

УДК 539.183.3

UDC 539.183.3

**ОРБИТАЛЬНАЯ СИСТЕМА  
РАСПРЕДЕЛЕНИЯ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМЕ  
И СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ  
СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ**

Вяткин Виктор Борисович

к.т.н.

*Кубанский государственный аграрный  
университет, Краснодар-Екатеринбург, Россия*

В статье впервые рассмотрены радиальные относительно ядра атома группы электронов с одинаковым значением орбитального квантового числа и одинаковой очередностью появления на подоболочках. В результате этого рассмотрения установлен орбитальный принцип запрета, который регулирует распределение электронов в атоме по значениям спина. На основе данного принципа разработана орбитальная система распределения электронов, которая адекватно соответствует действительной системе, установленной по данным спектрального анализа. С позиций орбитальной системы дано новое объяснение причин отклонения действительной системы распределения электронов от идеальной системы последовательного заполнения электронных оболочек и раскрыта природа эмпирического правила " $n+l$ ". Также рассмотрена структура периодической системы и дано объяснение причин парного повторения периодов по числу элементов. При этом показано, что границы химических периодов смещены относительно границ периодов орбитальной системы на два элемента влево

Ключевые слова: КВАНТОВОЕ ЧИСЛО, РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ, ЭЛЕКТРОННАЯ ПОДОБОЛОЧКА, ПРИНЦИП ЗАПРЕТА, ОРБИТАЛЬНАЯ СИСТЕМА, ДЕЙСТВИТЕЛЬНАЯ СИСТЕМА, ИДЕАЛЬНАЯ СИСТЕМА, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

**ORBITAL SYSTEM OF DISTRIBUTION OF  
ELECTRONS IN ATOM AND STRUCTURE OF  
PERIODIC SYSTEM OF ELEMENTS**

Vyatkin Victor Borisovich

Cand.Tech.Sci

*Kuban State Agrarian University, Krasnodar-  
Yekaterinburg, Russia*

In the article, for the first time we have considered group of electrons radial to atomic nucleus with equal value of orbital quantum number and equal sequence of emergence on subshells. As a result of this consideration, the exclusion orbital principle which regulates distribution of electrons in atom on values of spin has been established. On the basis of this principle, the orbital system of distribution of electrons which adequately corresponds to the valid system installed according to the spectral analysis is developed. From positions of orbital system the new explanation of reasons for deviation of the valid system of distribution of electrons in atom from ideal system of consecutive filling of electron shells has been offered and the nature of the empirical rule " $n+l$ " is opened. The structure of periodic system is also considered and the explanation of the reasons pair repetition of the periods on number of elements is offered. It is thus shown that borders of the chemical periods are displaced relatively borders of the periods of orbital system on two elements to the left

Keywords: QUANTUM NUMBER, DISTRIBUTION OF ELECTRONS, ELECTRONIC SUBSHELL, EXCLUSION PRINCIPLE, ORBITAL SYSTEM, VALID SYSTEM, IDEAL SYSTEM, PERIODIC SYSTEM

## Содержание

**Введение (2).****1. Орбитальный принцип запрета (5).****2. Орбитальная система распределения электронов в атоме (10).****3. Анализ идеальной и действительной систем с позиций орбитального принципа запрета (19).****4. О структуре периодической системы элементов (25).****Заключение (30).****Литература (32).****Referenes (33).**

*Задолго до Ньютона люди понимали, что яблоки падают на землю под действием некоей силы. Заслуга Ньютона в том, что он показал, чему эта сила равна.*

### Введение

Традиционные представления об электронном строении атома и структуре периодической системы химических элементов кратко выглядят следующим образом. – Состояние каждого электрона в атоме характеризуется набором значений четырёх квантовых чисел: главного  $n = 1, 2, \dots$ ; орбитального  $l = 0, 1, \dots, n - 1$ ; магнитного  $m_l = 0, \pm 1, \dots, \pm l$ ; спинового  $m_s = \pm 1/2$ . При этом главное квантовое число  $n$  определяет уровень потенциальной энергии электрона, орбитальное число  $l$  задаёт орбитальный момент количества движения, магнитное число  $m_l$  указывает проекцию орбитального момента на некоторое произвольно выбранное направление, а спиновое число  $m_s$  показывает значения собственного момента электрона (спина).

Электроны с одинаковым значением главного числа  $n$  образуют в атоме  $n$ -оболочки, которые по значениям орбитального числа  $l$  дополнительно делятся на  $nl$ -подоболочки. Внутри  $nl$ -подоболочек, в свою очередь, электроны распределяются по орбиталям, соответствующим значениям магнитного числа  $m_l$ . Количество электронов в оболочках и подоболочках ограничивается принципом запрета Паули, согласно которому в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором значений всех четырех квантовых чисел. Соответственно, на каждой орбитали могут находиться только два электрона с различными значениями (направлениями) спина, а максимально возможное число электронов в подоболочках ( $M_{nl}$ ) и оболочках ( $M_n$ ) выражается формулами:

$$M_{nl} = 2(2l + 1) \quad (1)$$

$$M_n = \sum_{l=0}^{n-1} M_{nl} = 2n^2 \quad (2)$$

Порядок заполнения оболочек и подоболочек определяется принципом минимальной энергии. То есть каждый новый электрон должен занимать в атоме то свободное состояние, в котором его энергия будет минимальной. При этом теоретически принимается, что заполнение  $(n + 1)$ -оболочки может начинаться только после полного заполнения  $n$ -оболочки, а внутри оболочек  $nl$ -подоболочки следуют друг за другом в порядке увеличения значений орбитального числа от  $l = 0$  до  $l = n - 1$ . Такое последовательное заполнение оболочек принято называть идеальной системой распределения электронов в атоме [1], которая на уровне подоболочек выглядит следующим образом:

$$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, \dots, \quad (3)$$

где  $s, p, d, f$  – спектральные символы электронов со значениями орбитального квантового числа 0, 1, 2, 3.

