

Каждый химический элемент обозначают собственным *химическим знаком*, или *символом*, который наряду с названием химического элемента записан в таблице Д. И. Менделеева. В качестве символов по предложению шведского химика Й. Берцелиуса были приняты в большинстве случаев начальные буквы латинских названий химических элементов. Так, водород (латинское название *Hydrogenium* — гидрогениум) обозначают буквой H (читают «аш»), кислород (латинское название *Oxygenium* — оксигениум) — буквой O (читают «о»), углерод (латинское название *Carboneum* — карбонеум) — буквой C (читают «цэ»).

На букву С начинаются латинские названия ещё нескольких химических элементов: кальция (*Calcium*), меди (*Cuprum*), кобальта (*Cobaltum*) и др. Чтобы их различить, Й. Берцелиус предложил к начальной букве латинского названия добавлять ещё одну из последующих букв названия. Так, химический знак кальция записывают символом Ca (читают «кальций»), меди — Cu (читают «купрум»), кобальта — Co (читают «кобальт»).

В названиях одних химических элементов отражены важнейшие свойства элементов, например, водород — *рождающий воду*, кислород — *рождающий кислоты*, фосфор — *несущий свет* (рис. 20) и т. д.

Другие элементы названы в честь небесных тел или планет Солнечной системы — селен и теллур (рис. 21)

(от греч. *Селена* — Луна и *Теллурис* — Земля), уран, нептуний, плутоний.

Отдельные названия заимствованы из мифологии (рис. 22). Например, тантал. Так звали любимого сына Зевса. За преступления перед богами Тантал был сурово наказан. Он стоял по горло в воде, и над ним свисали ветви с сочными, ароматными плодами. Однако едва он хотел напиться, как вода утекала от него, едва желал утолить голод и протягивал руку к плодам — ветви отклонялись в сторону. Пытаясь выделить тантал из руд, химики испытали не меньше мучений.

Некоторые элементы были названы в честь различных государств или частей света. Например, германий, галлий (Галлия — старинное название Франции), полоний (в честь Польши), скандий (в честь Скандинавии), фран-

**тов.** Почему «периодической», вам тоже понятно, так как общие закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ, образованных химическими элементами, повторяются в этой системе через определённые интервалы — **периоды.**

Периодическая система была составлена на основе периодического закона, открытого в 1869 г. Д. И. Менделеевым. На момент своего создания Периодическая система содержала только 63 элемента — именно столько их было открыто к тому времени


Гениальность Д. И. Менделеева заключалась в том, что он предусмотрел существование неоткрытых на тот момент элементов и оставил для них свободные места в таблице.

Система Д. И. Менделеева позволила не только предсказать существование неизвестных элементов, но и предугадать их свойства, исправить неверно определенные атомные массы уже известных элементов.


На сегодняшний день в Периодическую систему внесены 118 элементов. Она пополняется новыми элементами, и пока ученые не могут однозначно утверждать, сколько всего элементов существует

- ▣ Периодическая система химических элементов имеет вид таблицы.
- ▣ Элементы в ней расположены в определенном порядке — по мере увеличения массы их атомов. Каждый элемент имеет свой порядковый номер, и этот номер равен заряду ядра атомов этого элемента.
- ▣ Существует множество вариантов изображения Периодической системы: круговые, спиральные, пирамидальные, с расположением элементов сверху вниз и слева направо. Общепринятым является изображение в виде таблицы с расположением элементов слева направо.
- ▣ В Периодической системе все элементы объединены в *периоды* — горизонтальные ряды элементов, и *группы* — *вертикальные столбцы* элементов.





*Периодом* называют горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. Они имеют одинаковое число электронных слоёв, но разное число валентных электронов. Период начинается щелочным металлом (кроме 1-го) и заканчивается инертным газом.



*Группой* называют вертикальный ряд элементов, расположенных в порядке увеличения зарядов ядер их атомов. Атомы этих элементов содержат одинаковое число валентных электронов, но различаются числом электронных слоёв.

- ▣ В длинном варианте Периодической системы элементы
- ▣ объединены в 7 периодов и 18 групп, а в коротком – тоже в 7 периодов, но в 8 групп

Первые три периода называют малыми, так как в них содержится небольшое число элементов: первый период состоит из 2 элементов (Гидроген и Гелий), а второй и третий — из 8 элементов. Остальные периоды называют большими: четвертый и пятый периоды состоят из 18 элементов, а шестой и седьмой — из 32 элементов.

Каждый период (кроме первого) начинается металлическим элементом (щелочным металлом) и оканчивается инертным газом.

Группы объединяют элементы со схожими свойствами. Некоторые группы элементов имеют названия, например группа *щелочных элементов* или *группа инертных элементов*.

В нижней части таблицы расположены семейства элементов — *лантаноиды* и *актиноиды*. Эти элементы идут после Лантана (№ 57) и Актиния (№ 89) и формально относятся к третьей группе. Однако размещение этих элементов в таблице сделало бы ее громоздкой и неудобной, поэтому их обычно выносят за ее границы

*Чтобы описать положение элемента в Периодической системе, нужно назвать его порядковый номер, а также номер группы и периода.*

Например: элемент Оксиген имеет порядковый номер 8, расположен во втором периоде, шестой группе

Периодическая система химических элементов графически отображает Периодический закон. Каждое число в ней характеризует какую-либо особенность в строении атомов:

а) *порядковый (атомный) номер* химического элемента указывает на заряд его атомного ядра, т. е. на число протонов, содержащихся в нем, а так как атом электронейтрален, то и на число электронов, находящихся

вокруг атомного ядра. Число нейтронов определяют по формуле  $N = A - Z$ , где  $A$  — массовое число,  $Z$  — порядковый номер элемента;

**свойств элементов с увеличением их порядкового номера:**

- важнейшие количественные характеристики элемента — заряд ядра его атомов и атомная масса возрастают монотонно;
- структуры внешнего электронного слоя изменяются скачкообразно;
- периодически повторяются формы и свойства оксидов и гидроксидов элементов;
- периодически повышается валентность элементов по кислороду и убывает по водороду.

Особое значение имеют электроны, расположенные на внешнем электронном слое, – валентные электроны. У элементов-металлов их обычно 1–2, реже 3, у неметаллов – 4 и больше. У элементов больших периодов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешнего, но и предвнешнего слоя. От валентных электронов зависит реакционная способность атомов к образованию химических связей с другими атомами, к образованию *химических соединений*.



б) номер периода соответствует числу энергетических уровней (электронных слоев) в атомах элементов данного периода;

в) номер группы соответствует числу электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп и максимальному числу валентных электронов для элементов побочных подгрупп.

В свете строения атома можно объяснить причины изменения свойств химических элементов и образованных ими веществ. В периоде с увеличением зарядов атомных ядер элементов (слева направо) металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются в силу того, что:

а) возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне атома;

б) число энергетических уровней в атомах в пределах периода остается постоянным;

в) уменьшается радиус атомов.

*В группах (главная подгруппа) с увеличением зарядов атомных ядер элементов (сверху вниз) металлические свойства усиливаются, неметаллические ослабевают. Это объясняется тем, что:*

- число электронов на внешнем уровне атомов остается одинаковым;

- увеличивается число энергетических уровней в атоме;

- увеличивается радиус атомов.

В больших периодах изменения происходят медленнее, так как, начиная с третьего элемента, у атомов достраивается не внешний энергетический, а предвнешний уровень с 8 до 18 электронов (у элементов побочных подгрупп) и лишь затем заполняется внешний уровень с 2 до 8 электронов (у элементов главных подгрупп).

