

СТРОЕНИЕ АТОМА

Первые указания о сложном строении атома были получены при изучении процессов прохождения электрического тока через жидкости и газы. Опыты выдающегося английского ученого М.Фарадея в тридцатых годах XIX в. навели на мысль о том, что электричество существует в виде отдельных единичных зарядов.

Величины этих единичных зарядов электричества были определены в более поздних экспериментах по пропусканию электрического тока через газы (опыты с так называемыми катодными лучами). Было установлено, что катодные лучи — это поток отрицательно заряженных частиц, которые получили название *электронов*.

Прямым доказательством сложности строения атома было открытие самопроизвольного распада атомов некоторых элементов, названное *радиоактивностью*. В 1896 г. французский физик А.Беккерель обнаружил, что материалы, содержащие уран, засвечивают в темноте фотопластинку, ионизируют газы, вызывают свечение флюоресцирующих веществ.

Далее были сформулированы следующие представления о строении атома:

1. В центре атома находится положительно заряженное *ядро*, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.

2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре (масса электрона равна $1/1823$ а.е.м.).

3. Ядра атомов состоят из *протонов* и *нейтронов* (общее название — *нуклоны*). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов и нейтронов соответствует его массовому числу.

4. Вокруг ядра вращаются *электроны*. Их число равно положительному заряду ядра (см. табл. 2.1).

Таблица 2.1. Свойства элементарных частиц, образующих атом

Частица	Заряд		Масса	
	Кл	условн.ед.	г	а.е.м.
Электрон	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Протон	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

Различные виды атомов имеют общее название — *нуклиды*. Нуклиды достаточно характеризовать любыми двумя числами из трех фундаментальных параметров:

A — массовое число, Z — заряд ядра, равный числу протонов, и N — число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны между собой соотношениями:

$$Z = A - N, N = A - Z, A = Z + N. \quad (2)$$

Нуклиды с одинаковым Z , но различными A и N , называют *изотопами*.

Данная модель строения атома получила название *планетарной модели Резерфорда*. Она оказалась очень наглядной и полезной для объяснения многих экспериментальных данных. Но эта модель сразу же обнаружила и свои недостатки. В частности, электрон, двигаясь вокруг ядра с ускорением (на него действует центростремительная сила), должен был бы, согласно электромагнитной теории, непрерывно излучать энергию. Это привело бы к нарушению равновесия между электроном и ядром. Электрон, постепенно теряя свою энергию, должен был бы двигаться вокруг ядра по спирали и в конце концов неизбежно упасть на него. Никаких доказательств того, что атомы непрерывно исчезают, не было (все наблюдаемые явления говорят как раз об обратном), отсюда следовало, что модель Резерфорда в чем-то ошибочна.

Теория Бора. В 1913 г. датский физик Н.Бор предложил свою теорию строения атома. При этом Бор не отбрасывал полностью старые представления о строении атома: как и Резерфорд, он считал, что электроны двигаются вокруг ядра подобно планетам, движущимся вокруг Солнца, однако в основу новой теории были положены два необычных предположения (постулата):

1. *Электрон может вращаться вокруг ядра не по произвольным, а только по строго определенным (стационарным) круговым орбитам.*

2. *При движении по этим орбитам электрон не излучает и не поглощает энергии.*

Таким образом, Бор предположил, что электрон в атоме не подчиняется законам классической физики.

Квантовая теория строения атома. В последующие годы некоторые положения теории Бора были переосмыслены, видоизменены, дополнены. Наиболее существенным нововведением явилось понятие об электронном облаке, которое пришло на смену понятию об электроне только как частице. На смену теории Бора пришла квантовая теория строения атома, которая учитывает волновые свойства электрона.

В основе современной теории строения атома лежат следующие основные положения:

1. *Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу.* Он может вести себя и как частица, и как волна: подобно частице, электрон обладает определенной массой и зарядом; в то же время, движущийся поток электронов проявляет волновые свойства, например характеризуется способностью к дифракции.

2. *Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость.* Чем точнее мы измеряем скорость, тем больше неопределенность в координате, и наоборот.

3. Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова. Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называют *орбиталью*.

Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует электронное облако, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Атомная орбиталь и облако электрона, который занимает эту орбиталь, имеют одинаковый размер, одинаковую форму и одинаковое направление в пространстве.

Для характеристики орбиталей и электронов используются **квантовые числа**.

Энергия и размер орбитали и электронного облака характеризуются главным квантовым числом n .


Главное квантовое число принимает значения целых чисел от 1 до ∞ (бесконечности):

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$$

Орбитали, которые имеют одинаковое значение n , близки между собой по энергии и по размеру.

● Совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение главного квантового числа, — это энергетический уровень.

Энергетические уровни обозначаются большими буквами латинского алфавита.

Значение n :	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение уровня:	К	Л	М	Н	О	Р	Q
Энергия и размер орбиталей увеличиваются 							

- Совокупность электронов, которые находятся на одном энергетическом уровне, — это электронный слой.

На одном энергетическом уровне могут находиться орбитали (электронные облака), которые имеют различные геометрические формы.

Форма орбиталей и облаков характеризуется побочным (орбитальным) квантовым числом l .

Для орбиталей данного энергетического уровня побочное (орбитальное) квантовое число l принимает значения целых чисел от 0 до $n-1$ (табл. 10).

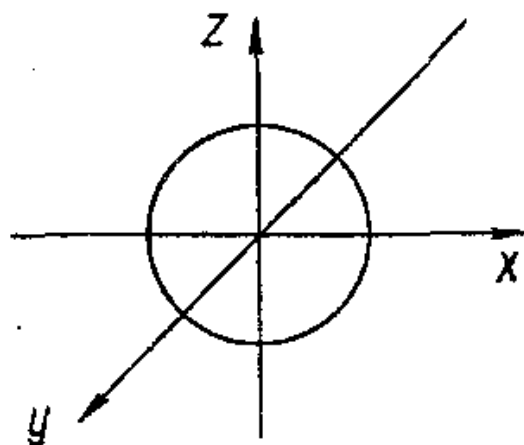
Таблица 10

Связь между главными и побочными квантовыми числами

Уровень	Главное квантовое число n	Значение побочного квантового числа l
К	1	0
Л	2	0, 1
М	3	0, 1, 2
Н	4	0, 1, 2, 3

Орбитали, для которых $l = 0$, имеют форму шара (сферы) и называются **s-орбиталями** (условно изображаются в виде окружности):

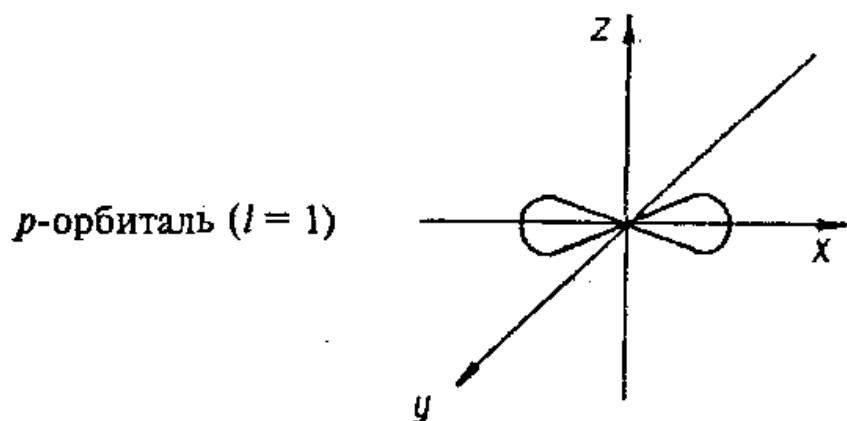
s-орбиталь ($l = 0$)



s -Орбитали, как видно из табл. 10, имеются на **всех** энергетических уровнях.

На К-уровне (на первом энергетическом уровне) имеется **только** s -орбиталь.

Орбитали, для которых $l = 1$, имеют форму гантели (объемной восьмерки) и называются **p -орбиталями**:



p -Орбитали имеются на всех энергетических уровнях, кроме первого (К) уровня.

Орбитали с большими значениями l имеют более сложную форму и обозначаются так:

$$\begin{array}{ll} l = 2: & \mathbf{d\text{-}орбитали}; \\ l = 3: & \mathbf{f\text{-}орбитали}. \end{array}$$

d -Орбитали есть на всех энергетических уровнях, кроме первого (К) и второго (L) уровней.

f -Орбитали есть на всех энергетических уровнях, кроме первого (К), второго (L) и третьего (М) уровней.

Энергия орбиталей (E), которые находятся на одном энергетическом уровне, но имеют различную форму, неодинакова:

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

Поэтому энергетические уровни состоят из **энергетических подуровней**.

- **Энергетический подуровень** — это совокупность орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму.

Значит, орбитали одного подуровня имеют одинаковые значения главного квантового числа (n) и одинаковые значения побочного квантового числа (l).

Энергетический подуровень обозначается так: главное квантовое число записывают арабской цифрой, побочное квантовое число записывают соответствующей латинской буквой (s, p, d, f и т. д.). Например: $1s$ — s -подуровень первого энергетического уровня ($n = 1, l = 0$); $4d$ — d -подуровень четвертого энергетического уровня ($n = 4, l = 2$).