Общее количество электронов в атоме, в свою очередь, равно порядковому номеру  $Z$  химического элемента в периодической системе. При этом каждый период системы начинается заполнением новой электронной оболочки, главное квантовое число которой равно номеру периода. Соответственно, следуя принципу Паули и выражению (2), структура периодической системы по числу элементов в химических периодах теоретически должна выглядеть следующим образом:

$$2, 8, 18, 32, 50, 72, \dots \quad (4)$$

В то же время, данные спектрального анализа атомов химических элементов и эмпирическая структура периодической системы Менделеева свидетельствуют о том, что теоретические последовательности (3) и (4) не соответствуют действительности. Действительная система распределения электронов в атоме для известных в настоящее время 118-ти элементов имеет следующую конфигурацию:

$$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p. \quad (5)$$

А фактическое количество элементов в семи известных периодах периодической системы образует числовой ряд

$$2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. \quad (6)$$

Многочисленные отклонения действительной системы (5) от идеальной системы (3), которые начинаются с преждевременного появления подболочки  $4s$  вместо  $3d$ , обычно [1-5] объясняются тем, что распределение электронов в действительной системе является энергетически более выгодным, так как при этом, в отличие от идеальной системы, учитывается взаимодействие электронов между собой. С этих же позиций в настоящее время объясняется и расхождение после второго периода эмпирической (6) и теоретической (4) структур периодической системы.

Вместе с тем, на недостаточность такого объяснения наблюдаемых отклонений указывал еще А.Зоммерфельд, говоря, что «это не является настоящим теоретическим обоснованием, а только пересказом в другой формулировке эмпирического факта» [1, с.144]. Кроме того, эти слова одного из основоположников квантовой механики коррелируются с тем обстоятельством, что в литературе по строению атома и периодической системе, как правило, стороной обходится вопрос о том, почему в периодической системе второй и третий, четвертый и пятый, шестой и седьмой периоды содержат одинаковое количество элементов. И это, несмотря на то, что такая повторяемость периодов является одной из наиболее фундаментальных характеристик общей структуры системы Менделеева.

Можно предположить, что указанные расхождения между теоретическими и эмпирическими последовательностями свидетельствуют о том, что действительное распределение электронов в атоме, помимо принципа минимальной энергии и принципа Паули, дополнительно

подчиняется еще некоторому общему условию, которое до сих пор не попадало в поле зрения исследователей. В настоящей статье дается теоретический вывод такого условия в виде дополнительного принципа запрета, на основе которого получена новая система распределения электронов в атоме, точно совпадающая с действительной системой (5) и объясняющая реальную структуру (6) периодической системы Менделеева.

### 1. Орбитальный принцип запрета

Будем различать электроны на  $nl$ -подоболочках по очередности их появления, для чего введем понятие *орбитальный номер электрона*  $k = 1, 2, \dots, 2(2l + 1)$ . То есть, например, электроны  $np$ -подоболочек ( $l = 1$ ) имеют орбитальные номера  $k = 1, 2, \dots, 6$ . При этом в соответствии с правилом Хунда [6], определяющим порядок заполнения орбиталей, на первой орбитали  $k = 1, 4$ , на второй  $k = 2, 5$ , на третьей  $k = 3, 6$ .

Является аксиомой, что электроны с одинаковым значением орбитального числа  $l$  находятся тем дальше от атомного ядра, чем больше их главное квантовое число  $n$ . Соответственно, можно говорить о том, что по мере увеличения числа однотипных подоболочек  $(n, l), (n + 1, l), \dots$  в атомах формируются радиальные относительно ядра группы электронов с одинаковым набором значений  $l$  и  $k$ . Так как электроны с определенным значением орбитального числа  $l$  появляются в атоме при значении главного квантового числа  $n = l + 1$ , то число электронов в таких группах равно  $n^* - l$ , где  $n^*$  – главное квантовое число последней  $nl$ -подоболочки с данным  $l$ . Будем называть эти радиальные группы электронов  $lk$ -совокупностями и рассмотрим их квантово-числовые особенности.

Очевидно, что изменение значений квантовых чисел внутри  $lk$ -совокупностей должно происходить закономерным образом и иметь общий для всех совокупностей характер. Вместе с тем, если орбитальное  $l$

и магнитное  $m_l$  квантовые числа в пределах  $lk$ -совокупностей по определению имеют постоянные значения, а главное квантовое число  $n$  монотонно возрастает, то спиновое квантовое число  $m_s$ , согласно принятым правилам заполнения электронных оболочек, может иметь произвольное распределение своих значений. Эта произвольность объясняется тем, что правило Хунда, говорящее о том, что при заполнении подоболочек модуль суммы электронных спинов должен быть максимальным, инвариантно к тому, какое значение спина имеет электрон с орбитальным номером  $k = 1$ , который первым появляется на подоболочке и обуславливает значение спина у всех остальных электронов. Тем самым допускается  $2^{n^*-l}$  вариантов распределения значений спина внутри каждой  $lk$ -совокупности. Так как при  $k = 1$  каждый такой вариант одной  $lk$ -совокупности может сочетаться с любым вариантом другой совокупности с иным значением  $l$ , то общее число вариантов распределения значений спина при полном заполнении  $n$  оболочек достигает величины

$\prod_{l=0}^{n-1} 2^{n-l} = 2^{\frac{n(n+1)}{2}}$ . Например, для первых четырех оболочек ( $n = 4$ ) число

вариантов распределения спина получается равным

$2^{4-0} \cdot 2^{4-1} \cdot 2^{4-2} \cdot 2^{4-3} = 2^{\frac{4(4+1)}{2}} = 1024$ . С точки зрения закономерного

строения атома такое число возможных вариантов распределения спина не приемлемо, и возникает вопрос об оптимальном варианте.

Отвечая на поставленный вопрос, будем исходить из того, что в  $lk$ -совокупностях, как радиальных относительно ядра группах электронов, должен соблюдаться принцип минимальной энергии. То есть, при оптимальном варианте распределения значений спина каждый электрон  $lk$ -совокупности должен испытывать более сильное притяжение к ядру атома по сравнению с другими вариантами. С целью поиска такого наиболее

оптимального варианта рассмотрим процесс формирования  $lk$ -совокупностей при  $k = 1$ .