В «сверхбольших» периодах (6-м и 7-м, незавершенном) эти изменения происходят еще медленнее, так как у лантаноидов и актиноидов достраивается не внешний или предвнешний уровень, а третий снаружи уровень — с 18 до 32 электронов. Поэтому свойства этих элементов так похожи на свойства лантана La и актиния Ac, а также сходны между собой. Это объясняется тем, что свойства элементов и образуемых ими веществ зависят в пер-

вую очередь от строения внешнего энергетического уровня атомов, меньше — от строения предвнешнего и почти не зависят от строения внутренних уровней.

Природа каждого элемента, т. е. присущие только ему свойства атомов, простых веществ, соединений, зависит прежде всего от заряда ядра его атомов. Заряд обуславливает и строение электронной оболочки атома. Но величины зарядов ядер атомов элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева изменяются монотонно — увеличиваются от +1 у водорода до +110 у элемента № 110\*, поэтому прямой причиной периодического изменения свойств элементов это явление быть не может.

Причина периодичности — изменение *строения внешних электронных слоев атомов*. Так, у всех щелочных металлов внешний энергетический уровень занят одним s-электроном, поэтому их свойства так похожи. Но они не одинаковы, степень их проявления разная, потому что этот единственный внешний электрон находится на разном удалении от ядра у атомов каждого из щелочных металлов:

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1	H								He
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar

Периоды 4, 5 и 6-й включают по два ряда элементов, их называют *большими периодами*; 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й — 32 элемента.

4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
6	8	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn

7-й период — незаконченный, состоит пока только из одного ряда.

7	10	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt		
---	----	----	----	------	----	----	----	----	----	----	--	--

Обратите внимание на «подвальные этажи» Периодической системы — там «живут» по 14 элементов-близне-

цов, похожие по своим свойствам одни на лантан La, другие на актиний Ac, которые представляют их на верхних «этажах» таблицы: в 6-м и 7-м периодах.

* ЛАНТАНОИДЫ	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
** АКТИНОИДЫ	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

## МАЛЫЕ ПЕРИОДЫ


Изменение свойств атомов рассмотрим на примере элементов второго периода.

Во втором периоде с возрастанием положительного заряда ядра атома происходит последовательное увеличение числа электронов на внешнем энергетическом уровне, а следовательно, и числа валентных электронов. В то же время увеличение заряда ядра (от  $+3$  в атоме лития до  $+10$  в атоме неона) вызывает возрастание силы притяжения электронов к ядру. Вследствие этого атомы как бы сжимаются и радиусы атомов элементов в периоде уменьшаются (табл. 3).

Таблица 3



## Изменение радиусов атомов элементов второго периода

Элемент, заряд ядра его атома	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
Радиус атома*, нм	0,159	0,104	0,078	0,062	0,052	0,045	0,040	0,035
	 Заряд ядер атомов увеличивается, радиус атомов уменьшается							

В результате возрастания заряда ядра и уменьшения радиуса атома прочность связи электронов внешнего уровня (валентных электронов) с ядром увеличивается, а способность атомов отдавать электроны (т. е. металлические свойства), ярко выраженная у атомов лития, постепенно ослабевает при переходе от лития к фтору. Фтор образует вещество, являющееся типичным неметаллом, атомы которого способны только присоединять электроны. Завершается второй период элементом, атомы которого образуют благородный газ — неон.

В третьем периоде начинает заполняться электронами но-

вый (третий) энергетический уровень, и электронные структуры атомов повторяются (см. Периодическую систему химических элементов).

В связи с повторением электронных структур атомов характер изменения свойств атомов элементов в третьем периоде такой же, как и во втором. Например, атомы натрия, как и атомы лития, легко отдают электроны, а атомы хлора, как и атомы фтора, активно их присоединяют. Завершается третий период также элементом, атомы которого образуют благородный газ — аргон.

Итак, изменения некоторых характеристик и свойств атомов элементов во втором и третьем периодах (от лития до аргона) носят *периодический характер*, т. е. повторяются через определённое число элементов (в переводе с греческого языка *периодический* — появляющийся через определённый интервал).

Обобщим рассмотренные закономерности.

В периодах слева направо:

- ◆ заряд ядер атомов увеличивается;
- ◆ число занятых электронами энергетических уровней в атомах не изменяется;
- ◆ число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов (валентных) увеличивается от 1 до 8;
- ◆ радиус атомов уменьшается;
- ◆ прочность связи электронов внешнего уровня (валентных) с ядром увеличивается;
- ◆ металлические свойства атомов элементов убывают;
- ◆ неметаллические свойства атомов элементов усиливаются.
- ◆ Начало каждого периода совпадает с началом заполнения нового электронного слоя.
- ◆ Каждый период начинается элементом, атомы которого образуют вещество — металл, а заканчивается элементом, атомы которого образуют вещество — благородный газ.

Перечислим ещё раз, используя современные термины, закономерные изменения свойств, проявляемые в пределах периодов:

- *металлические* свойства ослабевают;
- *неметаллические* свойства усиливаются;
- *степень окисления* элементов в высших оксидах увеличивается от +1 до +8;
- *степень окисления* элементов в летучих водородных соединениях увеличивается от -4 до -1;

ГРУППА
I
(H)
Li
Na
K
Cu
Rb
Ag
Cs
Au
Fr

ПОДГРУППЫ

главная

побочная

По вертикали химические элементы, «живущие» в сходных по свойствам «квартирах», располагаются друг под другом в вертикальных столбцах — группах, которых в таблице Д. И. Менделеева восемь.

Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной и побочной. Подгруппу, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называют *главной подгруппой* или *группой А*. Подгруппу, в которую входят элементы только больших периодов, называют *побочной подгруппой* или *группой В*. Так, в главную подгруппу I группы (IA группы) входят литий,

натрий, калий, рубидий и франций — это подгруппа лития Li; побочная подгруппа этой группы (IB группы) образована медью, серебром и золотом — это подгруппа меди Cu.

В одну подгруппу попадают элементы, атомы которых имеют сходные электронные структуры, а отсюда и сходство их основных химических свойств. Поэтому элементы одной подгруппы называют *элементами-аналогами*. Вместе с тем у элементов одной подгруппы атомы имеют разное число энергетических уровней. Это вызывает некоторое различие их свойств.

Элементы одной группы, но разных подгрупп имеют разные электронные структуры атомов, а следовательно, разные свойства. Например, в VII группе две подгруппы: галогенов и марганца. На внешнем слое атомов галогенов — 7 электронов, а у элементов подгруппы марганца — 2, причём валентными у них являются не только внешние электроны, но и электроны предвнешнего слоя. В подгруппе галогенов элементы — типичные неметаллы. В подгруппу марганца входят металлические элементы.

Особое место в периодической системе занимает VIII группа, включающая в себя триады и инертные элементы (главная подгруппа), а также выделенные в семейства лантана и актиния элементы, которые размещены в рядах, находящихся в нижней части современной периодической системы.

## ГЛАВНЫЕ ПОДГРУППЫ

В главных подгруппах сверху вниз увеличивается число занятых электронами энергетических уровней, поэтому возрастают радиусы атомов. Число электронов на внешнем уровне остаётся одинаковым (■)



Таблица 4

**Некоторые характеристики атомов элементов  
главной подгруппы I группы**

Период (число электронных слоёв)	Элемент, заряд ядра его атома	Радиус атома, нм	Электронная схема атома
1	${}_1\text{H}$	0,050	$1e^-$
2	${}_3\text{Li}$	0,159	$2e^- 1e^-$
3	${}_{11}\text{Na}$	0,171	$2e^- 8e^- 1e^-$

Вследствие этого прочность связи электронов внешнего уровня (валентных электронов) с ядром уменьшается, а способность атомов отдавать электроны увеличивается.

Обобщим рассмотренные закономерности.

Обобщим рассмотренные закономерности.

