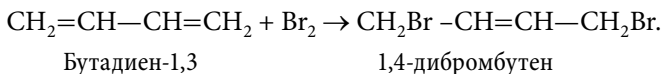
**Номенклатура.** По систематической номенклатуре названия диеновых углеводородов происходят от названий алканов, в которых последняя буква заменяется на окончание -диен.

**Изомерия.** Для диеновых углеводородов характерны два вида изомерии — углеродной цепи и двойных связей. Два наиболее важных представителя диеновых углеводородов — бутadiен-1,3 (дивинил) и 2-метилбутadiен-1,3 (изопрен). В них двойные связи разделены одинарной:



Эти соединения служат сырьем для получения искусственного каучука.

**Химические свойства.** По химическим свойствам алкадиены сходны с непредельными углеводородами. Для них характерны реакции присоединения, например:



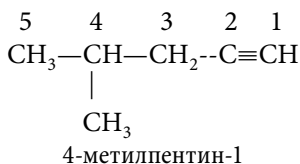
При взаимодействии с бромом двойные связи разрываются, затем происходит присоединение двух атомов брома. Оставшиеся свободные валентности образуют двойную связь. Таким образом, в реакциях присоединения у диеновых углеводородов происходит перемещение двойной связи.

### 3.3.3. Алкины

**Алкины**, или **ацетиленовые углеводороды** — углеводороды, имеющие в молекуле одну тройную связь. Общая фор-

мула алкинов  $C_nH_{2n-2}$ . Ацетилен  $C_2H_2$  — первый член гомологического ряда алкинов. Поэтому алкины часто называют ацетиленовыми углеводородами и рассматривают как продукты замещения атомов водорода в ацетилене.

**Номенклатура.** По номенклатуре IUPAC наличие тройной связи в молекуле обозначается суффиксом -ин, который заменяет суффикс -ан в названии соответствующего алкана. Например, этин, пропин, бутин и т.д. Главную углеродную цепь, обязательно включающую тройную связь, нумеруют так, чтобы атомы, связанные тройной связью, получили наименьшие номера. Например,

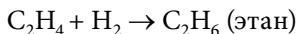
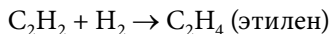


**Изомерия.** Для алкинов характерна структурная изомерия, обусловленная строением углеродной цепи и положением тройной связи.

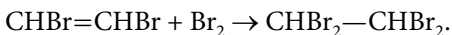
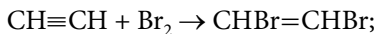
**Физические свойства.** По физическим свойствам алкины напоминают алкены. Низшие алкины  $C_2-C_4$  представляют собой газы,  $C_5-C_{16}$  — жидкости, высшие алкины — твердые вещества. Температуры кипения у алкинов несколько выше, чем у соответствующих алкенов. Алкины нерастворимы в воде, но хорошо растворяются в неполярных органических растворителях.

**Химические свойства.** Алкины химически активны. Для них характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации.

**Гидрирование (реакции восстановления).** При высокой температуре в присутствии катализаторов (Ni, Pt) алкины присоединяют водород. Реакция идет в две стадии:

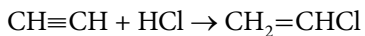


**Галогенирование.** Эта реакция протекает очень легко (также в две стадии):



Бромная вода при этом обесцвечивается. Обесцвечивание бромной воды служит качественной реакцией на непредельные углеводороды.

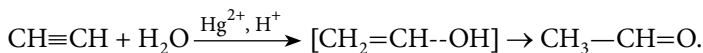
**Присоединение галогеноводородов.** Галогеноводороды присоединяются к тройной связи труднее, чем к двойной. Для активации галогеноводорода используют  $\text{AlCl}_3$ .



винилхлорид

Присоединение галогеноводородов происходит по правилу Марковникова.

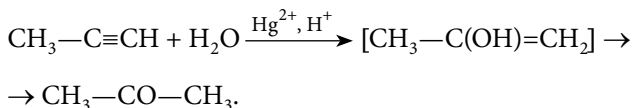
**Реакция Кучерова.**

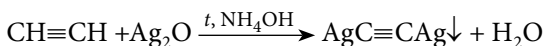


Виниловый спирт

Реакция Кучерова протекает при нагревании в присутствии солей ртути (II). В обычных условиях ацетилен с водой не взаимодействует. Реакция Кучерова имеет большое практическое значение, так как позволяет получать дешевым путем уксусный альдегид, используемый для производства уксусной кислоты, этилового спирта и т.д.

**Взаимодействие алкинов с водой.** В результате реакции гидратации только ацетилен превращается в альдегид; гидратация других алкинов протекает по правилу Марковникова, а конечным продуктом являются кетоны. Например, пропин превращается в ацетон:

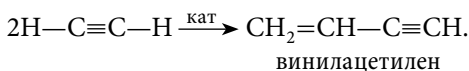


**Реакция замещения (качественная реакция).**

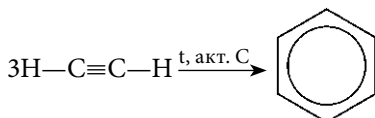
В результате реакции образуется желтый осадок ацетиленида серебра. Атомы водорода под влиянием тройной связи становятся подвижными и легко замещаются атомами металлов. В этой реакции алкины способны проявлять кислотные свойства.

**Реакции полимеризации.** В присутствии катализаторов алкины способны к полимеризации.

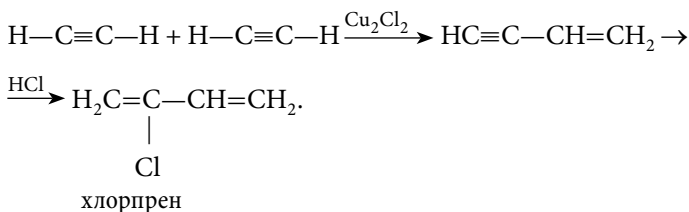
Димеризация:



Тримеризация:

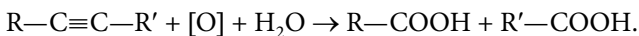


Если полимеризацию ацетилена вести в присутствии раствора хлороводорода или солей соляной кислоты, то образуется хлорпрен:

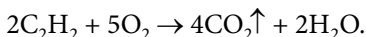


При определенных условиях хлорпрен полимеризуется с образованием хлорпренового каучука.

**Реакции окисления.** Алкины окисляются различными окислителями, в частности, перманганатом калия. При окислении в кислой среде обычно происходит расщепление тройной связи и образуются карбоновые кислоты:

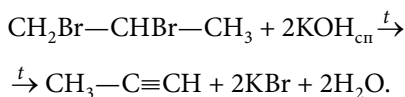
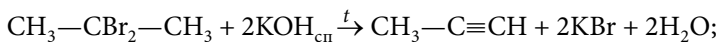


К реакциям окисления относятся и *реакции горения*. Ацетилен горит на воздухе коптящим пламенем (неполное сгорание):

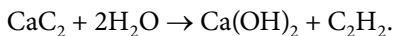


Это объясняется большим содержанием в нем углерода. В кислороде ацетилен горит голубоватым пламенем, развивая высокую температуру (3500°).

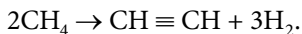
**Получение алкинов.** Общим способом получения алкинов является реакция дегидрогалогенирования — отщепления двух молекул галогеноводорода у дигалогенидзамещенных алканов, которые содержат два атома галогена у одного или соседних атомов углерода. Например:



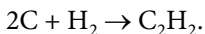
**Получение ацетилена.** Важнейший из алкинов ацетилен в промышленности и в лаборатории получают из карбида кальция, действуя на него водой:



В больших количествах ацетилен получают из метана:



Кроме того, ацетилен можно получить синтезом из элементов:



**Применение ацетилена.** Ацетилен используется для сварки и резки металлов. Является ценным сырьем для производства многих органических соединений (уксусная ки-

слота, уксусный альдегид, этиловый спирт, пластмассы, каучуки). Некоторые производные ацетилена — хорошие растворители.

### 3.3.4. Арены (ароматические углеводороды)

**Арены**, или **ароматические углеводороды**, — углеводороды, имеющие в молекуле одно или несколько *бензольных колец*. Состав их молекул отвечает общей формуле  $C_nH_{2n-6}$ .

**Ароматичность** — это особые свойства бензольного кольца, которое содержит двойные связи, но не дает характерных для непредельных углеводородов реакций. Название «ароматические» эти соединения получили исторически, т.к. первые из них, ставшие известными, имели приятный запах.

**Бензол** — простейший представитель ароматических углеводородов или аренов. Его молекулярная формула —  $C_6H_6$ . Структурная формула бензола была предложена А. Кекуле в 1865 г.

**Бензольное кольцо** — это цикл, содержащий шесть атомов углерода, расположенных в одной плоскости. Физическими методами исследования установлено, что все С—С-связи бензольного кольца равноценны и отличаются по свойствам от обычных одинарных и двойных связей. Эти особенности объясняются его электронным строением. Каждый атом углерода находится в состоянии  $sp^2$ -гибридизации. Электронное облако четвертого электрона ( $p$ -электрона) атома углерода, не участвующего в гибридизации, имеет форму гантели и ориентировано перпендикулярно плоскости бензольного кольца. Такие  $p$ -электронные облака всех атомов углерода перекрываются над и под плоскостью кольца, образуя общее электронное облако. Связь, образованную шестиэлектронным облаком, называют делокализованной шестицентровой  $\pi$ -связью. Поэтому в настоящее время для изображения бензольного кольца чаще используют структурную формулу в виде правильного шестиугольника с кольцом внутри.

**Номенклатура.** Условно арены разделяют на два ряда. К первому относят бензол и его гомологи (метилбензол; 1,2-диметилбензол; 1,3-диметилбензол и т.д.). Второй включает конденсированные (полиядерные) арены. Простейшие из них — нафталин и антрацен.

Радикалы ароматических углеводородов называют арильными радикалами. Радикал  $C_6H_5$  называется фенилом.

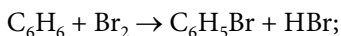
**Изомерия.** Структурная изомерия в гомологическом ряду бензола обусловлена взаимным расположением заместителей в кольце. Монозамещенные производные бензола не имеют изомеров положения, т.к. все атомы в бензольном ядре равноценны. Дизамещенные производные существуют в виде трех изомеров, которые различаются по положению заместителей. Положение заместителей указывают цифрами или приставками: орто- (*o*-), мета- (*m*-), пара- (*p*-).

**Физические свойства.** Первые члены гомологического ряда бензола (например, толуол, этилбензол и др.) — бесцветные летучие жидкости со специфическим запахом. Они легче воды и в воде нерастворимы. Хорошо растворяются в органических растворителях. Бензол и его гомологи сами являются растворителями для многих органических веществ.

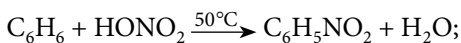
**Химические свойства.** Наличие единой  $\pi$ -электронной системы обуславливает высокую устойчивость бензольного кольца. Поэтому бензол и его гомологи легко вступают в реакции замещения. Реакции присоединения протекают в более жестких условиях.

**Реакции замещения:**

а) галогенирование; эти реакции протекают при комнатной температуре, но в присутствии катализаторов —  $AlCl_3$ ,  $AlBr_3$ ,  $FeCl_3$  и других:

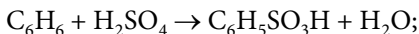


б) нитрование; в присутствии концентрированной серной кислоты арены вступают в реакцию с азотной кислотой, образуя нитросоединения:



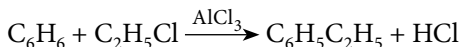
Нитробензол

в) сульфирование; для реакции необходима «дымящая» серная кислота (олеум):



Бензолсульфокислота

г) алкилирование по Фриделю–Крафтсу; в результате реакции происходит введение в бензольное ядро алкильной группы с получением аналогов бензола. Катализаторами реакции являются галогениды алюминия. Например:

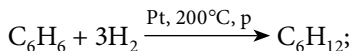


Этилбензол

**Реакции присоединения.** Реакции присоединения к бензольному кольцу протекают с трудом. Для их протекания необходимы жесткие условия — повышение температуры и давления, световое облучение, присутствие катализатора и др.:

а) гидрирование.

Реакция гидрирования аренов идет при нагревании в присутствии катализатора — никеля или платины. Например:

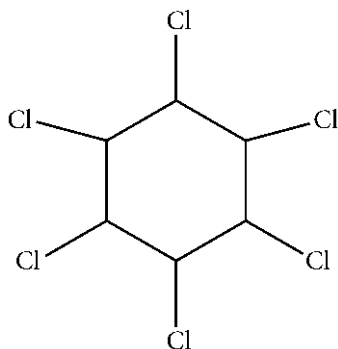


Циклогексан

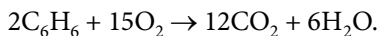
б) присоединение хлора на свету;

Взаимодействие паров бензола с хлором протекает по радикальному механизму только под воздействием жесткого ультрафиолетового излучения. При этом бензол присоединяет три молекулы хлора и образует твердый продукт — гексахлорциклогексан (гексахлоран)  $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$ :





Гексахлорциклогексан

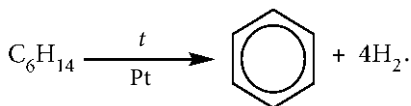
**Горение.**

Характерная особенность бензола — устойчивость к действию окислителей. Так, он не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия.

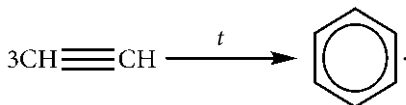
**Получение бензола и других аренов:**

а) арены получают из нефти и каменноугольной смолы, которая образуется при сухой перегонке каменного угля.

б) бензол также можно получать с помощью реакций дегидроциклизации гексана и дегидрирования циклогексана:



По способу Н.Д. Зелинского и Б.А. Казанского бензол можно получить, пропуская ацетилен через трубку с активированным углем при температуре 600°C:



**Применение бензола и его гомологов.** Бензол служит исходным продуктом в производстве красящих и лекарственных веществ, синтетического волокна, пластмасс. Бензол и его гомологи используются как растворители, а также для синтеза других органических соединений.

## 3.4. Кислородсодержащие органические соединения

### 3.4.1. Спирты

**Спирты** — это органические соединения, в молекулах которых содержится одна или несколько гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом.

#### Классификация спиртов По характеру

углеводородного радикала		
Алифатические	Алициклические	Ароматические
<i>Примеры</i>		
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (этанол)	$\text{C}_6\text{H}_{11}\text{OH}$ (циклогексанол)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$ (бензиловый спирт)
По числу гидроксильных групп		
Одноатомные	Двухатомные	Трехатомные
<i>Примеры</i>		
$\text{CH}_3\text{OH}$ (метанол)	$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$ (этиленгликоль; этандиол-1,2)	$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$ (глицерин; пропан-триол-1,2,3)
По положению группы OH при углеродном атоме		
Первичные	Вторичные	Третичные
<i>Примеры</i>		
$\text{RCH}_2\text{OH}$	$\text{R}_2\text{CHOH}$	$\text{R}_3\text{COH}$

**Предельные одноатомные спирты** — производные предельных углеводов, где атом водорода замещен на гидроксогруппу. Общая формула гомологического ряда одноатомных спиртов  $R-OH$  или  $C_nH_{2n+1}OH$ . Названия обычно заканчиваются на *-ол*. Простейшие представители:  $CH_3OH$  (метиловый спирт, метанол),  $C_2H_5OH$  (этиловый спирт, этанол),  $C_3H_7OH$  (пропиловый спирт, пропанол).

В зависимости от положения гидроксогруппы различают спирты первичные, вторичные и третичные, например:

$R-CH_2-OH$  первичный спирт

$R-\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}-R$  вторичный спирт

$R-\underset{\substack{| \\ R}}{\overset{\substack{R \\ |}}{C}}-OH$  третичный спирт

**Изомерия.** У предельных одноатомных спиртов существуют изомеры:

а) углеводородной цепи. Например:

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$  бутанол-1

$\begin{array}{ccccc} 3 & 2 & 1 & & \\ CH_3 & -CH- & CH_2 & OH & \\ & | & & & \\ & CH_3 & & & \end{array}$  2-метилпропанол-1

б) по положению группы  $OH$ . Например:

$CH_3-CH_2-CH_2-OH$  пропанол-1

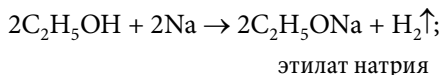
$\begin{array}{ccccc} 1 & 2 & 3 & & \\ CH_3 & -CH- & CH_3 & & \\ & | & & & \\ & OH & & & \end{array}$  пропанол-2

Ковалентная связь O—H в молекуле полярна. Электронная плотность смещена к кислороду, так как он более электроотрицателен, чем водород. Поэтому кислород может взаимодействовать с атомом водорода другой молекулы, образуя водородные связи.

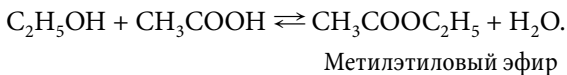
**Физические свойства.** Первые представители гомологического ряда спиртов (до C<sub>15</sub>) — жидкости, высшие — твердые вещества. Все спирты бесцветны; жидкие имеют резкий запах, твердые запаха не имеют. Низкомолекулярные спирты смешиваются с водой в любом соотношении, с ростом углеводородной цепи растворимость уменьшается. Высшие спирты нерастворимы в воде.

**Химические свойства.** Химические свойства спиртов обусловлены наличием в их молекулах полярных ковалентных связей C—O и O—H. Разрыв этих связей происходит по гетеролитическому (ионному) механизму. Спирты взаимодействуют:

а) с активными металлами:

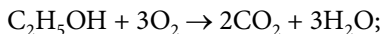


б) с минеральными и органическими кислотами с образованием сложных эфиров:

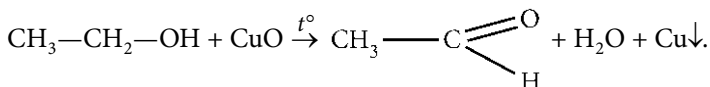


Катализатором реакции являются ионы H<sup>+</sup>;

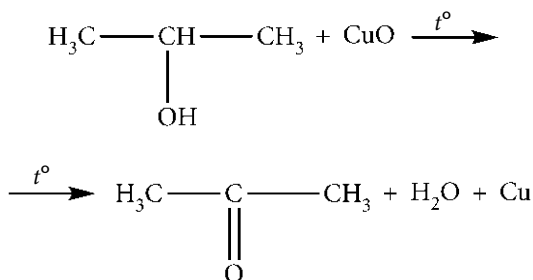
в) спирты горят на воздухе:



г) вступают в реакции окисления; первичные спирты окисляются в альдегиды. Например:

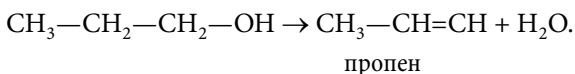


Вторичные спирты окисляются в кетоны. Пример:



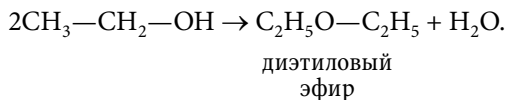
д) вступают в реакции дегидратации.

*Внутримолекулярная дегидратация:*



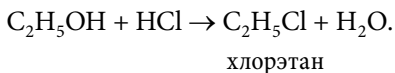
Реакция протекает в присутствии серной кислоты и при высокой температуре.

*Межмолекулярная дегидратация (реакция элиминирования):*



Реакция протекает при более низкой температуре и при избытке спирта;

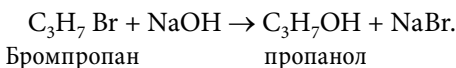
д) спирты взаимодействуют с галогеноводородными кислотами:



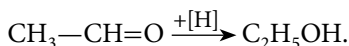
**Применение.** Спирты часто используют в качестве растворителей, а также для получения ряда химических соединений, ликероводочных изделий, синтеза лекарственных препаратов. Спирты используются в парфюмерном производстве.

**Получение спиртов.** Общие способы.

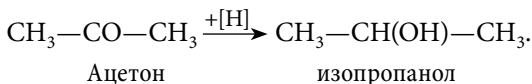
1. Гидратация алкенов.
2. Гидролиз галогеноуглеродов водными растворами щелочей, например:



3. Восстановление карбонильных соединений, например:



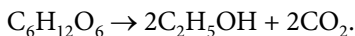
Ацетальдегид этанол



Для каждого из спиртов, производимых в промышленном масштабе, существуют собственные способы получения.

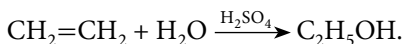
**Получение этанола.** Этиловый спирт получают несколькими способами.

1. Сбраживание сахаристых веществ (свекла, крахмал, картофель, пшеница, кукуруза и т.п.). Глюкоза, содержащаяся в сахаристых веществах, расщепляется по уравнению:

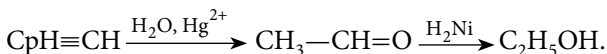


2. Гидролиз целлюлозы (древесина) растворами серной кислоты и сбраживание образующихся сахаристых веществ (гидролизный спирт).

3. Получение этилового спирта из этилена. Этот способ заключается в гидратации этилена в присутствии серной кислоты:



4. Получение этилового спирта из ацетилена. Гидратацией ацетилена получают уксусный альдегид. Восстанавливая последний водородом в присутствии никелевого катализатора, получают этиловый спирт:



## 3.4.2. Многоатомные спирты: этиленгликоль и глицерин

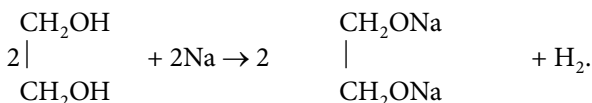
**Этиленгликоль** — представитель предельных двухатомных спиртов (гликолей). Их общая формула —  $C_nH_{2n}(OH)_2$ .

**Номенклатура.** Названия двухатомных спиртов образуются так же, как и одноатомных, но перед окончанием -ол ставят греческое числительное, которое обозначает число гидроксогрупп. Например, двухатомные спирты имеют окончание -диол, трехатомные — -триол и т.д. После этих окончаний цифрами указывают положение гидроксогрупп в углеродной цепи. Таким образом, по систематической номенклатуре этиленгликоль носит название этандиол-1,2.

**Физические свойства.** Этиленгликоль — бесцветная, сладкая на вкус жидкость, не имеющая запаха. Этиленгликоль ядовит, хорошо смешивается с водой и спиртом.

**Химические свойства.** Этиленгликоль вступает во все реакции, характерные для одноатомных спиртов. В реакциях участвуют одна или обе гидроксогруппы.

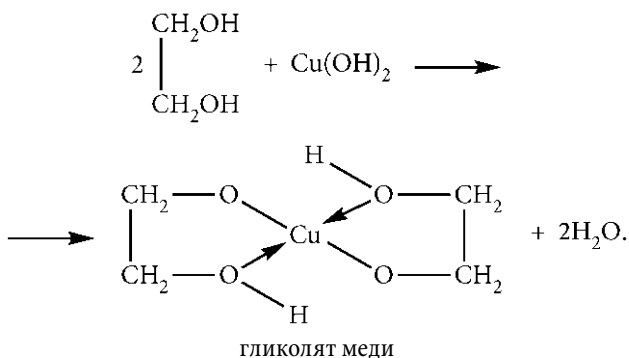
**Реакция замещения.** Водород гидроксогрупп в этиленгликоле замещается легче, чем у одноатомных спиртов. Например, при взаимодействии с металлами образуются гликоляты:



**Полные гликоляты** — соединения, которые образуются в результате замещения атомов водорода обоих гидроксильных групп этиленгликоля.

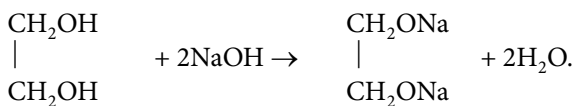
**Неполные гликоляты** образуются при замещении водорода одной гидроксогруппы этиленгликоля.

**Взаимодействие с гидроксидом меди (II).** В результате реакции образуется сложное комплексное соединение ярко-синего цвета — гликолят меди:



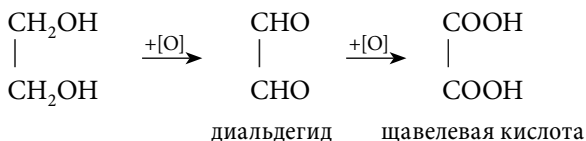
Эта реакция является качественной на присутствие многоатомных спиртов.

**Взаимодействие с щелочами.**



С кислотами этиленгликоль образует сложные эфиры (моно- и диэфиры).

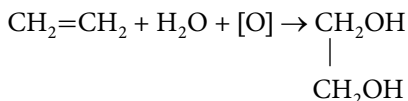
**Реакции окисления.** Под действием окислителей этиленгликоль превращается в щавелевую кислоту:



**Получение и применение.** Этиленгликоль применяют для приготовления антифризов, синтетического волокна лавсана.

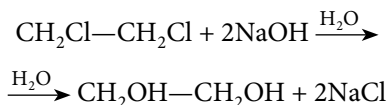
Получают этиленгликоль:

а) при окислении этилена раствором перманганата калия:





б) щелочным гидролизом дихлорэтана:

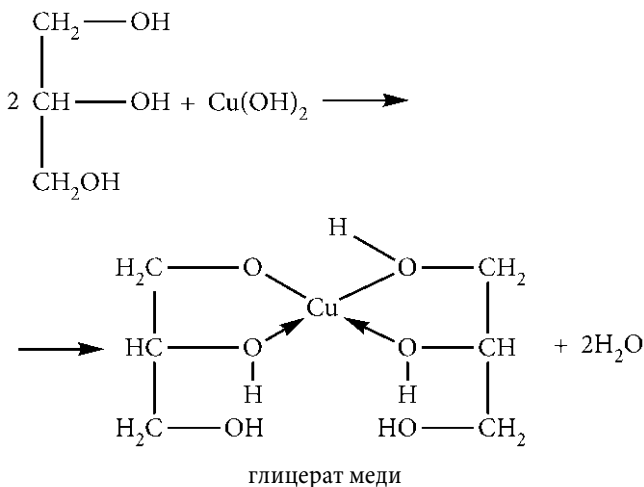


**Глицерин** — представитель трехатомных спиртов. Его название по систематической номенклатуре — пропантриол-1,2,3; эмпирическая формула —  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  или  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ .

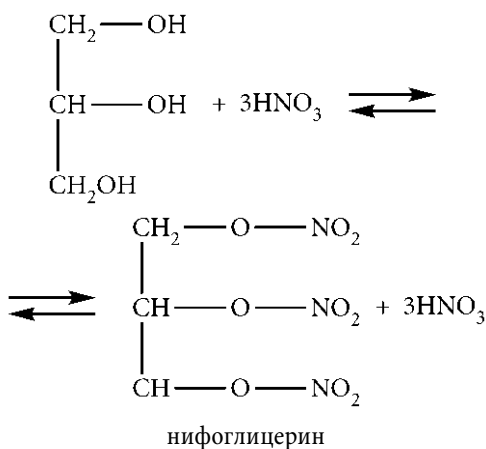
**Физические свойства.** Глицерин — бесцветная, вязкая, сиропообразная жидкость, без запаха, сладкая на вкус. Она тяжелее воды, кипит при  $290^\circ\text{C}$ , смешивается с водой в любых соотношениях

**Химические свойства.** По химическим свойствам глицерин очень близок к этиленгликолю. Атомы водорода гидроксогрупп могут замещаться на металл, образуя глицераты.