Прежде всего, отметим, что первый электрон  $lk$ -совокупности при  $k = 1$  является одновременно и первым электроном в атоме с данным значением орбитального квантового числа. Направление спина у этого электрона может быть любым, что следует хотя бы из того, что, например, в образовании молекулы водорода принимают участие два атома водорода, электроны которых имеют противоположные спины. То есть при  $k = 1$  уже  $sk$ -совокупности теоретически могут начинаться электронами, как с положительным, так и с отрицательным спином. Поэтому, в целях установления общего характера изменения спина внутри всех  $lk$ -совокупностей, условимся считать, что первые электроны с новым значением орбитального квантового числа имеют положительный спин. Рассматривая теперь второй электрон  $lk$ -совокупностей при  $k = 1$ , можно сказать, что между ним и первым электроном возникает обменное взаимодействие, которое характеризуется тем, что электроны с параллельными спинами отталкиваются друг от друга сильнее, чем с антипараллельными [7]. Поэтому второй электрон для более сильного притяжения к ядру должен иметь отрицательный спин. Спины обоих электронов в этом случае взаимно компенсируются, что также способствует повышению стабильности  $lk$ -совокупностей. Соответственно, у третьего электрона спин должен быть положительным, у четвертого снова отрицательным и т.д. Такое же распределение значений спина будут иметь электроны всех  $lk$ -совокупностей с орбитальными номерами  $1 \leq k \leq 2l + 1$ , а при  $2l + 1 < k \leq 2(2l + 1)$  эти значения будут с обратным знаком.

В отношении общего распределения значений спина электронов в атоме сказанное означает, что компенсация спинов должна происходить не только на орбиталях (орбитальная компенсация), но и внутри каждой  $lk$ -

совокупности (радиальная компенсация). При этом в четных по числу электронов совокупностях радиальная компенсация спинов является

полной, то есть  $\sum_{i=1}^{n^*-l} (m_s)_i = 0$ , а в нечетных совокупностях спин последнего

электрона остается некомпенсированным и, соответственно,

$\left| \sum_{i=1}^{n^*-l} (m_s)_i \right| = 1/2$ . То есть четные  $lk$ -совокупности по сравнению с

нечетными являются относительно более стабильными электронными образованиями.

Таким образом, мы пришли к тому, что с позиций принципа минимальной энергии оптимальным вариантом распределения значений спина внутри  $lk$ -совокупностей является их последовательное чередование, наглядный пример которого приведен в табл.1 (направления стрелок вверх и вниз соответствуют положительным и отрицательным значениям спина).

**Таблица 1. – Оптимальное и традиционное распределение направлений спина электронов на примере  $np$ -подоболочек атома ксенона**

Под-оболочка	Направление спина электронов											
	Оптимальное						Традиционное					
	$k = 1$	$k = 2$	$k = 3$	$k = 4$	$k = 5$	$k = 6$	$k = 1$	$k = 2$	$k = 3$	$k = 4$	$k = 5$	$k = 6$
$2p$	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↓	↓	↓
$3p$	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓
$4p$	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↓	↓	↓
$5p$	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓

При этом следует заметить, что к такому же заключению об оптимальном распределении значений спина нас приводят представления о том, что  $lk$ -совокупности, как целостные образования, при одном и том же



значении  $l$  должны иметь одинаковые значения такой комплексной характеристики как сумма  $\sum j$  полных моментов электронов  $j = l + m_s$ . Дело в том, что традиционно принято считать, что все подоболочки атома начинают заполняться электронами с одним и тем же значением спина [3, 5, 8, 9]. Причем в большинстве случаев по умолчанию принимается, что первые электроны имеют положительный спин, хотя иногда допускается и отрицательный спин [9]. Но такое однообразное по спину заполнение всех подоболочек создает ничем не оправданную асимметрию однотипных  $lk$ -совокупностей по значениям указанной суммы  $\sum j$ . Например,  $pk$ -совокупности атома ксенона  ${}_{54}\text{Xe}$  при традиционном распределении значений спина (табл. 1) при  $k = 1, 2, 3$  имеют  $\sum j = 6$ , а при  $k = 4, 5, 6$  –  $\sum j = 2$ . Эта асимметрия сумм полных моментов ликвидируется, если однотипные  $nl$ -подоболочки будут чередоваться по направлению спина первых своих электронов. В этом случае  $pk$ -совокупности того же атома ксенона при всех  $k = 1, 2, \dots, 6$  имеют одинаковую сумму  $\sum j = 4$ . Выражаясь более общим языком, – при чередовании спина первых электронов однотипных  $nl$ -подоболочек четные  $lk$ -совокупности при всех значениях  $k$  имеют одинаковую сумму  $\sum j$ , а у нечетных совокупностей значения этой суммы при  $k = 1, 2, 3$  отличаются на единицу от значений при  $k = 4, 5, 6$ . (Например,  $pk$ -совокупности атома криптона  ${}_{36}\text{Kr}$ , которые являются нечетными, в случае чередования значений спина при  $k = 1, 2, 3$  имеют  $\sum j = 3,5$ , а при  $k = 4, 5, 6$  –  $\sum j = 2,5$ , в то время как при традиционном распределении спина значения этих сумм соответственно равны 4,5 и 1,5.)

Полученное различными путями одно и то же заключение об оптимальном распределении значений спина внутри  $lk$ -совокупностей в виде их чередования позволяет сделать следующий общий вывод о

распределении значений спина в электронных системах атомов: *любые две подоболочки  $(n, l)$  и  $(n \pm 1, l)$  не могут начинаться электронами с одинаковым значением спина*. В отношении электронных оболочек это означает, что *на соседних электронных оболочках атома при одном и том же значении орбитального квантового числа не может быть двух электронов с одинаковым орбитальным номером и одинаковым значением спина*. Так как сделанный вывод имеет запрещающий характер и относится к электронам с одинаковым значением орбитального квантового числа, то дадим ему название *орбитальный принцип запрета*. Пользуясь этим принципом, рассмотрим общее распределение электронов в атоме на уровне подоболочек.