Число значений l для каждого уровня равно главному квантовому числу (см. табл. 10). Поэтому число подуровней на уровне тоже равно главному квантовому числу.

Сколько орбиталей на различных подуровнях и чем отличаются орбитали одного подуровня?

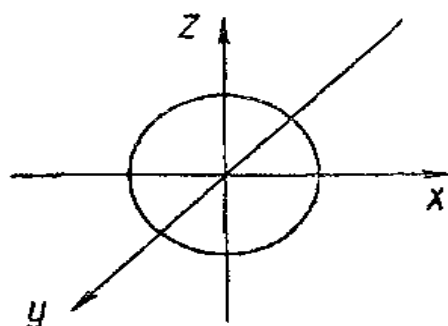
Орбитали одного подуровня отличаются направлением (ориентацией) в пространстве.

Магнитное квантовое число m_l характеризует направление орбиталей (электронных облаков) в пространстве.

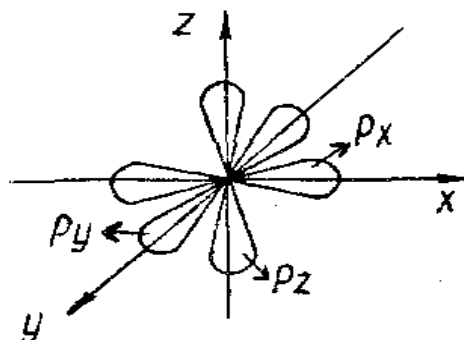
Магнитное квантовое число принимает значения целых чисел от $-l$ через 0 до $+l$.

Число значений m_l определяет число орбиталей на подуровне; например:

s -подуровень: $l = 0$; $\rightarrow m_l = 0 \rightarrow 1$ орбиталь



p -подуровень: $l = 1$; $\rightarrow m_l = -1, 0, +1 \rightarrow 3$ орбитали



d-подуровень: $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, +1, +2 \rightarrow 5$ орбиталей.

Число орбиталей на подуровне равно: $2l + 1$ (табл. 11).

Графически любая орбиталь изображается в виде клетки (квантовой ячейки): \square

s-подуровень: \square

p-подуровень: $\square \square \square$

d-подуровень: $\square \square \square \square \square$

f-подуровень: $\square \square \square \square \square \square$

Таблица 11

Число орбиталей на энергетических уровнях

Энергетический уровень	Главное квантовое число n	Значения l	Обозначение подуровней	Значения m_l	Число орбиталей на подуровне	Число орбиталей на уровне
К (первый)	1	0	1s	0	1	1
L (второй)	2	0	2s	0	1	4
		1	2p	-1, 0, +1	3	
M (третий)	3	0	3s	0	1	9
		1	3p	-1, 0, +1	3	
		2	3d	-2, -1, 0, +1, +2	5	

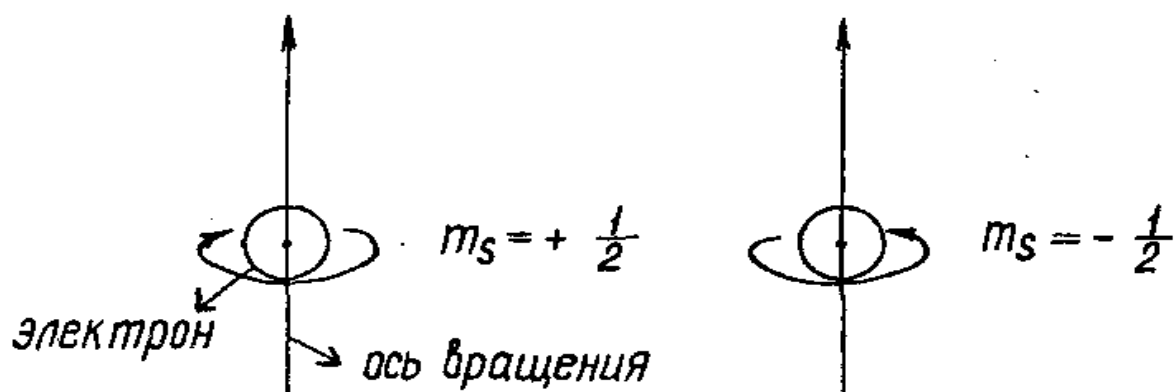
Общее число орбиталей на энергетическом уровне $N_{\text{орб.}} = n^2$.

Итак, каждая орбиталь и электрон, который находится на этой орбитали, характеризуются тремя квантовыми числами: главным n , побочным l и магнитным m_l .