1. Глицерин взаимодействует с гидроксидом меди (II), образуя ярко-синий глицерат меди:



2. Важное практическое значение имеет реакция взаимодействия глицерина с азотной кислотой с образованием нитроглицерина:



3. С карбоновыми кислотами глицерин образует сложные эфиры — жиры и масла.

**Получение и применение.** В природе в свободном виде глицерин не встречается. Его получают из растительных и животных жиров. Разработаны синтетические способы получения глицерина из пропилена, что позволяет экономить пищевые жиры.

Из глицерина получают нитроглицерин, который является сильным взрывчатым веществом. Для безопасности им пользуются в виде динамита — смеси из 75% нитроглицерина и 25% инфузорной земли. Спиртовые растворы нитроглицерина не взрываются. 1% спиртовой раствор нитроглицерина используется в медицине как лекарство при сердечных заболеваниях.

Кроме получения нитроглицерина, глицерин используют в парфюмерии, текстильной и пищевой промышленности, производстве антифризов, пластмасс.

### 3.4.3. Фенолы

**Фенолы** — органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп, непосредственно соединенных с бензольным кольцом. Фенолы являются производными ароматических углеводов.

В зависимости от числа групп ОН фенолы делятся на одно-, двух- и трехатомные.

**Номенклатура.** Названия фенолов составляют с учетом того, что для родоначальной структуры по правилам *IUPAC* сохранено тривиальное название «фенол». Нумерацию атомов углерода бензольного кольца начинают от атома, непосредственно связанного с ОН-группой, и продолжают в такой последовательности, чтобы имеющиеся заместители получили наименьшие номера.

**Физические свойства.** Фенолы в большинстве своем — кристаллические вещества (мета-крезол — жидкость). Имеют характерный запах, довольно плохо растворяются в воде, но хорошо — в водных растворах щелочей. Образуют водородные связи и имеют высокие температуры кипения.

**Химические свойства.** Химические свойства фенолов обусловлены взаимным влиянием в молекуле гидроксильной группы и бензольного ядра (фенила). Сущность этого влияния заключается в том, что  $\pi$ -электроны бензольного ядра частично вовлекают в свою сферу неподеленные электронные пары атома кислорода гидроксильной группы, в результате чего уменьшается электронная плотность у атома кислорода. Это, в свою очередь, вызывает дополнительное смещение электронной плотности связи О—Н от водорода к кислороду. Поэтому водород приобретает кислотные свойства, становится более подвижным и реакционноспособным.

#### **Получение фенолов:**

- 1) получение из галогенобензолов. При нагревании хлорбензола и NaOH под давлением получают фенолят натрия; при обработке этой соли кислотой образуется фенол;
- 2) из ароматических сульфокислот. Реакция проводится при сплавлении сульфокислот с щелочами. Образующиеся феноксиды обрабатывают сильными кислотами для получения свободных фенолов;
- 3) кумольный способ. Бензол алкилируют пропиленом в присутствии  $\text{AlCl}_3$ . Образующийся кумол ( $\text{C}_6\text{H}_5-(\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2)$ ) окисляют в присутствии катализатора и обра-

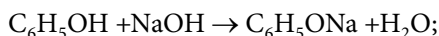
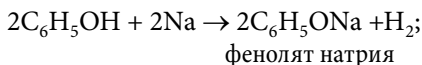
батывают серной кислотой. Фенол, получаемый кумольным методом, имеет очень высокую степень чистоты.

**Фенол (карболовая кислота).**  $C_6H_5OH$  — молекулярная формула простейшего представителя класса фенолов.

**Физические свойства фенола.** Фенол — бесцветное кристаллическое вещество с резким запахом. При хранении он постепенно окисляется кислородом воздуха, приобретая розоватую окраску. Фенол частично растворим в холодной воде (6 г в 100 г воды), но хорошо растворяется в горячей воде и в растворах щелочей. Фенол имеет довольно высокие температуры плавления и кипения ( $t_{пл} = 43^\circ C$ ,  $t_{кип} = 182^\circ C$ ). Токсичен, обладает сильными антисептическими свойствами, т.е. способностью убивать многие микроорганизмы.

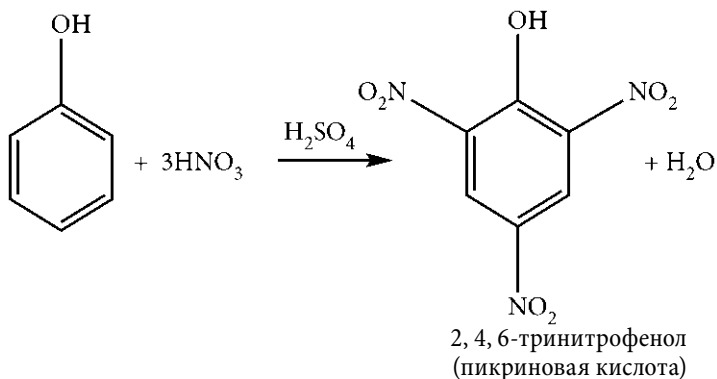
**Химические свойства фенола:**

а) фенол проявляет свойства слабой кислоты. Он легко взаимодействует не только с металлическими калием и натрием, но и с едкими щелочами, образуя феноляты, устойчивые в растворах:

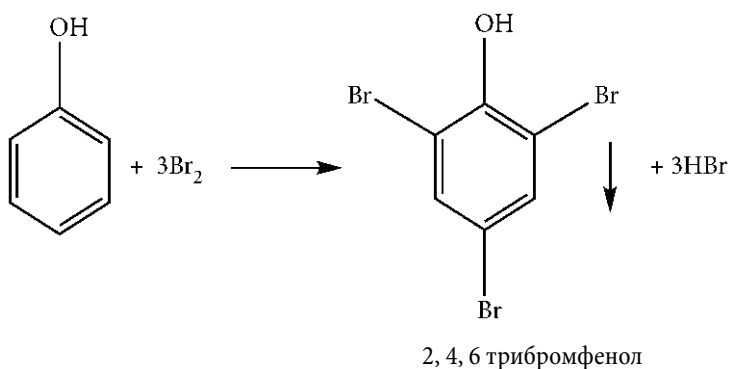


б) нитрование.

Фенол без нагревания и катализаторов вступает в реакцию с азотной кислотой:

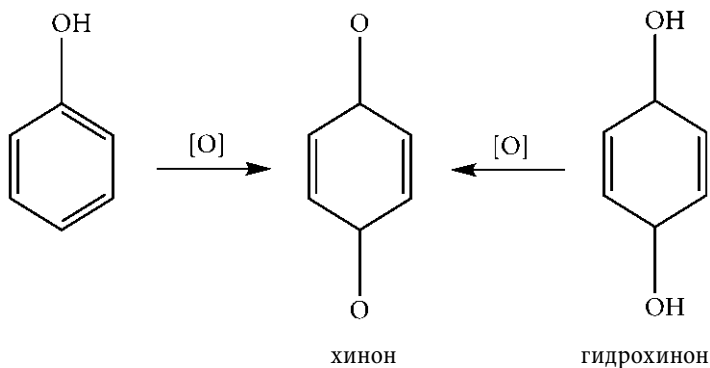


в) бромирование (качественная реакция):

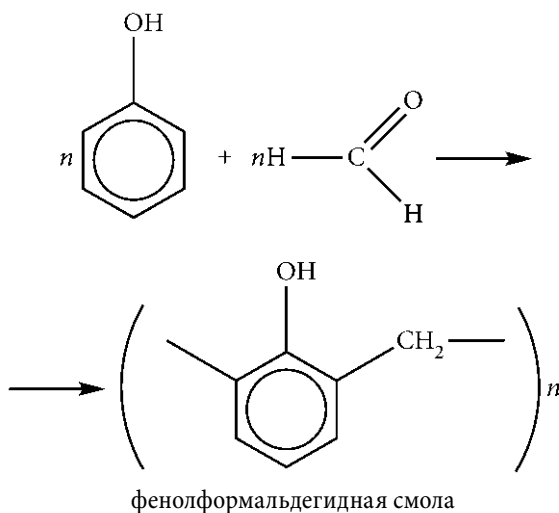


г) окисление.

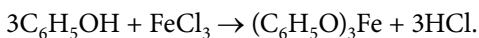
Фенолы легко окисляются на воздухе. При окислении фенола хромовой смесью или перманганатом калия в кислой среде образуется хинон. Двухатомные фенолы окисляются еще легче. При окислении гидрохинона также образуется хинон:



д) фенол способен вступать в реакцию поликонденсации с формальдегидом:



е) для фенола характерна цветная реакция с хлоридом железа (III) — фиолетовое окрашивание. Это еще одна качественная реакция на обнаружение фенола:



**Применение.** Фенол используется для дезинфекции помещений, мебели, хирургических инструментов и т.д. Применяется он и в производстве фенолформальдегидных пластмасс, красителей, лекарственных веществ.

### 3.4.4. Альдегиды

**Альдегиды** — органические вещества, в молекулах которых содержится функциональная группа  $\text{—CH=O}$  (альдегидная группа). Их можно рассматривать как продукты окисления спиртов.

Общая формула гомологического ряда альдегидов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—CH=O}$  или  $\text{R—CH=O}$ , причем у первого представителя ряда альдегидов вместо R — атом водорода.

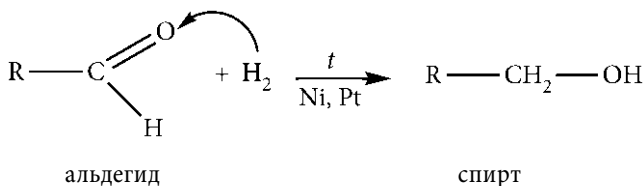
**Номенклатура.** Для альдегидов часто используют тривиальные названия, которые происходят от названий тех

кислот, в которые альдегиды превращаются при окислении. По систематической номенклатуре названия дают в зависимости от количества атомов углерода в цепи с добавлением суффикса -аль, например, метаналь, этаналь, пропаналь и т.д.

**Физические свойства.** Первый представитель альдегидов — формальдегид — бесцветный газ с резким удушливым запахом. Следующие члены гомологического ряда (с  $C_3$  — по  $C_{11}$  —) — жидкости. Высшие альдегиды — твердые вещества, не имеющие запаха. Формальдегид, уксусный и масляный альдегиды хорошо растворимы в воде; далее, с увеличением числа атомов углерода, растворимость уменьшается.

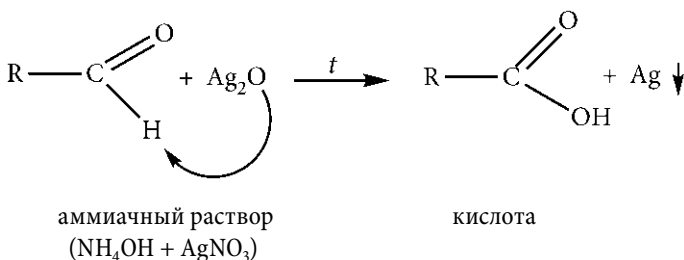
**Химические свойства.** Карбонильная группа  $C=O$  сильно поляризована, это обуславливает большую реакционную способность альдегидов. Атом кислорода оказывает влияние на атом водорода в альдегидной группе  $-CH=O$ , в результате чего он легко окисляется; карбонильная группа также способна участвовать во многих химических реакциях.

**Реакция присоединения** (за счет карбонильной группы).

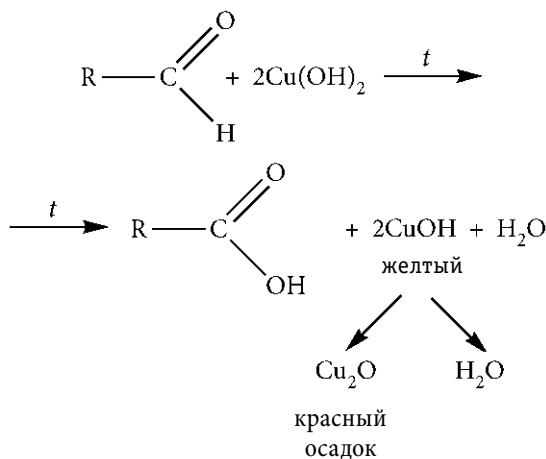


**Реакции окисления** (за счет водорода):

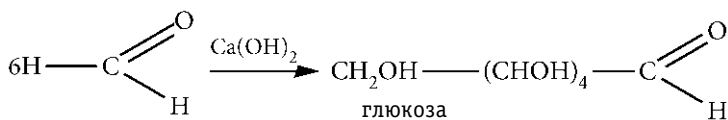
а) реакция «серебряного зеркала»:



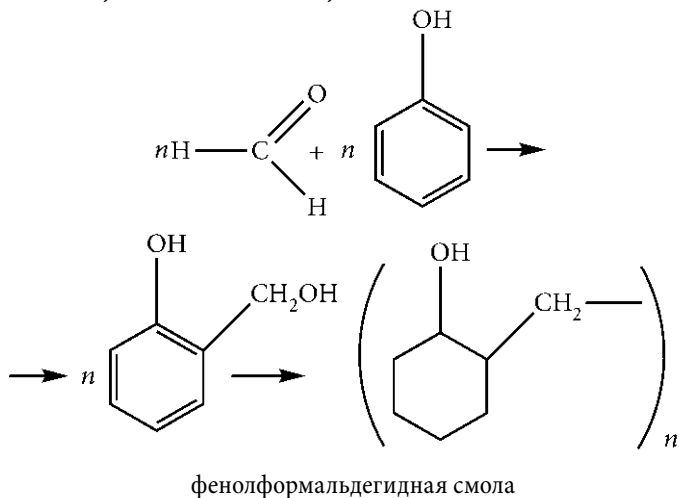
б) окисление гидроксидом меди:



**Реакция полимеризации.**



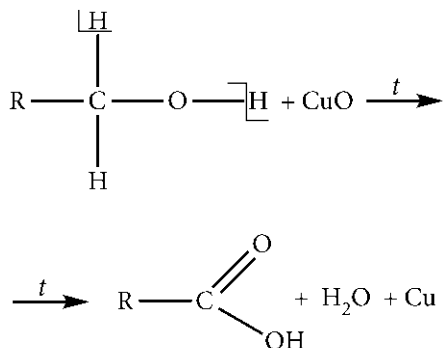
**Реакция поликонденсации.**



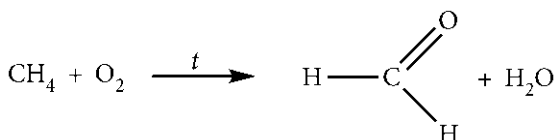


**Получение альдегидов.** Существует несколько способов получения альдегидов.

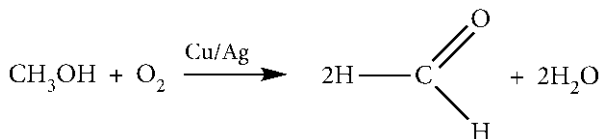
1. Окисление первичных спиртов (применяется в лабораториях):



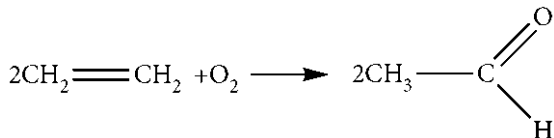
2. Окисление метана кислородом воздуха (промышленный способ):



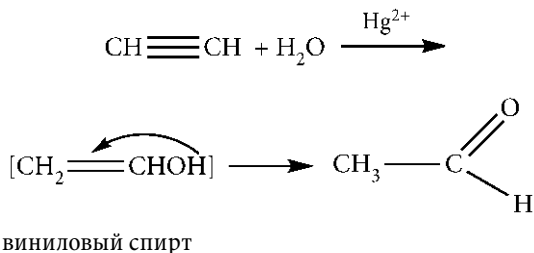
3. Окисление метанола:



4. Окисление этилена:



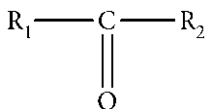
## 5. Гидратация ацетилена (реакция Кучерова):



## 3.4.5. Кетоны

**Кетоны** — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу C=O, связанную с двумя углеводородными радикалами.

Общая формула кетонов:



**Номенклатура.** Названия кетонов образуются от названий радикалов, входящих в состав молекулы, с добавлением слова «кетон». По систематической номенклатуре к названию соответствующего углеводорода добавляют суффикс -он и указывают номер атома углерода, связанного с карбонильным кислородом. Например:

$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$  — диметилкетон, пропанон-2, ацетон

$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  — метилэтилкетон, бутанон-2

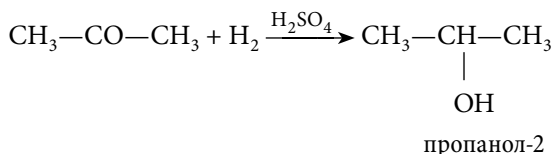
**Ацетон.** Простейшим представителем кетонов является ацетон  $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ .

**Физические свойства.** Ацетон — бесцветная горячая жидкость со специфическим запахом. Ацетон легче воды, растворяется в ней в любых соотношениях. Хорошо растворим также в спирте и эфире. Ацетон — органический

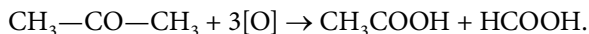
растворитель, растворяет жиры, смолы и другие органические вещества.

**Химические свойства.**

**Реакция восстановления.** Как и альдегиды, ацетон легко восстанавливается:



**Окисление кетонов.** Кетоны могут окисляться, хотя эта реакция у них идет труднее, чем у альдегидов. Это объясняется тем, что у кетонов реакция окисления происходит с разрывом С—С-связей. В результате образуются карбоновые кислоты с меньшим числом углеродных атомов:



Кетоны окисляются только такими окислителями, как перманганат калия, хромовая смесь и т.п.

**Применение и получение ацетона.** Ацетон широко используется как органический растворитель. Кроме того, это ценное вещество для органического синтеза. Ацетон является исходным продуктом для производства хлороформа, иодоформа, уксусного ангидрида и других соединений.

До недавнего времени ацетон получали исключительно при сухой перегонке древесины. В настоящее время существуют различные методы получения ацетона: разложение ацетата кальция, окисление изопропилового спирта, гидратация ацетиленоводяным паром.

### 3.4.6. Карбоновые кислоты

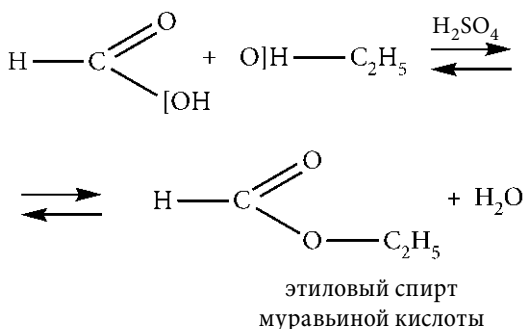
**Карбоновые кислоты** — производные углеводов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп  $\text{COOH}$ .

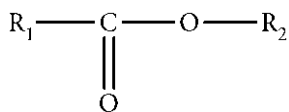
### Классификация карбоновых кислот

Признак	Карбоновые кислоты
Число карбоксильных групп	Монокарбоновые или одноосновные (одна группа COOH). Дикарбоновые или двухосновные (две группы COOH). Поликарбоновые или многоосновные (три и более групп COOH)
Строение углеводородного радикала, с которым связана группа COOH	Насыщенные (предельные, алкановые). Ненасыщенные (непредельные). Алициклические. Ареновые (ароматические)
Степень ненасыщенности углеводородного радикала	Алкеновые. Алкадиеновые. Алкатриеновые. Алкиновые

**Гетерофункциональные карбоновые кислоты** — карбоновые кислоты, в углеводородном радикале которых атом водорода замещен на другие функциональные группы. Например, хлоруксусная (хлорметановая)  $\text{ClCH}_2\text{—COOH}$ ; молочная (2-гидроксипропановая)  $\text{CH}_3\text{—CH(OH)—COOH}$ .

**Гетероциклические карбоновые кислоты** — карбоновые кислоты, содержащие в циклическом радикале гетероатом. Например, 2-фуранкарбоновая, 3-пиридинкарбоновая.





**Номенклатура.** Названия карбоновых кислот производят добавлением к названию соответствующего углеводорода окончания -овая (для двухосновных кислот -диовая) и слова «кислота». Нумерацию углеводородной цепи начинают с атома углерода карбоксильной группы.

**Одноосновные карбоновые кислоты.** Одноосновные карбоновые кислоты образуют гомологический ряд с общей формулой  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$  или  $\text{R}-\text{COOH}$ .

Примеры представителей ряда одноосновных карбоновых кислот:

$\text{H}-\text{COOH}$  — муравьиная (метановая) кислота;

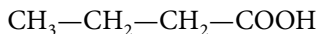
$\text{CH}_3-\text{COOH}$  — уксусная (этановая) кислота;

$\text{C}_2\text{H}_5-\text{COOH}$  — пропионовая (пропановая) кислота и т.д.

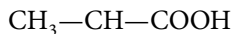
**Изомерия.** Для одноосновных предельных карбоновых кислот характерна изомерия:

а) углеводородного скелета.

Этот вид изомерии зависит от строения радикала. Изомеры появляются начиная с масляной кислоты  $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ :



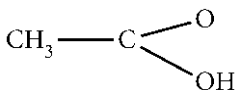
бутановая кислота  
(масляная)



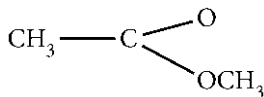
2-метилпропановая кислота  
(изомасляная)

б) изомерия другого класса веществ.

Карбоновые кислоты изомерны сложным эфирам, например:



уксусная кислота

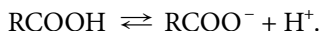


метилформиат

**Физические свойства.** Первые представители гомологического ряда карбоновых кислот ( $C_1—C_9$ ) — жидкости с характерным запахом, высшие карбоновые кислоты — твердые вещества. С увеличением количества атомов углерода в молекуле растворимость кислот в воде падает.

**Химические свойства:**

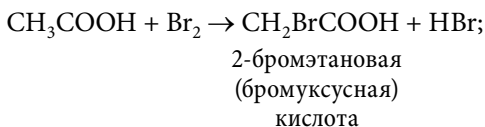
а) диссоциация кислот. В водных растворах карбоновые кислоты диссоциируют на ионы подобно минеральным кислотам:



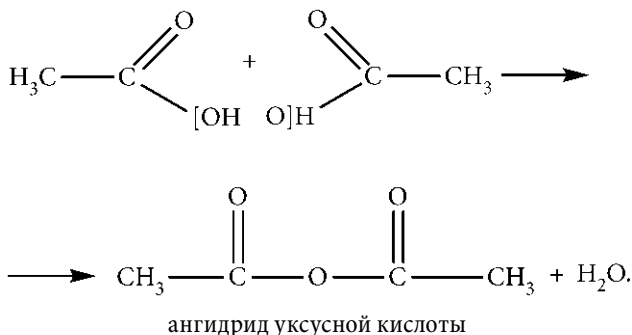
Все карбоновые кислоты являются слабыми электролитами (муравьиная кислота — средней силы).

Специфические химические свойства карбоновых кислот определяются свойствами карбоксильной группы и связанного с ней углеводородного радикала;

б) галогенирование. Реакция происходит за счет углеводородного радикала:



в) под действием водоотнимающих веществ (например,  $P_2O_5$ ) карбоновые кислоты образуют ангидриды. Реакция протекает за счет группы OH:

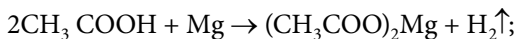


г) при взаимодействии со спиртами образуют сложные эфиры (за счет группы OH):

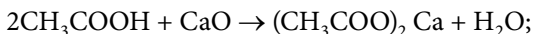


Кроме специфических, карбоновые кислоты обладают свойствами, общими для всех кислот:

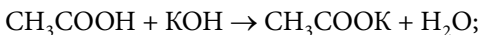
а) взаимодействуют с металлами, стоящими до водорода в ряду стандартных электродных потенциалов:



б) реагируют с основными оксидами:

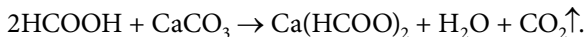


в) вступают в реакцию с основаниями:



ацетат калия

г) вытесняют слабые кислоты из их солей:



формиат кальция

Во время этой реакции слабая угольная кислота разлагается на воду и углекислый газ.

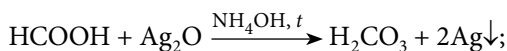
**Муравьиная кислота HCOOH. Физические свойства.**  
Муравьиная кислота — бесцветная жидкость с острым за-

пахом и жгучим вкусом, вызывает ожоги на коже. Растворяется в воде в любых количествах.

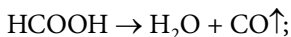
**Химические свойства.** Муравьиная кислота является наиболее активной среди карбоновых кислот. Это объясняется тем, что карбоксильная группа в ее молекуле связана не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода.

Кроме того, муравьиная кислота проявляет свойства, характерные для альдегидов. Это связано с наличием в ее молекуле альдегидной группы:

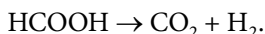
а) как и альдегиды, муравьиная кислота легко окисляется (реакция серебряного зеркала):



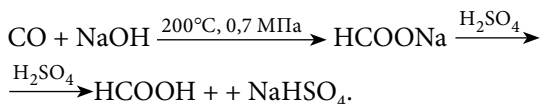
б) при нагревании с концентрированной серной кислотой разлагается на воду и оксид углерода (II):



в) в присутствии мелко раздробленных металлов группы платины муравьиная кислота разлагается с выделением углекислого газа:



**Получение.** Муравьиная кислота легко окисляется, поэтому общие способы получения кислот для нее не применимы. В промышленности ее получают нагреванием оксида углерода (II) с порошкообразным гидроксидом натрия с последующей обработкой образовавшегося формиата натрия серной кислотой:



**Применение.** Муравьиная кислота используется в медицине, в кожевенной и текстильной промышленности (при крашении тканей), при синтезе органических веществ, для получения щавелевой кислоты.

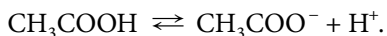


**Уксусная кислота.** Уксусная кислота широко распространена в природе. Она содержится в выделениях животных, в зеленых листьях растений, образуется при брожении, гниении, скисании вина и пива, содержится в кислом молоке и сыре. Образуется при окислении многих органических веществ.

**Ледяная уксусная кислота.** Это название обусловлено тем, что при температуре ниже  $+16,6^{\circ}\text{C}$  безводная уксусная кислота затвердевает в виде прозрачных кристаллов, напоминающих лед.

**Физические свойства.** Уксусная кислота — бесцветная жидкость с характерным резким запахом. Уксусная кислота смешивается в любых соотношениях с водой, спиртом, эфиром, бензолом.

**Химические свойства.** В водных растворах уксусная кислота диссоциирует на ионы:



Поскольку уксусная кислота является слабым электролитом, ионов водорода и ацетат-ионов образуется мало.