## 2. Орбитальная система распределения электронов в атоме

Непосредственно из орбитального принципа запрета следует, что в многоэлектронных атомах при каждом значении орбитального квантового числа образуются две разновидности подоболочек, зеркально-симметричных друг другу по направлению спина их электронов. Будем классифицировать эти разновидности как положительные  $(n, l)^+$  и отрицательные  $(n, l)^-$ , полагая, что в первом случае на подоболочке сначала появляются электроны с положительным спином, а во втором случае, – с отрицательным. То есть каждому значению  $l = n - 1$  в многоэлектронном атоме соответствует последовательность:

$$(n, l)^+, (n + 1, l)^-, (n + 2, l)^+, (n + 3, l)^-, \dots \quad (7)$$

Приведенная последовательность (7) наглядно показывает, что процесс заполнения положительных и отрицательных подоболочек с одинаковым значением  $l$  имеет отчетливый периодический характер и развивается циклами, состоящими из двух подоболочек, которые образуют два периода. При этом в первом периоде (положительном) заполняется

положительная подоболочка и идет накопление электронов с радиально некомпенсированными спинами, а во втором периоде (отрицательном) происходит заполнение отрицательной подоболочки, спины электронов которой взаимно компенсируются спинами электронов первого периода. То есть в конце каждого цикла все  $lk$ -совокупности с данным значением  $l$  становятся четными, а общее число положительных подоболочек равно общему числу отрицательных.

Переходя теперь к рассмотрению общего распределения электронов в атоме, будем исходить из того, что циклы отдельных подоболочек с различными значениями  $l$  в процессе увеличения общего числа электронов  $Z$  объединяются друг с другом и формируют соответствующую циклическую структуру электронной системы в целом. При этом заметим, что число электронов в таких объединенных циклах зависит только от значений орбитального квантового числа образующих их подоболочек, вследствие чего будем называть эти циклы *орбитальными циклами*, а периодичность появления положительных и отрицательных подоболочек соответственно *орбитальной периодичностью*.

Сказанное означает, что **вместо идеальной системы (3) последовательного и полного заполнения электронных  $n$ -оболочек в соответствии с принципом Паули, мы принимаем на основе орбитального принципа запрета систему последовательного формирования орбитальных циклов  $nl$ -подоболочек, при завершении каждого из которых спины всех  $Z$  электронов атома радиально компенсируются.** Будем называть эту систему *орбитальной системой распределения электронов в атоме* и раскроем ее особенности.

Прежде всего, уточним структурную организацию орбитальных циклов, то есть упорядоченность следования в их пределах подоболочек с различными значениями  $l$ , которая не должна зависеть от общего числа электронов в атоме и должна быть одинаковой как в положительных, так и

в отрицательных периодах. (В идеальной системе (3) такой упорядоченностью является последовательное увеличение значений  $l$  в каждой  $n$ -оболочке от  $l=0$  до  $l=n-1$ .) Наиболее простым и наглядным образом это можно сделать посредством объединения одноименных периодов последовательности (7), взятых в порядке увеличения их орбитального квантового числа. Используя для такого объединения известные в настоящее время значения  $l=0, 1, 2, 3$ , последовательно получаем положительные и отрицательные орбитальные периоды следующего вида.

Положительные периоды:

$$l=0: (1s)^+ \quad (8)$$

$$l=0, 1: (2p)^+, (3s)^+ \quad (9)$$

$$l=0, 1, 2: (3d)^+, (4p)^+, (5s)^+ \quad (10)$$

$$l=0, 1, 2, 3: (4f)^+, (5d)^+, (6p)^+, (7s)^+ \quad (11)$$

Отрицательные периоды:

$$l=0: (2s)^- \quad (12)$$

$$l=0, 1: (3p)^-, (4s)^- \quad (13)$$

$$l=0, 1, 2: (4d)^-, (5p)^-, (6s)^- \quad (14)$$

$$l=0, 1, 2, 3: (5f)^-, (6d)^-, (7p)^-, (8s)^- \quad (15)$$

Комментируя полученные последовательности подоболочек в орбитальных периодах, необходимо отметить, что ключевое положение среди них занимают последовательности (9) и (13) со значениями  $l=0, 1$ . Дело в том, что при объединении  $ns$ - и  $np$ -подоболочек образуется единственно возможная последовательность

$$(1s)^+, (2s)^-, (2p)^+, (3s)^+, (3p)^-, (4s)^-, \dots,$$

из которой следует, что в орбитальных периодах при  $l = 0, 1$  подболочки просто не могут идти друг за другом иначе, чем в порядке убывания значений  $l$ . Так как структурная организация орбитальных периодов не должна зависеть от числа подболочек, то такая же их упорядоченность сохраняется в новых периодах со значениями  $l = 0, 1, 2$  и  $l = 0, 1, 2, 3$ . Это значит, что орбитальные циклы всегда начинаются подболочками с новым значением орбитального квантового числа  $l = l^{new}$ , а внутри каждого орбитального периода происходит последовательное понижение значений этого числа от  $l = l^{new}$  до  $l = 0$ . Главное квантовое число  $n$  при этом изменяется, соответственно, противоположным образом, причем в положительных периодах (9) – (11) увеличивается от  $n = l^{new} + 1$  до  $n = 2l^{new} + 1$ , а в отрицательных периодах (13) – (15) от  $n = l^{new} + 2$  до  $n = 2(l^{new} + 1)$ .

Объединяя теперь положительные (8) – (11) и отрицательные (12) – (15) периоды в порядке их чередования, при котором периодически происходит радиальная компенсация спина всех электронов, и располагая для наглядности положительные и отрицательные подболочки по разным сторонам горизонтальной линии, получаем орбитальную систему распределения электронов в атоме в виде следующей последовательности:

$$\frac{(1s)^+ \quad (2p)^+ \quad (3s)^+ \quad (3d)^+ \quad (4p)^+ \quad (5s)^+ \quad (4f)^+ \quad (5d)^+ \quad (6p)^+ \quad (7s)^+}{(2s)^- \quad (3p)^- \quad (4s)^- \quad (4d)^- \quad (5p)^- \quad (6s)^- \quad (5f)^- \quad (6d)^- \quad (7p)^- \quad (8s)^-} \quad (16)$$

Распределение подболочек при этом по орбитальным циклам и периодам приведено в табл. 2.