В главных подгруппах сверху вниз:

- ◆ заряд ядер атомов возрастает;
- ◆ число занятых электронами энергетических уровней увеличивается;
- ◆ радиус атомов растёт;
- ◆ число электронов на внешнем уровне не изменяется, оно равно номеру группы;
- ◆ прочность связи электронов внешнего уровня с ядром уменьшается;
- ◆ металлические свойства атомов элементов усиливаются;
- ◆ неметаллические свойства атомов элементов ослабевают.

Рассмотрев изменения свойств атомов элементов в двух направлениях, можно сделать выводы:

**Фтор**

◆ *фтор* образует самый активный неметалл, так как его атомы имеют малый радиус (всего два занятых электронами уровня), и поэтому внешние семь электронов сильно притягиваются к ядру;

**Франций**

◆ *франций* образует самый активный металл, так как его атомы имеют большой радиус (семь занятых энергетических уровней) и на самом далёком от ядра энергетическом уровне находится всего один электрон, слабо связанный с ядром.

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменение свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
АТОМЫ	Заряд ядра	Возрастает	Возрастает
	Число энергетических уровней	Возрастает	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Возрастает
	Радиус атома	Возрастает	Убывает
	Восстановительные свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Окислительные свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Высшая положительная степень окисления	Постоянна и равна номеру группы ( $n$ )	Увеличивается от +1 до +8
	Низшая степень окисления	Не изменяется и равна ( $8 - n$ )	Увеличивается от -4 до -1

	ОКИСЛЕНИЯ		от -4 до -1
Простые вещества	Металлические свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
Соединения элементов	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидроксида	Усиление кислотных и ослабление основных свойств в периодах ( $\rightarrow$ )	
		Усиление основных и ослабление кислотных свойств в главных подгруппах ( $\downarrow$ )	

• оксиды от основных через амфотерные сменяются  
кислотными;

<b>H</b>
1
H <sub>2</sub> O
—

<b>Li</b>	<b>Be</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>
Литий	Бериллий	Бор	Углерод	Азот	Кислород	Фтор
7	9	11	12	14	16	19
Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—	—
осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	—	—
LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	—	—
основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	—	—

<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>
Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор
23	24	27	28	31	32	35,5
Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
осн. окс.	осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>
основание	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	кислота

<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>
Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор
23	24	27	28	31	32	35,5
$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
осн. окс.	осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.
$\text{NaOH}$	$\text{Mg(OH)}_2$	$\text{Al(OH)}_3$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$
основание	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	кислота

НИЯ ИХ ОТНОСИТЕЛЬНЫХ АТОМНЫХ МАСС

• *гидроксиды* от щелочей через амфотерные гидроксиды сменяются кислородсодержащими кислотами.

На основании этих наблюдений Д. И. Менделеев в 1869 г. сделал вывод — сформулировал Периодический закон, который с использованием современных терминов звучит так:



**свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.**



**свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от строения внешних электронных слоев атомов.**



**свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.**



Д.И. Менделеев выделил восемь. Элементы одной группы проявляют одинаковую высшую валентность по кислороду и имеют общую форму кислородных и газообразных водородных соединений (для элементов-неметаллов). Внизу, под каждой группой элементов, приведены общие формулы их оксидов и водородных соединений. Инертные газы в периодической системе размещены в нулевой группе.

<p>а) <b>Элемент азот</b></p> ${}^{14}_{7}\text{N} \left. \begin{array}{l} \left. \right) \right) \\ 2 \ 5 \end{array} \right)$	<p>б) <b>Элемент натрий</b></p> ${}^{23}_{11}\text{Na} \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \ 8 \ 1 \end{array} \right)$
<p><b>Простое вещество</b> – газообразный неметалл азот <math>\text{N}_2</math></p>	<p><b>Простое вещество</b> – металл натрий <math>\text{Na}</math></p>
<p><b>Сложные вещества</b></p> <p>а) <math>\text{NH}_3</math> аммиак ← <b>Водородные соединения</b> → <math>\text{NaNH}_2</math> гидрид натрия газообразное вещество</p> <p>б) Кислотный ← <b>Высшие кислородные соединения</b> → Основной характер <math>\text{N}_2\text{O}_5</math> <math>\text{HNO}_3</math></p>	<p><b>Сложные вещества</b></p> <p><math>\text{NaNH}_2</math> гидрид натрия твёрдое вещество</p> <p>Основной характер <math>\text{Na}_2\text{O}</math> <math>\text{NaOH}</math></p>
<p>Азот – элемент-неметалл</p>	<p>Натрий – элемент-металл</p>

**Рис. 73.** Характерные признаки типичного элемента неметалла (а) и металла (б)

Первая следующая закономерности.

1. Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за немногими исключениями) соответствует номеру группы. Элементы побочных подгрупп могут проявлять и другую валентность. Так, например, медь образует оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$ . Однако наиболее распространенными являются соединения двухвалентной меди. Элементы главных подгрупп IV—VII групп образуют также соединения с водородом. Валентность элементов в соединениях с водородом определяется разностью между числом 8 и номером группы.

2. В главных подгруппах с увеличением относительных атомных масс усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические.

У атомов элементов главных подгрупп с возрастанием относительных атомных масс растет число энергетических уровней и увеличивается расстояние валентных (наружных) электронов от ядра. Поэтому валентные электроны все легче отрываются от атомов, что приводит к усилению металлических свойств элементов. В побочных подгруппах вышеуказанная закономерность не соблюдается.

3. У атомов элементов главных подгрупп число электронов на наружном энергетическом уровне соответствует номеру группы. Так, например, атомы элементов IV группы главной подгруппы (углерод, кремний, германий, олово, свинец) на наружном энергетическом уровне имеют четыре электрона. Именно эти электроны определяют валентность данных элементов. Это объясняется тем, что элементы IV группы главной подгруппы четырехвалентны в соединениях с кислородом. Такая же закономерность наблюдается и в остальных группах (с некоторыми исключениями).

К *главным подгруппам* относятся те элементы, валентные электроны которых находятся на наружном энергетическом уровне. Это *s*- и *p*-электроны. В связи с этим и сами элементы главных подгрупп часто называют *s*- и *p*-элементами (см. первый форзац: *s*-элементы в периодической системе изображены красным цветом, а *p*-элементы — желтым).

К *побочным подгруппам* относятся элементы, валентные электроны которых находятся также на предпоследнем энергетическом уровне. Это *d*-электроны. Форма их облаков более сложна, чем у *p*-электронов (рис. 52). Элементы побочных подгрупп относят к *d*-элементам. Первый *d*-элемент — это скандий Sc, так как один из его валентных электронов расположен на предпоследнем энергетическом уровне. Сходные со скандием иттрий Y, лантан La и актиний Ac образуют побочную подгруппу III группы. Аналогичные подгруппы образуют элементы титан Ti, ванадий V, хром Cr, марганец Mn, железо Fe, кобальт Co, никель Ni, медь Cu и цинк Zn — подряд 10 *d*-элементов, которыми начинаются 10 побочных подгрупп (см. первый форзац: *d*-элементы в периодической системе изображены синим цветом).

После элементов лантана La (помечен одной звездочкой) и актиния Ac (помечен двумя звездочками) следует 14 элементов, в атомах которых дополняется электронами (от 18 до 32) третий снаружи энергетический уровень. Эти электроны называются *f*-электронами. Форма облаков этих электронов еще более сложная, чем у *d*-электронов. Элементы, имеющие *f*-электроны, относятся к *f*-элементам (см. первый форзац: *f*-элементы обозначены фиолетовым цветом и помещены в два ряда под периодической системой).