Электрон характеризуется еще одним — **спиновым квантовым числом** (от англ. *to spin* — кружить, вращать).

Спиновое квантовое число (спин электрона) m_s характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Схематично это можно показать так:



Электрон со спином $+\frac{1}{2}$ условно изображают так: \uparrow ; со спином $-\frac{1}{2}$: \downarrow .

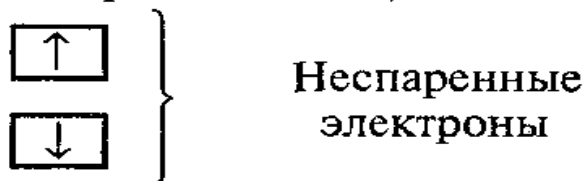
Принцип Паули гласит:

- В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов; эти два электрона имеют одинаковый набор трех квантовых чисел (n, l, m_l) и должны отличаться спинами (спиновым квантовым числом m_s): $\boxed{\uparrow\downarrow}$

Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются **спаренными** (или **неподеленной электронной парой**).

Спаренные электроны являются электронами с противоположными (антипараллельными) спинами.



Общее число электронов на энергетическом уровне $N_{\text{эл.}} = 2n^2$.

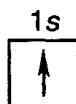
Электронные конфигурации атомов

Так как при химических реакциях ядра реагирующих атомов остаются без изменения (за исключением радиоактивных превращений), то физические и химические свойства атомов зависят прежде всего от строения электронных оболочек атомов. Поэтому мы подробно остановимся на распределении электронов в атоме и, главным образом, тех из них, которые обуславливают химические свойства атомов (так называемые валентные электроны), а следовательно, и периодичность в свойствах атомов и их соединений.

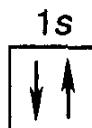
Мы уже знаем, что состояние электронов можно описать набором четырех квантовых чисел, но для объяснения строения электронных оболочек атомов нужно знать еще три следующих основных положения: 1) *принцип Паули*, 2) *принцип наименьшей энергии* и 3) *правило Гунда*.

Рассмотрим, например, атом водорода ${}_1\text{H}$. В атоме водорода ${}_1\text{H}$ имеется один электрон, и спин этого электрона может быть направлен произвольно (т.е. $m_s = +\frac{1}{2}$ или $m_s = -\frac{1}{2}$), и электрон находится в s -состоянии на первом энергетическом уровне с $n = 1$ (напомним еще раз, что первый энергетический уровень состоит из одного подуровня — $1s$, второй энергетический уровень — из двух подуровней — $2s$ и $2p$, третий — из трех подуровней — $3s$, $3p$, $3d$ и т.д.). Подуровень, в свою очередь, делится на квантовые ячейки (энергетические состояния, определяемые числом возможных значений m_l , т.е. $2l + 1$). Ячейку принято графически изображать прямоугольником, направление спина электрона — стрелками.

Поэтому состояние электрона в атоме водорода ${}_1\text{H}$ можно представить как $1s^1$, или, что то же самое



В атоме гелия ${}^2\text{He}$ квантовые числа $n = 1$, $l = 0$ и $m_l = 0$ одинаковы для обоих его электронов, а квантовое число m_s отличается. Проекция спина электронов гелия могут быть $m_s = +1/2$ и $m_s = -1/2$. Строение электронной оболочки атома гелия ${}^2\text{He}$ можно представить как $1s^2$ или, что то же самое



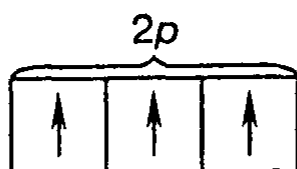
Изобразим строение электронных оболочек пяти атомов элементов второго периода периодической таблицы Менделеева:

		1s	2s	2p		
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	\uparrow	\uparrow	
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow	\uparrow
${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\downarrow \uparrow$	$\downarrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$

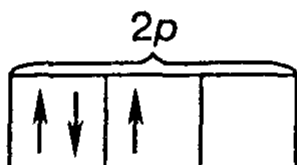
То, что электронные оболочки ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$ и ${}_8\text{O}$ должны быть заполнены именно так, заранее не очевидно. Приведенное расположение спинов определяется так называемым *правилом Гунда* (впервые сформулировано в 1927 г. немецким физиком Ф.Гундом).

Правило Гунда. При данном значении l (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Если, например, в трех p -ячейках атома азота необходимо распределить три электрона, то они будут располагаться каждый в отдельной ячейке, т.е. размещаться на трех разных p -орбиталях:



В этом случае суммарный спин равен $\frac{3}{2}$, поскольку его проекция равна $m_s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$. Эти же три электрона не могут быть расположены таким образом:



потому что тогда проекция суммарного спина $m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$. По этой причине именно так, как приведено выше, расположены электроны в атомах углерода, азота и кислорода.