**Таблица 2. – Таблица орбитальной периодичности электронных подболочек атома с указанием химических элементов**

Орби- тальный цикл	Орби- тальный период	Подоболочки				Хим. элементы
1	1	(1s) <sup>+</sup>				<sub>1</sub> H – <sub>2</sub> He
	2	(2s) <sup>-</sup>				<sub>3</sub> Li – <sub>4</sub> Be
2	3	(2p) <sup>+</sup>	(3s) <sup>+</sup>			<sub>5</sub> B – <sub>12</sub> Mg
	4	(3p) <sup>-</sup>	(4s) <sup>-</sup>			<sub>13</sub> Al – <sub>20</sub> Ca
3	5	(3d) <sup>+</sup>	(4p) <sup>+</sup>	(5s) <sup>+</sup>		<sub>21</sub> Sc – <sub>38</sub> Sr
	6	(4d) <sup>-</sup>	(5p) <sup>-</sup>	(6s) <sup>-</sup>		<sub>39</sub> Y – <sub>56</sub> Ba
4	7	(4f) <sup>+</sup>	(5d) <sup>+</sup>	(6p) <sup>+</sup>	(7s) <sup>+</sup>	<sub>57</sub> La – <sub>88</sub> Ra
	8	(5f) <sup>-</sup>	(6d) <sup>-</sup>	(7p) <sup>-</sup>	(8s) <sup>-</sup>	<sub>89</sub> Ac – <sub>120</sub> Ubn

Заканчивая описание орбитальной системы на качественном уровне, перейдем к анализу ее количественных аспектов, для чего введем следующие обозначения:  $T$  – орбитальный цикл,  $t$  – орбитальный период,  $N$  – номер орбитального цикла,  $r$  – номер орбитального периода,  $M_T$  – число электронов в орбитальном цикле,  $M_t$  – число электронов в орбитальном периоде.

Покажем теперь формализованную связь порядковых номеров  $N$  и  $r$  со значениями квантовых чисел  $n$  и  $l$ , после чего определим количество электронов  $M_T$  и  $M_t$ , а также установим порядковые номера  $Z_{l^{new}}$  электронов, у которых впервые должны появляться новые значения орбитального квантового числа.

Выше было показано, что значения главного  $n$  и орбитального  $l$  квантовых чисел внутри орбитальных периодов изменяются противоположным образом, откуда следует, что сумма  $n + l$  в пределах каждого периода сохраняет свое постоянное значение. При этом, в силу того, что внутри орбитальных циклов значения  $n$  у подболочек с одинаковым  $l$  последовательно увеличиваются, а при переходе от цикла к

циклу возрастает значение  $l = l^{new}$ , то в общем ряду орбитальных периодов значения этой суммы последовательно увеличиваются на единицу. А так как в первом орбитальном периоде (табл. 2)  $n = 1$ ,  $l = 0$ , то значение суммы  $n + l$  в каждом периоде  $t_r$  равно его порядковому номеру  $r$ , то есть:

$$r = n + l \quad (17)$$

Формализованное определение  $N$ , в свою очередь, сводится к тому, что поскольку минимальное значение орбитального квантового числа равно нулю, а орбитальные циклы начинаются электронами с новым значением  $l = l^{new}$ , то номер орбитального цикла  $N$  связан с  $l^{new}$  соотношением:

$$N = l^{new} + 1 \quad (18)$$

В каждом орбитальном периоде (табл. 2) значения орбитального квантового числа последовательно уменьшаются от  $l = l^{new}$  до  $l = 0$ , а количество электронов в отдельных подоболочках выражается формулой (1). Поэтому число электронов  $M_t$  в орбитальных периодах равно:

$$M_t = 2 \sum_{l=0}^{l^{new}} (2l + 1) = 2(l^{new} + 1)^2 \quad (19)$$

Так как в каждом орбитальном цикле находятся два равновеликих орбитальных периода, то для числа электронов  $M_T$  в этих циклах в соответствии с (19) имеем:

$$M_T = 4(l^{new} + 1)^2 \quad (20)$$

Заменяя в выражении (20)  $(l^{new} + 1)$  на  $N$  согласно (18), получаем простую зависимость числа электронов в орбитальном цикле от его номера:

$$M_{T_N} = 4N^2 \quad (21)$$

Соответствующая связь количества электронов в орбитальном периоде с номером цикла, к которому этот период принадлежит, выражается условием:

$$t \in T_N \Rightarrow M_t = 2N^2 \quad (22)$$

Условие (22), помимо прочего, говорит о том, что количество электронов в произвольно взятом орбитальном периоде не имеет однозначной взаимосвязи с его порядковым номером. Но эта взаимосвязь может быть выражена отдельно для положительных и отрицательных периодов, имеющих, соответственно, нечетные ( $r = 2N - 1$ ) и четные ( $r = 2N$ ) порядковые номера. То есть, в соответствии с условием (22) получаем:

$$r = 1, 3, 5, \dots \Rightarrow M_{t_r} = \frac{(r+1)^2}{2} \quad (23)$$

$$r = 2, 4, 6, \dots \Rightarrow M_{t_r} = \frac{r^2}{2} \quad (24)$$

Проводя расчеты по формулам (21), (23), (24), получаем следующие последовательности количества электронов в орбитальных циклах ( $N = 1 \div 4$ ) и периодах ( $r = 1 \div 8$ ):

$$M_T = 4, 16, 36, 64 \quad (25)$$

$$M_t = 2, 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32 \quad (26)$$

Следует заметить, что полученные числовые последовательности (25) и (26) известны в учении о периодичности [1, 10] как ряды Ридберга [11], предложенные последним в качестве математического описания структуры периодической системы Менделеева еще до появления квантовой механики.