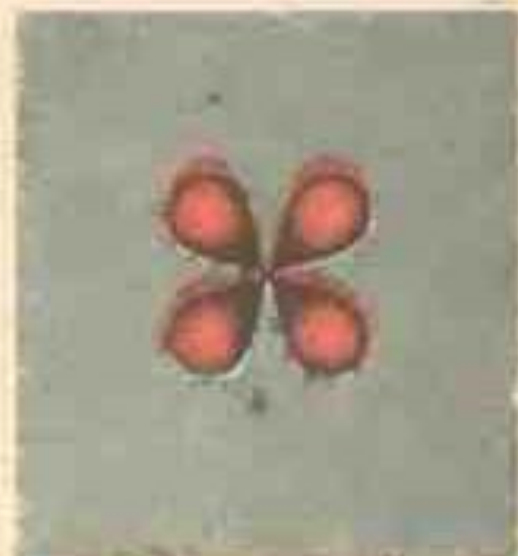


Рис. 52. Форма *d*-электронного облака.

## § 62. Периодическая система химических элементов. Малые и большие периоды

Из периодического закона вытекает естественная классификация химических элементов — периодическая система химических элементов. Наглядно она изображается периодической таблицей химических элементов (рис. III).

Рассмотрим подробнее периоды периодической системы. Вы познакомились со строением электронных оболочек атомов эле-

ментов трех первых периодов. Они вмещают в себя: первый период — 2 элемента, второй и третий — по 8 элементов. Эти периоды называются *малыми*. В малых периодах с возрастанием порядкового номера элемента всякий раз добавляются электроны к наружному слою атома.

Ознакомимся теперь по таблице 14 со строением электронных оболочек атомов, образующих следующий, четвертый период. Этот период, как и предшествующие ему малые, начинается щелочным металлом калием (№ 19). В атоме калия появляется новый слой, представленный одним электроном. У кальция (№ 20) к нему присоединяется второй электрон. Если бы и дальше электроны присоединялись к наружному слою, то восьмое место в периоде должен был бы занять инертный элемент, а перед ним галоген. Но вместо инертного элемента восьмое место занимает в 4-м периоде всем известный металл железо. Металлами оказываются и элементы, предшествующие железу.

## Строение атомов элементов IV периода

Порядковый номер	Химический элемент		Распределение электронов по слоям			
			I	II	III	IV
19	<i>Калий</i>	K	2	8	8	1
20	<i>Кальций</i>	Ca	2	8	8	2
21	<i>Скандий</i>	Sc	2	8	8+1	2
22	<i>Титан</i>	Ti	2	8	8+2	2
23	<i>Ванадий</i>	V	2	8	8+3	2
24	<i>Хром</i>	Cr	2	8	8+5	1
25	<i>Марганец</i>	Mn	2	8	8+5	2
26	<i>Железо</i>	Fe	2	8	8+6	2
27	<i>Кобальт</i>	Co	2	8	8+7	2
28	<i>Никель</i>	Ni	2	8	8+8	2
29	<i>Медь</i>	Cu	2	8	18	1
30	<i>Цинк</i>	Zn	2	8	18	2
...	...	...	...	...	...	...
34	<i>Селен</i>	Se	2	8	18	6
35	<i>Бром</i>	Br	2	8	18	7
36	<i>Криптон</i>	Kr	2	8	18	8

**Примечание:** Названия элементов-металлов даны другим шрифтом.  
Химические знаки элементов побочной подгруппы заключены в рамку.



Начиная с третьего элемента — скандия (№ 21), в 4-м периоде накопление электронов в наружном (четвертом) слое атомов с возрастанием порядкового номера временно прекращается, а возобновляется накопление электронов в предпоследнем (третьем) слое, пока число их в нем не возрастет с 8 до 18. Пока идет такая «достройка» электронами предпоследнего слоя, в наружном слое, как правило, остается 2 электрона (табл. 14). Но бывают исключения. При переходе от ванадия (№ 23) к хрому (№ 24) и от никеля (№ 28) к меди (№ 29) вместе с очередным электроном перемещается в предпоследний слой один из двух наружных электронов. В наружном слое атома меди остается 1 электрон, а в предпоследнем накапливается 18 электронов, и теперь этот (третий) слой становится завершенным. Таким он остается и у элементов, следующих за медью. У этих элементов возобновляется накопление электронов в наружном слое, пока их число, как и у элементов малых периодов, не достигает восьми у завершающего период инертного газа — криптона (№ 36).

Благодаря тому что в 4-й период в отличие от малых периодов вклиниваются элементы, у которых происходит «достройка» электронами предпоследнего слоя, в периоде возрастает число химических элементов: их становится 18. Периоды, содержащие более 8 элементов, называются *большими* периодами. Большие периоды, как и малые, тоже начинаются щелочным металлом и тоже завершаются инертным элементом. Но в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 6, а в больших — через большее число элементов.

В периодической таблице химические элементы распределены по периодам, рядам, группам и подгруппам. Периоды пронумерованы арабскими цифрами в порядке их следования друг за другом. 1-й период состоит из 2 элементов — водорода и гелия. 2-й и 3-й периоды включают по 8 элементов, 4-й и 5-й периоды — по 18 элементов, а 6-й период — 32 элемента. 7-й период в настоящее время включает 18 элементов. Он не закончен, и работа по получению других новых элементов этого периода продолжается. *Номер периода показывает, сколько электронных слоев имеют атомы элементов этого периода* (рис. 1 цветной вкладки).

Каждый большой период разбит на два ряда. Эти ряды связаны тремя элементами-металлами, сходными между собой, но не имеющими себе подобных в малых периодах. Остальные элементы размещены под элементами малых периодов. При таком расположении каждый элемент большого периода попадает в один вертикальный столбец с теми элементами малых периодов, которые проявляют одинаковую с ним высшую

валентность. Так, 5-й период, начинающийся рубидием и кончающийся ксеноном, разбит на два ряда. Верхний ряд кончается тремя металлами: рутением, родием и палладием, а нижний ряд начинается серебром. В обоих рядах высшая валентность элементов в оксидах возрастает от 1 (у рубидия и серебра) до 8 (у рутения и ксенона).

Верхний ряд каждого большого периода имеет четный номер (четный ряд), а нижний — нечетный номер (нечетный ряд). Четные ряды содержат только металлы, и лишь в конце нечетных рядов, т. е. в конце периода, появляются неметаллы.

Строение атомов элементов четных и нечетных рядов больших периодов неодинаково. В четных рядах только у двух первых элементов в предпоследнем слое содержится 8 электронов; у следующих за ними элементов вплоть до конца четного ряда идет накопление электронов в этом слое. Такие элементы выделены в таблице желтым цветом. В атомах элементов нечетных рядов больших периодов предпоследний слой уже завершен: он содержит 18 электронов, а число электронов в наружном слое, как и у элементов 2-го и 3-го периодов, возрастает с 1 до 8. В каждом периоде с возрастанием порядкового номера элемента их металлические свойства ослабевают, а неметаллические свойства усиливаются.

Мы рассмотрели, как изменяются свойства химических элементов в периодах.

Теперь рассмотрим, как изменяются их свойства в вертикальных столбцах периодической таблицы.

## § 63. Группы и подгруппы периодической системы химических элементов

Элементы, расположенные в одном и том же вертикальном столбце периодической таблицы, составляют группу элементов. Периодическая таблица включает восемь групп элементов, пронумерованных римскими цифрами. Восьмая группа состоит из элементов, связывающих четные и нечетные ряды больших периодов, и инертных элементов. Каков номер группы, такова и высшая валентность элементов этой группы в соединениях с кислородом. Лишь немногие элементы отступают от этого правила. Так, элемент I группы — медь может проявлять валентность не только 1, но и 2, а элемент VII группы — фтор не образует соединений, в которых он был бы семивалентным. Из элементов VIII группы лишь немногие (например, осмий и ксенон) проявляют в высших оксидах валентность 8.