Рассмотрим теперь электронную конфигурацию атома четвертого периода $_{19}\text{K}$. Первые 18 электронов заполняют следующие орбитали: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Казалось бы, что девятнадцатый электрон атома калия $_{19}\text{K}$ должен попасть на подуровень $3d$, которому соответствуют $n = 3$ и $l = 2$. Однако на самом деле валентный электрон атома калия располагается на орбитали $4s$. Дальнейшее заполнение оболочек после 18-го элемента происходит не в такой последовательности, как в двух первых периодах. Электроны в атомах располагаются в соответствии с принципом Паули и правилом Гунда, но так, чтобы их энергия была наименьшей.

Принцип наименьшей энергии (наибольший вклад в разработку этого принципа внес советский ученый В.М.Клечковский) — *в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной* (что отвечает наибольшей его связи с ядром).

Энергия электрона в основном определяется главным квантовым числом n и побочным квантовым числом l , поэтому сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений квантовых чисел n и l является наимень-

шей. Например, энергия электрона на подуровне $4s$ меньше, чем на подуровне $3d$, так как в первом случае $n + l = 4 + 0 = 4$, а во втором $n + l = 3 + 2 = 5$; на подуровне $5s$ ($n + l = 5 + 0 = 5$) энергия меньше, чем на $4d$ ($n + l = 4 + 2 = 6$); на $5p$ ($n + l = 5 + 1 = 6$) энергия меньше, чем на $4f$ ($n + l = 4 + 3 = 7$) и т.д.

Именно В.М.Клечковский впервые в 1961 г. сформулировал общее положение, гласящее, что *электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимальным возможным значением n , а с наименьшим значением суммы $n + l$.*

В том случае, когда для двух подуровней суммы значений n и l равны, сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Например, на подуровнях $3d$, $4p$, $5s$ сумма значений n и l равна 5. В этом случае происходит сначала заполнение подуровней с меньшими значениями n , т.е. $3d$ - $4p$ - $5s$ и т.д. В периодической системе элементов Менделеева последовательность заполнения электронами уровней и подуровней выглядит следующим образом (рис. 2.3).

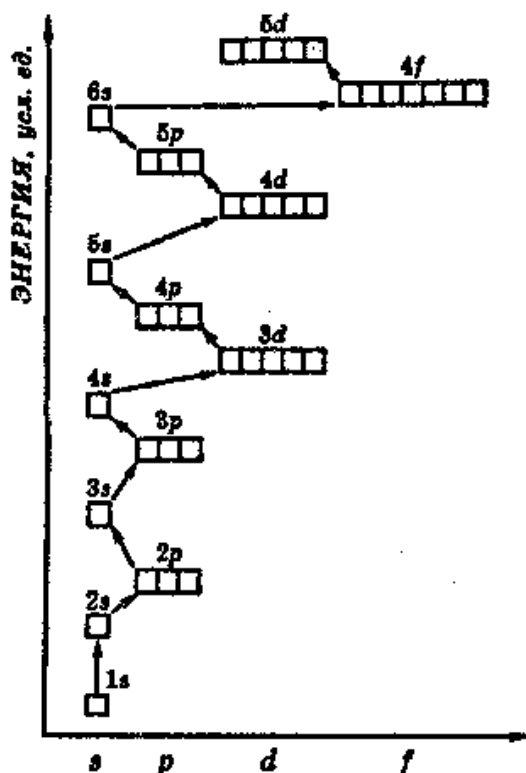


Рис. 2.3. Схема заполнения электронами энергетических уровней и подуровней

Именно поэтому в четвертом периоде сначала заполняется подуровень $4s$ и лишь после этого подуровень $3d$.

В заключение необходимо подчеркнуть, что принцип наименьшей энергии справедлив только для основных состояний атомов. В возбужденных состояниях электроны могут находиться на любых орбиталях атомов, если при этом не нарушается принцип Паули.

Периодический закон

Открытие периодического закона и разработка Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеевым явились вершиной развития химии в XIX в. Обширная сумма знаний о свойствах 63 элементов, известных к тому времени, была приведена в стройный порядок.

Попытки классифицировать химические элементы имели место и до Менделеева. Некоторые его предшественники, замечая сходство некоторых элементов, объединяли их в отдельные группы. Но во всех этих работах не были найдены причины замеченных изменений свойств.