Орбитальные циклы, как уже неоднократно отмечалось, начинаются электронами с новым значением орбитального квантового числа. Поэтому, порядковый номер  $Z_{new}$  этих электронов равен увеличенной на единицу



сумме числа электронов, образующих предыдущие орбитальные циклы. Соответственно, на основе формулы (21), с последующим учетом соотношения (18), имеем:

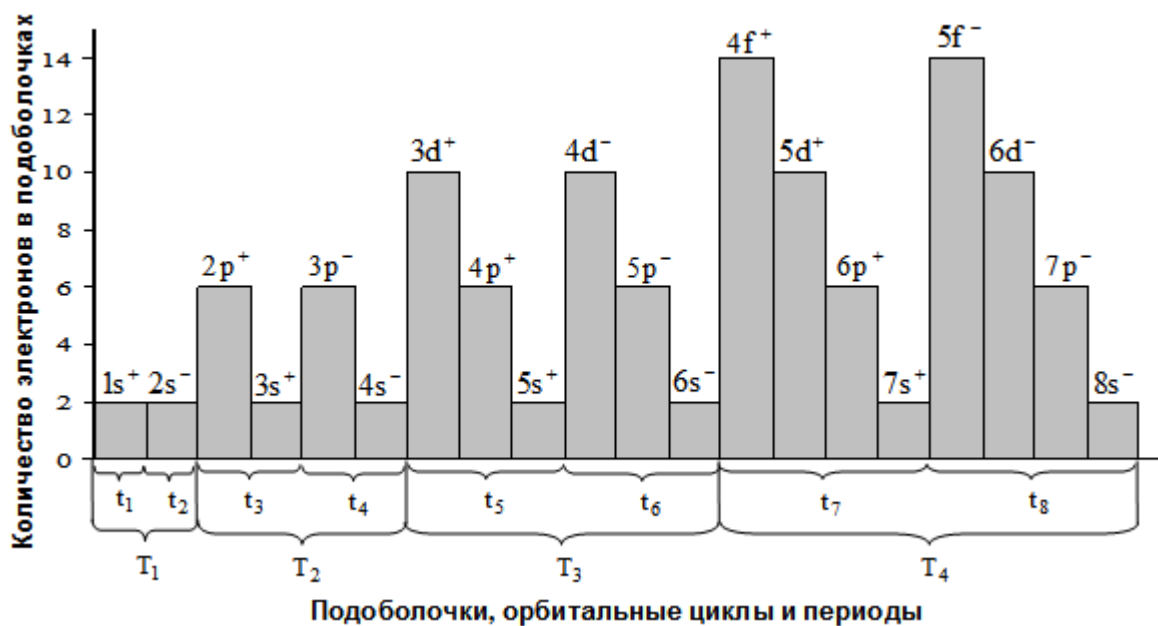
$$Z_{l^{new}} = 4 \sum_{N=1}^{l^{new}+1} (N-1)^2 + 1 = 4 \sum_{l=0}^{l^{new}} l^2 + 1 \quad (27)$$

Расчеты по формуле (27) для известных  $s, p, d, f$  - электронов дают следующий числовой ряд:

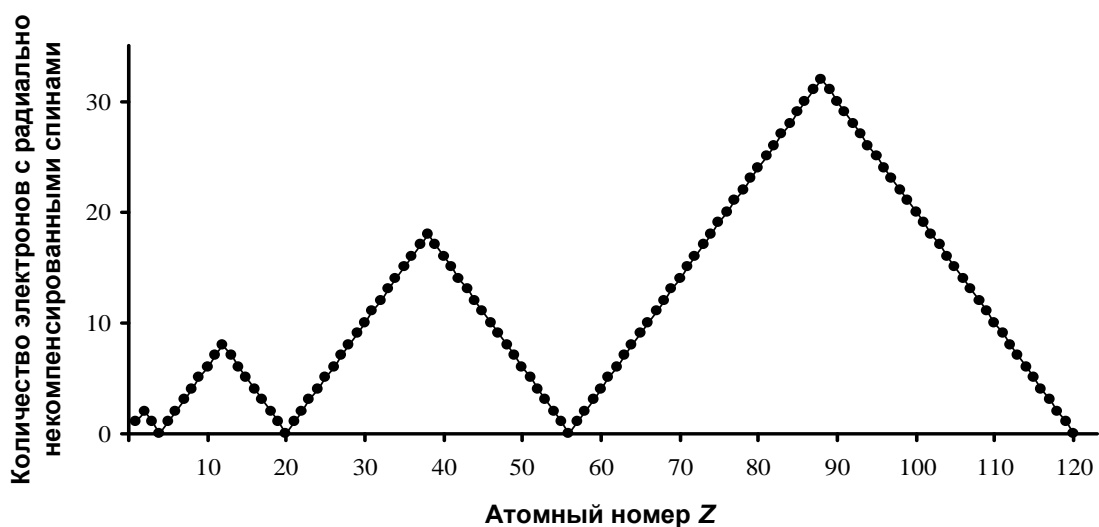
$$Z_{l^{new}} = 1, 5, 21, 57. \quad (28)$$

При этом необходимо отметить, что полученные значения (28) в отношении  $s, p, d$ -электронов полностью совпадают с порядковыми номерами химических элементов, в атомах которых они впервые появляются ( ${}_1H, {}_5B, {}_{21}Sc$ ), а по отношению к  $f$ -электрону имеет место отклонение в один элемент от его фактического появления в атоме  ${}_{58}Ce$ . Объяснение причины этого единственного отклонения выходит за рамки настоящей статьи.

Обобщая изложенный материал, представим орбитальную систему распределения электронов в удобном для восприятия графическом виде. На рис. 1 система представлена, образно выражаясь, во всей своей красоте с указанием границ орбитальных циклов и периодов и показом количества электронов в подболочках, а на рис. 2 отражена сущность системы, которая заключается в периодической радиальной компенсации спина всех электронов. Рисунки 1 и 2 наглядно демонстрируют стройность и непротиворечивость орбитальной системы, соответствие которой реальной действительности уже частично было показано выше при комментарии последовательности (28).



**Рисунок 1. – Орбитальная система распределения электронов в атоме**



**Рисунок 2. – Зависимость количества электронов с радиально некомпенсированными спинами от атомного номера в орбитальной системе распределения электронов**

Покажем теперь, что орбитальная и действительная системы распределения электронов в атоме взаимно-однозначно соответствуют друг другу, и дадим при этом новое объяснение причин многочисленных отклонений действительной системы от идеальной.

### 3. Анализ идеальной и действительной систем с позиций орбитального принципа запрета

Проведем анализ идеальной (3) и действительной (5) систем распределения электронов в атоме, для чего выделим в них положительные и отрицательные подоболочки согласно (7). При этом начнем анализ с идеальной системы.