Как и минеральные кислоты, уксусная кислота взаимодействует с основаниями, основными оксидами и солями. Уксусная кислота устойчива к окислителям и к концентрированным минеральным кислотам.

**Получение:**

1. В промышленности уксусную кислоту получают из доступного сырья — метана. Из метана получают ацетилен; по реакции Кучерова из ацетилена образуется уксусный альдегид, который затем окисляют до уксусной кислоты.

2. Прямое окисление бутана при высокой температуре. Это позволяет использовать углеводороды нефти, а также сократить число стадий процесса получения уксусной кислоты.

3. Микробиологический способ: уксуснокислородное брожение жидкостей, содержащих этиловый спирт.

**Применение.** Уксусная кислота используется как приправа к пище, для консервирования, в производстве ацетатного волокна, органического стекла, синтезе лекарств, гербицидов, красителей, производстве пластмасс и киноплёнки.

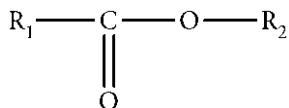
**Стеариновая кислота.** Формула стеариновой кислоты  $C_{17}H_{35}COOH$  или  $CH_3(CH_2)_{16}COOH$ . Она относится к предельным кислотам. Как и другие высокомолекулярные карбоновые кислоты, она представляет собой воскообразное вещество.

**Олеиновая кислота** широко распространена в природе: в виде эфиров с глицерином входит в состав всех жиров (в некоторых жирах до 50% от общей массы кислот). Ее формула —  $C_{17}H_{33}COOH$  или  $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$ . Этой общей формуле соответствуют два пространственных изомера: цис- и транс-. Олеиновая кислота является цис-изомером. Транс-изомер носит название элаидиновой кислоты. Олеиновая кислота представляет собой бесцветную жидкость, затвердевающую на холоду (температура плавления  $14^\circ C$ ).

#### 3.4.7. Сложные эфиры

**Сложные эфиры** — производные карбоновых кислот, полученные замещением гидроксогруппы в карбоксиле кислоты спиртовым остатком  $-OR$ . Сложные эфиры можно рассматривать как производные кислот, у которых водород в гидроксогруппе замещен на радикал.

Общая формула сложных эфиров



**Номенклатура.** Название сложных эфиров состоит из названия карбоновых кислот и спиртов, остатки которых входят в состав эфира. Иногда вместо окончания *-овая кислота*

используют суффикс *-ат*. Например: этиловый эфир муравьиной кислоты — этилформиат.

**Изомерия.** Для сложных эфиров характерны три вида изомерии:

1) изомерия углеродной цепи начинается по кислотному остатку с бутановой кислоты, по спиртовому остатку — с пропилового спирта;

2) изомерия положения сложноэфирной группировки —COO—. Этот вид изомерии начинается с эфиров, в молекулах которых содержится не менее 4 атомов углерода;

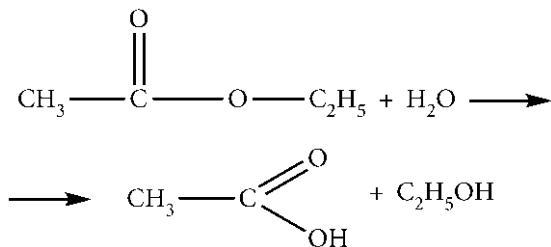
3) межклассовая изомерия. Например, метилацетату изомерна пропановая кислота.

Для сложных эфиров, содержащих непредельную кислоту или непредельный спирт, возможны еще два вида изомерии: изомерия положения кратной связи и цис-транс-изомерия.

**Физические свойства.** Сложные эфиры карбоновых кислот — бесцветные легкокипящие жидкости. Низшие и средние гомологи ряда сложных эфиров летучи, часто имеют приятный запах; высшие представляют собой вязкие жидкости или твердые вещества. Сложные эфиры мало растворимы в воде, но хорошо растворяются в органических растворителях.

**Химические свойства.**

**Гидролиз или реакция омыления.** Взаимодействие сложных эфиров с водой — их характерная особенность, так как простые эфиры гидролизу не подвергаются.

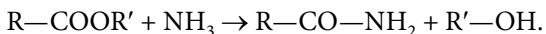


Эту реакцию также называют **омылением**. Она обратна реакции этерификации. Процесс этерификации обратим,

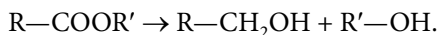
если в качестве катализатора взять ионы водорода (минеральные кислоты). В этом случае будет ускоряться как прямая, так и обратная реакция (кислотный гидролиз).

Если в качестве катализатора использованы ионы  $\text{OH}^-$  (щелочной гидролиз), то химическое равновесие сместится в сторону образования кислоты и спирта. Реакция становится практически необратимой.

**Реакция образования амидов:**

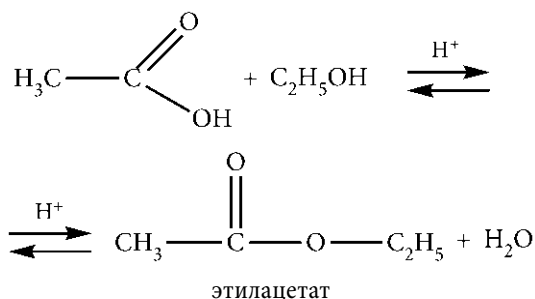


**Реакция восстановления:**



Восстановление эфиров происходит легче, чем восстановление карбоновых кислот. В результате образуется спирт, соответствующий кислоте сложного эфира. Реакция протекает в присутствии алюмогидрида лития, натрия в кипящем спирте или водорода с медно-хромовым катализатором.

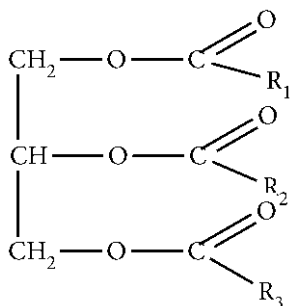
**Получение.** Сложные эфиры получают в результате реакции взаимодействия кислот со спиртами (реакция этерификации):



**Применение.** Благодаря аромату многие сложные эфиры нашли применение в парфюмерной и пищевой промышленности. Некоторые из них используются как лекарственные вещества, а также как растворители органических веществ.

## 3.4.8. Жиры или триглицериды

**Жиры или триглицериды** — сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот (предельных и непредельных). В состав молекулы жира входят обычно различные кислотные остатки. Триглицериды, содержащие три остатка одной и той же кислоты, встречаются редко. Общая формула жиров:



**Жирные кислоты.** Из предельных кислот, входящих в состав жиров, наиболее важны пальмитиновая  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ , стеариновая  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , из непредельных — олеиновая  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$  (одна двойная связь), линолевая  $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$  (две двойные связи) и линоленовая  $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$  (три двойные связи).

**Номенклатура.** Названия жиров производят из тривиальных названий остатков жирных кислот с указанием их количества и добавлением суффикса *-ил*. Например, тристеарилглицерин (глицерин и три остатка стеариновой кислоты).

**Физические свойства.** Жиры легче воды и в ней нерастворимы. Они хорошо растворяются в спирте, эфире, бензине и других органических растворителях.

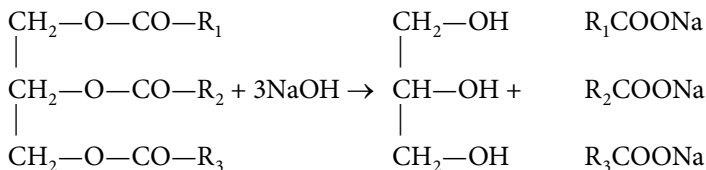
Животные жиры в основном являются твердыми веществами и содержат преимущественно предельные карбоновые кислоты (чаще всего стеариновую и пальмитиновую).

Растительные жиры отличаются высоким содержанием непредельных кислот (олеиновой и др.). Они обычно жидкие. Такие жиры называют *маслами*.

**Химические свойства:**

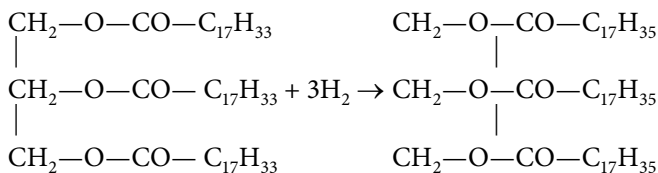
1) гидролиз или омыление.

Как и все сложные эфиры, жиры подвергаются гидролизу (омылению) с образованием глицерина и соответствующих солей высших жирных кислот (они называются мылами):



Гидролиз ускоряется в присутствии катализаторов: кислот (обратимая реакция), щелочей (необратимая реакция);

2) гидрогенизация. Жидкие жиры можно перевести в твердые путем реакции гидрогенизации:



Гидрогенизация жиров заключается в присоединении водорода по месту разрыва двойной связи в остатках непредельных жирных кислот. Реакцию ведут при 160–240°C в присутствии катализаторов (металлический никель) под давлением водорода около 3 атм.

**Роль жиров в природе.** Жиры наряду с белками и углеводами входят в состав растительных и животных организмов. Они являются главным структурным компонентом клеточных мембран, входят в состав протоплазмы клеток. Жиры являются запасными, резервными веществами и находятся

в организме в виде жировой ткани. Они играют важную биологическую роль: являются источником энергии. Жировая ткань образует мягкую изолирующую прослойку, защищая органы и ткани от ударов и переохлаждения.

**Мыла** — соли высших жирных кислот (натриевые и калиевые). Обычные мыла состоят главным образом из солей пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Натриевые соли образуют твердые мыла, калиевые соли — жидкие.

### 3.4.9. Углеводы

**Углеводы** — природные органические соединения, имеющие, как правило, общую формулу  $C_mH_{2n}O_n$  ( $C_m(H_2O)_n$ ), где  $m$  и  $n \geq 3$ . Исключение составляют дезоксисахара, имеющие формулу  $C_mH_{2n+2}O_n$ .

**Классификация.** В зависимости от способности к гидролизу углеводы делят на:

- 1) моносахариды — углеводы, молекулы которых не подвергаются гидролизу;
- 2) олигосахариды — углеводы, из молекул которых при гидролизе образуется от 2 до 10 одинаковых или различных моносахаридов (ди-, трисахариды и т.д.);
- 3) полисахариды — углеводы, из молекул которых при гидролизе образуется от десятков до тысяч и выше одинаковых или различных моносахаридов.

**Моносахариды** — углеводы, содержащие не менее трех атомов углерода, причем гидроксильные группы располагаются у соседних углеродных атомов. В зависимости от числа углеродных атомов в молекуле моносахариды делят на триозы ( $C_3H_6O_3$ ), тетрозы ( $C_4H_8O_4$ ), пентозы ( $C_5H_{10}O_5$ ), гексозы ( $C_6H_{12}O_6$ ), гептозы ( $C_7H_{14}O_7$ ), октозы ( $C_8H_{16}O_8$ ). Моносахариды — дифункциональные соединения, т.к. содержат несколько гидроксильных групп и одну карбонильную. В зависимости от природы карбонильной группы моносахариды делят на альдозы и кетозы.

**Изомерия моносахаридов.** Изомерия моносахаридов обусловлена:

- 1) наличием альдегидной или кетонной группы. Например, моносахарид гексоза существует в виде изомеров альдогексозы (глюкоза) и кетогексозы (фруктоза);
- 2) наличием асимметрических атомов углерода. Моносахариды существуют в виде двух зеркальных или оптических изомеров — D- и L-форм. Отнесение моносахаридов к D- и L-формам производят по расположению гидроксильной группы у атома углерода, соседнего с первичной спиртовой группировкой;
- 3) существованием таутомерии. Моносахариды имеют несколько таутомерных форм: открытую (ациклическую) и циклическую. Циклическая форма образуется в результате взаимодействия альдегидной (кетонной) группы с одним из гидроксильных.

**Пиранозный цикл** — циклическая форма моносахаридов, имеющая в своем составе шесть атомов углерода.

**Фуранозный цикл** — циклическая форма моносахаридов, имеющая в своем составе пять атомов углерода.

**Гликозидный (полуацетальный) гидроксил.** Образуется при формировании циклической формы гексоз или пентоз. Атом водорода гидроксильной группы присоединяется к атому кислорода альдегидной группы за счет разрыва  $\pi$ -связи.

**$\alpha$ -Аномеры** — моносахариды, у которых гликозидный гидроксил находится под плоскостью кольца (у циклических форм).

**$\beta$ -Аномеры** — моносахариды, у которых гликозидный гидроксил находится над плоскостью кольца (у циклических форм).

**Физические свойства.** Моносахариды — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, плохо — в органических растворителях. В растворах вращают поляризованный свет, сладкие на вкус.



**Химические свойства.**

**Реакции образования эфиров.** Благодаря гидроксильным радикалам моносахариды способны образовывать простые и сложные эфиры.

**Реакция комплексообразования с гидроксидом меди (II).** При взаимодействии гидроксида меди (II) с моносахаридами происходит растворение гидроксида меди и образуется комплексное соединение синего цвета.

**Окислительно-восстановительные реакции.** При каталитическом гидрировании моносахаридов происходит восстановление карбонильной группы до гидроксила. Сильные окислители окисляют карбонильную группу и первичный спиртовой гидроксил моносахаридов, образуя при этом двухосновные кислоты. Окислительно-восстановительные реакции с оксидом серебра (I) и гидроксидом меди (II) используются как качественная реакция на альдозы и кетозы.

**Реакция брожения.** Моносахариды способны расщепляться в зависимости от фермента-катализатора до этанола, масляной кислоты, молочной кислоты и других веществ. Брожению подвергаются моносахариды с числом атомов углерода, кратным трем.

**Получение моносахаридов.** Способы получения:

- 1) выделение свободных моносахаридов, встречающихся в природе в овощах и фруктах;
- 2) гидролиз полисахаридов.

**Глюкоза** является одним из самых распространенных моносахаридов. Ее состав выражается формулой  $C_6H_{12}O_6$ .

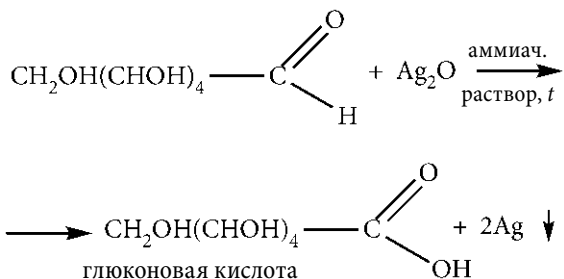
Молекула глюкозы в линейной форме представляет собой альдегидоспирт с пятью гидроксильными группами. В кристаллах и водных растворах глюкоза может находиться в одной из циклических форм —  $\alpha$ - или  $\beta$ -глюкоза.

**Физические свойства.** Глюкоза — белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимо в воде.

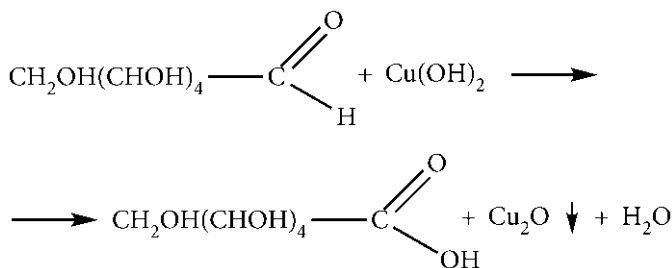
**Химические свойства.** Химические свойства глюкозы обусловлены наличием в ее молекуле альдегидной и гидроксильной групп.

**Реакции за счет альдегидной группы;**

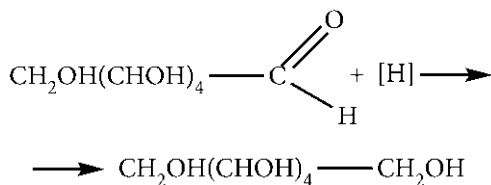
а) реакция «серебряного зеркала»:



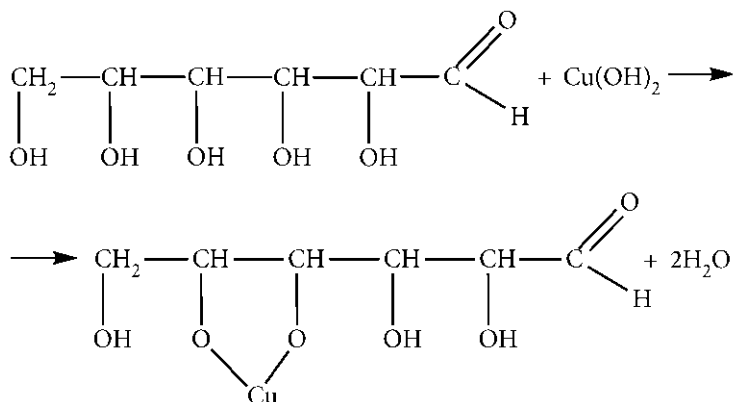
б) реакция с гидроксидом меди (II):



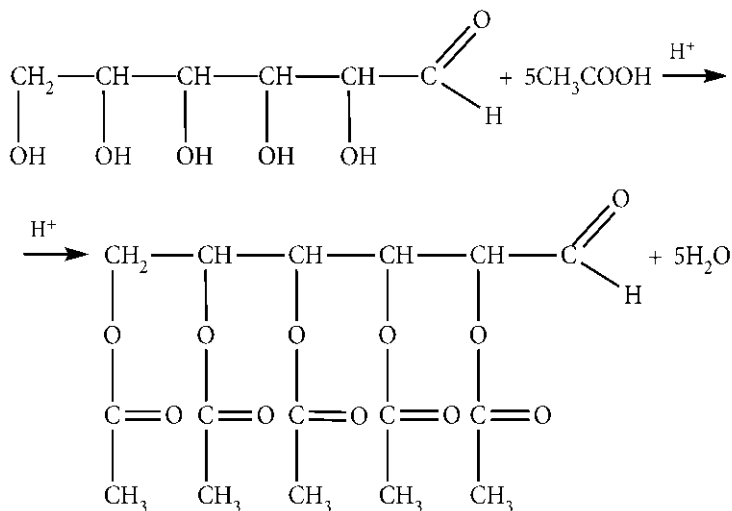
в) реакция восстановления водородом

**Реакции за счет гидроксильных групп.**

а) глюкоза реагирует со свежеприготовленным гидроксидом меди (II) на холоду, образуя глюконат меди. Эта реакция является качественной на глюкозу, т.к. раствор приобретает ярко-синюю окраску.

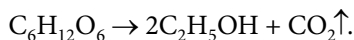


б) образует сложные эфиры при взаимодействии с органическими кислотами:



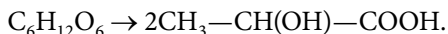
### Реакции брожения:

а) спиртовое брожение:



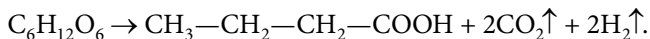
Спиртовое брожение осуществляют дрожжи;

б) молочнокислое брожение:



Реакция происходит в присутствии микроорганизмов;

в) маслянокислое брожение:



Реакция также происходит с участием ферментативных систем микроорганизмов.

**Применение.** Глюкозу применяют при изготовлении лекарств и витаминных препаратов. Она используется в кондитерском производстве, в виноделии, в медицине, в текстильной промышленности (для пропитки некоторых тканей).

**Роль в природе.** Глюкоза широко распространена в растительном и животном мире. Она содержится в плодах и других частях растений. Около 0,1% глюкозы находится в крови человека и животных. Глюкоза необходима для питания и нормальной работы внутренних органов. Это важный источник энергии для организма. Глюкоза входит в состав важнейших природных дисахаридов (сахароза и другие) и полисахаридов (крахмал, целлюлоза).

**Фруктоза** — структурный изомер глюкозы. Бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, более сладкое, чем глюкоза. В свободном виде содержится в меде и фруктах. Из ее остатков построен полисахарид инулин. Наряду с глюкозой фруктоза входит в состав сахарозы. Химические свойства фруктозы обусловлены наличием кетонной и пяти гидроксильных групп.

**Рибоза** — моносахарид состава  $C_5H_{10}O_5$ . Это бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. В виде фуранозной формы входит в состав РНК. Химические свойства рибозы обусловлены наличием альдегидной и гидроксильных групп. При восстановлении рибозы образуется спирт — рибит  $HOCH_2-(CH(OH))_3-CH_2OH$ , а при окислении — рибоновая кислота  $HOCH_2-(CH(OH))_3-COOH$ . В растворе рибоза существует в циклической и ациклической

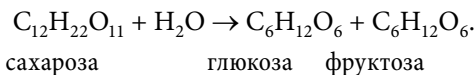
формах. Получают рибозу гидролизом мононуклеотидов или окислением D-глюкозы.

**Дезоксирибоза** — моносахарид состава  $C_5H_{10}O_4$ . Бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. В виде фуранозной формы входит в состав ДНК. Как и другие моносахариды, дезоксирибоза существует в ациклической и циклической форме, способна образовывать простые и сложные эфиры, принимает участие в реакциях комплексообразования и окислительно-восстановительных реакциях.

**Сахароза (свекловичный или тростниковый сахар)** — представитель группы дисахаридов. В больших количествах она имеется в соке и плодах различных растений. Например, в свекле содержится 20–28% сахарозы от сухого вещества. Эмпирическая формула сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

**Физические свойства.** Сахароза — белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимое в воде.

**Химические свойства.** Молекула сахарозы состоит из остатков глюкозы и фруктозы в их циклической форме; они соединены через атом кислорода. Важным химическим свойством сахарозы является способность подвергаться гидролизу при нагревании в присутствии ионов водорода. При этом из молекулы сахарозы образуется молекула глюкозы и молекула фруктозы:



В молекуле сахарозы нет свободных альдегидной и карбоксильной групп. Поэтому она не дает реакции «серебряного зеркала» и не обладает восстановительными свойствами.

**Полисахариды** — природные вещества, состоящие из большого числа остатков моносахаридов. Общая формула полисахаридов, образованных остатками пентоз  $(C_5H_8O_4)_n$ , гексоз  $(C_6H_{10}O_5)_n$ , где  $n \approx 10^3 - 10^5$ . Наибольшее значение и распространение имеют производные глюкозы крахмал и целлюлоза.

**Крахмал** является природным полимером — представителем полисахаридов. Мономерами цепи крахмала являются остатки молекул циклической  $\alpha$ -глюкозы. Молекулярная масса этого вещества точно не установлена, но известно, что она очень велика — порядка 100 000 — и для разных образцов может быть различна. Поэтому формулу крахмала изображают в виде  $(C_6H_{10}O_5)_n$ , где  $n$  может иметь различные значения. Молекула крахмала может иметь линейную и разветвленную структуру.

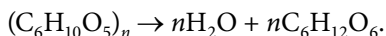
**Физические свойства.** Крахмал — белый порошок, без вкуса, в холодной воде не растворим. В горячей воде набухает, образуя коллоидный раствор.

**Химические свойства:**

а) при взаимодействии крахмала с йодом появляется ярко-синее окрашивание. Эта реакция является качественной на присутствие крахмала;

б) при действии ферментов или при нагревании с кислотами крахмал подвергается гидролизу.

Суммарное уравнение реакции можно выразить так:



Гидролиз крахмала обычно протекает ступенчато. Сначала образуется растворимый крахмал, затем декстрины, мальтоза и глюкоза.

**Применение.** Применение крахмала очень разнообразно. Ферментативный гидролиз крахмала имеет промышленное значение в производстве этилового спирта из зерна и картофеля. Используя специальные культуры дрожжей и изменяя условия, можно направить брожение в сторону получения этилового спирта, ацетона, молочной, лимонной и глюконовой кислот. Подвергая крахмал гидролизу кислотами, можно получить глюкозу в виде кристаллического препарата или патоки.

Наибольшее значение крахмал имеет в качестве пищевого продукта.

**Роль в природе.** Крахмал образуется в зеленых частях растений в результате фотосинтеза. Он откладывается в клубнях

и зернах и служит запасным питательным веществом. Например, в клубнях картофеля содержится до 20% крахмала, в зернах пшеницы — 70%, риса — более 80%.

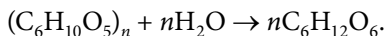
**Целлюлоза** — наиболее распространенный природный полимер. Из него состоят в основном стенки растительных клеток. Состав целлюлозы выражается формулой  $(C_6H_{10}O_5)_n$ , причем  $n$  может достигать 40 000 и более. Молекулы целлюлозы имеют линейное строение, вследствие чего она легко образует волокна.

Макромолекулы целлюлозы состоят из остатков  $\beta$ -глюкозы, которые связаны через первый и четвертый углеродные атомы.

**Физические свойства.** Чистая целлюлоза — белое твердое вещество, нерастворимое в воде и органических растворителях, но хорошо растворимое в аммиачном растворе гидроксида меди (II).

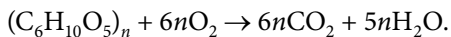
**Химические свойства.** В химическом отношении целлюлоза инертна: сравнительно устойчива к действию разбавленных кислот и щелочей, слабых окислителей, не дает синего окрашивания с иодом. Химические свойства целлюлозы обусловлены наличием гидроксогрупп.

1. Целлюлоза подвергается гидролизу при высокой температуре в присутствии кислот:



Реакция гидролиза целлюлозы (она также называется осахариванием) позволяет получать из древесных стружек и опилок глюкозу, а затем — этиловый спирт. Этиловый спирт, полученный из древесины, называется гидролизным.

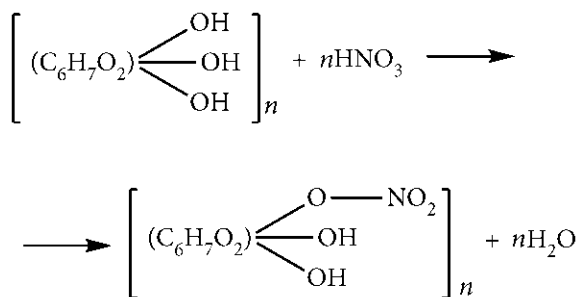
2. Целлюлоза горит:



3. Целлюлоза вступает в реакции этерификации.

При комнатной температуре целлюлоза взаимодействует с концентрированными кислотами. За счет гидроксильных групп она может образовывать простые и сложные эфиры. При обработке целлюлозы смесью азотной и серной кислот

образуются азотнокислые эфиры — моно-, ди- и тринитро-целлюлоза (моно-, ди- и тринитроцеллетчатка):



**Тринитроцеллетчатка (тринитроцеллюлоза или пиксилин)** — взрывчатое вещество, которое применяется при изготовлении пороха.

**Применение.** Целлюлоза используется в больших количествах при изготовлении тканей, пеньки, в бумажной промышленности. На основе целлюлозы производят оргстекло, пластмассы, киноленту, лаки, эмали, взрывчатые вещества.