Менделеев считал, что основной характеристикой элементов являются их атомные веса, и в 1869 г. впервые сформулировал периодический закон:

Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

Мы не будем здесь останавливаться на рассмотрении периодического закона в трактовке Менделеева, которая рассматривается в § 1.5.

Несмотря на огромную значимость открытия Менделеева, оно представляло лишь гениальное эмпирическое обобщение фактов, а их физический смысл долго оставался непонятным. Причина заключалась в том, что в XIX в. отсутствовали какие-либо представления о сложном строении атома.

Данные о строении ядра и о распределении электронов в атомах позволяют по-новому рассмотреть периодический закон и периодическую систему элементов. На базе современных представлений периодический закон формулируется так:

Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера).

Периодическая таблица и электронные конфигурации атомов. Из рассмотрения электронных конфигураций атомов наглядно прослеживается периодичность свойств элементов.

Число электронов, находящихся на внешнем уровне в атомах элементов, располагающихся в порядке увеличения порядкового номера, периодически повторяется. Периодическое изменение свойств элементов с увеличением порядкового номера объясняется периодическим изменением числа электронов на их внешних энергетических уровнях. По числу энергетических уровней атома элементы делятся на *семь периодов*. Первый период состоит из атомов, в которых электронная оболочка состоит из одного уровня, во втором периоде — из двух, в третьем — из трех, в четвертом — из четырех и т.д. Каждый новый период начинается тогда, когда начинает заполняться новый энергетический уровень.

В Периодической системе каждый период начинается элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют один электрон, — атомами щелочных металлов — и заканчивается элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют 2 (в первом периоде) или 8 электронов (во всех последующих) — атомами благородных газов.

Далее мы видим, что внешние электронные оболочки сходны у атомов элементов (Li, Na, K, Rb, Cs); (Be, Mg, Ca, Sr); (F, Cl, Br, I); (He, Ne, Ar, Kr, Xe) и т.д. Каждая из вышеприведенных групп элементов оказывается в определенной главной подгруппе периодической таблицы: Li, Na, K, Rb, Cs в I группе, F, Cl, Br, I — в VII и т.д. *Именно вследствие сходства строения электронных оболочек атомов сходны их физические и химические свойства.*

Число *главных подгрупп* определяется максимальным числом элементов на энергетическом уровне и равно 8. Число переходных элементов (*элементов побочных подгрупп*) определяется максимальным числом электронов на *d*-подуровне и равно 10 в каждом из больших периодов.

Поскольку в Периодической системе химических элементов одна из побочных подгрупп содержит сразу три переходных элемента, близких по химическим свойствам (так называемые триады

Fe–Co–Ni, Ru–Rh–Pd, Os–Ir–Pt), то число побочных подгрупп, так же как и главных, равно 8.

По аналогии с переходными элементами, число лантаноидов и актиноидов, вынесенных внизу Периодической системы в виде самостоятельных рядов, равно максимальному числу электронов на f -подуровне, т.е. 14.

Таким образом, строгая периодичность расположения элементов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева полностью объясняется последовательным характером заполнением энергетических уровней.

Периодические свойства элементов. Периодичность свойств атомов элементов можно проиллюстрировать на самых разных их характеристиках. Перечислим важнейшие из них: радиус атома и атомный объем; потенциал ионизации; сродство к электрону; электроотрицательность атома; степени окисления; физические свойства соединений (плотность, температуры плавления и кипения).

Некоторые из этих характеристик известны из школьных курсов физики и химии, другие мы определим ниже, третьи подробно обсуждены в последующих разделах (обсуждение понятий электроотрицательности и степени окисления см. в гл. 3).

Хорошо известно, что график зависимости *атомных объемов* элементов от их атомной массы, построенный одним из предшественников Д.И. Менделеева, немецким химиком Л. Мейером (1830–1895), послужил одним из доказательств периодичности элементов. Эта периодичность лучше обнаруживается на графике зависимости атомного объема элементов от их атомного номера (рис. 2.5).