С позиций орбитального принципа запрета последовательность формирования электронных подоболочек атома в идеальной системе выглядит следующим образом:

$$\frac{(1s)^+ \quad (2p)^+ (3s)^+ \quad (3d)^+ \quad (4p)^+ \quad (4f)^+ (5s)^+ \quad (5d)^+ \quad (5g)^+ \quad \dots}{(2s)^- \quad (3p)^- \quad (4s)^- \quad (4d)^- \quad (5p)^- \quad (5f)^- \quad \dots} \quad (29)$$

Соответствующий графический вид идеальной системы (24) с указанием границ первых пяти оболочек (*K, L, M, N, O*) и числа электронов в подоболочках приведен на рис. 3.

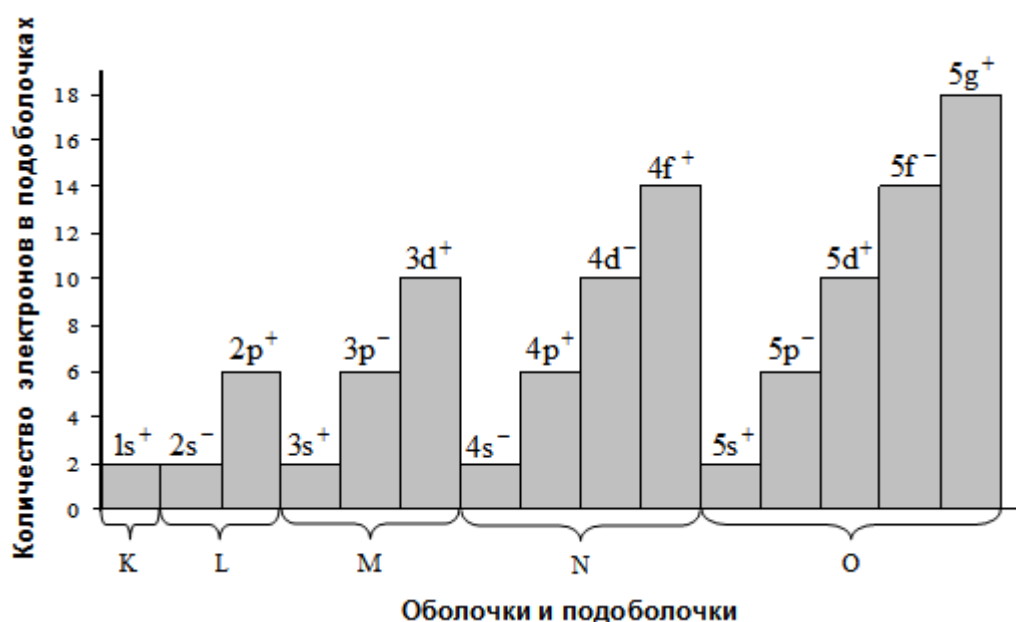
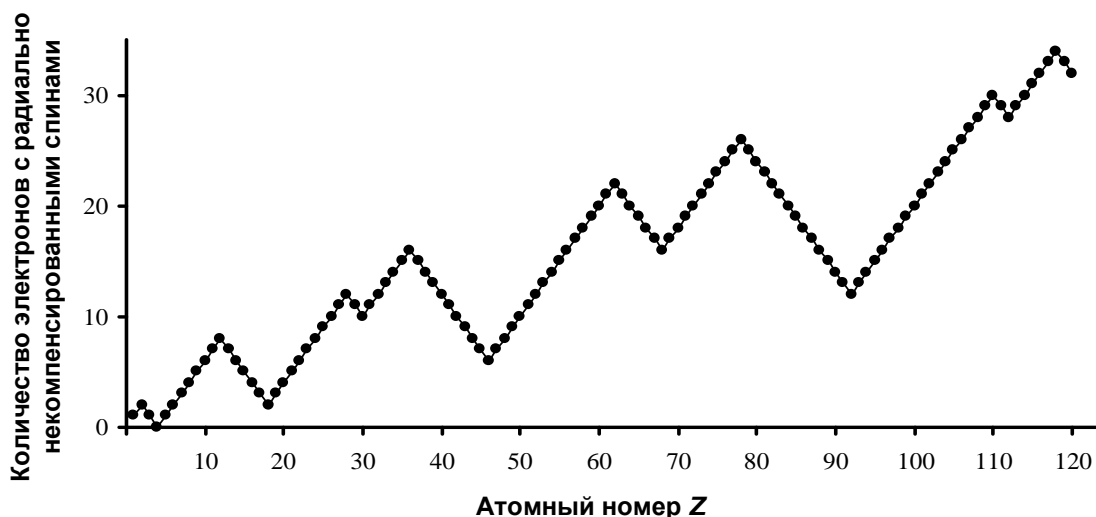


Рисунок 3. – Идеальная система распределения электронов в атоме

Анализируя выражение (29) и рис. 3, прежде всего, отметим, что равенство числа положительных и отрицательных подоболочек

наблюдается только один раз при появлении подоболочки  $(2s)^-$ , а, уже начиная с заполнения  $(2p)^+$ , наступает необратимое превышение числа положительных подоболочек над числом отрицательных, которое увеличивается каждый раз после заполнения очередной оболочки с нечетным значением главного квантового числа. Это означает, что, начиная с атома бора ( $Z=5$ ), в электронных системах при любом значении  $Z$  какая-то часть  $lk$ -совокупностей электронов остается некомпенсированной по значениям спина, или другими словами, при  $Z \geq 5$  в идеальной системе число четных  $lk$ -совокупностей всегда меньше числа нечетных и, соответственно, радиальная компенсация спина у всех электронов атома никогда не происходит. При этом в процессе последовательного заполнения оболочек некомпенсированными остаются электроны следующих подоболочек: после  $L$ -оболочки – электроны подоболочки  $(2p)^+$ , после  $M$  –  $(3s)^+$  и  $(3d)^+$ , после  $N$  –  $(4p)^+$  и  $(4f)^+$ , после  $O$  –  $(5s)^+$ ,  $(5d)^+$  и  $(5g)^+$ . Соответствующая динамика изменения количества электронов с радиально некомпенсированными спинами по мере увеличения атомного номера  $Z$  приведена на рис. 4.

Таким образом, с позиций орбитального принципа запрета электронное строение атома, «рисующее» идеальной системой, при  $Z \geq 5$  всегда является асимметричным, как по соотношению числа положительных и отрицательных подоболочек, так и по количеству электронов с радиально компенсированными и некомпенсированными спинами.