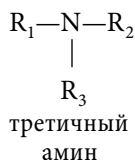
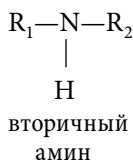
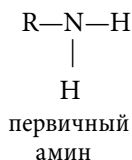
## 3.5. Азотсодержащие органические соединения

### 3.5.1. Амины

**Амины** — производные аммиака, в которых один, два или три атома водорода замещены органическими радикалами.

**Классификация.**

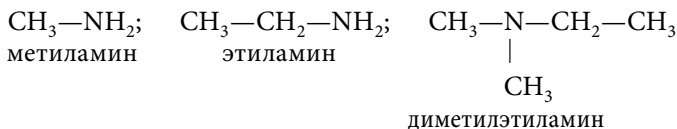
1. В зависимости от числа радикалов различают первичные (замещен один атом водорода), вторичные (замещены два атома водорода) и третичные (замещены все три атома водорода) амины. Их общие формулы:





2. В зависимости от природы радикалов амины могут быть алифатическими (предельными и непредельными), циклическими, ароматическими и смешанными (включающими радикалы разных классов). Общая формула предельных алифатических аминов —  $C_nH_{2n+3}N$ .

**Номенклатура.** Названия аминов производят от названий радикалов, входящих в состав молекулы с добавлением слова «амин». Например:



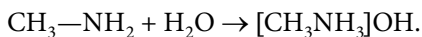
**Изомерия** аминов связана со строением углеродного скелета и положением аминогруппы. Первичные, вторичные и третичные амины, содержащие одинаковое число атомов углерода, изомерны между собой.

**Физические свойства.** Низшие амины — метиламин, диметиламин, триметиламин, этиламин — являются газами с запахом аммиака. Амины с большим числом атомов углерода — жидкости, а начиная с  $C_{15}$  — твердые вещества. Первые представители ряда хорошо растворимы в воде, по мере роста углеродного скелета растворимость в воде уменьшается.

#### **Химические свойства.**

##### 1. Основные свойства аминов.

Являясь органическими производными аммиака, амины проявляют свойства оснований. Это обнаруживается по щелочной реакции водных растворов аминов.



гидроксид  
метиламмония

По мере роста углеродной цепи растворимость аминов уменьшается. Поэтому высшие амины не дают щелочной реакции. Однако и они сохраняют свойства оснований: это обнаруживается в способности образовывать с кислотами

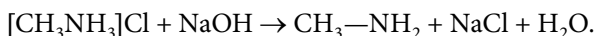
соли. Таким образом, амины взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



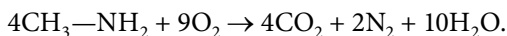
хлорид  
метиламмония

Причиной основных свойств, проявляемых аминами, является свободная электронная пара атома азота.

При действии щелочей на соли аминов выделяются амины:



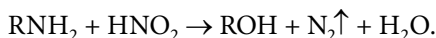
2. На воздухе амины горят с выделением углекислого газа, азота и воды:



3. Взаимодействие с азотистой кислотой.

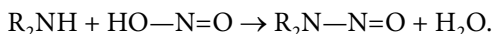
Первичные, вторичные и третичные амины по-разному реагируют с азотистой кислотой. Поэтому с ее помощью можно определить тип амина.

Первичные амины под действием азотистой кислоты превращаются в спирты:



Промежуточным соединением в этой реакции является неустойчивый ион диазония  $[\text{R—N}\equiv\text{N}]^+$ .

Вторичные амины с азотистой кислотой дают N-нитрозамины — маслянистые жидкости со специфическим запахом:

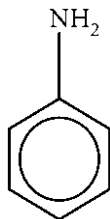


Третичные алифатические амины с азотистой кислотой не реагируют.

### 3.5.2. Анилин

**Анилин** — простейший представитель ароматических аминов. Его молекулярная формула —  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ . Анилин

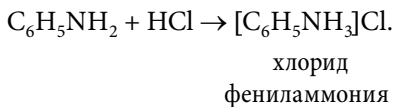
можно рассматривать как производное бензола, в молекуле которого атом водорода замещен аминогруппой. Структурная формула анилина:



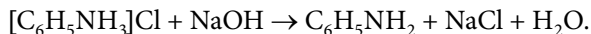
**Физические свойства.** Анилин — бесцветная маслянистая жидкость со слабым запахом. В воде малорастворим, но хорошо растворяется в спирте, эфире, бензоле. Ядовит, на воздухе желтеет.

**Химические свойства.** Химические свойства анилина обусловлены влиянием бензольного кольца и аминогруппы.  $\pi$ -электроны бензольного ядра, вступая во взаимодействие с неподеленной электронной парой азота, вовлекают ее в свою сферу и оттягивают на себя. В связи с этим на азоте уменьшается электронная плотность, протон связывается с молекулой анилина слабее, а ионов  $\text{OH}^-$  образуется меньше. Поэтому анилин проявляет слабые основные свойства, хотя и способен реагировать с кислотами.

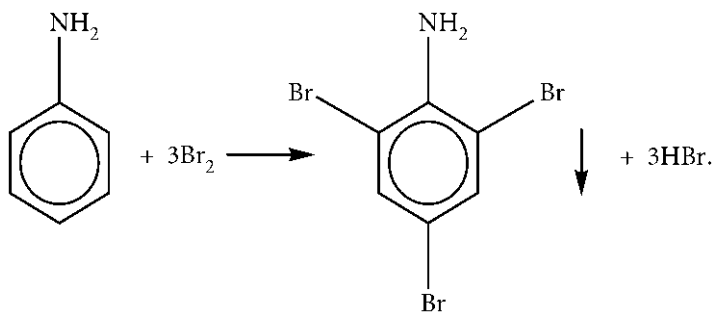
**Реакция с сильными кислотами:**



Если к хлориду фениламмония добавить раствор щелочи, то анилин выделится в свободном виде:



**Бромирование.** Анилин легко вступает в реакцию с бромной водой. При этом образуется белый осадок. Поэтому бромирование является качественной реакцией на анилин:

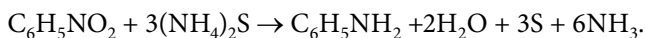


2, 4, 6-триброманилин

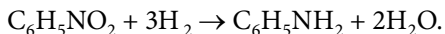
**Окисление.** Анилин легко окисляется, взаимодействует с другими окислителями, образуя вещества разнообразной окраски. Например, при действии хлорной извести  $\text{Ca}(\text{Cl})\text{OCl}$  на водный раствор анилина появляется интенсивное фиолетовое окрашивание. Это качественная реакция на анилин.

**Получение:**

1. Восстановление нитробензола (реакция Зинина):



2. В настоящее время в промышленности анилин получают более перспективным способом — пропусканием смеси паров нитробензола и водорода над катализатором при  $300^\circ\text{C}$ :



**Применение.** Анилин используют, главным образом, для производства красителей. Кроме того, он служит исходным сырьем для синтеза лекарственных и взрывчатых веществ, анилиноформальдегидных смол.

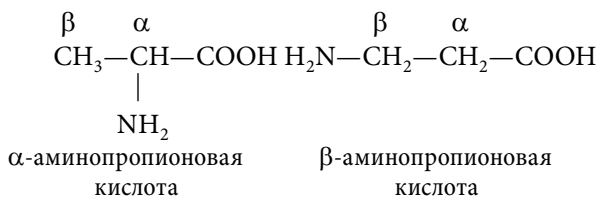
### 3.5.3. Аминокислоты

**Аминокислоты** — органические соединения, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппа  $\text{NH}_2$  и карбоксильная группа  $\text{COOH}$ .

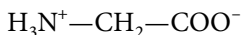
**Классификация.** Простейшие аминокислоты содержат одну amino- и одну карбоксильную группы (моноамино-монокарбоновые кислоты). Известны аминокислоты, содержащие в молекуле две аминогруппы и одну карбоксильную группу (диаминокарбоновые кислоты); одну аминогруппу и две карбоксильные группы (аминодикарбоновые кислоты).

**Номенклатура.** Названия аминокислот строят по уже известному нам принципу: к названию соответствующей карбоновой кислоты добавляется приставка amino-. Аминокислоты, входящие в состав белков, имеют исторически сложившиеся названия. Например, аминопропионовая кислота иначе называется аланином, аминоексусная — глицином.

**Изомерия.** Для аминокислот характерна изомерия углеродного скелета и изомерия положения аминогруппы. В зависимости от того, у которого по счету от карбоксила атома углерода находится аминогруппа, различают  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ - и т.д. аминокислоты. Если аминогруппа находится у первого атома углерода, считая от карбоксильной группы, то это будет  $\alpha$ -аминокислота; если аминогруппа находится у второго атома углерода, то это  $\beta$ -аминокислота; у третьего атома углерода —  $\gamma$ -аминокислота и т.д. Например:



**Внутренняя соль или биполярный ион.** Карбоксильная группа аминокислоты отщепляет ион водорода, который присоединяется к аминогруппе той же молекулы. В результате образуется внутренняя соль, а в растворе нет избытка ионов водорода или гидроксидов. Поэтому аминокислоты существуют в виде внутренних солей или биполярных ионов:



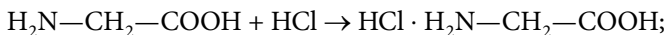
Если в молекуле аминокислоты больше карбоксильных групп, чем аминогрупп, то ее раствор будет иметь слабокислую реакцию (например, глутаминовая кислота). Если в молекуле преобладают аминогруппы, то ее раствор будет давать слабощелочную реакцию (как у лизина).

**Физические свойства.** Аминокислоты — бесцветные, твердые кристаллические вещества. Нелетучи, плавятся при высоких температурах. Большинство из них хорошо растворимо в воде и плохо — в органических растворителях.

**Химические свойства.** По химическим свойствам аминокислоты представляют собой амфотерные органические соединения. Это связано со взаимным влиянием в молекуле аминогруппы и карбоксильной группы.

Аминокислоты реагируют:

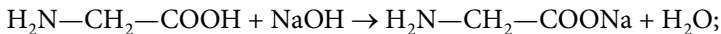
а) с кислотами:



глицин

хлороводородная соль глицина

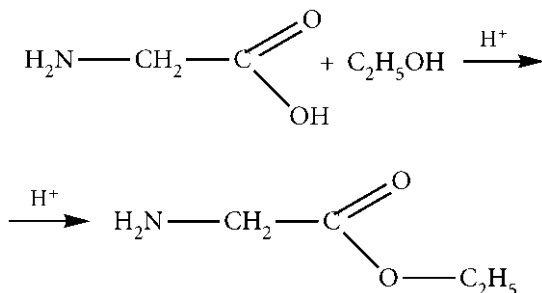
б) с основаниями:



натриевая соль глицина

Можно отметить, что в кислой среде аминокислоты реагируют как основания (в форме катиона), а в щелочной среде — как кислоты (в виде аниона).

в) со спиртами с образованием сложных эфиров:





гой. В результате образуется *дипептид* (состоит из двух аминокислот) и выделяется молекула воды.

### 3.5.4. Пептиды и белки

**Пептиды** — продукты конденсации двух или более молекул аминокислот. Соединение, состоящее из двух молекул аминокислот называется дипептидом, из трех — трипептидом и т.д.

**Полипептид** — пептид, состоящий из многих аминокислотных остатков. Полипептидная цепь может быть очень большой. Например, фермент рибонуклеаза состоит из 124 аминокислотных остатков, белок миоглобин — из 140.

**Белки** — природные высокомолекулярные азотсодержащие органические соединения.

Сведения о составе и строении белков были получены при изучении продуктов их гидролиза. Гидролиз происходит при нагревании белков с растворами кислот или щелочей. Так, было установлено, что белки состоят из  $\alpha$ -аминокислот. Кроме того, в составе многих белков были обнаружены сера, фосфор, железо и другие элементы.

По химическому составу белки делятся на две группы:

- а) протеины (при гидролизе они распадаются только на аминокислоты);
- б) протеиды или сложные белки. При гидролизе распадаются на аминокислоты и вещества небелковой природы. Это могут быть углеводы, нуклеиновые кислоты, комплексно связанные металлы, липиды (вещества, родственные жирам).

Свойства белков зависят не только от последовательности аминокислот в полипептидной цепи, но и от ее расположения в пространстве.

**Уровни организации полипептидной цепи (белковой молекулы).** Различают первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуру белковой молекулы.

**Первичная структура** — последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи, т.е. химическая структура данного белка.



**Вторичная структура** — форма полипептидной цепи в пространстве. Одной из моделей вторичной структуры белка является  $\alpha$ -спираль, в которой полипептидную цепь надо представлять себе в виде нити, как бы обвивающей поверхность цилиндра. Устойчивость  $\alpha$ -спирали обеспечивается водородными связями между группами NH и CO. Другая структура —  $\beta$ -форма, которая представляет собой «жгут» из полипептидных цепей, поперечно связанных между собой водородными связями.

**Третичная структура** — трехмерная конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная спираль полипептидной цепи. Третичная структура стабилизируется водородными связями, дисульфидными ( $-S-S-$ ) мостиками между остатками аминокислоты цистеина, ионными взаимодействиями противоположно заряженных групп. Кроме того, в поддержании третичной структуры белковой молекулы принимают участие «гидрофобные взаимодействия» — стремление белковой молекулы свернуться так, чтобы внутри ее оказались углеводородные остатки, а внешний слой составляли функциональные группы, взаимодействующие с полярными молекулами воды, т.е. группы, обладающие гидрофильными свойствами.

Третичная структура определяет специфичность белковой молекулы, ее биологическую активность.

**Четвертичная структура.** Некоторые белки состоят не из одной, а из нескольких полипептидных цепей — субъединиц. Четвертичная структура образуется при объединении субъединиц в единое целое. Субъединицы удерживаются вместе за счет тех же связей и взаимодействий, которые формируют третичную структуру белка. Примерами белков, обладающими четвертичной структурой, являются гемоглобин и многие ферменты.

**Денатурация белка** — нарушение пространственной структуры макромолекулы. Вторичная и третичная структуры белка легко нарушаются при самых различных воздействиях: нагревании, действии сильных кислот и щелочей, эти-

лового спирта, радиации, даже при энергичном встряхивании. В некоторых случаях денатурация является обратимой. Это говорит о том, что высшие формы организации белка в конечном итоге определяются его первичной структурой.

**Физические свойства.** Физические свойства белков очень разнообразны и определяются их строением. По физическим свойствам белки делят на два основных класса: глобулярные белки, которые растворяются в воде или образуют коллоидные растворы, и фибриллярные белки, нерастворимые в воде.

**Химические свойства.**

1. Гидролиз белков — разрушение первичной структуры полипептидной цепи в кислой или щелочной среде с образованием свободных аминокислот.
2. Качественные реакции на белки:
  - а) биуретовая реакция — фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Биуретовую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь;
  - б) ксантопротеиновая реакция — появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

**Биологическая роль белков.** Белки играют первостепенную роль во всех жизненных процессах, являются носителями жизни.

1. Все химические реакции в организме протекают с участием ферментов — катализаторов белковой природы. Ферменты специфичны (для каждой реакции имеется свой фермент) и ускоряют реакции в миллионы раз.
2. Некоторые белки выполняют транспортные функции, перенося молекулы или ионы к местам накопления или синтеза. Пример — гемоглобин крови, переносящий кислород к тканям.
3. Белки — строительный материал клеток. Из них построены опорные, мышечные, покровные ткани. Кожа,

волосы, шерсть, перья, рога, копыта, нити натурального шелка образованы белками.

4. Белки играют важную роль в иммунной системе организма. Белки-антитела способны распознавать и связывать чужеродные белки — бактерии, вирусы.
5. Белки-рецепторы воспринимают и передают сигналы, поступающие от соседних клеток или из окружающей среды. Пример — зрительные рецепторы (родопсин).
6. Гормоны, которые также являются белками, выполняют в организме регуляторную функцию.
7. Белки — важнейшая необходимая составная часть пищи.

### 3.6. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений

**Полимеры (высокомолекулярные соединения, ВМС)** — соединения с большими молекулярными массами (порядка тысяч и миллионов), молекулы которых построены из множества повторяющихся группировок, имеющих одинаковое строение. Молекулы полимеров часто называют макромолекулами из-за большой длины и молекулярной массы.

**Свойства полимеров.** Большой размер молекул приводит к появлению у полимеров специфических свойств. Например:

- 1) полная энергия вандерваальсова взаимодействия между молекулами полимера, как правило, превышает прочность отдельных химических связей в молекулах, из-за чего они при нагревании разлагаются до кипения (а иногда и до плавления);
- 2) к ним неприменим закон постоянства состава, т.к. неизбежные колебания состава молекул на одно, десять, сто звеньев практически не влияют на свойства;
- 3) растворы полимеров в обычных растворителях по многим свойствам (рассеиванию света и др.) ближе к коллоидным растворам, чем к растворам низкомолекулярных веществ.

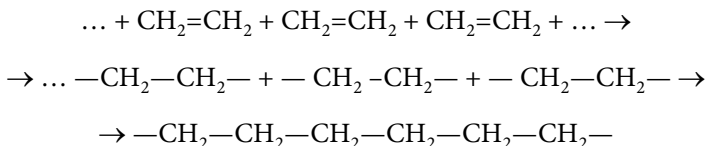
К образованию высокомолекулярных соединений приводят два процесса:

- а) реакция полимеризации;
- б) реакция поликонденсации.

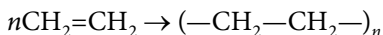
**Реакция поликонденсации** — это процесс образования полимера из низкомолекулярных соединений, содержащих две или несколько функциональных групп. Он сопровождается выделением за счет этих групп таких веществ, как вода, аммиак, галогеноводород и т.п. Состав *структурного (элементарного) звена* полимера в этом случае отличается от состава исходного мономера.

**Реакция полимеризации** — это процесс, в результате которого молекулы низкомолекулярного соединения (мономера) соединяются друг с другом при помощи ковалентных связей, образуя новое вещество (полимер). Реакция полимеризации характерна, главным образом, для соединений с кратными (двойными и тройными) связями.

Реакцию полимеризации можно представить как результат раскрытия двойных связей в множестве молекул непредельного углеводорода и последующего соединения этих молекул друг с другом в гигантскую макромолекулу. Примером может служить реакция полимеризации этилена:



или в сокращенной форме:



Величина  $n$  выражает *степень полимеризации*. Условия протекания реакций полимеризации различны. Если в реакции полимеризации принимает участие небольшое число молекул, то образуются низкомолекулярные вещества — димеры, тримеры. В некоторых случаях необходимы высокое давление и катализаторы.

**Степень полимеризации** — число мономерных звеньев, образующих макромолекулу.

**Мономер** — низкомолекулярное вещество, из которого в результате реакции полимеризации или поликонденсации получают полимер.

**Структурное (элементарное) звено** — повторяющийся участок структуры молекулы полимера. Например, в структуре политетрафторэтилена (тефлона)  $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$ , получающегося полимеризацией тетрафторэтилена  $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ , в качестве структурного звена рассматривают группу  $-\text{CF}_2-\text{CF}_2-$ .

**Пластмассы** — материалы на основе полимеров, способные изменять свою форму при нагревании и сохранять новую форму после охлаждения.

**Полиэтилен** — предельный углеводород с молекулярной массой от 10 000 до 400 000. Он представляет собой бесцветный полупрозрачный, воскообразный, но твердый материал с температурой плавления 110–125°. Обладает высокой химической стойкостью и водонепроницаемостью, малой газонепроницаемостью.

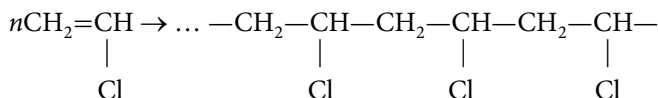
Существует полиэтилен высокого, среднего и низкого давления.

При высоком давлении (150–250 МПа) получают полиэтилен с низкой молекулярной массой и разветвленной структурой. Реакция происходит в присутствии кислорода или органических веществ.

При низком (атмосферном) давлении в присутствии катализаторов получают полиэтилен строгой линейной структуры с высокой молекулярной массой.

В зависимости от степени полимеризации этилена можно получать различные продукты. Например, полиэтилен с короткими цепями (около 20 звеньев) является жидкостью со смазочными свойствами; полиэтилен с длиной цепи 1500–2000 звеньев — твердый, но гибкий пластический материал; полиэтилен с длиной цепи 5–6 тысяч звеньев — твердое вещество, из которого изготавливают жесткие трубы, прочные нити, литые изделия.

**Поливинилхлорид (полихлорвинил).** Это вещество получается полимеризацией винилхлорида:

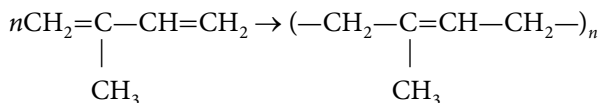


Поливинилхлорид — эластичная масса, стойкая к действию кислот и щелочей. Широко используется в химической промышленности для футеровки (облицовки) труб и сосудов. Применяется для изоляции электрических проводов, изготовления искусственной кожи, линолеума, клеенок, непромокаемых плащей и сумок.

**Полипропилен** ( $-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-$ )<sub>n</sub> получают полимеризацией пропилена под давлением в присутствии металлоорганических катализаторов. По свойствам полипропилен похож на полиэтилен, но отличается более высокой температурой размягчения. Полипропилен используют для изготовления изоляции, труб, канатов, деталей машин.

**Каучуки** — продукты полимеризации диенов и их производных.

**Природный или натуральный каучук** представляет собой непредельный углеводород, молекулы которого содержат большое количество двойных связей. Его состав может быть выражен формулой  $(\text{C}_5\text{H}_8)_n$ , где величина  $n$  составляет от 1000 до 3000. Природный каучук является полимером изопрена:



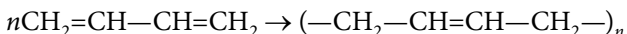
Природный каучук содержится в млечном соке (латексе) тропического растения бразильской гевеи. Молекулярная масса натурального каучука составляет в среднем 100 000–150 000. Каучук нерастворим в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде, хлороформе, бензине.

**Вулканизация.** Сырой каучук липок, непрочен, а при небольшом понижении температуры становится хрупким.

Чтобы придать изделиям из каучука необходимую прочность и эластичность, каучук подвергают вулканизации — вводят в него серу, а затем нагревают. При вулканизации сера присоединяется к двойным связям макромолекул и «сшивает» их, образуя дисульфидные «мостики». В результате вулканизации каучук становится упругим. Вулканизированный каучук называется резиной.

**Синтетический каучук** в промышленном масштабе был получен в 1932 г. по способу С.В. Лебедева.

Исходным материалом для производства синтетического каучука служит непредельный углеводород бутадиен, или дивинил, который полимеризуется подобно изопрену:

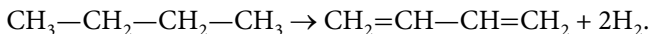


Катализатором служит металлический натрий.

По Лебедеву, исходный бутадиен получают из этилового спирта путем пропускания его паров над катализатором ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ):



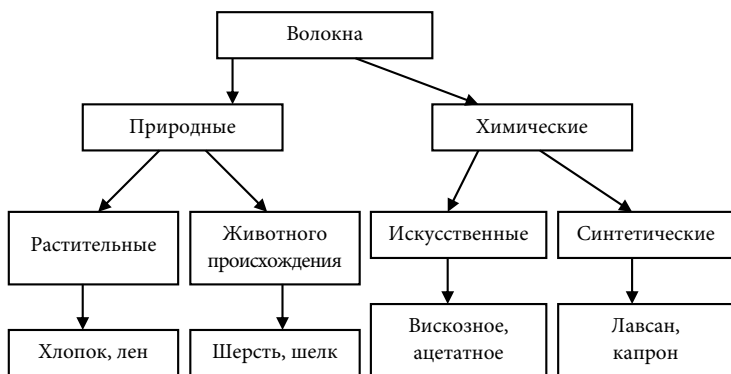
В настоящее время разработано получение бутадиена из бутана попутного нефтяного газа путем каталитического дегидрирования:



Синтетический каучук представляет собой смесь молекул различной степени полимеризации. Их молекулярная масса изменяется в широких пределах — от 10 000 до 90 000. Средняя молекулярная масса каучука составляет 200 000.

**Модифицированные каучуки** получают при совместной полимеризации двух разных мономеров. Например, бутадиен-стирольные каучуки получают при совместной полимеризации бутадиена-1,3 и стирола  $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$ . В настоящее время освоено производство изопренового каучука, аналогичного по структуре натуральному каучуку.

### Волокна и их классификация



**Натуральными или природными** называют волокна, образующиеся в растениях (хлопковое, льняное и т.д.) или из выделений живых организмов (шелк, шерсть).

**Химические волокна** — волокна, для производства которых используют химические методы.

**Искусственные волокна** — волокна, полученные химической модификацией природных материалов. К волокнам этого типа относятся ацетатный шелк и вискоза.

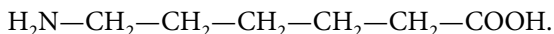
**Синтетические волокна** получают из специально синтезированных полимерных материалов. Они превосходят природные по прочности и износостойкости, легче окрашиваются. Их недостаток — электризуемость и малая гигроскопичность. Примерами синтетических волокон могут служить волокна из различных смол, полученных путем полимеризации (хлорин, нитрон) или поликонденсации (лавсан, капрон).

**Полиамиды** — высокомолекулярные соединения, в которых мономерные звенья соединены группами  $\text{—CO—NH—}$ . Главная область применения полиамидов — изготовление синтетических волокон. Эти полимеры получают путем поликонденсации. Полиамидные волокна отличаются прочностью, хорошей упругостью, устойчивостью к действию многих химических реагентов, микроорганизмов. Эти волокна



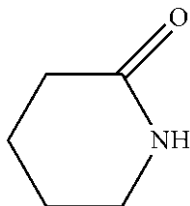
хорошо окрашиваются. Полиамидные волокна используют не только для изготовления бытовых тканей, но и применяют в технике. Из них изготавливают парашюты, каркасы высокопрочных автомобильных шин, рыболовные сети, фильтровальные ткани.

**Капрон.** Основным этапом производства капрона является поликонденсация  $\varepsilon$ -аминокапроновой кислоты.



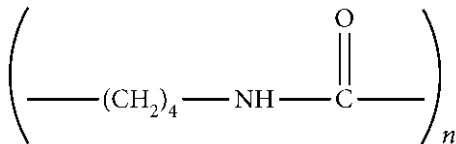
$\varepsilon$ -аминокапроновая кислота

Исходным материалом для производства капрона является не сама  $\varepsilon$ -аминокапроновая кислота, а ее производное **капролактam**:



Под влиянием воды молекулы капролактама превращаются в молекулы  $\varepsilon$ -аминокапроновой кислоты, которая подвергается поликонденсации. Таким образом, мономером образующегося полимера является  $\varepsilon$ -аминокапроновая кислота. Связи между остатками  $\varepsilon$ -аминокапроновой кислоты образуются в результате отщепления молекул воды.

Строение полученного полимера можно выразить формулой:



Капрон имеет вид смолы. Для получения волокон его плавят и пропускают через специальные фильтры. После этого волокна подвергают специальной обработке, а затем скручивают в нити.

# СЛОВАРЬ ХИМИЧЕСКИХ ТЕРМИНОВ

## А

**Абсорбция** (от лат. *absorbeo* — поглощаю) — объемное поглощение газов или паров жидкостью (абсорбентом) с образованием раствора. В промышленности абсорбцию осуществляют в абсорберах (устар. — скрубберах), имеющих развитую поверхность соприкосновения абсорбента с поглощаемым веществом.