Водород помещают иногда в одной группе со щелочными металлами, так как его валентность в оксиде (воде) равна 1. Помещают его и в VII группу, потому что атому водорода и

атомам галогенов не хватает одного электрона до завершения наружного электронного слоя.

В 6-м периоде между двухвалентным металлом барием Ba (№ 56) и четырехвалентным металлом гафнием Hf (№ 72), кроме одного трехвалентного элемента лантана La (№ 57), вклиниваются еще 14 особенно сходных с ним металлов. Они образуют особое *семейство лантаноидов*. Так как лантаноиды сходны по строению атома с лантаном и обычно трехвалентны, то им с лантаном отведена в периодической таблице только одна клетка между барием и гафнием, а перечень их по мере возрастания порядковых номеров приведен отдельно под таблицей. Так же отдельно приведены элементы, следующие за актинием Ac, *семейство актиноидов*.

Особенно близкое сходство между лантаноидами и актиноидами объясняется тем, что в их атомах электроны заполняют третий снаружи слой, а в двух внешних слоях число электронов остается одинаковым.

Каждая группа элементов состоит из двух подгрупп. Химические знаки элементов одной подгруппы смещены в занимаемой ими клетке влево, а другой — вправо. Так, VII группа включает в себя подгруппу галогенов и подгруппу марганца (Mn, Tc, Re).

Подгруппы, в которые входят элементы и малых, и больших

Подгруппы, в которые входят элементы и малых, и больших периодов, называют главными, а подгруппы, состоящие только из элементов больших периодов, — побочными. Так, подгруппа галогенов — главная, а подгруппа марганца — побочная подгруппа VII группы.

В какие же подгруппы — главные или побочные — попали известные вам неметаллы: углерод, азот, кислород, сера, галогены, инертные элементы? Все они вошли в главные подгруппы, относящиеся к группам IV, V, VI, VII, VIII. Побочные подгруппы состоят только из металлов. *У атомов элементов главных подгрупп число электронов в наружном электронном слое совпадает с номером группы.*

Внизу под каждой группой подписаны общая формула высших оксидов элементов и общая формула их летучих водородных соединений. Общая формула высших оксидов относится ко всем элементам данной группы независимо от принадлежности элемента к главной или побочной подгруппе. Летучие же водородные соединения образуют только неметаллы. Поэтому только общие формулы летучих водородных соединений подписаны под знаками элементов главных подгрупп.

В каждой главной подгруппе с возрастанием порядкового номера элементов металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Так, у щелочных металлов металлические свойства усиливаются с возрастанием порядкового номера, а у галогенов неметаллические свойства с возрастанием порядкового номера ослабевают.

## СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ МАЛЫХ ПЕРИОДОВ

Какие периоды считаются малыми?

Периоды, состоящие из одного ряда элементов, называются *малыми*. В первом периоде периодической таблицы химических элементов расположены водород и гелий. Атомы этих элементов имеют один энергетический уровень, в котором согласно формуле  $N=2n^2$ , содержится  $2 \cdot 1^2 = 2$  электрона.

В ядре атома водорода имеется один протон, вокруг ядра вращается один электрон, совершая шарообразные движения.

У элементов второго периода атомы имеют два энергетических уровня. В первом электронном слое содержится два электрона, во втором  $2 \cdot 2^2 = 8$  (обратите внимание на табл.13).

## Строение атомов элементов второго периода

Символ элемента	Порядковый номер	Число протонов в ядре	Общее число электронов	Модель строения атома	Энергетические уровни			Расположение электронов в энергетических ячейках (орбиталях)	
					<i>K</i>	<i>L</i>			
					<i>s</i>	<i>s</i>	<i>p</i>		
Li	3	+3	-3		$1s^2$	$2s^1$	$2p^0$		
Be	4	+4	-4		$1s^2$	$2s^2$	$2p^0$		
B	5	+5	-5		$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$		
C	6	+6	-6		$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$		
N	7	+7	-7		$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$		

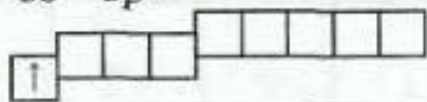
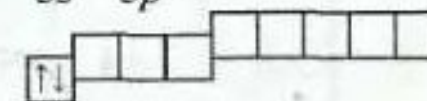
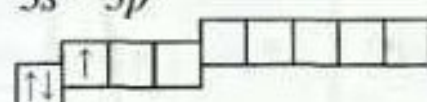


У элементов третьего периода атомы имеют три энергетических уровня. В первом имеется два электрона, во втором до восьми и в третьем (внешнем)—до восьми электронов. Поскольку третий уровень внешний,  $3d$ — энергетический подуровень не принимает электроны.

Обратите внимание на табл. 14.

Таблица 14

### Строение атомов элементов третьего периода

Символ элемента	Порядковый номер	Число протонов в ядре	Общее число электронов	K			L			Расположение электронов в энергетических ячейках
				s	s	p	s	p	d	
Na	11	+11	-11	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^1$	$3p^0$	$3d^0$	$3s^1$ $3p^0$ 
Mg	12	+12	-12	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^0$	$3d^0$	$3s^2$ $3p^0$ 
Al	13	+13	-13	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^1$	$3d^0$	$3s^2$ $3p^1$ 

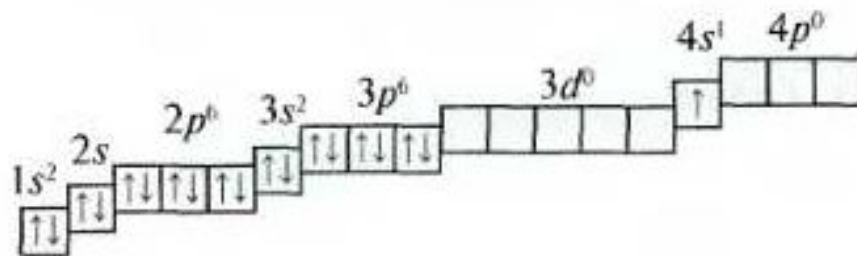
## СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ БОЛЬШИХ ПЕРИОДОВ

Какие элементы являются элементами большого периода?

Большие периоды характеризуются тем, что включают два ряда. Четвертый, пятый и шестой периоды периодической таблицы являются большими. Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов, и каждый период начинается щелочным металлом и оканчивается инертными газами. Атомы элементов четвертого периода имеют четыре энергетических уровня, четвертый из которых внешний: на первом энергетическом уровне находятся  $2n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2$  электрона, на втором  $2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$ , на третьем  $2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$ , на четвертом  $2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32$  электрона.

Первым в четвертом периоде стоит калий К с порядковым номером 19. В ядре его атома 19 протонов, а вокруг ядра вращаются 19 электронов, которые располагаются в следующем порядке:

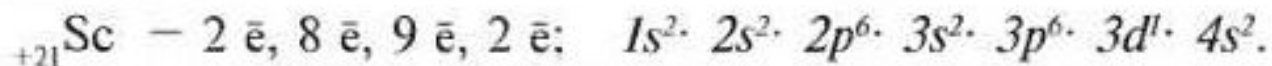




У кальция электроны заполняют  $s$ -энергетический подуровень внешнего энергетического уровня.