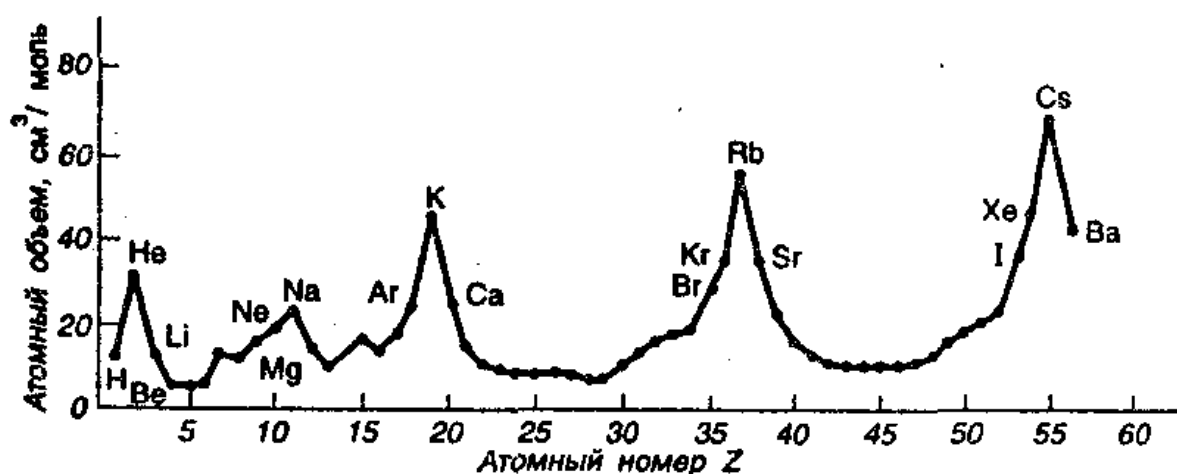


Рис. 2.5. Изменение атомного объема элементов в зависимости от их атомного номера.

Атомные радиусы элементов тоже обладают периодичностью. На рис. 2.6 отчетливо видно, что атомные радиусы уменьшаются слева направо вдоль периода и увеличиваются сверху вниз вдоль группы.

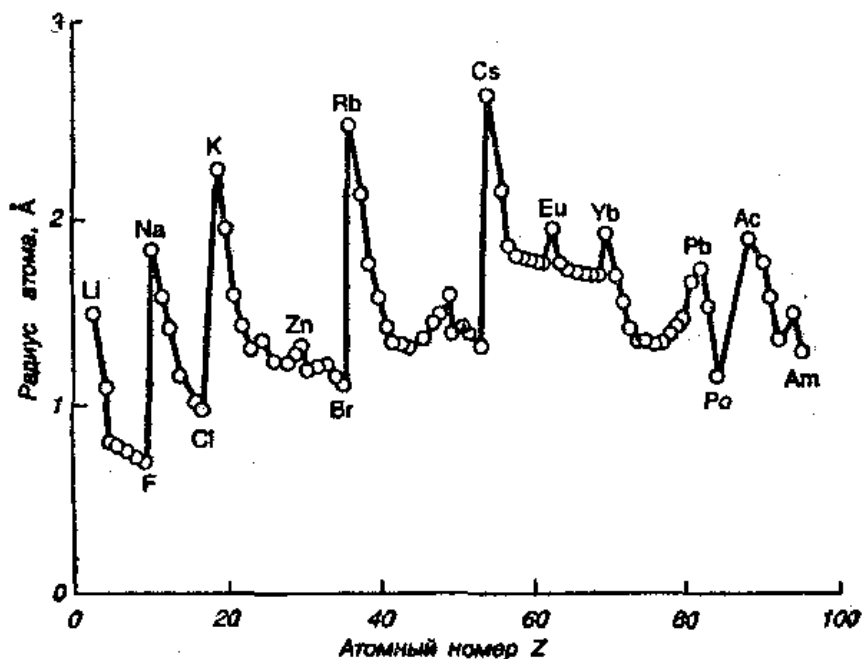


Рис. 2.6. Периодическое изменение атомного радиуса элементов в зависимости от их атомного номера.

Так же отчетливо обнаруживается периодичность для таких важных характеристик атомов, как *потенциалы (энергии) ионизации и электроотрицательности*.

Потенциал (энергия) ионизации I — энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома: $X \rightarrow X^+ + e$. График, представленный на рис. 2.7, ясно показывает, что энергия ионизации имеет минимальное значение для щелочных металлов, а затем вправо вдоль периода возрастает и достигает максимума у благородных газов; сверху вниз вдоль группы энергия ионизации уменьшается.