**Авогадро число** — см. «число Авогадро».

**Авогадро закон** — см. «закон Авогадро».

**Агликон** (генин) — остаток какого-либо органического соединения, образующий совместно с углеводом молекулу гликозида.

**Агрегатные состояния вещества** — состояния (фазы) одного и того же вещества (например, воды, железа, серы), переходы между которыми сопровождаются скачкообразным изменением ряда физических свойств (плотности, энтропии и др.). Обычно рассматривают газообразное, жидкое и твердое агрегатные состояния (иногда еще плазменное). Существование у вещества нескольких агрегатных состояний обусловлено различиями в тепловом движении его молекул (атомов) и в их взаимодействии.

**Адсорбция** (от лат. *ad* — на, при и *sorbeo* — поглощаю) — поглощение газов, паров или жидкостей поверхностным слоем твердого тела (адсорбента) или жидкости. Адсорбенты обычно имеют большую удельную поверхность — до нескольких сотен м<sup>2</sup>/г. Физическая адсорбция — результат действия дисперсионных или электростатических сил. Если адсорбция сопровождается химической реакцией поглощаемого вещества с адсорбентом, то она называется хемосорбцией. В промышленности адсорбцию осуществляют в специальных аппаратах — адсорберах; применяют для осушки газов, очистки органических жидкостей и воды, улавливания ценных или вредных отходов производства.

**Азеотропная смесь** (от *a* — отрицательная приставка, *zeo* — киплю и *trope* — поворот, изменение) — жидкая смесь, которая при данном давлении не разделяется на компоненты путем перегонки. Например, 96% водный раствор этилового спирта (спирт-ректификат) перегонкой при нормальном давлении нельзя разделить на абсолютный спирт (100%) и воду.

**Активированный комплекс** — в химии — то же, что переходное состояние.

**Активность термодинамическая** — величина, позволяющая представлять в удобной для практического использования форме концентрационную зависимость химических потенциалов компонентов реального раствора. С помощью этой величины можно применять к реальному раствору термодинамические соотношения, относящиеся к идеальному раствору, если заменить в них концентрации активностями. Отношение термодинамической активности компонента к его концентрации называется коэффициентом активности.

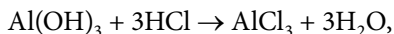
**Акцепторные (электроноакцепторные) свойства** — способность атомов элемента притягивать (удерживать) электроны. Количественной мерой акцепторных свойств атомов, образующих химическую связь, является их электроотрицательность.

**Аллотропия** — явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями. Например, графит и алмаз — две аллотропные формы (модификации) углерода, молекулярный кислород и озон — две аллотропные модификации кислорода. При определенных условиях аллотропные модификации могут переходить друг в друга.

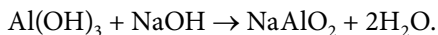
**Алюмогель** — микропористое тело. Получают высушиванием геля гидроксида алюминия; применяют в технике как адсорбент, носитель катализаторов.

**Аморфное вещество** — некристаллическое вещество, т.е. вещество, не имеющее кристаллической решетки. Примеры: бумага, пластмассы, резина, стекло, а также все жидкости.

**Амфотерность** — способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания — по отношению к кислотам. Например, в присутствии кислот  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ведет себя как основание:



в присутствии щелочей — как кислота:



**Амфолиты** — то же, что «основания амфотерные» (см. также «амфотерность»).

**Анионы** — отрицательно заряженные ионы; при электролизе растворов, содержащих ионы, анион движется к положительному электроду — аноду.

**Аниониты** — один из видов ионитов.

**Антиподы оптические** — то же, что энантиомеры (см. «Энантиомерия»). К оптическим антиподам относят также энантиоморфные формы некоторых кристаллов, например, кварца (см. «Энантиоморфизм»).

**Аррениуса уравнение** — выражает зависимость константы скорости химической реакции  $k$  от температуры  $T$ :  $k = A \cdot \exp(-E/RT)$ , где  $E$  — энергия активации,  $R$  — газовая постоянная. Предложено С. Аррениусом в 1889 г.

**Асимметрический атом** — атом в органических соединениях, связанный с 4 различными замещающими группами (роль одной из них может играть пара электронов). Асимметрический атом отмечается в формуле звездочкой, например,  $\text{CH}_3\text{C}^*\text{H}(\text{OH})\text{COOH}$ . Наличие асимметрического атома обуславливает оптическую активность соединения.

**Атом** — мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Атом построен из субатомных частиц — протонов, нейтронов, электронов. Атом — наименьшее количество элемента, которое только содержать в молекулах образуемых им соединений.

**Атомный вес** — устаревшее название относительной атомной массы в химической литературе, то же, что «относительная атомная масса» (см. «Относительная атомная масса»).

**Атомная единица массы (а.е.м.)** — единица массы, применяемая для выражения масс микрочастиц. За 1 а. е. м. принята 1/12 массы изотопа углерода с массовым числом 12 (т.н. углеродная шкала).  $1 \text{ а.е.м.} = 1,6605655(86) \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ .

**Атомная масса** — масса атома, выраженная в атомных единицах. Атомная масса меньше суммы масс, составляющих атом частиц (протонов, нейтронов, электронов), на величину, обусловленную энергией их взаимодействия (например, дефект массы).

**Атомный номер** — то же, что порядковый номер элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Атомный номер численно равен положительному заряду ядра этого элемента, т.е. числу протонов в ядре данного элемента.

**Атомные радиусы** — характеристики, позволяющие приближенно оценивать межатомные (межъядерные) расстояния в молекулах и кристаллах. Определяются главным образом из данных рентгеновского структурного анализа.

## Б

**Бойля—Мариотта закон** — произведение объема данной массы идеального газа на его давление постоянно при постоянной температуре; установлен независимо Р. Бойлем (1662) и Э. Мариоттом (1676).

**Бунзена—Роско закон** (взаимозаместимости закон) — плотность почернения фотографического изображения  $I$  прямо пропорциональна экспозиции — произведению освещенности  $E$  светочувствительного слоя на выдержку  $t$  (уменьшение  $E$  компенсируется увеличением  $t$ ). Бунзена—

Роско закон является приближенным (см. «Невзаимозаместимости явление»). Открыт Р. Бунзеном и Г. Роско в 1862 г.

**Буферные растворы** — растворы, которые поддерживают при изменении состава среды постоянное значение какой-либо характеристики, например, водородного показателя  $pH$  (кисотно-основный буферный раствор) или окислительно-восстановительного потенциала (окислительно-восстановительный буферный раствор). Кисотно-основные буферные растворы содержат слабую кислоту и ее соль (например,  $CH_3COOH$  и  $CH_3COONa$ ) или слабое основание и его соль (например,  $NH_3$  и  $NH_4Cl$ ). Многие биологические жидкости (кровь и др.) являются такими буферными растворами. Их компоненты — карбонаты, фосфаты и белки. Окислительно-восстановительные буферные растворы содержат соединения элементов переменной валентности, находящиеся в двух степенях окисления, например, соли  $Fe(III)$  и  $Fe(II)$ .

## В

**Валентность** (от лат. *valentia* — сила) — способность атома химического элемента (или атомной группы) образовывать определенное число химических связей с другими атомами (или атомными группами). Вместо валентности часто пользуются более узкими понятиями, например, координационное число.

**Ван-Дер-Ваальсовы силы** — силы межмолекулярного взаимодействия.

**Вещество** — вид материи, который обладает массой покоя (элементарные частицы, атомы, молекулы и др.). В химии вещества принято подразделять на простые (образованные атомами одного химического элемента) и сложные (химические соединения). В естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество — одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле — вещество это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется

понятие конкретного вещества — хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т.д. (см. также «Простое вещество», «Сложное вещество», «Смесь»).

**Взаимозаместимости закон** — то же, что Бунзена—Роско закон.

**Взвеси** — суспензии, в которых частицы оседают или всплывают очень медленно из-за малой разницы в плотностях дисперсной фазы и дисперсионной среды.

**Внутрикомплексные соединения** — то же, что хелатные соединения.

**Водородная связь** — один из видов межмолекулярных связей. Обусловлена в основном электростатическими силами. Для возникновения водородной связи нужно, чтобы в молекуле были один или несколько атомов водорода, связанных с небольшими, но электроотрицательными атомами, например: O, N, F. Важно, чтобы у этих электроотрицательных атомов были неподеленные электронные пары. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода  $H_2O$ , аммиак  $NH_3$ , фтороводород  $HF$ . Водородная связь приблизительно в 20 раз менее прочная, чем ковалентная. При ее возникновении число связей, образуемых атомом H, превышает его формальную валентность. Водородная связь приводит к ассоциации одинаковых или различных молекул в комплексы; во многом определяет свойства воды и льда, молекулярных кристаллов, структуру и свойства многих синтетических полиамидов, белков, нуклеиновых кислот и др.

**Водородные показатель ( $pH$ )** — характеризует концентрацию (активность) ионов водорода в растворах; численно равен отрицательному десятичному логарифму концентрации (активности) водородных ионов  $[H^+]$ , выраженной в молях на литр:  $pH = -\lg [H^+]$ . Водные растворы могут иметь  $pH$  от 1 до 14; в нейтральных растворах  $pH = 7$ , в кислых  $< 7$ , в щелочных  $> 7$ .

**Воздух** — смесь газов, из которых состоит атмосфера Земли: азот (78,09% по объему), кислород (20,95%), благородные газы (0,94%), углекислый газ (0,03%); суммарная масса

$\sim 5,2 \cdot 10^{15}$  т, плотность 1,2928 г/л, растворимость в воде 29,18 см<sup>3</sup>/л. Благодаря кислороду, содержащемуся в воздухе, он используется как химический агент в различных процессах (горение топлива, выплавка металлов из руд, промышленное получение многих химических веществ). Из воздуха получают кислород, азот, благородные газы. Используют как хладагент, тепло-, электро- и звукоизоляционный материал. Сжатый воздух — рабочее тело в пневматических устройствах, например, автомобильных шинах, струйных и распылительных аппаратах. Воздух необходим для жизнедеятельности большинства живых организмов. Развитие промышленности, транспорта приводит к загрязнению воздуха, т.е. к повышению содержания в нем углекислого и других вредных газов. В системе мероприятий по охране окружающей среды важное значение имеют санитарный контроль за состоянием воздуха, тщательная очистка и обезвреживание промышленных газов перед выбросом их в атмосферу, вынос промышленных предприятий за пределы жилых районов и др.

**Восстановление** — химическая реакция, при которой данный элемент принимает электроны.

**Восстановитель** — химический элемент, способный отдавать электроны другому элементу (окислителю).

**Высокомолекулярные соединения** — вещества с большой молекулярной массой. Большинство высокомолекулярных соединений относится к полимерам.

## Г

**Газовая постоянная** —  $R = 0,0821$  л · атм/моль · К (см. Клапейрона—Менделеева уравнение).

**Галогениды** — химические соединения галогенов с другими элементами (фториды, хлориды, бромиды, иодиды).

**Гей-Люссака законы** — 1) закон теплового расширения газов: объем  $V$  данной массы идеального газа при постоянном давлении линейно возрастает с температурой:  $V_t = V_o (1 + a \cdot t)$ , где  $V_o$  и  $V_t$  — соответственно первоначальный объем газа и объем газа при температуре  $t$ ,  $a$  — изобарный коэффициент



термического расширения; 2) закон объемных отношений: при постоянном давлении и температуре объемы реагирующих друг с другом газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся как небольшие целые числа. Например, в реакции  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$  отношение объемов газов равно 1:1:2. Справедлив лишь для идеального газа. Установлены Ж.Л. Гей-Люссаком соответственно в 1802 и 1808 гг.

**Гели** (от лат. *gelo* — застываю) — дисперсные системы с жидкой дисперсионной средой, в которых частицы дисперсной фазы образуют пространственную структуру (сетку). Обладают некоторыми признаками твердых тел: способностью сохранять форму, прочностью, пластичностью. Типичные гели образуются, например, при слипании частиц золей и имеют вид студенистых осадков. Высушиванием гелей получают хрупкие микропористые тела, называемые аэрогелями (силикагель, алюмогель).

**Геометрическая изомерия** — то же, что цис-транс-изомерия.

**Гесса закон** — тепловой эффект химической реакции при отсутствии работы внешних сил зависит только от природы исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от промежуточных химических превращений в системе. Основной закон термохимии; установлен Г.И. Гессом в 1840 г.

**Гетерогенная система** — макроскопически неоднородная физико-химическая система, состоит из различных по своим свойствам частей, разграниченных поверхностями раздела.

**Гетерополикислоты** — оксокислоты, в которых один или несколько атомов кислорода кислотного остатка замещены на кислотные остатки другой кислоты. Примером такой кислоты может служить кислота состава  $\text{H}_8[\text{Si}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]$ . Применяются в химическом анализе, для выделения антибиотиков, а также как катализаторы.

**Гибридизация** — теоретическое представление, с помощью которого удастся связать между собой физическую картину строения атома и определяемую опытным путем геометрию молекул (см. «Рентгеноструктурный анализ»).

пример, атом углерода имеет  $s$ - и  $p$ -орбитали, но в молекуле  $\text{CH}_4$  не удалось опытным путем обнаружить отдельных связей, образованных  $s$ -электронами и отдельных связей, образованных  $p$ -электронами (все связи в  $\text{CH}_4$  одинаковы). Поэтому принято, что одна  $s$ - и три  $p$ -орбитали «смешиваются» (гибридизуются), образуя 4 новые, совершенно одинаковые орбитали (четыре  $sp^3$ -гибридные орбитали). Эти 4 гибридные орбитали перекрываются с электронными оболочками 4 атомов Н. Геометрическую формулу образовавшейся молекулы предсказывают, исходя из правила, что гибридные орбитали в молекуле стремятся расположиться на максимальном расстоянии друг от друга. Например, для 4 гибридных орбиталей это тетраэдр. В тех случаях, когда одна или две  $p$ -орбитали не участвуют в гибридизации, они остаются в негибридизованном виде и либо не несут электронов, либо участвуют в связывании другого типа (двойные и тройные связи). Это соответственно  $sp^2$ - и  $sp$ -гибридизация. Неподделенные электронные пары тоже участвуют в гибридизации. Например, в молекуле аммиака  $\text{NH}_3$  происходит  $sp^3$ -гибридизация атома N, поэтому молекула имеет форму тетраэдра, одна из вершин которого — неподделенная пара электронов, а в остальных вершинах расположены атомы Н. В различных видах гибридизации вместе с  $s$ - и  $p$ -орбиталями могут участвовать также и  $d$ -орбитали ( $sp^3d$ - и  $sp^3d^2$ -гибридизация). Тип гибридизации атома часто определяют с помощью его орбитальной диаграммы.

**Гигроскопичность** (от греч. *hygros* — влажный и *skopeo* — наблюдаю) — способность материалов или веществ поглощать влагу из окружающей среды (обычно пары воды из воздуха). Гигроскопичны различные осушающие вещества, например, прокаленный хлорид кальция.

**Гидратация** — связывание молекул (атомов, ионов) с водой, не сопровождающееся разрушением молекул воды.

**Гидраты** — соединения вещества с водой, имеющие постоянный или переменный состав и образующиеся в результате гидратации.

**Гидроксигруппа** — группа  $\text{OH}$ .

**Гидрофильность** — способность вещества (материала) смачиваться водой. К гидрофильным веществам относятся, например, глины, силикаты. Гидрофильность — частный случай лиофильности.

**Гидрофобность** (от греч. *hudor*, *hydro* — вода и *phobos* — страх, боязнь) — неспособность вещества (материала) смачиваться водой. К гидрофобным веществам относятся, например, многие металлы, жиры, воски, кремнийорганические жидкости. Гидрофобность — частный случай лиофобности.

**Гомогенная система** (от греч. *homogenes* — однородный) — система, химический состав и физические свойства которой во всем ее объеме одинаковы или меняются непрерывно, без скачков (между частями системы нет поверхностей раздела).

**Гомологический ряд** в химии (от греч. *homologos* — соответственный, подобный) — последовательность органических соединений с одинаковыми функциональными группами и однотипным строением, каждый член которой отличается от соседнего на постоянную структурную единицу (гомологическая разность), обычно метиленовую группу  $\text{CH}_2$ . Члены гомологического ряда называются гомологами.

**Горение** — быстрый процесс окисления вещества, сопровождающийся выделением большого количества теплоты и, как правило, света. Это физико-химический процесс, при котором превращение вещества сопровождается интенсивным выделением энергии и тепло- и массообменом с окружающей средой. Горение может начаться самопроизвольно в результате самовоспламенения либо быть инициированным зажиганием. Переход медленной химической реакции в режим горения обусловлен нелинейной зависимостью константы скорости реакции от температуры, вследствие чего реакция при определенных (критических) условиях начинает идти с прогрессирующим самоускорением. Наиболее обширный класс реакций горения — окисление углеводородов (горение природных топлив), водорода, металлов и др.

**Грамм-атом** (устар.) — количество вещества в граммах, численно равное его атомной массе. Термин не рекомендуется к употреблению. В СИ количество вещества выражают в молях.

**Грамм-молекула** (устар.) — количество вещества в граммах, численно равное его молекулярной массе. Термин не рекомендуется к употреблению. В СИ количество вещества выражают в молях.

**Грамм-эквивалент** (устар.) — количество вещества в граммах, численно равное его эквиваленту химическому. Термин не рекомендуется к употреблению. В СИ количество вещества выражают в молях.

**Гремучий газ** — смесь двух объемов водорода и одного объема кислорода. При поджигании взрывается, в присутствии губчатой платины горит. Водородо-кислородное пламя (температура до 2800 °С) служит для плавки кварца, платины и др., для резки и сварки металлов.

## Д

**Диаграмма состояния** (фазовая диаграмма) — графическое изображение соотношения между параметрами состояния термодинамически равновесной системы (температурой, давлением, составом и др.). Диаграмма состояния позволяет определить, сколько и какие конкретно фазы образуют систему при данных температуре, давлении, составе и других параметрах состояния. Диаграммы состояния используют на практике в материаловедении, физико-химическом анализе и т.д.

**Диастереомерия** — вид пространственной изомерии химических соединений, не являющихся оптическими изомерами (см. «Энантиомерия»). Различают *s*-диастереомерию, когда изомеры отличаются друг от друга конфигурацией части имеющих в них элементов хиральности (например, *D*-глюкоза и *D*-манноза), и *p*-диастереомерию или цис-транс-изомерию.

**Дисперсность** — характеристика размера частиц в дисперсных системах. Мера дисперсности — отношение общей

поверхности всех частиц к их суммарному объему или массе. Полидисперсность определяется функцией распределения частиц по размерам или массам.

**Дисперсные системы** — системы, которые состоят из множества частиц (дисперсная фаза), распределенных в однородной среде (дисперсионной среде). Характеризуются наличием поверхности раздела между фазами. По размерам частиц (дисперсности) различают грубодисперсные системы и высокодисперсные, или коллоидные, системы. В виде дисперсных систем существует большинство реальных тел окружающего нас мира: грунты и почвы, ткани живых организмов, многие технические материалы, пищевые продукты и др.

**Диссоциация** (от лат. *dissociatio* — разъединение) — распад частицы (молекулы, радикала, иона), на несколько более простых частиц. Отношение числа распавшихся при диссоциации частиц к общему их числу до распада называется степенью диссоциации. В зависимости от характера воздействия, вызывающего диссоциацию, различают термическую диссоциацию, фотодиссоциацию, электролитическую диссоциацию, диссоциацию под действием ионизирующих излучений.

**Дистилляция** — то же, что и перегонка.

**Дистиллированная вода** — вода, очищенная от примесей путем дистилляции. Применяют в лабораториях, медицинской практике.

**Диффузия** (от лат. *diffusio* — распространение, растекание, рассеивание) — движение частиц среды, приводящее к переносу вещества и выравниванию концентраций или к установлению равновесного распределения концентраций частиц данного вида в среде. В отсутствие макроскопического движения среды (например, конвекции) диффузия молекул (атомов) определяется их тепловым движением (т.н. молекулярная диффузия). В неоднородной системе (газ, жидкость) при молекулярной диффузии в отсутствие внешних воздействий диффузионный поток (поток массы) пропорционален градиенту его концентрации. Коэффициент про-

порциональности называется коэффициентом диффузии. В физике кроме диффузии молекул (атомов) рассматривают диффузию электронов проводимости, дырок, нейтронов и других частиц.

**Длина волны** — расстояние между соседними пиками волн электромагнитного (светового) излучения.

**Донорные (электронодонорные) свойства** — способность атомов элемента отдавать свои электроны другим атомам. Количественной мерой донорных свойств атомов, образующих химическую связь, является их электроотрицательность.

**Донорно-акцепторная связь** — то же, что координационная связь.

**Дымы** — высокодисперсные аэрозоли с твердыми частицами дисперсной фазы. Возникают при горении и других химических реакциях. Дымы находят применение в сельском хозяйстве, военном деле. Промышленные дымы загрязняют окружающую среду, способствуют образованию тумана, смога.

## **Ж**

**Жесткость воды** — совокупность свойств воды, обусловленная наличием в ней преимущественно солей кальция и магния. Использование жесткой воды приводит к осаждению твердого осадка (накипи) на стенках паровых котлов, теплообменников, затрудняет варку пищевых продуктов, стирку. Различают временную и постоянную жесткость воды. Первая связана с присутствием в воде гидрокарбонатов, вторая — других солей. Временную жесткость воды устраняют кипячением, постоянную — умягчением воды (добавлением гашеной извести, соды, применением катионитов и др.).

**Жидкие кристаллы** — жидкости, обладающие анизотропией свойств (в частности, оптической), связанной с упорядоченностью в ориентации молекул. Благодаря сильной зависимости свойств жидких кристаллов от внешних воздействий они находят разнообразное применение в технике

(в температурных датчиках, индикаторных устройствах, модуляторах света и т.д.).

**Жидкость** — агрегатное состояние вещества, сочетающее в себе черты твердого состояния (сохранение объема, определенная прочность на разрыв) и газообразного (изменчивость формы). Для жидкости характерны ближний порядок в расположении частиц (молекул, атомов) и малое различие в кинетической энергии теплового движения молекул и их потенциальной энергии взаимодействия. Тепловое движение молекул жидкости состоит из колебаний около положений равновесия и сравнительно редких перескоков из одного равновесного положения в другое, с этим связана текучесть жидкости.

## З

**Закон Авогадро** — равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

**Закон сохранения массы** — масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

**Заряд ядра** — положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

**Знаки химические** — буквенные обозначения химических элементов. Состоят из первой или из первой и одной из следующих букв латинского названия элемента, например, углерод — С (Carboneum), кальций — Ca (Calcium), кадмий — Cd (Cadmium). Для обозначения изотопов к их химическим знакам приписывают слева вверху массовое число, а слева внизу — атомный номер, например,  $^{16}_8\text{O}$ . Химические знаки используют для написания химических формул.

**Золи** (коллоидные растворы) — жидкие коллоидные системы с частицами дисперсной фазы (мицеллами), свободно и

независимо друг от друга перемещающимися в процессе броуновского движения. Золи с водной дисперсионной средой называют гидрозолями, с органической — органозолями.

## И

**Изомерия** (от греч. *izos* — равный и *meros* — доля, часть) **химических соединений** — явление, заключающееся в существовании изомеров — соединений, одинаковых по составу и молекулярной массе, но различающихся по строению (структурная изомерия) или расположению атомов в пространстве (пространственная изомерия) и, следовательно, по свойствам. Открыта в 1823 г. Ю. Либихом, показавшим, что фульминат серебра  $\text{AgONC}$  и изоцианат серебра  $\text{AgNCO}$  имеют один и тот же состав, но разные свойства. Термин «изомерия» предложен в 1830 г. Й. Берцелиусом.

**Изомеры** — см. «Изомерия».

**Изоморфизм** — свойство различных, но родственных по химическому составу веществ кристаллизоваться, образуя одинаковые структуры с одним типом химической связи. Изоморфные вещества могут образовывать кристаллы переменного состава в результате взаимозамещения атомов, ионов или атомных групп (твердые растворы замещения).

**Изотонические растворы** (от греч. *izos* — равный и *tonos* — напряжение) — растворы с одинаковым осмотическим давлением. Изотонические растворы, приближающиеся по составу, величине водородного показателя и другим свойствам к сыворотке крови, называются физиологическими растворами; используются в качестве кровезаменителей.

**Изотопы** — атомные разновидности одного и того же элемента. Изотопы состоят из атомов с одинаковым зарядом ядра (т.е. с одинаковым числом протонов), но с разными относительными атомными массами (т.е. с разным числом нейтронов в ядре). Очень многие элементы в природе существуют в виде смеси из несколько изотопов.

**Изотопные индикаторы (меченые атомы)** — радиоактивные (реже стабильные) нуклиды, которые используются



в составе простых или сложных веществ для изучения химических, биологических и других процессов с помощью специальных методов (например, масс-спектрометрия, радиометрия).

**Изотопный обмен** — самопроизвольное перераспределение изотопов между различными фазами вещества, его молекулами или внутри молекул. Используется, например, для изучения химических соединений, синтеза меченых соединений, разделения изотопов.

**Ингибиторы** (от лат. *inhibeo* — удерживаю) — вещества, снижающие скорость химических, в т.ч. ферментативных, реакций или подавляющие их. Применяют для предотвращения или замедления нежелательных процессов: коррозии металлов, старения полимеров, окисления топлив и смазочных масел, пищевых жиров и др. Ингибиторы ферментов используют для изучения механизма действия ферментов, для лечения нарушений обмена веществ, а также в качестве пестицидов.

**Индикаторы химические** — органические и неорганические вещества, используемые для определения водородного показателя  $pH$  или установления конечной точки титрования (обычно по изменению окраски). Различают кислотно-основные (например, фенолфталеин, лакмус) и окислительно-восстановительные индикаторы (например, метиленовый синий) и др.

**Ионизационный потенциал** — физическая величина, определяемая отношением энергии, необходимой для однократной ионизации атома (молекулы), к заряду электрона. Характеризует прочность связи электрона в атомной системе.

**Ионизация** — превращение атомов и молекул в ионы. Степень ионизации — отношение числа ионов к числу нейтральных частиц в единице объема. Ионизация электролитов происходит в процессе растворения, т.е. при распаде молекул растворенного вещества на ионы (электролитическая диссоциация); в газах — в результате отрыва от атома или молекулы одного или нескольких электронов под влиянием

внешних воздействий; в случае «прилипания» электрона к атому или молекуле может образоваться отрицательный ион. Энергия, необходимая для отрыва электрона, называется энергией ионизации. Ионизация происходит при поглощении электромагнитного излучения (фотоионизация), при нагревании газа (термическая ионизация), при воздействии электрического поля, при столкновении частиц с электронами и возбужденными частицами (ударная ионизация) и др.

**Иониты (ионообменники)** — твердые нерастворимые вещества, способные обменивать свои ионы с ионами внешней среды (ионный обмен). Подразделяются на аниониты и катиониты, обменивающие соответственно отрицательно или положительно заряженные ионы, и амфолиты, способные обменивать одновременно те и другие ионы. Наиболее распространены синтетические органические иониты — ионообменные смолы. Из неорганических ионитов важны природные и синтетические алюмосиликаты, гидроксиды и соли поливалентных металлов. Применяются главным образом для умягчения и деминерализации воды, а также извлечения из растворов следов металлов, очистки сахарных сиропов, лекарств и многих др.