Начиная со скандия электроны заполняют не внешний энергетический уровень, а  $d$ -энергетический подуровень (орбиталь) третьего энергетического уровня:

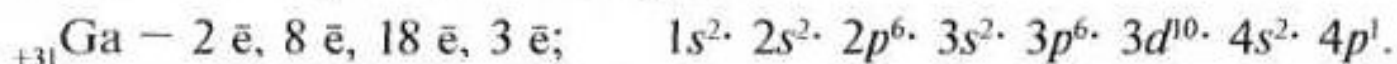


У цинка  $d$ -энергетический подуровень третьего энергетического уровня заполняется 10 электронами:

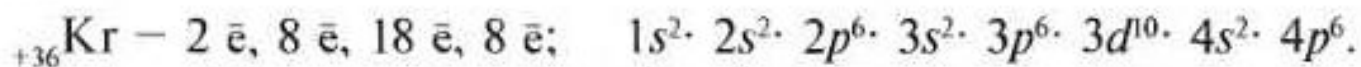


У цинка первый, второй, третий энергетические уровни заполнены. Внешний уровень может принять до восьми электронов.

Начиная с галлия присоединяемые электроны попадают на  $p$ -орбиталь внешнего энергетического уровня:



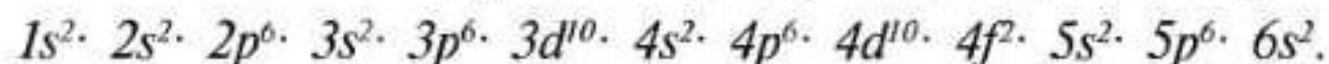
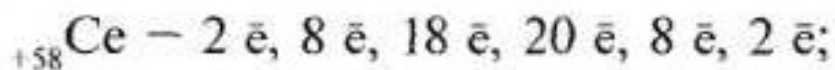
А у инертного газа криптона внешний энергетический уровень заполнен восемью электронами и на этом четвертый период завершается:



Первые два элемента четвертого периода являются *s*-элементами, следующие десять — *d*-элементами, последние шесть — *p*-элементами.

У элементов пятого периода электронные слои атомов заполняются электронами так же, как и в четвертом периоде.

У элемента шестого периода — лантана (La) электроны заполняют *f*-орбиталь четвертого энергетического уровня. На *f*-орбитали находится 14 электронов. У церия —



Указанное выше повторяется и у элементов седьмого периода.

Электронные формулы химических элементов можно записать и в

сокращенном виде. Например,  ${}_{+55}\text{Cs} - 2 \bar{e}, 8 \bar{e}, 18 \bar{e}, 18 \bar{e}, 8 \bar{e}, 1 \bar{e}; [\text{Xe}] 6s^1.$

1. В ряду от лития Li до фтора F с возрастанием относительных атомных масс наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Литий Li — щелочной металл с резко выраженными металлическими свойствами. У бериллия Be металлические свойства сильно ослаблены, его соединения амфотерны. У элемента бора B уже преобладают неметаллические свойства, которые затем постепенно усиливаются у последующих элементов, достигая наивысшей степени у фтора F. После него следует инертный элемент неон Ne.

2. С возрастанием атомных масс от лития Li до углерода C валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 1 до 4. Начиная с углерода C элементы в этом ряду образуют также соединения с водородом. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у углерода C до 1 у фтора F (табл. 18).

3. Начиная с элемента № 11 (натрий Na) наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда. Натрий Na (подобно литию Li) — элемент с сильно выраженными металлическими свойствами. У магния Mg (аналогично бериллию Be) металлические свойства выражены слабее. Алюминий Al (подобно бериллию Be) образует соединения с амфотерными свойствами. Кремний Si (как и углерод C) неметалл. У последующих элементов — фосфора P и серы S — неметаллические свойства еще более усиливаются. Предпоследний в этом ряду эле-

мент хлор Cl (подобно фтору F) обладает наиболее сильно выраженными неметаллическими свойствами. Этот ряд, как и предыдущий, заканчивается инертным элементом аргоном Ar. Аналогично предыдущему ряду валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 у элемента натрия Na до 7 у элемента хлора Cl. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у кремния Si до 1 у хлора Cl.

4. Начиная с элемента № 19 (калий К) снова повторяется постепенное изменение свойств от типичного щелочного металла до типичного неметалла галогена. Только в этом ряду находятся не восемь, а восемнадцать химических элементов.

Располагая элементы в порядке возрастания относительных атомных масс, Д. И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств. Эту закономерность он в 1869 г. сформулировал в виде периодического закона.



Как малые, так и большие периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются инертными элементами. Во всех периодах с увеличением относительных атомных масс (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Однако в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 6, а в больших — через 16 или 30 элементов. Поэтому в больших периодах металлические свойства элементов уменьшаются с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых перио-

дах. Кроме того, в малых периодах слева направо валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 до 7 (например, от натрия Na до хлора Cl), в больших же периодах вначале валентность в соединениях с кислородом обычно возрастает от 1 до 8 (например, в 5-м периоде от рубидия Rb до рутения Ru), а затем происходит резкий скачок — и валентность в соединениях с кислородом уменьшается до 1 (серебро Ag)<sup>1</sup> и потом снова возрастает.

Почему свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, изменяются периодически? Почему в некоторых случаях (аргон Ar и калий K, кобальт Co и никель Ni, теллур Te и иод I) надо было отступить от общего принципа и расположить эти элементы не в порядке возрастания их атомных масс? Над этими и другими вопросами в свое время задумывался и Д. И. Менделеев. В последние годы жизни он предполагал, что тайна этих вопросов заложена в сложной структуре атомов.

## § 64. Характеристика элемента по его положению в периодической таблице и строению атома

По положению в периодической таблице можно охарактеризовать любой химический элемент. Рассмотрим это на примере кальция (№ 20). Он находится в 4-м — большом — периоде, в главной подгруппе II группы, в четном ряду. Так как четные ряды больших периодов состоят только из металлов, кальций должен быть металлом. Это элемент второй группы, значит, формула его оксида  $\text{CaO}$ , а летучего водородного соединения кальций не образует. По свойствам кальций должен быть сходен с вышестоящим элементом — магнием, но обладать более резко выраженными металлическими свойствами. А что можно заключить о строении атома кальция?

Порядковый номер его 20, значит, заряд ядра  $+20$ , а электронная оболочка состоит из 20 электронов. Как вам уже известно, у атома столько электронных слоев, каков номер периода, в котором находится элемент. Следовательно, в атоме кальция 4 электронных слоя (4-й период). В наружном электронном слое атома элементов главных подгрупп содержится столько электронов, каков номер группы. (Это не относится к элементам побочных подгрупп, так как у них заполняется электронами предпоследний слой.) Кальций находится в главной подгруппе II группы. В наружном слое его атома содержится 2 электрона.

Продолжим сопоставление электронного строения атомов элементов, обратившись к таблице 14 и к периодической таблице. Если нам задана схема строения атома какого-либо элемента, то по ней мы обычно можем сказать, является ли элемент металлом или неметаллом; обращаем внимание опять-таки на наружный слой. У атомов металлов он далек от завершения — содержит малое число электронов, как правило, 1 или 2 электрона, а у атомов неметаллов наружный слой завершен или близок к завершению.

Исключение, казалось бы, представляют два элемента, образующие первый период: водород и гелий. Но хотя в наружном (единственном!) слое атома гелия содержится всего 2 электрона, этот слой уже завершен. В наружном (единственном!) слое атома водорода лишь один электрон, но слой близок к завершению: до завершения в нем недостает второго электрона.

Итак, атомы металлов отличаются от атомов неметаллов по строению — малым числом электронов в наружном слое, а по свойствам — слабой связанностью этих электронов с ядром атома. Почему наружные электроны в атомах металлов связаны с ядром слабо? Они удерживаются в атоме притяженным атомного остова — ядра, окруженного внутренними слоями электронов. Очевидно, что заряд атомного остова положителен и численно равен числу наружных электронов: у элементов I группы заряд атомного остова равен  $+1$ , у элементов II группы  $+2$ , у элементов III группы (главной подгруппы)  $+3$  и т. д. Из курса физики вам известно, что разноименно заряженные тела притягиваются друг к другу с тем большей силой, чем больше их заряды и чем меньше расстояние между ними. В каждом периоде с приближением наружного слоя атома к завершению заряд атомного остова все более возрастает, а радиус уменьшается, поэтому связь наружных электронов с атомом все более упрочняется. Это приводит к тому, что в каждом периоде с возрастанием порядкового номера элементов металлические свойства у них сначала ослабевают, а затем сменяются неметаллическими.

Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах? В главных подгруппах, например Li, Na, K, Rb, Cs или F, Cl, Br, I, заряд атомного ядра остается одним и тем же, но увеличивается число электронных слоев, а вследствие этого возрастает радиус атома. Наружные электроны все более удаляются от атомного ядра, и притяжение их к нему ослабевает. Поэтому чем больше порядковый номер элемента, тем легче от его атома отщепляются наружные электроны: металлические свойства элементов в главных подгруппах с возрастанием порядкового номера усиливаются. Это мы и наблюдали в подгруппе щелочных металлов.

Чем слабее удерживает атом собственные электроны, тем труднее присоединяет он к себе добавочные электроны: неметаллические свойства элементов в главных подгруппах с возрастанием порядкового номера ослабевают. Это мы и наблюдали в подгруппе галогенов. В атомах металлов наружные электроны связаны слабо, в атомах неметаллов — прочно. Этим объясняется различие физических свойств металлов и неметаллов в свободном состоянии. У металлов наружные электроны настолько слабо связаны, что могут отрываться от атомов и свободно блуждать между ними. Эти свободно блуждающие электроны, как вам известно из курса физики, и сообщают металлам электрическую проводимость (а также другие характерные физические свой-

ства). В типичных же неметаллах все электроны прочно связаны с атомами, свободные электроны отсутствуют, поэтому отсутствует и электрическая проводимость у соответствующих простых веществ.

Нам предстоит далее убедиться в том, что не только общие физические, но и общие химические свойства металлов и неметаллов обуславливаются той же причиной: слабой связью наружных электронов в атомах металлов и прочной в атомах неметаллов.

## § 61. Строение электронных оболочек атомов

Теперь нам предстоит понять, почему с возрастанием заряда атомного ядра свойства химических элементов изменяются периодически, а не как-либо иначе. Для этого недостаточно знать состав атомов. Сравним, например, натрий (№ 11) с неоном (№ 10). В химических свойствах между ними нет ничего общего. Неон — инертный газ, а натрий — один из наиболее химически активных металлов. Между тем разница в составе их атомов заключается лишь в том, что заряд ядра атома натрия на единицу больше и в его электронной оболочке на один электрон больше, чем у неона. Чтобы понять, каким образом подобные небольшие различия в составе атомов могут повлечь за собой такую разницу в их свойствах, ознакомимся со строением электронных оболочек атомов.

Как вам известно из курса физики, ядро находится в центре атома каждого элемента, а электроны, образующие электронную оболочку, размещаются вокруг ядра слоями: одни — ближе к ядру, другие — дальше от ядра. Ближние электроны сильнее притягиваются ядром, дальние — слабее. На цветном рисунке 1 приведены условные схемы строения атомов первых 18 химических элементов. По этим схемам видно, сколько электронных слоев у атома каждого элемента (слои изображены дугами) и сколько электронов содержится в каждом слое (числа их вписаны в дуги).

Атом водорода (№ 1) имеет наиболее простое строение: около его ядра с зарядом  $+1$  движется один электрон. Ядро атома гелия (№ 2) имеет заряд  $+2$ , и около него движутся два электрона. Оба электрона в атоме гелия размещены на одинаковом расстоянии от ядра и притягиваются к нему с одина-

ковой силой. Вспомним, что гелий — инертный элемент. Водород и гелий образуют первый период; в отличие от следующих периодов, в нем содержится только два элемента, и он не начинается, как все последующие периоды, щелочным металлом.

Следующий, второй период начинается щелочным металлом литием. В атоме лития (№ 3) та же группировка из двух электронов, одинаково близких к ядру, как и в атоме гелия, а сверх того — третий электрон. Этот электрон расположен дальше от ядра и поэтому притягивается к ядру слабее, чем первые два. Таким образом, атом лития имеет два электронных слоя: внутренний состоит из двух электронов и наружный — из одного электрона. При переходе от лития к бериллию (№ 4), от бериллия к бору (№ 5) и т. д. каждый раз увеличивается на единицу заряд ядра, а наружный слой пополняется еще одним электроном, пока в нем не накопится 8 электронов. Это достигается у неона (№ 10) — инертного газа, которым кончается второй период.



Далее мы будем различать атомы с завершённым и незавершённым наружным электронным слоем. Если наружный слой содержит наибольшее число электронов, какое может вместить, он называется завершённым, а если меньше — незавершённым.

Следующий за неоном элемент — щелочной металл натрий (№ 11) имеет такие же два слоя (из двух и восьми электронов), как атом неона, но, сверх того, одиннадцатый электрон, еще более удаленный от ядра. В атоме натрия, таким образом, появляется третий электронный слой, а в периодической таблице с натрия начинается третий период. У элементов этого периода также последовательно растут заряды атомных ядер, а третий — наружный — электронный слой пополняется электронами, пока и в нем не накопится, как во втором слое, 8 электронов. Это опять-таки достигается у элемента, завершающего период, и таким элементом снова оказывается инертный элемент, а именно аргон.

Периодом щелочных металлов называется период, начинающийся

Подведем итоги. При последовательном возрастании заряда атомных ядер у элементов рассмотренных нами периодов сохраняется строение электронной оболочки атома предшествующего элемента, но к ней добавляется еще один электрон. Этот электрон либо присоединяется к наружному слою, либо начинает новый слой. Первый, самый близкий к ядру слой вмещает 2 электрона, и его вместимость исчерпывается у гелия — инертного элемента, завершающего первый период. Второй электронный слой полностью заполняется у атома неона, завершающего второй период. Во втором электронном слое у атома неона 8 электронов. У атома аргона, завершающего третий период в наружном (третьем) электронном слое, также 8 электронов.

С накоплением электронов в наружном слое связано *плавное изменение* свойств элементов в периодах; с появлением нового электронного слоя — *резкое, скачкообразное изменение* свойств: появляется новый электронный слой — начинается новый период.

Теперь вы поймете, почему свойства химических элементов изменяются периодически. Возвратимся к цветному рисунку I и обратим внимание на наружный электронный слой атомов: число электронов в нем с возрастанием заряда периодически повторяется. В наружном слое атома натрия их столько же, сколько в наружном слое атома лития, а именно один электрон. В наружном слое атома магния столько же, сколько в наружном слое атома бериллия, а именно два электрона, и т. д. Атомы элементов, относящихся к одному и тому же семейству, имеют, таким образом, одинаковое число электронов в наружном слое, например: щелочные металлы — 1 электрон, галогены — 7 электронов.

Свойства химических элементов периодически изменяются с возрастанием порядкового номера потому, что периодически изменяется число электронов в наружном слое атома.

После утверждения периодического закона дальнейшее накопление сведений об атомах составляет заслугу физиков. Опираясь на периодический закон, они установили электронное строение атомов элементов и тем самым открыли путь к объяснению их химических свойств.

Состояние электронов в атоме можно представить в виде модели, которую можно охарактеризовать и изобразить на рисунках. Каждый электрон в атоме движется около ядра. Скорость движения электрона настолько велика, что говорить о его нахождении в какой-то определенной точке пространства нельзя. Оказывается, невозможно проследить путь движения электрона в атоме, электрон не имеет траектории движения. Если бы мы смогли определить положение электрона около ядра в какой-то момент времени и отметить его точкой, то, повторяя многократно эту операцию, можно было бы получить картину движения электрона около ядра. По густоте точек мы бы смогли определить ту часть пространства около ядра, где электрон бывает более часто, т. е. где вероятность его нахождения наибольшая. Эта часть пространства представляет собой как бы электронное облако.