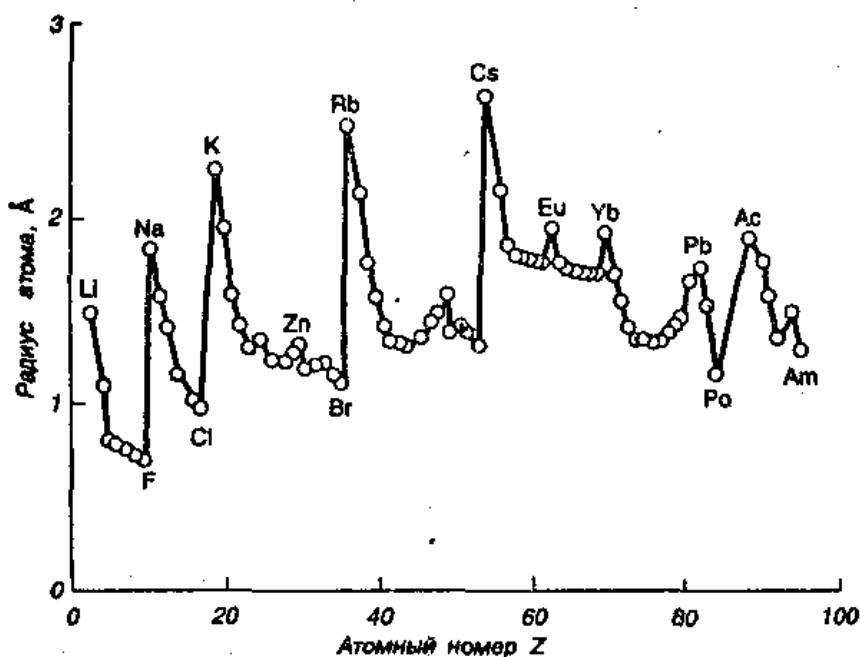


Рис. 2.7. Периодическое изменение потенциала (энергии) ионизации элементов в зависимости от их атомного номера.

Наконец, последний график (рис. 2.8) наглядно показывает, что слева направо вдоль периода электроотрицательность элементов возрастает и достигает максимума у галогенов; затем она резко уменьшается до нуля при переходе к благородным газам. Сверху вниз вдоль каждой группы электроотрицательность уменьшается.

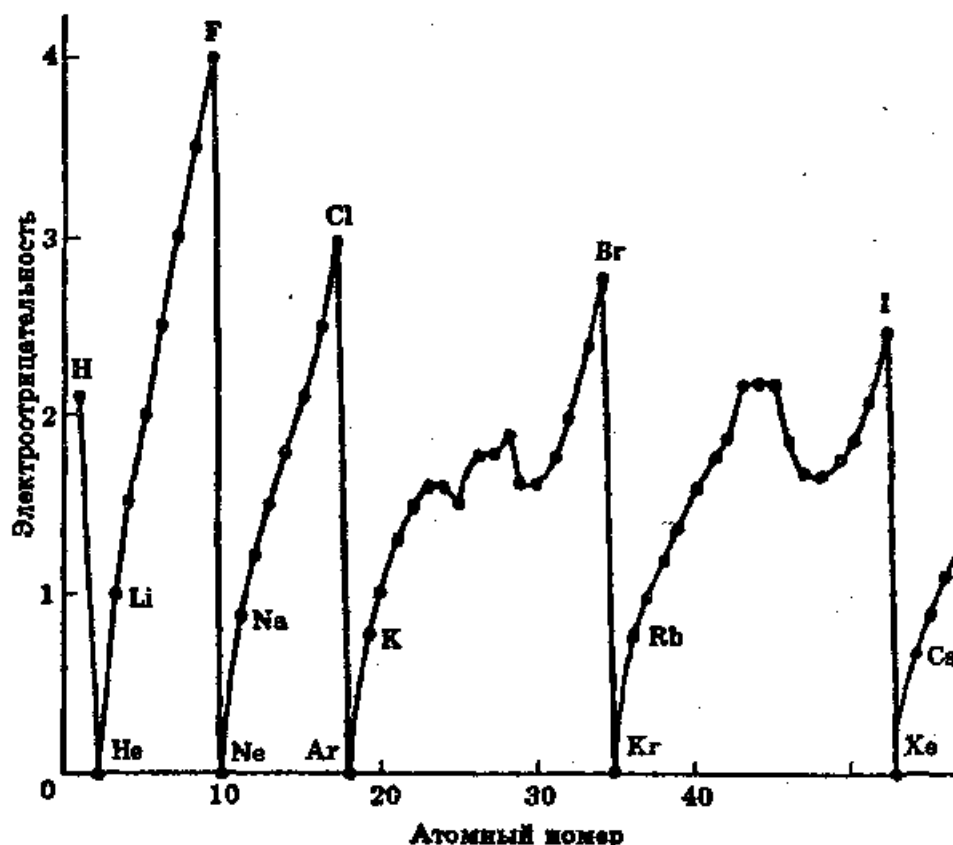


Рис. 2.8. Периодическое изменение электроотрицательности с увеличением порядкового номера элементов.

Следует отметить, что в физических и химических свойствах соединений элементов также обнаруживаются периодические закономерности. Эти закономерности мы проследим на примерах разных классов соединений (оксидов, гидроксидов и др.) в разделах, посвященных этим соединениям.