**Ионная связь** — один из видов химической связи, в основе которой лежит электростатическое взаимодействие между противоположно заряженными ионами. Наиболее ярко выражена в галогенидах щелочных металлов, например, в NaCl, KF. Ионная связь — предельный случай полярной ковалентной связи. Связь между двумя атомами считается ионной, если разность электроотрицательностей этих атомов больше или равняется 2,1.

**Ионные радиусы** — характеристики расстояний между ядрами катионов и анионов в ионных кристаллах. Экспериментальные методы, например, рентгеноструктурный анализ и микроволновая спектроскопия, примерно одинаково оценивают межъядерные расстояния, но дают существенно различающиеся значения ионных радиусов для индивидуальных ионов.

**Ионный обмен** — обратимая химическая реакция, при которой происходит обмен ионами между твердым веществом (ионитом) и раствором электролита либо между различными электролитами, находящимися в растворе. Ионный обмен применяют для обессоливания воды, в гидрометаллургии, в хроматографии.

**Ионообменники** — то же, что иониты.

**Ион-радикалы** — химические соединения с неспаренным электроном, обладающие электрическим зарядом. По знаку заряда различают катион-радикалы и анион-радикалы. Ион-радикалы — промежуточные частицы в некоторых химических реакциях.

**Ионы** (от греч. *íon* — идущий) — электрически заряженные частицы, образующиеся из атома (молекулы) в результате потери или присоединения одного или нескольких электронов. Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные ионы — анионами. Термин предложен М. Фарадеем в 1834 г.

**Испарение** — парообразование, происходящее на свободной поверхности жидкости. Испарение с поверхности твердого тела называется сублимацией.

## К

**Канцерогенные вещества** (от лат. *cancer* — рак и греч. *genes* — рождающий, рожденный) — химические вещества, воздействие которых на организм при определенных условиях вызывает развитие и рост опухолей. К канцерогенным веществам относят представителей различных классов химических соединений: полициклические углеводороды, азокрасители, ароматические амины, нитрозамины и др. Свойствами канцерогенных веществ обладают также некоторые эндогенные продукты (стероидные гормоны, метаболиты триптофана и др.) при их избыточном накоплении или качественных изменениях.

**Карбанионы** — ионы органических соединений, содержащие отрицательно заряженный атом углерода. Очень ре-

акционноспособны и, как правило, неустойчивы в обычных условиях. Образуются как промежуточные продукты во многих химических реакциях, например с участием магний-органических соединений.

**Карбены** — химические соединения, содержащие атом углерода с двумя неспаренными электронами. В обычных условиях неустойчивы, образуются как промежуточные продукты во многих химических реакциях. Простейший из них — метилен — образуется при разложении диазометана.

**Карбкатионы** — ионы органических соединений, содержащие положительно заряженный атом углерода. Очень реакционноспособны и, как правило, неустойчивы в обычных условиях. Промежуточно образуются во многих химических реакциях, например, при разложении некоторых диазосоединений.

**Катализ** (от греч. *katalysis* — разрушение) — ускорение химической реакции в присутствии веществ-катализаторов, которые взаимодействуют с реагентами, но в реакции не расходуются и не входят в состав продуктов. При гомогенном катализе исходные реагенты и катализатор находятся в одной фазе (газовой или жидкой), при гетерогенном — газообразные или жидкие реагенты взаимодействуют на поверхности твердого катализатора. Катализ обеспечивает: а) высокие скорости реакций при небольших температурах; б) образование определенного продукта из ряда возможных. Каталитические реакции являются основой многих химико-технологических процессов (например, производства серной кислоты, некоторых полимеров, аммиака). Большинство процессов, происходящих в живых организмах, также являются каталитическими (ферментативными).

**Катализаторы** — вещества, способные ускорять химические реакции, оставаясь при этом неизменными. Катализаторами служат синтетические алюмосиликаты, металлы платиновой группы, серебро, никель и др. Биологические катализаторы называются ферментами.

**Катион** (от греч. *kation*, букв. — идущий вниз) — положительно заряженный ион; в электрическом поле (например, при электролизе) движется к отрицательному электроду (катоде).

**Катиониты** — один из видов ионитов.

**Квант** — определенное количество (порция) энергии, которое способна отдать или поглотить физическая система (например, атом) в одном акте изменения состояния. Квант света — порция световой энергии — называется фотоном.

**Квантовые числа** описывают состояние конкретного электрона в электронном облаке атома: *главное* (*n*) показывает, на каком электронном уровне, начиная от ближайшего к ядру (1, 2, 3, ...) находится данный электрон; *орбитальное* (*l*) показывает вид подуровня (*s*-подуровень, *p*-подуровень, *d*-подуровень, *f*-подуровень); *магнитное* (*m*) указывает конкретную орбиталь (*s*-орбиталь, *p<sub>x</sub>*-орбиталь, *p<sub>y</sub>*-орбиталь и т.д.); *спиновое* (*s*) показывает, какое из двух возможных (разрешенных) состояний занимает электрон на данной орбитали.

**Кинетика химическая** — раздел физической химии, учение о скоростях и механизмах химических реакций. Кинетика химическая — научная основа создания новых и совершенствования существующих процессов химической технологии. Методы кинетики химической используются в биологии и др. областях естествознания. См. также «Макрокинетика».

**Кинетическое уравнение** — 1) в статистической физике — уравнение для одночастичной функции распределения системы многих частиц (дающей среднее число частиц с определенными значениями импульсов и координат), описывающее эволюцию системы во времени. Кинетическое уравнение для газа было впервые предложено в 1872 г. Л. Больцманом и носит его имя; 2) в кинетике химической — математическое выражение, устанавливающее зависимость скорости химической реакции от концентраций веществ в реагирующей системе.

**Кирхгофа уравнение** — соотношение, устанавливающее зависимость теплового эффекта химической реакции от тем-

пературы. Позволяет определять тепловой эффект реакции при любой температуре по стандартным энтальпиям (теплотам) образования, приводимым в термодинамических справочниках. Предложено Г.Р. Кирхгофом в 1858 г.

**Кислоты** — химические соединения, обычно характеризующиеся диссоциацией в водном растворе с образованием ионов  $H^+$  (точнее — ионов гидроксония  $H_3O^+$ ). Присутствие этих ионов обуславливает характерный острый вкус кислот и их способность изменять окраску индикаторов химических. При замещении водорода кислотными металлами образуются соли. Число атомов H, способных замещаться металлом, называется основностью кислот. Известны одноосновные ( $HCl$ ), двухосновные ( $H_2SO_4$ ), трехосновные ( $H_3PO_4$ ) кислоты. Сильные кислоты в разбавленных водных растворах полностью диссоциированы ( $HNO_3$ ), слабые — лишь в незначительной степени ( $H_2CO_3$ ). По современной теории кислот и оснований, к кислотам относится более широкий круг соединений, в частности и такие, которые не содержат водорода.

**Клапейрона — Менделеева уравнение:**  $pV = nRT$ . В этом уравнении  $n$  — число молей газа;  $p$  — давление газа (атм);  $V$  — объем газа (в литрах);  $T$  — температура газа (в Кельвинах);  $R$  — газовая постоянная (0,0821 л · атм/моль · К).

**Клатраты** (от лат. *clathratus* — защищенный решеткой) (соединения-включения) — вещества, в которых молекулы соединения-«хозяина» образуют пространственный каркас, а молекулы соединения-«гостя» располагаются в полостях каркаса, например, в клатрате  $Cl_2 \cdot 6H_2O$  молекулы  $Cl_2$  занимают полости каркаса, образованного  $H_2O$ .

**Коагулянты** — вещества, введение которых в жидкую дисперсную систему вызывает сцепление друг с другом частиц дисперсной фазы (коагуляцию). Распространенные коагулянты — полимерные поверхностно-активные вещества, используемые для разделения сложных смесей. В медицине коагулянтами называются вещества, повышающие свертываемость крови.

**Коагуляция** (от лат. *coagulatio* — свертывание, сгущение) — сцепление частиц дисперсной фазы при их столкновениях в процессе броуновского движения, перемешивании или направленном перемещении в силовом (например, электрическом) поле, введении коагулянтов. Коагуляция играет важную роль при очистке природных и сточных вод, извлечении ценных продуктов из отходов производства, выделении каучука из латекса, получении пищевых продуктов.

**Коалесценция** (от лат. *coalesco* — срастаюсь, соединяюсь) — слияние капель жидкости или пузырьков газа при их соприкосновении. Коалесценция капель воды — одна из причин выпадения атмосферных осадков в виде дождя и росы. Коалесценцию используют при разрушении пен и эмульсий, нанесении лакокрасочных покрытий методом распыления, рафинации растительных масел и др.

**Коацервация** (от лат. *coacervatio* — накопление) — возникновение в растворе капель, обогащенных растворенным веществом. Обычно происходит в водных растворах белков и полисахаридов при добавлении электролитов и некоторых органических соединений. Коацервация наблюдается, например, при смешении водных растворов желатина и гуммиарабика. Используется в технологии микрокапсулирования, в пищевой промышленности.

**Ковалентная связь** — вид связи, при котором происходит связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар. Атомы в молекуле могут быть соединены одинарной ковалентной связью ( $H_2$ ,  $H_3C-CH_3$ ), двойной ( $H_2C=CH_2$ ) или тройной ( $N_2$ ,  $HC\equiv CH$ ). неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида, одинаковыми по электроотрицательности. Атомы, различающиеся по электроотрицательности, образуют полярную ковалентную связь ( $HCl$ ,  $H_3C-Cl$ ).

**Когезия** (от лат. *cohaesus* — связанный, сцепленный) — сцепление друг с другом частей одного и того же тела (жидкого или твердого). Обусловлена лиофобными взаимодействиями.

**Типичные коллоидные системы** — золи и гели.

**Коллоиды** — то же, что коллоидные системы.

**Комплексные соединения (координационные соединения)** — химические соединения, в молекулах которых можно выделить центральный атом (комплексобразователь) и непосредственно связанные с ним молекулы или ионы — т.н. лиганды; количество последних (обычно 4 или 6) определяется т.н. координационным числом. Центральный атом и лиганды образуют внутреннюю сферу. Внешнюю сферу составляют ионы, заряд которых компенсирует заряд внутренней сферы. Например, в  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  совокупность атомов в квадратных скобках — внутренняя сфера, Co — центральный атом,  $\text{NH}_3$  — лиганды, ионы Cl — внешняя сфера. Комплексные соединения могут быть как синтетическими, так и природными (гемоглобин, хлорофилл).

**Константа скорости химической реакции** — коэффициент пропорциональности в кинетическом уравнении, связывающий скорость реакции с концентрациями реагирующих веществ и их стехиометрическими коэффициентами; основная кинетическая характеристика химической реакции. Для мономолекулярных реакций константа скорости имеет размерность  $\text{с}^{-1}$ , для биомолекулярных —  $\text{л/моль}\cdot\text{с}$ . Зависимость константы скорости от температуры выражается Аррениуса уравнением.

**Конформации** (от лат. *conformatio* — форма, расположение) — различные пространственные формы, принимаемые молекулами в результате свободного вращения отдельных фрагментов вокруг простых связей, изгиба связей и др. Соединения, отличающиеся только конформацией, называются поворотными изомерами (конформерами); последние в обычных условиях легко переходят друг в друга и поэтому их, как правило, разделить нельзя.

**Концентрация вещества** — отношение числа частиц компонента системы (смеси, раствора, сплава), его количества (молярная концентрация) или массы (массовая концентрация) к объему системы. Единицы измерения — соответственно  $\text{моль/м}^3$  или  $\text{кг/м}^3$ . На практике часто используют безразмерные величины — массовую, молярную или объем-



ную доли, равные отношению массы, количества или объема какого-либо компонента системы к ее массе, количеству или объему соответственно. Выражают их в долях единицы, например, в сотых (процент, %), тысячных (промилле, ‰), миллионных ( $\text{млн}^{-1}$ ) и т.д. Например, *процентная концентрация* — то же, что и *массовая доля растворенного вещества* — отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах. *Молярная концентрация* — отношение числа молей растворенного вещества к общему объему раствора (моль/л).

**Координационная связь (донорно-акцепторная связь)** — вид химической связи; характерна для комплексных соединений. Обусловлена передачей электронной пары с заполненной орбитали лиганда (донора) на вакантную орбиталь центрального атома (акцептора) с образованием общей связывающей молекулярные орбитали.

**Координационные соединения** — то же, что комплексные соединения.

**Координационное число** — 1) в кристаллографии — число ближайших к данному атому или иону соседних атомов или ионов в кристалле, находящихся от него на одинаковом расстоянии; 2) в химии — число лигандов, связанных с центральным ионом в комплексных соединениях.

**Кратных отношений закон:** если два химических элемента образуют друг с другом более одного соединения, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся как целые числа, обычно небольшие. Так, в оксидах азота  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$  массы кислорода на единицу массы азота относятся как 1 : 2 : 3 : 4 : 5. Открыт в 1803 г. Дж. Дальтоном.

**Кристалл** — твердое вещество, в котором атомы, ионы или молекулы расположены в пространстве регулярно, практически бесконечно повторяющимися группами.

**Кристаллизация** — способ очистки вещества путем осаждения его из насыщенного раствора. Обычно насыщенный раствор вещества готовится при повышенной температуре.

При охлаждении раствор становится пересыщенным и чистые кристаллы выпадают в осадок. Примеси, по которым раствор остается ненасыщенным, остаются в растворителе и отфильтровываются от кристаллов.

**Кристаллическая решетка** — кристаллическая структура, характеризующаяся правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных точках пространства кристалла. При мысленном соединении этих точек линиями получается пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой. Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В узлах могут находиться ионы, атомы или молекулы. Кристаллическая решетка состоит из совершенно одинаковых элементарных ячеек (см. «Элементарная ячейка»).

**Кристаллогидраты** — кристаллические вещества, включающие молекулы воды и имеющие постоянный состав. Выделяются из растворов многих веществ, особенно солей. Например, гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , мирабилит  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , квасцы  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . При нагревании кристаллогидраты теряют воду.

**Кристаллохимический радиус** — приписывается атомам или ионам в кристалле, если представлять кристалл состоящим из соприкасающихся твердых шаров. Межатомное расстояние равно сумме кристаллохимических радиусов, зависящих от вида атома и типа химической связи.

## Л

**Лед** — вода в твердом состоянии. Известны 11 кристаллических модификаций льда и аморфный лед. В природе обнаружена только одна форма льда — с плотностью  $0,92 \text{ г/см}^3$ , теплоемкостью  $2,09 \text{ кДж/(кг} \cdot \text{К)}$  при  $0^\circ\text{C}$ , теплотой плавления  $324 \text{ кДж/кг}$ . Эта форма встречается в виде собственно льда (материкового, плавающего, подземного), снега и инея. На Земле около  $30 \text{ млн км}^3$  льда. Используется для хранения, охлаждения пищевых продуктов, получения пресной воды, в медицине.

**Лиганды** (от лат. *ligo* — связываю) — в комплексных соединениях молекулы или ионы, связанные с центральным атомом (комплекссообразователем). Например, в соединении  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  центральный атом — Co, а лиганды — молекулы  $\text{NH}_3$ .

**Лиотропный ряд** — ряд ионов, расположенных в порядке усиления или ослабления их влияния на свойства растворителя. Известны лиотропные ряды ионов по их способности адсорбироваться из водных растворов, по влиянию на набухание в воде белков и др.

**Лиофильность, лиофобность** (от греч. *lyo* — растворяю, *phileo* — люблю и *phobos* — страх) — понятия, качественно характеризующие взаимодействие поверхности твердого тела с жидкостью. Лиофильность (для воды — гидрофильность, для масел и жиров — олеофильность) означает хорошее (часто полное) смачивание, малое межфазное натяжение, устойчивость поверхностей к взаимному слипанию. Лиофобность (гидрофобность, олеофобность) — противоположное понятие.

**Льюиса формулы** — то же, что и структурные формулы молекул, но с изображением связей между атомами не черточками, а точками, каждая из которых обозначает 1 электрон. Например,  $\text{:N}::\text{N:}$  — молекула азота  $\text{N}_2$ . В отличие от структурных формул, возможны формулы Льюиса и для отдельных атомов. Например  $\text{H}\cdot$  — атом водорода;  $\text{H}:\text{H}$  — молекула водорода  $\text{H}_2$ .

**Люминесценция** (от лат. *lumen*, родительный падеж *luminis* — свет и *-escent* — суффикс, означающий слабое действие) — свечение веществ, избыточное по сравнению с их тепловым излучением при данной температуре и возбужденное какими-либо другими источниками энергии. Возникает под действием света, радиоактивного или рентгеновского излучений, электрического поля, при химических реакциях и при механических воздействиях. Примеры люминесценции — свечение гниющего дерева, некоторых насекомых, экрана телевизора. По механизму различают резонансную,

спонтанную, вынужденную и рекомбинационную люминесценцию, по длительности — флуоресценцию (кратковременную люминесценцию) и фосфоресценцию (длительную люминесценцию).

**Люминофоры** (от лат. *lumen* — свет и греч. *phoros* — несущий) — органические и неорганические вещества, способные светиться (люминесцировать) под действием внешних факторов (см. «Люминесценция»). Важнейший вид люминофоров — кристаллофосфоры. Люминофоры используют в люминесцентном анализе, производстве светящихся красок и т.д.

## М

**Магнитно-спиновые эффекты** в химических реакциях — явления, обусловленные изменением спинового состояния парамагнитных реагирующих частиц, например, свободных радикалов. Вызываются магнитными взаимодействиями, которые могут индуцироваться внешним магнитным полем, внутренним полем, создаваемым атомными ядрами, а также переменными высокочастотными резонансными полями. Составляют основу нового направления в химии, связанного с возможностью изменять спин реагирующих частиц, а следовательно, их реакцию способность и выход продукта.

**Макрокинетика (макроскопическая кинетика)** — раздел химии, изучающий кинетические закономерности химических реакций, которые сопровождаются одновременно протекающими в системе процессами диффузии, теплопереноса и др. Знание макрокинетических закономерностей в реальных условиях особенно важно для исследования реакций горения, гетерогенного катализа, электрохимических процессов и др.

**Макромолекула** — молекула полимера. Содержит большое число (от сотен до миллионов) атомов, соединенных химическими связями. Способна изменять форму в результате теплового движения атомов или действия внешних сил (т.н. гибкость макромолекулы).

**Массовая доля растворенного вещества** — см. «Концентрация».

**Массовое число ( $A$ )** — сумма числа протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ) в ядре атома какого-либо элемента ( $A = Z + N$ ).

**Межмолекулярное взаимодействие** — взаимодействие между молекулами с насыщенными химическими связями. Впервые существование молекулярного взаимодействия принял во внимание Я.Д. Ван-дер-Ваальс (1873) для объяснения свойств реальных газов и жидкостей. Межмолекулярное воздействие имеет электрическую природу.

**Мезомерия** (от греч. *mesos* — средний, промежуточный и *meros* — часть) — теория электронного строения соединений, согласно которой истинное распределение электронной плотности в молекуле (изображается изогнутыми стрелками) является промежуточным между распределениями, представленными несколькими классическими формулами. Мезомерия практически совпадает с теорией резонанса.

**Меланж** — смесь концентрированных азотной и серной кислот при их соотношении по объему около 9:1. Применяют в производстве серной кислоты башенным способом.

**Металлическая связь** — химическая связь в кристалле между положительно заряженными ионами металла посредством свободно перемещающихся (по всему объему кристалла) электронов с внешних оболочек атомов металла.

**Металлоиды** — устаревшее название неметаллов.

**Меченые атомы** — то же, что изотопные индикаторы.

**Меченые соединения** — химические соединения, в которых атомы одного или нескольких элементов имеют изотопный состав, отличающийся от природного. Меченые соединения могут содержать в качестве меток как стабильные, так и радиоактивные изотопы (меченые атомы). Меченые соединения получают в результате химического синтеза, изотопного обмена, биосинтеза и др. Используют в химии, биологии, медицине, технике.

**Микроэмульсии** — жидкие коллоидные системы, образующиеся самопроизвольно при смешении двух жидкостей

с ограниченной взаимной растворимостью (например, вода и масло). Размеры микрокапель масла в воде (или воды в масле) не превышают 100 нм. Микроэмульсии обладают эффективным моющим действием, служат для диспергирования лекарственных средств. Микроэмульсии, состоящие из воды, липида и белка, участвуют в метаболизме жиров, липопротеинов. Микроэмульсии с перфторированными углеводородами — перспективные кровезаменители.

**Мицелла** (новолат. *micella*, от лат. *mīca* — крошечка) — частица дисперсной фазы золя, окруженная слоем молекул или ионов дисперсионной среды.

**Мицеллообразование** — самопроизвольная ассоциация молекул поверхностно-активных веществ (ПАВ) в растворе. В результате мицеллообразования возникают мицеллы, состоящие из десятков молекул с длинноцепочечными гидрофобными радикалами (см. «Лиофильность», «Лиофобность») и полярными гидрофильными группами атомов (дифильные молекулы). Мицеллообразование обеспечивает моющее действие растворов ПАВ, их применение для вытеснения нефти из пластов, др. технологические свойства.

**Молекула** (новолат. *molecula*, уменьшит. от лат. *moles* — масса) — наименьшая частица какого-либо вещества, определяющая его химические свойства и способная к самостоятельному существованию. Молекулы состоят из атомов. Они содержат фиксированное число атомных ядер и электронов; обладают совокупностью свойств, позволяющих отличать молекулы одного вида от молекул другого. Число атомов в молекуле может быть различным: от двух до сотен тысяч (например, в молекуле белков); состав и расположение атомов в молекуле передает химическая формула. Молекулярное строение вещества определяют методами рентгеноструктурного анализа, электронографии, масс-спектрометрии, электронного парамагнитного резонанса (ЭПР), ядерного магнитного резонанса (ЯМР) и другими.

**Молекулярная масса (молекулярный вес)** — масса молекулы, выраженная в атомных единицах. Практически равна

сумме масс всех атомов, из которых состоит молекула. Величины молекулярной массы используются в химических, физических и химико-технических расчетах.

**Молекулярная орбиталь** — электронное облако, образующееся при слиянии двух или нескольких внешних электронных оболочек атомов (атомных орбиталей) при возникновении между ними химической связи. Число молекулярных орбиталей всегда равно числу взаимодействующих атомных орбиталей. Все валентные электроны связывающихся атомов располагаются на вновь образованных молекулярных орбиталях.

**Молекулярно-массовое распределение** — соотношение количеств молекул различной длины (массы) в данном образце полимера. Одна из важнейших характеристик синтетических полимеров, определяющая многие их свойства, в частности, механическую прочность.

**Молекулярность реакции** — число исходных частиц (например молекул, ионов), одновременно взаимодействующих друг с другом в одном элементарном акте реакции. Молекулярность реакции может составлять 1, 2 или 3. Соответственно различают мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные реакции. Иногда (но не всегда) молекулярность реакции совпадает с порядком реакции.

**Молекулярные сита** — микропористые тела, избирательно поглощающие из окружающей среды вещества, размеры молекул которых меньше размеров микропор. К ним относятся природные и синтетические цеолиты. Молекулярные сита позволяют производить адсорбционное разделение смесей веществ в газообразной и жидкой фазах.

**Молекулярный вес** — см. «Молекулярная масса».

**Молекулярных орбиталей метод** — квантовохимический расчетный метод, основанный на представлении о том, что каждый электрон молекулы описывается своей волновой функцией (молекулярной орбиталью, МО). На практике каждую молекулярную орбиталь часто представляют как линейную комбинацию атомных орбиталей (приближение

ЛКАО). Волновая функция молекулы, построенная из молекулярной орбитали тем или иным способом, далее уточняется, например, вариационным методом. Такой подход позволяет приближенно определить энергетические состояния молекулы, объяснить многие ее свойства и структуру.

**Моль** — количество вещества, равное  $6,022 \cdot 10^{23}$  структурных единиц данного вещества: молекул (если вещество состоит из молекул), атомов (если это атомарное вещество), ионов (если вещество является ионным соединением). Число  $6,022 \cdot 10^{23}$  называется постоянной Авогадро или числом Авогадро. В 1 моле содержится столько молекул (атомов, ионов или каких-либо др. структурных элементов вещества), сколько атомов содержится в 0,012 кг  $^{12}\text{C}$  (углерода с атомной массой 12).

**Молярная концентрация** — см. «Концентрация».

**Молярная масса** — масса одного моля вещества в граммах называется молярной массой вещества или грамм-молем (размерность г/моль). Численное выражение молярной массы (грамм-моля) в граммах совпадает с молекулярным весом (или атомным, если вещество состоит из атомов) в единицах а.е.м.

**Молярность (раствора)** — концентрация раствора, выраженная в молях растворенного вещества на 1 литр раствора. Обозначается буквой М. Например, 1 М NaOH — это раствор NaOH с концентрацией 1 моль/л.

**Монокристалл** — кристалл вещества, во всем объеме которого кристаллическая решетка однородна, то есть не имеет дефектов. Монокристаллы часто прозрачны и обычно имеют правильную форму.

**Мономер** (от греч. *mono* — один и *meros* — часть) — вещество, молекулы которого способны реагировать между собой или с молекулами других веществ с образованием полимера. Важнейшие мономеры — этилен, пропилен, изопрен, винилхлорид, стирол, бутадиен, фенол.

**Морфотропия** (от греч. *morphe* — форма и *tropos* — поворот) — изменение кристаллической структуры химического соединения при замене в его молекуле одного из атомов на



соседний по группе в периодической системе элементов (например, Cl на Br). Морфотропию можно противопоставить изоморфизму.



**Насыщенный раствор** — раствор, находящийся в равновесии с избытком растворенного вещества. Например, водный раствор соли, в котором присутствуют кристаллы той же соли. Концентрация вещества в насыщенном растворе называется растворимостью этого вещества при данных температуре и давлении.

**Нейтрализация** — см. «Типы химических реакций».

**Нейтрон** — электрически нейтральная элементарная (т.е. неразделимая) частица с массой  $1,67 \cdot 10^{-27}$  кг. Нейтроны вместе с протонами входят в состав атомных ядер.

**Неподеленная пара электронов** — внешняя электронная пара атома, не участвующая в образовании химической связи.

**Несвязывающая пара** — то же, что неподеленная пара электронов.

**Нестехиометрические соединения** — химически индивидуальные вещества переменного состава, не отвечающего стехиометрическим соотношениям. Нестехиометрическими соединениями являются вследствие особенностей своей структуры некоторые кристаллические вещества (гидриды, оксиды, сульфиды, металлиды и др.). К нестехиометрическим соединениям относятся полевые шпаты и другие минералы.

**Нормальность раствора** — концентрация раствора, выраженная числом грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

**Нормальными условиями (н. у.)** называют температуру  $0^{\circ}\text{C}$  (273 K) и давление 1 атм (760 мм ртутного столба или 101 325 Па). Не путать со стандартными условиями!