Единственный электрон в атоме водорода при движении вокруг ядра образует облако шаровидной формы (рис. 65). Наибольшая плотность его (наибольшая вероятность нахождения электрона) располагается на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-8}$  см от ядра. Электроны, облака которых имеют шаровидную (сферическую) форму, как электронное облако атома водорода, называют *s*-электронами. Облака *s*-электронов различаются по своим размерам в зависимости от того, на каком слое находится электрон. Чем ближе к ядру расположен электрон, тем меньший диаметр имеет облако, которое он образует.

Электроны в атомах образуют облака и другой формы, напоминающей объемную «восьмерку». Такие электроны, облака которых имеют форму вытянутой «восьмерки», называют *p*-электро-



Рис. 65. Схема электронного облака атома водорода

форме, и по величине, и по расположению в пространстве. В атоме следующего за водородом элемента — гелия — облака обоих  $s$ -электронов образуют общее, двухэлектронное облако сферической формы. Такое же двухэлектронное облако содержится в виде внутреннего слоя в атомах всех последующих элементов.

нами. Эти электронные облака отличаются друг от друга не только размером, но и расположением в пространстве: они располагаются вдоль трех взаимно перпендикулярных осей координат (рис. 66).

Когда и форма, и размер, и расположение в пространстве облаков, образуемых двумя электронами, одинаковы, оба облака совмещаются друг с другом, образуя общее двухэлектронное облако. Электроны, образующие такое облако, мы будем называть спаренными. В каждом атоме существует не более двух электронов, облака которых одинаковы и по

Рассмотрим теперь рисунок 66, изображающий строение наружного электронного слоя в атомах элементов 2-го периода. В атоме лития наружный слой представлен одним *s*-электроном, облако которого имеет сферическую форму, но размер, значительно превосходящий размер внутреннего электронного облака. Два *s*-электрона наружного слоя в атоме бериллия образуют общее двухэлектронное облако, как в атоме гелия. Двухэлектронные облака на рисунке закрашены. Внутренние слои показаны только у лития и бериллия.

Начиная с бора, в атомах появляются *p*-электроны. В атоме бора один такой электрон. В атоме углерода два *p*-электрона. Их облака одинакового размера. Они образуют две взаимно перпендикулярные одноэлектронные «восьмерки». Следующий, третий *p*-электрон в атоме азота образует такое же вытянутое облако, которое перпендикулярно двум другим облакам. Получаются три взаимно перпендикулярные одноэлектронные «восьмерки».

Облако четвертого *p*-электрона в атоме кислорода образует с облаком одного из предшествующих *p*-электронов общее двухэлектронное облако, а два остальных *p*-электрона остаются неспаренными и между ними сохраняется угол  $90^\circ$ . В атоме фтора следующий пятый *p*-электрон спаривается еще с одним из остающихся электронов, и в атоме остается только один электрон неспаренным. Наконец, в атоме неона все шесть *p*-элек-

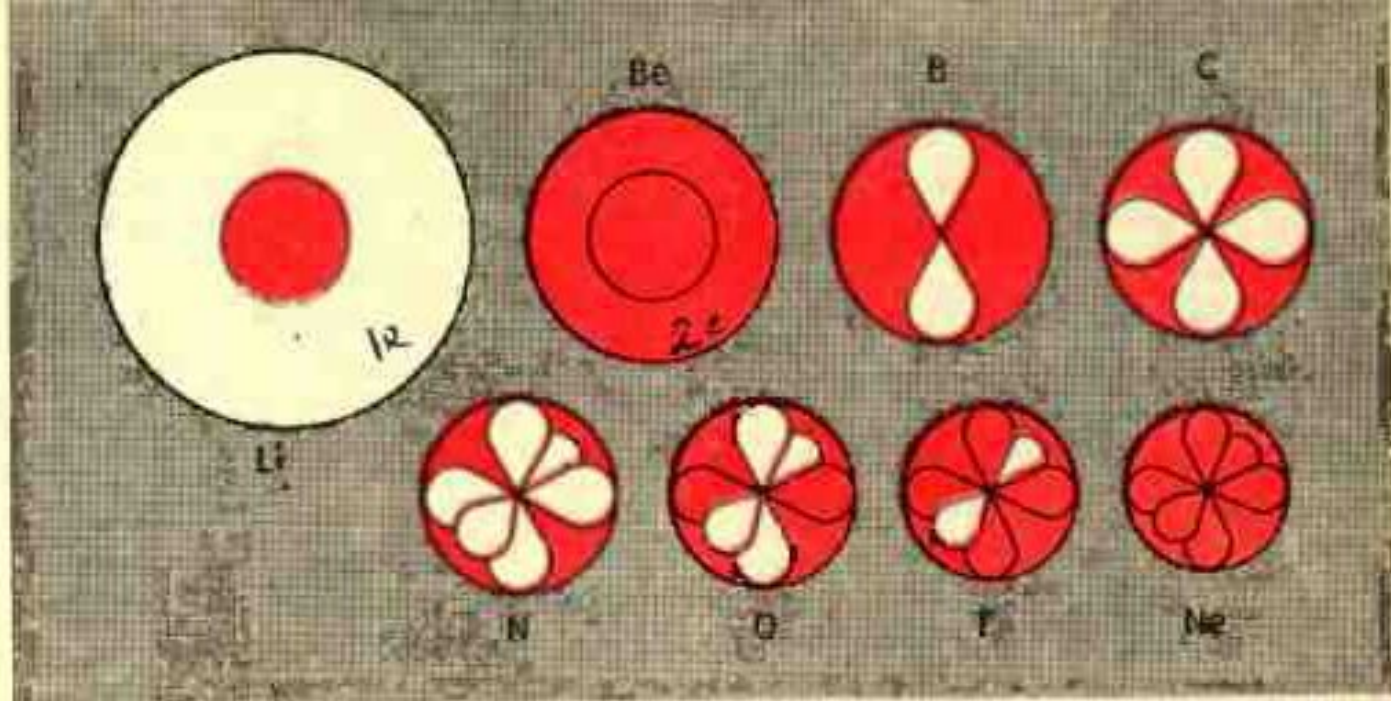


Рис. 66. Схема строения наружных электронных слоев атомов элементов II периода (двухэлектронные облака выделены красным цветом)

тронов, как и два  $s$ -электрона наружного слоя, оказываются спаренными.

Так же происходит заполнение электронами наружного слоя у атомов элементов всех следующих периодов: атомы щелочных металлов имеют по одному неспаренному  $s$ -электрону в наружном слое. Такое же строение имеет наружный слой атома неона и атомов всех следующих за неоном инертных элементов. Он состоит из двух  $s$ -электронов и шести  $p$ -электронов. Все электроны в наружном слое атомов инертных элементов спаренные.

Следовательно, с возрастанием порядкового номера элемента периодически изменяется строение наружных электронных слоев атомов элементов.



- 1. Возрастают:**
- заряд атомного ядра;
  - число электронных слоёв (энергетических уровней) в атоме;
  - радиус атома;
  - восстановительные свойства;
  - металлические свойства простых веществ;
  - основные свойства высших оксидов и гидроксидов;
  - кислотные свойства (степень электролитической диссоциации) бескислородных кислот неметаллов.

- 2. Уменьшаются:**
- электроотрицательность;
  - окислительные свойства;
  - неметаллические свойства простых веществ;
  - прочность (устойчивость) летучих водородных соединений.

- 3. Не изменяются:**
- число электронов во внешнем электронном слое атома;
  - степень окисления элементов в высших оксидах и гидроксидах (как правило, равная номеру группы).