**Нормальный потенциал** в электрохимии — см. «Стандартный потенциал».

**Нормальный элемент** — гальванический элемент, электродвижущая сила которого стабильна при постоянной температуре и давлении. Положительный электрод нормального элемента — Hg, отрицательный — амальгама кадмия или цинка, электролит — водный раствор сульфата кадмия или цинка. Различают нормальный элемент насыщенный (электродвижущая сила 1,0185–1,0187 В) и ненасыщенный (электродвижущая сила 1,0186–1,0194 В). Используют в качестве меры электродвижущей силы и источника опорной электродвижущей силы в измерительных приборах.



**Обратный осмос** — метод разделения растворов, заключающийся в том, что раствор под давлением 3–8 МПа подается на полупроницаемую перегородку (мембрану), пропускающую растворитель (обычно воду) и задерживающую полностью или частично молекулы или ионы растворенного вещества. Применяют для опреснения соленых и очистки сточных вод, концентрирования растворов и др. В основе метода лежит явление осмоса.

**Объемных отношений закон** — см. «Гей-Люссака законы».

**Окисление (вещества)** — химическая реакция, при которой электроны отнимаются у данного вещества окислителем.

**Окислитель** — вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

**Окислительное число** — то же, что степень окисления.

**Окклюзия** (от ср.-век. лат. *occlusio* — запираение, скрывание) — 1) поглощение газов твердыми металлами или сплавами с образованием твердых или жидких растворов или химических соединений (например, нитридов, гидридов); 2) окклюзия (окклюдирование) циклона — смыкание холодного и теплого фронтов в области циклона, приводящее к заполнению последнего холодным воздухом.

**Оксиды** — сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород.

**Оксиды кислотные** — оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.

**Оксиды основные** — оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды.

**Октановое число** — условная количественная характеристика стойкости к детонации моторных топлив, применяемых в карбюраторных двигателях внутреннего сгорания. Октановое число численно равно процентному (по объему) содержанию изооктана (октановое число которого принято за 100) в его смеси с н-гептаном (октановое число равно 0), при котором эта смесь эквивалентна по детонационной стойкости испытуемому топливу при стандартных условиях испытания. Октановое число наиболее распространенных отечественных марок автобензинов 76–89, авиабензинов — 91–95.

**Олигомеры** — полимеры сравнительно небольшой молекулярной массы. К олигомерам относятся многие синтетические смолы — феноло-формальдегидные, эпоксидные, полиэфирные и др., а также некоторые природные вещества, например, гормон окситоцин, антибиотики.

**Оптическая активность** — свойство некоторых веществ вызывать вращение плоскости поляризации проходящего через них плоско поляризованного света. Оптически активные вещества бывают двух типов. У веществ первого типа (сахар, камфора, винная кислота) оптическая активность не зависит от агрегатного состояния и обусловлена несимметричным строением молекул. Вещества второго типа (кварц, киноварь) оптически активны только в кристаллическом состоянии, что связано с асимметрией сил, связывающих молекулы и ионы в кристаллической решетке. Искусственная (наведенная) оптическая активность возникает в магнитном поле.

**Оптическая изомерия** — то же, что энантиомерия.

**Оптически активные вещества** — см. «Оптическая активность».

**Орбиталь** — пространство около ядра, в котором можно обнаружить электрон. За пределами этого пространства вероятность встретить электрон достаточно мала (менее 5%).

**Орбитальная диаграмма** — то же, что электронная формула элемента, но записанная с помощью нарисованных от руки электронных ячеек, внутри которых электроны изображаются вертикальными стрелками.

**Осмоз** (от греч. *osmos* — толчок, давление) — односторонний перенос растворителя через полупроницаемую перегородку (мембрану), отделяющую раствор от чистого растворителя или раствора меньшей концентрации. Обусловлен стремлением системы к термодинамическому равновесию и выравниванию концентраций раствора по обе стороны мембраны. Характеризуется осмотическим давлением; оно равно избыточному внешнему давлению, которое следует приложить с другой стороны мембраны, чтобы прекратить осмос. Играет важную роль в физиологических процессах; его используют при исследовании полимеров, биологических структур.

**Основания** — химические соединения, обычно характеризующиеся диссоциацией в водном растворе с образованием иона  $\text{OH}^-$ . Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами (например,  $\text{NaOH}$ ). Сильные основания полностью диссоциируют в воде, слабые (например,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) — частично. По современной теории кислот и оснований к основаниям относится более широкий круг соединений, в частности и такие, которые не образуют ионов  $\text{OH}^-$  (например, пиридин). Основные свойства веществ не обязательно исчерпываются способностью давать в растворе ионы  $\text{OH}^-$ .

**Основание амфотерное** — сложное соединение, способное проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от того, с каким веществом оно реагирует. Амфотерное основание способно отдавать как ионы водорода  $\text{H}^+$  в реакциях с обычными основаниями, так и гидроксигруппы  $\text{OH}^-$  в реакциях с обычными кислотами. См. также «Амфотерность» и «Амфолиты».

**Относительная атомная масса** (часто по традиции употребляют термин «атомный вес»). Для установления единой шкалы масс атомов выбран условный эталон, с которым можно было бы сравнивать массы всех остальных атомов.

Таким эталоном выбраны атомы углерода определенной массы —  $^{12}\text{C}$  (6 протонов и 6 нейтронов в ядре), которым приписывается атомная масса 12,0000. Например, если с помощью химической реакции или другим способом установлено, что атомы какого-либо элемента имеют среднюю массу вдвое больше, чем масса атомов  $^{12}\text{C}$ , то этому элементу приписывается атомная масса (атомный вес) 24. Ровно  $1/12$  часть массы атома  $^{12}\text{C}$  называется атомной единицей массы (сокращенно а.е.м.) — в этих единицах выражают относительную атомную массу всех элементов. Относительная атомная масса (атомный вес) — безразмерная величина (масса какого-либо атома делится на  $1/12$  часть массы атома углерода), поэтому термины «атомная масса» и «атомный вес» традиционно равнозначны. Первый чаще используется в учебниках, второй — в научной литературе.

## П

**Пены** — структурированные дисперсные системы; представляют собой скопление пузырьков газа (дисперсная фаза), разделенных тонкими прослойками жидкой дисперсионной среды. Образование пен — необходимая стадия в производстве пенопластов, пенобетона и других ячеистых конструкционных материалов. Устойчивые пены с диоксидом углерода — средство для тушения пожаров.

**Пептидная связь** ( $-\text{CO}-\text{NH}-$ ) — химическая связь, соединяющая аминокруппу одной аминокислоты с карбоксильной группой другой в молекулах пептидов и белков.

**Пептизация** — распад агрегатов, образованных в результате сцепления твердых частиц, главным образом в суспензиях и золях. Процесс, обратный коагуляции. Имеет важное значение при водоочистке, обогащении минерального сырья, фильтрации осадков, производстве пищевых продуктов.

**Первичный элемент** — гальванический элемент одно-разового использования. Разрядное напряжение 0,5–3,5 В, емкость  $10^{-2}$ – $10^2$  А·ч, удельная энергия 10–500 Вт · ч/кг. Наиболее распространены марганцево-цинковые первичные

элементы (Лекланше элементы). Применяются главным образом для питания переносных устройств.

**Перегонка** — способ очистки веществ (как правило, жидкостей) путем их испарения в одном сосуде и конденсации паров в другом сосуде. Перегонкой можно разделять жидкости, если их температуры кипения отличаются.

**Перегрев** — 1) нагрев жидкости или кристаллического вещества выше температуры равновесного перехода в новое агрегатное состояние или модификацию, не приводящий к самому переходу. Например, нагрев жидкости выше температуры кипения при отсутствии в ней центров парообразования (пылинок, шероховатостей на стенках сосуда и т.п.); 2) перегрев пара — повышение температуры пара выше температуры насыщенного пара при том же давлении; 3) перегрев металла — появление резких границ между структурными составляющими металла, увеличение зернистости и других дефектов структуры в результате нагрева до высоких температур (сохраняются при охлаждении).

**Пересыщенный раствор** — раствор, в котором при данных температуре и давлении концентрация растворенного вещества больше, чем в насыщенном растворе. Пересыщенный раствор обычно получают медленным охлаждением раствора, насыщенного при более высокой температуре.

**Переходное состояние (активированный комплекс)** — конфигурация системы атомных ядер и электронов, участвующих в элементарном акте химической реакции, в момент преодоления системой энергетического барьера, разделяющего ее начальное и конечное состояния. Теорию переходного состояния применяют для расчета скоростей химических реакций.

**Периодический закон Д.И. Менделеева.** Свойства элементов периодически изменяются в соответствии с зарядом ядер их атомов.

**Перитектика** (от греч. *periteko* — плавлю, расплавляю, разжигаю) — равновесие трех фаз в системе, состоящей из компонентов *A* и *B*: двух твердых растворов на основе *A* и *B*

и жидкого раствора (расплава). Перитектика существует при постоянной температуре, которая называется перитектической точкой. Перитектическая точка является промежуточной между температурами плавления чистых веществ А и В. Явление перитектики используется в металлостроении, производстве материалов для микроэлектроники, галургии.

**Пиролиз** (от греч. *pyr* — огонь и *lysis* — разложение, распад) — разложение химических соединений при нагревании. Промышленное значение имеет пиролиз нефтяного сырья, древесины и др.

**Плавление** — переход твердого кристаллического вещества в жидкое состояние (фазовый переход первого рода). При постоянном внешнем давлении плавление чистого вещества происходит при постоянной температуре ( $t_{\text{пл}}$ ). Она называется температурой плавления;  $t_{\text{пл}}$  при атмосферном давлении называется точкой плавления вещества. Аморфные твердые тела не имеют точки плавления. Они переходят в жидкое состояние постепенно, размягчаясь при повышении температуры.

**Поверхностно-активные вещества (ПАВ)** — химические соединения, способные адсорбироваться на границе раздела фаз, одна из которых обычно вода, и снижать поверхностное натяжение. Молекулы ПАВ состоят из углеводородного радикала (от 4 до 20  $\text{CH}_2$ -групп) и полярной группы ( $\text{OH}$ ,  $\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_2$ ,  $\text{SO}_3\text{H}$  и др.). Так называемые ионогенные ПАВ диссоциируют в растворе на катионы и анионы, одни из которых обладают поверхностной активностью, другие (противоионы) — нет. Соответственно различают катионактивные, анионактивные и амфотерные (амфолитные) ПАВ. Молекулы неионогенных ПАВ сохраняют в растворе электрическую нейтральность. ПАВ регулируют смачивание, облегчают диспергирование, повышают или понижают устойчивость суспензий, эмульсий, пен. Используются как моющие средства, флотореагенты, ингибиторы коррозии металлов, коагулянты и т.п.

**Поворотная изомерия** — один из видов изомерии химических соединений; см. «Конформация».

**Подуровень** (то же, что подоболочка) — часть электронной оболочки, состоящая из орбиталей одного вида. Например, пять *d*-орбиталей составляют *d*-подоболочку (*d*-подуровень), три *p*-орбитали — *p*-подоболочку (*p*-подуровень) и т.д.

**Поликристалл** — множество сросшихся монокристаллов кристаллического вещества. Наиболее распространенная форма существования кристаллических веществ. Например, бытовая поваренная соль.

**Полиморфизм** (от греч. *poly* — много и *morphe* — форма) — свойство некоторых веществ существовать в нескольких кристаллических состояниях (модификациях) с разной структурой. Пример полиморфизма — алмаз и графит.

**Полуметаллы** — вещества (Bi, As, Sb, Te и др.), близкие по свойствам к типичным металлам, но обладающие в  $10^2$ – $10^5$  раз меньшей электропроводностью. Свойства полуметаллов резко зависят от внешних воздействий (температуры, магнитного поля и др.), что используется при их практическом применении (в магнитометрах, для термоэлектрического и термомагнитного охлаждения).

**Поляризация** — разделение положительных и отрицательных зарядов. В электрохимии — отклонение электродного потенциала от равновесного значения при прохождении электрического тока. Причина как нежелательных процессов (повышение расхода энергии при электролизе, уменьшение напряжения, получаемого от гальванических элементов), так и благоприятных явлений (например, торможение коррозии металлов).

**Порядковый номер химического элемента** — то же, что атомный номер.

**Порядок реакции по данному веществу** — показатель степени при концентрации этого вещества в кинетическом уравнении химической реакции. Суммарный порядок реакции складывается из порядков реакции по всем веществам, концентрации которых входят в кинетическое уравнение. Сумма порядков по всем веществам называется общим или суммарным порядком реакции. Например, для реакции



$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  кинетическое уравнение  $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ ; второй порядок по NO, первый порядок по  $\text{O}_2$ , общий (суммарный) порядок реакции 3. Для элементарных реакций порядок — целочисленная величина, совпадающая с молекулярностью реакции. Для других реакций порядки определяются только экспериментально, причем они могут иметь как целочисленные, так и дробные (и даже нулевые) значения.

**Постоянства состава закон** — каждое химическое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же элементов, причем отношения их масс постоянны. Строго применим к газообразным и жидким соединениям. Состав кристаллических соединений может быть и переменным (см. «Нестехиометрические соединения»). Закон открыт Ж.Л. Прустом в начале XIX в.

**Потенциал осаждения** — разность электрических потенциалов при оседании содержащихся в среде заряженных дисперсных частиц.

**Правило Гунда** — при заполнении орбиталей с одинаковой энергией (например, пяти  $d$ -орбиталей) электроны в первую очередь «расселяются» поодиночке на вакантных («пустых») орбиталях.

**Правило октета** — атомы элементов стремятся к наиболее устойчивой электронной конфигурации. Самая распространенная устойчивая электронная конфигурация — с завершенной внешней электронной оболочкой из 8 электронов (с октетом электронов).

**Праута гипотеза** — предположение, согласно которому атомы всех химических элементов образовались из атомов водорода, являющегося «первичной материей». Высказана в 1815–1816 гг. английским врачом У. Праутом (W. Prout). Праута гипотеза была первой (позднее не подтвердившейся) гипотезой, допускавшей сложное строение атомов.

**Принцип Паули (запрет Паули)** — никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел  $n$ ,  $l$ ,  $m$  и  $s$ .

**Провал электрона** — то же, что «проскок электрона».

**Промоторы** (от лат. *promoveo* — продвигаю) — вещества, добавление которых к катализаторам повышает их активность и избирательность, а иногда и устойчивость. Входят в большинство промышленных катализаторов; например, в синтезе аммиака катализатор (губчатое железо) в качестве промоторов содержит  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  и др.

**Проскок электрона** — отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек ( $1s$ ,  $2s$ ,  $2p$ ,  $3s$ ,  $3p$ ,  $4s$ ,  $3d$  и так далее), связанные с тем, что эти «нарушения правил» обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек «по правилам».

**Простое вещество** — вещество, которое состоит из атомов только одного элемента или из молекул, построенных из атомов одного элемента. Примеры: железо, кислород, алмаз, аргон, медь и т.д. Некоторым элементам (например, углероду) соответствуют несколько простых веществ, отличающихся строением молекул или кристаллической структурой (см. «Аллотропия»).

**Пространственная изомерия (стереоизомерия)** — один из видов изомерии химических соединений. Обусловлена различиями в расположении атомов в пространстве (при одинаковой последовательности связи атомов). Подразделяется на диастереомерию и энантиомерию.

**Протон** — устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) положительным электрическим зарядом и массой  $1,67 \cdot 10^{-27}$  кг. Протоны вместе с нейтронами входят в состав атомных ядер. Порядковый номер химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева равняется числу протонов в ядре атома этого элемента.

**Процентная концентрация** — см. «Концентрация».

**Проявители фотографические** — химические составы (например, водный или водно-спиртовой растворы), с помощью которых осуществляется фотографическое проявление. Основной компонент — проявляющее вещество. Содержат

также ускоряющее вещество, например, карбонат натрия; сохраняющее вещество — сульфит натрия (первое повышает активность проявляющего вещества, второе препятствует его окислению); противовуалирующее вещество, например, бромид калия, предотвращающее при проявлении образование «вуали», и др.

**Проявляющие вещества** — химические восстановители галогенидов серебра (метол, гидрохинон, парафенилендиамин и его производные и др.), используемые при фотографическом проявлении кино- и фотоматериалов.

**Пыли** — аэрозоли с твердыми частицами дисперсной фазы размером преимущественно  $10^{-4}$ – $10^{-1}$  мм. Пыли бывают различного происхождения: производственного, биологического, вулканического и др. Некоторые виды производственных пылей взрыво- и пожароопасны, загрязняют окружающую среду, вызывают профессиональные заболевания.

## Р

**Радиационно-химический выход** — число молекул вещества, образовавшегося или разложившегося в системе, подвергающейся действию ионизирующего излучения, при поглощении системой энергии в 100 эВ.

**Радикалы свободные** — атомы или химические соединения с неспаренным электроном (обозначается жирной точкой). Парамагнитны, реакционноспособны. Короткоживущие радикалы — промежуточные частицы во многих химических реакциях. Некоторые свободные радикалы стабильны и выделены в индивидуальном состоянии. С участием свободных радикалов осуществляются важные биохимические процессы, например, ферментативное окисление.

**Радиолиз** (от лат. *radio* — излучать и греч. *lysis* — разложение, распад) — химическое или физико-химическое превращение вещества под действием ионизирующих излучений. Радиолиз — предмет изучения радиационной химии; актуальные проблемы — радиолиз газов при высоких температурах, радиолиз воды и водных растворов при сверх-

критических температурах, влияние дефектов и примесей на радиолиз твердых тел.

**Радиопротекторы** (от лат. radio — *излучать* и protector — защитник) — химические соединения, повышающие устойчивость организма к действию ионизирующих излучений (путем создания аноксии, нейтрализации ионизированных атомов и молекул и др.). Вводят в организм перед облучением, например, при лучевой терапии злокачественных опухолей. К эффективным радиопротекторам относятся вещества, содержащие сульфгидрильные группы, некоторые амины, полимеры и др.

**Рассеянные элементы** — группа химических элементов, как правило, не образующих самостоятельных минералов (присутствуют в виде изоморфных примесей в минералах более распространенных элементов). Типичные рассеянные элементы — рубидий, галлий, гафний, германий и др.

**Растворимости диаграмма** — см. «Диаграмма состояния».

**Растворимость** — способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мера растворимости вещества в данном растворителе — концентрация его насыщенного раствора при данных температуре и давлении. Растворимость газов зависит от температуры и давления, растворимость жидких и твердых тел практически от давления не зависит.

**Растворитель** — из двух или нескольких компонентов раствора растворителем называется тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и раствор в целом. Растворители — неорганические (главным образом вода) или органические (бензол, хлороформ, ацетон, спирты и др.) вещества, а также смеси (например, бензин), способные растворять различные вещества. Основные требования: минимальные токсичность и пожароопасность, химическая инертность по отношению к растворяемому веществу, доступность и дешевизна; важные свойства растворителей — плотность, вязкость, диэлектрическая проницаемость, показатель преломления.

**Растворы** — физико-химические однородные смеси переменного состава, состоящие из двух и более веществ и продуктов их взаимодействия. Растворы могут быть газовыми (например, воздух), жидкими и твердыми (например, многие сплавы). В жидких растворах компонент, находящийся в избытке, называется растворителем, все остальные компоненты — растворенные вещества. По концентрации растворенного вещества растворы подразделяют на насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные. В растворах протекают многие природные и промышленные процессы; изучение свойств растворов связано с такими практически проблемами, как разделение веществ (газов, нефтей), глубокая очистка, подбор растворителей для реализации технологических процессов.

**Раствор насыщенный** — раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется. Насыщенный раствор находится в динамическом равновесии с растворяемым веществом.

**Рауля закон** — относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над разбавленным раствором равно молярной доле растворенного вещества  $N: (p_0 - p_1)/p_0 = N$ , где  $p_0$  и  $p_1$  — соответствующее давление насыщенного пара чистого растворителя и растворителя над раствором.

**Рацематы (рацемические соединения)** — см. «Энантиомерия».

**Реагенты** — исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

**Реакции химические** — процесс превращения одних веществ в другие, отличные по химическому составу и (или) строению. Характеризуются стехиометрическим соотношением участвующих в них веществ, константами скорости и равновесия, энергией активации, тепловым эффектом. Химические реакции классифицируют по: 1) числу молекул, участвующих в элементарном акте (моно-, бимолекулярные); 2) кинетическому механизму (последовательные, параллель-

ные, сопряженные); 3) характеру химического процесса (разложение, окисление, полимеризация и др.); 4) типам частиц, участвующих в химических реакциях (ионные, радикальные); 5) фазовому состоянию реагирующей системы (газо-, жидко- и твердофазные). Гомогенные химические реакции протекают во всем объеме фазы, гетерогенные — на поверхности раздела фаз.

**Редкие металлы** — название группы металлов (св. 50), использующихся в небольших количествах или относительно новых в технике. Количество редких металлов в земной коре составляет 0,53% по массе (0,41% приходится на титан). К редким металлам относят: элементы главной подгруппы I группы периодической системы — Li, Rb, Cs, Fr; элементы главной подгруппы II группы — Be, Ra; элементы главной подгруппы III группы — Ga, In, Tl, Sc, Y, La, Ac; лантаноиды и актиноиды; элементы побочной подгруппы IV группы — Ti, Zr, Hf; элементы побочной подгруппы V группы — V, Nb, Ta; элементы VI группы — Mo, W (побочная подгруппа), Po (главная подгруппа); элементы побочной подгруппы VII группы — Re, Tc. По мере увеличения производства этих элементов термин «редкие металлы» становится все более условным.

**Резонанса теория** — в химии — концепция, дополняющая постулаты классической теории химического строения и утверждающая, что если для данного соединения классическая теория допускает построение нескольких приемлемых структурных формул, то действительному состоянию молекул этого соединения (его химическим свойствам) отвечает не одна формула, а сочетание нескольких формул (наложение, резонанс структур). Резонанса теория предложена Л. Полингом в 1928–1931 гг.

**Рентгеноструктурный анализ** — экспериментальный метод определения строения кристаллов и геометрии молекул. Рентгеновское излучение несет еще более высокую энергию, чем ультрафиолетовое, поэтому может проникать вглубь «непрозрачных» твердых тел. Если рентгеновским

излучением облучить монокристалл какого-либо вещества, то внутри него рентгеновские лучи рассеиваются и отражаются от атомов, расположенных в строгом порядке, давая упорядоченное изображение на фотопленке. Полученное фотоизображение можно расшифровать, в результате чего становятся известными координаты  $x$ ,  $y$ ,  $z$  для каждого атома кристалла в трехмерном пространстве. Соединяя найденные точки линиями, получают точные геометрические изображения молекул вещества.

**Ржавчина** — слой частично гидратированных оксидов железа, образующийся на поверхности железа и некоторых его сплавов в результате коррозии, вызванной действием кислорода и влаги.

**Ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений, ряд активностей)** в электрохимии — последовательность расположения металлов в порядке возрастания значений их стандартного потенциала (за нуль принят потенциал водорода). Ряд напряжений некоторых металлов: K, Ca, Mg, Al, Zn, Cr(III), Fe(II),  $H_2$ , Cu, Ag, Hg, Au. Каждый металл вытесняет из растворов солей металлы, стоящие справа от него; металлы, которые расположены левее  $H_2$ , вытесняют его из кислот.

## Г

**Самовоспламенение** — резкое самоускорение экзотермических химических реакций, начальная стадия горения. Происходит при определенных (критических) условиях (температура, размеры реакционного сосуда и др.) из-за того, что тепловыделение в ходе реакции превышает теплоотвод в окружающую среду.

**Самодиффузия** — диффузия в чистом веществе или в растворе постоянного состава, когда диффундируют собственные частицы вещества и его химический состав не меняется.

**Сефадекс** — торговое название выпускаемого в Швеции микропористого материала, представляющего собой декстран, молекулы которого соединены химическими связями.

Сорбент, используемый при разделении смесей высокомолекулярных веществ, определения молекулярной массы глобулярных белков и ферментов, обессоливания и концентрирования биополимеров и др.

**Силикагель** — микropopopистое тело, получаемое прокаливанием геля поликремниевой кислоты; состоит из  $\text{SiO}_2$ . Применяют для осушки, очистки и разделения хладонов, спиртов, аминокислот, витаминов, антибиотиков и др., как адсорбент в хроматографии, носитель катализаторов.

**Символы химические** — то же, что знаки химические.

**Синерезис** (от греч. *synairesis* — сжатие, уменьшение) — самопроизвольное уменьшение объема студней и гелей, сопровождающееся отделением жидкости. Имеет важное значение в технологии резин, химических волокон, пластмасс, при производстве сыра, творога, в хлебопечении.

**Синтетические кристаллы** — кристаллы, которые выращивают в лабораторных или заводских условиях. Некоторые из них не встречаются в природе, но являются важнейшими техническими материалами, например, Ge и Si в полупроводниковой электронике. Другие встречаются в недостаточном количестве (алмаз) или не обладают нужной чистотой и размерами (рубин, кварц). Многие синтетические кристаллы применяются в часовой, ювелирной промышленности (топаз, сапфир, аквамарин, фианиты и др.).

**Скорость химической реакции** — количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема системы. Имеет размерность  $\text{моль/л} \cdot \text{сек}^{-1}$ . Для гомогенных реакций скорость химической реакции измеряют по изменению числа молей прореагировавшего вещества (при постоянном объеме системы) или по изменению концентрации любого из исходных веществ или продуктов реакции (если объем системы изменяется).

**Сложное вещество** — вещество, молекула которого состоит из двух и более атомов различных химических элементов. Примеры: соль, сахар, диоксид углерода, бензин, вода и т.д.



**Смесь** — система, состоящая из двух или нескольких веществ (простых или сложных). Вещества, из которых состоит смесь, могут быть разделены. Примеры: воздух, морская вода, сплавы металлов, раствор сахара и т.д.

**Соединение химическое** — индивидуальное вещество, в котором атомы одного (например,  $N_2$  и  $O_2$ ) или различных ( $H_2SO_4$ ,  $KCl$ ) элементов соединены между собой химической связью. Состав химических соединений в огромном большинстве случаев подчиняется законам постоянства состава и кратных отношений. Известно свыше 5 млн химических соединений.

**Соединения включения** — то же, что клатраты.

**Соли** — продукты замещения атомов водорода кислоты на металл или групп  $OH$  основания на кислотный остаток. При полном замещении образуются средние, или нормальные, соли ( $NaCl$ ,  $K_2SO_4$  и др.), при неполном замещении атомов  $H$  — кислые (например,  $NaHCO_3$ ), неполном замещении групп  $OH$  — основные (например,  $Zn(OH)Cl$ ,  $Al(OH)SO_4$ ). Различают также двойные соли (например,  $KAl(SO_4)_2$ ) и комплексные (например,  $K_3[Fe(CN)_6]$ ). В обычных условиях соли — кристаллы с ионной структурой. Многие соли растворимы в полярных растворителях, особенно в воде; в растворах диссоциируют на катионы и анионы. Многие минералы — соли, образующие залежи (например,  $NaCl \cdot KCl$ ).

**Солидус** (от лат. *solidus* — плотный, прочный) — графическое изображение (линия, поверхность) зависимости температур равновесной кристаллизации растворов или сплавов от химического состава.

**Сольватация** (от лат. *solvo* — растворяю) — взаимодействие молекул растворителя с молекулами (ионами) растворенного вещества. Образующиеся в результате сольватации молекулярные комплексы называются сольватами. Сольватация в водных растворах называется гидратацией.

**Солюбилизация (коллоидное растворение)** (от позднелат. *solubilis* — растворимый) — самопроизвольное проникновение низкомолекулярного вещества внутрь мицелл по-

верхностно-активного вещества или макромолекулярных клубков полимера. Происходит, например, при эмульсионной полимеризации, в процессе пищеварения. Одно из явлений, обуславливающих моющее действие поверхностно-активных веществ.

**Сопряженные связи в молекуле** — двойные и(или) тройные химические связи, разделенные одной простой связью, например:  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{O}$ .

**Сорбенты** (от лат. *sorbens* — поглощающий) — см. «Сорбция».

**Сорбция** (от лат. *sorbeo* — поглощаю) — поглощение твердым телом или жидкостью какого-либо вещества из окружающей среды. Основные разновидности сорбции — адсорбция, абсорбция, хемосорбция. Поглощающее тело называется сорбентом, поглощаемое — сорбтивом (сорбатом). Важнейшие твердые сорбенты, способные к регенерации и применяемые в технике, — активированные угли, силикагель, цеолиты, иониты. Сорбция в гидрометаллургии — поглощение ценных компонентов (U, Au, Mo) из растворов или пульпы при выщелачивании руд и концентратов.

**Стандартное состояние** в термохимии — состояние вещества, в котором оно находится при температуре 298,15 K и давлении 101,325 кПа (760 мм ртутного столба).

**Стандартный потенциал электрохимический (нормальный потенциал)** — электродвижущая сила гальванического элемента, составленного из какого-либо электрода и стандартного электрода сравнения при условии, что термодинамические активности всех ионов, участвующих в электродном процессе, равны 1. В качестве стандартного электрода сравнения обычно принимают водородный электрод, потенциал которого при всех температурах принимается равным нулю. Металлы, расположенные в определенной последовательности их стандартного потенциала, образуют ряд напряжений.

**Стандартные условия** — температура 25° C (298,15 K) и давление 1 атм (101,325 кПа или 760 мм рт. ст.). Не путать с нормальными условиями!

**Стандартная энтальпия образования вещества** — тепловой эффект реакции образования данного вещества из элементов при определенных условиях. См. также «Тепловой эффект».

**Стационарные орбиты** — в квантовой теории — электронные орбиты вокруг атомного ядра, находясь на которых электрон может существовать, не излучая и не поглощая энергию.

**Степень окисления (окислительное число)** — условный показатель, характеризующий заряд атома в соединениях. В молекулах с ионной связью совпадает с зарядом иона, например, в NaCl степень окисления натрия +1, хлора –1. В ковалентных соединениях за степень окисления принимают заряд, который получил бы атом, если бы все пары электронов, осуществляющие химическую связь, были целиком перенесены к более электроотрицательному атому, например, в HCl степень окисления водорода +1, хлора –1. Понятие степени окисления используется при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций.

**Стереоизомерия** — см. «Пространственная изомерия».

**Стехиометрия** (от греч. *stoicheion* — первоначало, элемент и *metred* — измеряю) — представление о количественных соотношениях между массами веществ, вступающих в химическую реакцию. Включает правила составления химических формул и уравнений. Основывается на законах Авогадро, Гей-Люссака, кратных отношений, сохранения массы, эквивалентов.

**Структурная изомерия** — один из видов изомерии химических соединений. Обусловлена различиями в порядке расположения атомов в молекуле. Примеры: нормальный бутан  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$  и изобутан  $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_3$ , этиловый спирт  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  и диметиловый эфир  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ . Особый случай структурной изомерии — таутомерия.

**Структурная формула** — изображение молекулы, в котором показан порядок связывания атомов между собой. Химические связи в таких формулах обозначаются черточ-

ками. Например,  $\text{Cl}-\text{Ca}-\text{Cl}$  (молекула  $\text{CaCl}_2$ ),  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$  (молекула  $\text{CO}_2$ ) и т.д. Рекомендуется в структурных формулах изображать также и неподеленные пары электронов.

**Студни** — растворители, проявляющие некоторые свойства твердых тел (главным образом, отсутствие текучести). Застуднение происходит при ограниченном набухании (например, желатина в холодной воде, поливинилхлорида в ацетоне), при охлаждении растворов полимеров, их концентрировании, добавлении электролитов. Студни и застуднение используют в различных производствах и технологиях (склеивание, получение искусственных волокон, резин, пластмасс), пищевой и хлебопекарной промышленности, кожевенном производстве.

**Субатомные частицы (элементарные частицы)** — микрочастицы, из которых состоят атомы. Название «элементарные» было принято в связи с тем, что эти частицы считались неделимыми. Однако это свойство субатомных частиц условно, т.к. в настоящее время установлено, что они тоже являются сложными физическими объектами.

**Суспензии** (от позднелат. *suspensio* — подвешивание) — системы с жидкой дисперсионной средой и твердой дисперсной фазой, частицы которой достаточно крупны, чтобы противостоять броуновскому движению. В отличие от высокодисперсных систем, в суспензии частицы сравнительно быстро выпадают в осадок или всплывают. Суспензии используют в строительной технологии, производстве лакокрасочных материалов, бумаги и пр.

## Т

**Таутомерия** (от греч. *tautos* — тот же самый и *meros* — доля, часть) — явление обратимой изомерии, при которой два или более структурных изомера (таутомера) находятся между собой в подвижном равновесии.

**Твердые растворы** — однородные твердые вещества, состоящие из нескольких компонентов, концентрации которых могут быть изменены в некоторых пределах при данных температуре, давлении и т.п. без нарушения однородности.

Многие металлические сплавы (например, сталь, бронза), минералы (полевые шпаты, слюды и др.), стекла являются твердыми растворами.

**Температура кипения** — температура, при которой происходит кипение жидкости, находящейся под постоянным давлением. Температуру кипения при атмосферном давлении (101,325 кПа, или 760 мм рт. ст.) называют нормальной температурой кипения или точкой кипения.

**Температура плавления** — температура перехода твердого кристаллического тела в жидкое состояние. Температуру плавления при атмосферном давлении (101,325 кПа или 760 мм рт. ст.) называют точкой плавления.

**Температура фазового перехода** — температура равновесного фазового перехода вещества (плавления, кипения и др.) при постоянном давлении. Зависимость температуры фазового перехода от давления для однокомпонентной системы дается уравнением Клапейрона — Клаузиуса.

**Тепловой взрыв** — см. «Самовоспламенение».

**Тепловой эффект реакции** — количество теплоты, выделяемой или поглощаемой системой при химической реакции. Тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы при постоянном объеме или изменению ее энтальпии при постоянном давлении и отсутствии работы внешних сил. В зависимости от знака теплового эффекта все химические реакции подразделяют на эндо- и экзотермические. Тепловой эффект реакции обычно обозначается символами  $Q$  или  $\Delta E$ . При постоянном давлении тепловой эффект реакции ( $\Delta E$ ) равен изменению энтальпии ( $\Delta H$ ). В термохимической системе знаков положительным считается тепловой эффект экзотермической реакции (в которой теплота выделяется); тепловой эффект эндотермической реакции считается отрицательным ( $Q = -\Delta H$ ).

**Теплота образования** — тепловой эффект реакции образования химических соединений из простых веществ в стандартном состоянии. Теплоты образования, приводимые в термодинамических справочниках, используют для расче-

тов тепловых эффектов любых реакций с помощью законов Гесса и уравнения Кирхгофа.

**Типы химических реакций** — 1) соединения — когда два (или более) вещества-реагента соединяются в одно, более сложное вещество; 2) разложения — когда одно сложное исходное вещество разлагается на два или несколько более простых; 3) обмена — когда реагенты обмениваются между собой атомами или целыми составными частями своих молекул; 4) замещения — реакции обмена, в которых участвует какое-либо простое вещество, замещающее один из элементов в сложном веществе; 5) нейтрализации (разновидность реакций обмена) — реакции обмена между кислотой и основанием, в результате которых образуются соль и вода; 6) окислительно-восстановительные — реакции всех перечисленных выше типов, в которых происходит изменение степени окисления каких-либо атомов в реагирующих молекулах.

**Титрование** — способ определения молярности раствора вещества А с помощью раствора вещества В, которое реагирует с веществом А. К точно отмеренному объему исследуемого раствора А по каплям добавляют раствор В известной концентрации. Окончание реакции определяют с помощью индикатора. По объему израсходованного раствора В судят о числе молей вещества А в отобранной пробе и во всем растворе А.

## У

**Ультрафиолетовое излучение** — электромагнитное излучение (свет), длина волны которого короче длины волны видимого фиолетового цвета и составляет 10–200 нм.

**Удельный вес** — вес единицы объема вещества. В отличие от плотности, удельный вес не является физико-химической характеристикой вещества, т.к. зависит от места измерения.

**Удельный объем** — объем, занимаемый единицей массы вещества; величина, обратная плотности.

**Уравнения химические** — запись химической реакции при помощи химических формул и численных коэффициентов.

В левой части химических уравнений записываются формулы исходных веществ, в правой — формулы продуктов реакции. Коэффициенты перед формулами (т.н. стехиометрические) подбираются так, чтобы сумма атомов одних и тех же элементов была одинаковой в левой и правой частях уравнения.



**Физические явления** — явления, не сопровождающиеся превращением одних веществ в другие путем разрыва и образования связей в их молекулах.

**Флогистон** (от греч. *phlogistos* — воспламеняемый, горючий) — по представлению химиков кон. XVII–XVIII вв., «начало горючести», гипотетическая составная часть веществ, которую они якобы теряют при горении и обжиге. Гипотеза флогистона опровергнута трудами А. Лавуазье.

**Флокуляция** (от лат. *flocculi* — хлопья) — объединение коллоидных частиц в рыхлые хлопьевидные агрегаты; разновидность коагуляции. Происходит, например, в водоемах под действием продуктов жизнедеятельности организмов. При водоподготовке и очистке сточных вод осуществляется путем введения специальных веществ (флокулянтов).

**Формула химическая** — изображение состава и строения молекул с помощью химических знаков. Различают эмпирические, или брутто-формулы (показывают общее число атомов в молекуле), рациональные (в них выделяют группы атомов, характерные для данного класса соединений) и структурные (характеризуют расположение атомов в молекуле). Так, для этилового спирта брутто-формула  $C_2H_6O$ , рациональная  $C_2H_5OH$ , структурная  $CH_3-CH_2-OH$ .

**Фракция** — часть сыпучего или кускового твердого материала (песка и др.) либо жидкой смеси (нефти и др.), выделенная по определенному признаку. Например, фракции разделяются по размеру частиц или зерен — при ситовом анализе, по плотности — при гравитационном обогащении, по температуре кипения — при дробной перегонке нефти.

**Фугитивность (летучесть)** — термодинамическая величина, служащая для описания свойств реальных газовых смесей. Позволяет применять уравнения, выражающие зависимость химического потенциала идеального газа от температуры, давления и состава системы, к компоненту газовой смеси, если заменить в этих уравнениях парциальное давление на летучесть.

**Функциональная группа** — структурный фрагмент молекулы, характерный для данного класса органических соединений и определяющий его химические свойства (например, группа —ОН у спиртов, —COOH у кислот, —NO<sub>2</sub> у нитросоединений).

## Х

**Хелатные соединения (хелаты, внутрикомплексные соединения, клешневидные соединения)** (от греч. *chele* — клешня) — сложные вещества, состоящие из центрального атома (комплексообразователя) и связанных с ним молекул или ионов (лигандов). Центральный атом и лиганды образуют внутреннюю сферу комплекса, которую при записи заключают в квадратные скобки. Ионы, окружающие комплекс, образуют внешнюю сферу комплекса. Связи во внутренней сфере комплекса образуются по донорно-акцепторному механизму; связь между внешней и внутренней сферами комплекса — ионная. Характерная особенность хелатных соединений — наличие циклических группировок атомов, включающих атом металла, как, например, в гемоглобине, хлорофилле. Хелатные соединения используют в химической промышленности, например, для разделения близких по свойствам металлов, в аналитической химии.

**Хемилюминесценция** (от лат. *chemia* — химия, *lumen* — свет и *-escent* — суффикс, означающий слабое действие) — свечение, сопровождающее некоторые химические реакции.

**Хемосорбция** (от лат. *chemia* — химия и *sorbeo* — поглощаю) — поглощение вещества поверхностью какого-либо тела (хемосорбента) в результате образования химической связи между их молекулами.



**Химия** — наука о веществах и законах, по которым происходят их превращения в другие вещества.

**Химическое загрязнение биосферы** — попадание химических веществ в живые организмы и среду их обитания (атмосферу, гидросферу, почву) в количествах, превышающих нормативные. См. также «Охрана природы».

**Химические знаки** — см. «Знаки химические».

**Химический потенциал** — понятие, используемое для описания термодинамического равновесия в многокомпонентных системах. Обычно химический потенциал компонента системы вычисляют как частную производную гиббсовой энергии по числу частиц (или молей) этого компонента при постоянной температуре, давлении и массах других компонентов. В равновесной гетерогенной системе химические потенциалы каждого из компонентов во всех фазах, составляющих систему, равны (условие фазового равновесия). Для любой химической реакции сумма произведений химического потенциала всех участвующих в реакции веществ на их стехиометрический коэффициент равна нулю (условие химического равновесия).

**Химическое равновесие** — состояние реагирующей системы, при котором в ней протекают только обратимые реакции. Параметры состояния системы при химическом равновесии не зависят от времени; состав такой системы называют равновесным.

**Химического равновесия константа** — величина, выражающая соотношение между концентрациями (парциальными давлениями, летучестями, активностями) компонентов системы в состоянии химического равновесия. Численные значения химического равновесия константы позволяют рассчитывать выход продуктов реакции в данных условиях по начальным концентрациям реагирующих веществ.

**Химические реакции** — см. «Химические явления».

**Химическая связь** — взаимодействие атомов, обуславливающее их соединение в молекулы и кристаллы. Химиче-

ская связь имеет электростатическую природу. При образовании химической связи происходит перераспределение электронной плотности связывающихся атомов. По характеру этого распределения химические связи классифицируют на ковалентную, ионную, координационную, металлическую. По числу электронных пар, участвующих в образовании данной химической связи, различают простые (одинарные), двойные, тройные химические связи; по симметрии электронного распределения —  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи; по числу непосредственно взаимодействующих атомов — двух-, трех- и многоцентровые химические связи.

**Химические уравнения** — см. «Уравнения химические».

**Химическая формула** — см. «Формула химическая».

**Химический эквивалент** — количество вещества, которое может в химических реакциях присоединить или заместить 1 моль атомов водорода или 0,5 молей атомов кислорода. Химический эквивалент численно равен массе вещества (в атомных единицах массы), реагирующей с 1 ионом  $H^+$  или  $OH^-$  в реакциях нейтрализации, с 1 электроном в окислительно-восстановительных реакциях и т.д. Например, в реакции  $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$  на 1 ион  $H^+$  кислоты приходится 1 молекула  $NaOH$  (молекулярная масса 40), на 1 ион  $OH^-$  — 1/2 молекулы  $H_2SO_4$  (молекулярная масса 98); поэтому химический эквивалент  $NaOH$  равен 40,  $H_2SO_4$  — 49, т.е. 98/2.

**Химические явления** — явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества — с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют также химическими реакциями.

**Хиральность** — свойство молекулы не совмещаться со своим отображением в идеально плоском зеркале. Одно из основных понятий стереохимии (наряду с конфигурацией и конформацией). Хиральность — необходимое условие оптической активности молекул.

**Ц**

**Цвиттер-ионы** (от нем. *Zwitter* — помесь, двуполое существо) — нейтральные молекулы, в которых противоположные заряды функциональных групп пространственно разделены. В виде цвиттер-ионов существуют аминокислоты, например,  $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$  (глицин).

**Цеолиты** — алюмосиликаты, кристаллическая структура которых образована тетраэдрическими фрагментами  $\text{SiO}_4$  и  $\text{AlO}_4$ , объединенными общими вершинами в трехмерный каркас, пронизанный полостями и каналами. В последних находятся молекулы воды и катионы металлов, аммония и др. Способны селективно выделять и вновь впитывать различные вещества, например, воду, а также обмениваться катионами с внешней средой. Цеолиты могут быть естественного происхождения (низкотемпературные гидротермальные минералы) и полученными искусственно. Используются как адсорбенты, ионообменники, молекулярные сита.

**Цис-транс-изомерия (геометрическая изомерия)** — один из видов пространственной изомерии химических соединений; заключается в возможности расположения заместителей по одну (цис-изомер) или по разные (транс-изомер) стороны плоскости двойной связи ( $\text{C}=\text{C}$ ,  $\text{C}=\text{N}$ ) или неароматического цикла (например, циклогексана).

**Ч**

**Число Авогадро** —  $6,022 \cdot 10^{23}$  (см. «Моль»).

**Щ**

**Щелочи** — хорошо растворимые в воде основания, создающие в водном растворе большую концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ . К щелочам относятся гидроксиды металлов подгрупп Ia и IIa периодической системы (например,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ). Широко применяются в промышленности.

## Е

**Эквивалентная электропроводность** — величина, характеризующая электрическую проводимость электролитов. Эквивалентная электропроводность определяется проводимостью всех ионов, образующихся из такого количества электролита, которое соответствует его химическому эквиваленту в растворе данной концентрации. Эквивалентная электропроводность соответствует предельно разбавленному раствору.

**Эквивалентов закон** — один из законов химии, устанавливающий, что отношения масс веществ, вступающих в химическое взаимодействие, равны или кратны их химическим эквивалентам. В общей форме сформулирован У. Волластоном в 1807 г.

**Экзотермические реакции** (от греческого *exo* — вне, снаружи) — химические реакции, протекающие с выделением тепла.

**Электродные процессы** — реакции, связанные с переносом электронов через границу раздела фаз электрод — электролит. В зависимости от направления переноса электронов различают катодные и анодные электродные процессы, приводящие соответственно к восстановлению или окислению вещества электрода. Электродные процессы идут, например, при электролизе.

**Электродный потенциал** — в электрохимии — разность электрических потенциалов на границе фаз электрод — электролит. На практике пользуются значениями т.н. относительного электродного потенциала, равного разности электродного потенциала данного электрода и электрода сравнения (например, нормального водородного).

**Электролитическая диссоциация** — полный или частичный распад молекул растворенного вещества на ионы в результате взаимодействия с растворителем. Обуславливает ионную проводимость растворов электролитов.

**Электролиты** — жидкие или твердые вещества, в которых в сколько-нибудь заметных концентрациях присутствуют

ионы, способные перемещаться и проводить электрический ток. В узком смысле — соли, растворы которых проводят электрический ток из-за наличия ионов, образующихся в результате электролитической диссоциации. Содержатся во всех жидких системах живых организмов, служат средой для проведения многих химических синтезов.

**Электрон** — устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой  $9,11 \cdot 10^{-31}$  кг. Электроны являются составной частью атомов всех элементов. Обладают свойствами как частиц, так и волн.

**Электронная конфигурация** — распределение электронов по энергетическим уровням, существующим в электронном облаке атома. Электронную конфигурацию описывают разными способами: а) с помощью электронных формул; б) с помощью орбитальных диаграмм (см. «Электронная формула», «Электронная ячейка»).

**Электронная пара** — два электрона, осуществляющие химическую связь. См. также «Неподеленная пара».

**Электронная формула** — запись распределения имеющихся в атоме электронов по энергетическим уровням и подуровням. Например, электронная формула кислорода (элемент номер 8, атом содержит 8 электронов):  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

**Электронная ячейка** — изображение атомной орбитали в виде квадрата, в котором располагаются электроны в виде вертикальных стрелок. Используются в орбитальных диаграммах.

**Электроотрицательность атома** — условная величина, характеризующая способность атома в молекуле приобретать отрицательный заряд (притягивать электроны). Зная электроотрицательность, можно определить полярность ковалентной связи, вычислить эффективные заряды атомов и др.

**Элемент химический** — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Известно 109 химических элементов (1993); 21 из них впервые были получены искусственно (Тс,

Pm, At, Fr, Np, Pu и 15 элементов № 95–109), причем Tc, Pm, Fr, Np позже в ничтожных количествах обнаружены в природе. На Земле наиболее распространены O, Si, Al, Fe, Cu, Na, K, Mg, Ti, Mn; эти химические элементы составляют 99,92% массы земной коры.

**Элементарная ячейка кристаллическая** — многократно повторяющееся в кристалле сочетание атомов, молекул или ионов. Изобразив элементарную ячейку, мы тем самым как бы изображаем весь кристалл, поскольку он состоит из таких ячеек.

**Элементарные частицы** — см. «Субатомные частицы».

**Эмульгаторы** — вещества, облегчающие получение эмульсий. Эмульгаторами служат мыла, белки (казеин, альбумин и др.), углеводы и т.д.

**Эмульгирование** — процесс получения эмульсий. Осуществляется диспергированием одной жидкости в другой (например, механическим перемешиванием) или конденсацией, т.е. выделением капельно-жидкой фазы из пересыщенных паров, растворов или расплавов.

**Эмульсии** (от лат. *emulsus* — выдоенный) — дисперсные системы, состоящие из мелких капель жидкости (дисперсной фазы), распределенных в другой жидкости (дисперсионной среде). Основные типы эмульсий: прямые, с каплями неполярной жидкости в полярной среде (например, водо-эмульсионные краски), и обратные (например, нефтяные эмульсии).

**Энантиомерия** (от греч. *enantios* — противоположный и *meros* — часть) оптической изомерии — вид пространственной изомерии химических соединений, способных существовать в виде пары оптических изомеров (оптических антиподов, энантиомеров). Такие изомеры вращают плоскость поляризации света на один и тот же угол, но в противоположные стороны: *d*- или (+)-изомер — вправо, *l*- или (–)-изомер — влево. Обусловлена хиральностью молекул. Смесь разных количеств энантиомеров, называемая рацематом, оптически недействительна и обозначается символом *d, l* или ( $\pm$ ).

**Эндотермические реакции** (от греческого *endon* — внутри) — химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

**Энергия активации ( $E_a$ )** — средняя избыточная энергия  $E$  (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). Энергию активации иногда называют также энергетическим барьером. Каждая химическая реакция имеет свою энергию активации. Значения  $E_a$  для реакций между нейтральными молекулами составляют, как правило, от 80 до 240 кДж/моль. На величину  $E_a$  не влияет температура, но может повлиять присутствие катализатора.

**Энтальпия** — «теплосодержание» реагирующих веществ. Обозначается  $\Delta H$ . При постоянном давлении (если реакция идет не в замкнутом сосуде) изменение энтальпии химической реакции равно ее тепловому эффекту.

**Эссенция** (от лат. *essentia* — сущность) — концентрированный раствор какого-либо вещества, который при употреблении разбавляется, например, уксусная эссенция. Термин обычно применяется к растворам веществ, извлекаемых из растений каким-либо растворителем (например, цветочные эссенции), полимерам.

## Я

**Ядерные реакции** — превращение одних веществ в другие, но не путем разрыва или образования химических связей, а путем изменения строения ядер элементов, участвующих в таких реакциях.

**Яды** — вещества растительного, животного и минерального происхождения или продукты химического синтеза (промышленные яды, пестициды), способные при воздействии на живой организм вызвать острое или хроническое отравление; могут приводить к смертельному исходу.

# ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>Глава 1. ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ</b> . . . . .	3
1.1. Основные понятия химии . . . . .	3
1.2. Атомно-молекулярное учение. . . . .	5
1.3. Основные законы химии . . . . .	6
1.4. Валентность и степень окисления . . . . .	8
1.5. Строение атома . . . . .	8
1.6. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева . . . . .	11
1.7. Периодический закон Д.И. Менделеева и теория строения атома . . . . .	11
1.8. Виды химической связи . . . . .	13
1.9. Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	15
1.10. Растворы . . . . .	16
1.11. Теория электролитической диссоциации . . . . .	18
<b>Глава 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ</b> . . . . .	21
2.1. Классификация неорганических соединений . . . . .	21
2.2. Генетическая связь неорганических соединений. . . . .	22
2.3. Оксиды . . . . .	22
2.4. Кислоты . . . . .	24
2.5. Основания . . . . .	27
2.6. Соли . . . . .	30
2.7. Металлы . . . . .	32
2.8. Элементы главной подгруппы I группы . . . . .	34
2.9. Элементы главной подгруппы II группы . . . . .	36
2.10. Элементы главной подгруппы III группы . . . . .	40
2.11. Металлы побочных подгрупп . . . . .	45
2.12. Водород . . . . .	54
2.13. Галогены (элементы главной подгруппы VII группы). . . . .	57
2.14. Элементы главной подгруппы VI группы периодической системы . . . . .	63
2.15. Элементы главной подгруппы V группы периодической системы . . . . .	72
2.16. Элементы главной подгруппы IV группы периодической системы . . . . .	84
2.17. Элементы главной подгруппы VIII группы. . . . .	95
<b>Глава 3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ</b> . . . . .	98
3.1. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова . . . . .	98
3.2. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов) . . . . .	104
3.3. Непредельные углеводороды . . . . .	108
3.4. Кислородсодержащие органические соединения . . . . .	121
3.5. Азотсодержащие органические соединения . . . . .	159
3.6. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений . . . . .	169
<b>СЛОВАРЬ ХИМИЧЕСКИХ ТЕРМИНОВ</b> . . . . .	177





**Издательство  
еникс**

344082, г. Ростов-на-Дону,  
пер. Халтуринский, 80  
Тел.: (863) 261-89-50;  
[www.phoenixrostov.ru](http://www.phoenixrostov.ru)

- ◆ Около 100 новых книг каждый месяц.
- ◆ Более 6000 наименований книжной продукции собственного производства.

**ОСУЩЕСТВЛЯЕМ:**

- ◆ Оптовую и розничную торговлю книжной продукцией.

**ГАРАНТИРУЕМ:**

- ◆ Своевременную доставку книг в любую точку страны **ЗА СЧЕТ ИЗДАТЕЛЬСТВА** ж/д контейнерами.
- ◆ **МНОГОУРОВНЕВУЮ** систему скидок.
- ◆ **РЕАЛЬНЫЕ ЦЕНЫ.**
- ◆ Надежный **ДОХОД** от реализации книг нашего издательства.

**ТОРГОВЫЙ ОТДЕЛ**

344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80

**Контактные телефоны:**

Тел.: (863) 261-89-53, 261-89-54, 261-89-55  
261-89-56, 261-89-57, факс. 261-89-58

**Начальник Торгового отдела**

**Аникина Елена Николаевна**

Тел.: (863) 261-89-53, [torg153@aaanet.ru](mailto:torg153@aaanet.ru)