**Рисунок 4. – Зависимость количества электронов с радиально некомпенсированными спинами от атомного номера в идеальной системе распределения электронов**

Переходя теперь к анализу действительной системы (5), сразу скажем, что выделение в ней положительных и отрицательных подоболочек согласно (7) приводит к точной копии орбитальной системы в выражении (16) и на рисунках 1 и 2. Это позволяет утверждать, что в лице орбитальной системы (16), основанной на орбитальном принципе запрета, мы получили теоретический вывод действительного распределения электронов в атоме (5), ранее установленного по данным спектрального анализа. Отсюда следует принципиально важный вывод о том, что *эволюция электронных систем атомов химических элементов идет не по пути последовательного заполнения  $n$ -оболочек, а по пути последовательного формирования орбитальных циклов  $nl$ -подоболочек, в процессе которого происходит поочередное увеличение числа электронов в  $lk$ -совокупностях.* При этом орбитальное квантовое число  $l$  закономерно циклически возрастает, а главное квантовое число  $n$  играет роль энергетического диспетчера, который упорядочивает электроны внутри  $lk$ -совокупностей.

Именно в таком эволюционном развитии электронных систем заключается причина расхождений между идеальной и действительной системами распределения электронов. Напомним, что традиционно эти расхождения на основе эмпирических данных объясняются тем, что «взаимодействие между электронами в атоме приводит при достаточно больших главных квантовых числах  $n$  к тому, что состояния с большим  $n$  и меньшими  $l$  могут иметь меньшую энергию, т.е. быть энергетически более выгодными, чем состояния с меньшим  $n$ , но с большим  $l$ . В результате имеются химические элементы с недостроенными предыдущими оболочками, у которых застраиваются последующие» [4, с. 392]. С позиций же орбитального принципа запрета указанные расхождения получают иное объяснение, которое имеет теоретический характер и не опирается на эмпирические данные. Покажем это на конкретном примере, объясняя, почему в атомах калия ( $Z = 19$ ) и кальция ( $Z = 20$ ) появляются электроны  $4s$ , а не  $3d$ , как это диктуется идеальной системой. При этом для сравнения приведем сначала традиционное объяснение этого расхождения в виде следующей цитаты. – «Подуровень  $4s$  характеризуется более низкой энергией, чем подуровень  $3d$ , что связано с более сильным экранированием  $d$ -электронов в сравнении с  $s$ -электронами. В соответствии с этим размещение внешних электронов в атомах калия и кальция на  $4s$ -подуровне соответствует наиболее устойчивому состоянию этих атомов» [5, с. 89].

Электронная система атома аргона ( $Z = 18$ ), который предшествует калию, с учетом знака подоболочек имеет следующую конфигурацию:  $(1s)^+, (2s)^-, (2p)^+, (3s)^+, (3p)^-$ . То есть к моменту появления электрона с порядковым номером  $Z = 19$  в электронной системе атома все  $p$ -электроны, а также электроны подоболочек  $(1s)^+$  и  $(2s)^-$  имеют радиально компенсированные спины, в то время как спины электронов подоболочки

$(3s)^+$  остаются некомпенсированными. В контексте орбитальной системы это означает, что после заполнения подболочки  $(3p)^-$  четвертый орбитальный период  $t_4$ , которым заканчивается второй орбитальный цикл  $T_2$  (см. табл. 2 и рис. 1), остается незавершенным. Соответственно, пока спины электронов подболочки  $(3s)^+$  не будут радиально компенсированы третий орбитальный цикл  $T_3$ , в самом начале которого впервые должны появиться  $d$ -электроны, не может начать свое формирование. По этой причине в атомах калия и кальция идет заполнение именно подболочки  $(4s)^-$ , спины электронов которой взаимно компенсируют спины электронов  $(3s)^+$ . После этого в атоме скандия ( $Z = 21$ ) закономерно впервые появляется  $d$ -электрон, то есть начинается заполнение подболочки  $(3d)^+$ , которая является первой подболочкой третьего орбитального цикла  $T_3$ . Аналогичным образом объясняются и другие расхождения между идеальной и действительной системами.

Приведенный пример объяснения расхождений между идеальной и действительной системами лишний раз говорит о том, что эти системы принципиально отличаются друг от друга по своей сущности, что можно видеть уже при простом сравнении рисунков 1 и 2 с рисунками 3 и 4. Поэтому следует признать, что идеальная система распределения электронов в атоме (3) является фиктивной теоретической абстракцией, которая не имеет никакого отношения к реальной действительности. Соответственно, поскольку действительная (5) и орбитальная (16) системы взаимно-однозначно соответствуют друг другу, то разговоры об отклонениях действительной системы от идеальной просто теряют всякий смысл (хотя по инерции они будут продолжаться еще много лет).

Необходимо также несколько слов сказать об эмпирическом правиле " $n + l$ ", которое регламентирует очередность заполнения  $nl$ -подболочек в

действительной системе. Это правило, сначала установленное Э. Маделунгом [12], а затем детально рассмотренное В.М. Ключковским [13], говорит о том, что по мере увеличения атомного номера электронные подболочки заполняются в порядке увеличения суммы их главного  $n$  и орбитального  $l$  квантовых чисел, а когда эти суммы равны, то подболочки следуют друг за другом в порядке увеличения значений  $n$  и уменьшения значений  $l$ .

С позиций орбитальной системы распределения электронов это правило получает простое объяснение. Дело в том, что, как говорилось выше, сумма  $n + l$  сохраняет свое постоянное значение внутри каждого орбитального периода  $t_r$  и согласно (17) равна его порядковому номеру  $r$ . То есть правило " $n + l$ " Маделунга-Ключковского просто отражает последовательность формирования орбитальных периодов. Соответственно, чтобы без лишних раздумий составить действительную последовательность заполнения подболочек в атоме (например, в учебных целях), минуя при этом определения и сравнения между собой сумм  $n + l$ , достаточно написать возрастающие циклы убывающих значений орбитального квантового числа

$$s - s, ps - ps, dps - dps, fdps - fdps, \quad (30)$$

а затем перед одинаковыми значениями этого числа последовательно поставить монотонно возрастающие значения главного квантового числа  $n$ , начиная со значения  $n = l + 1$ . То есть, для значений  $s$  имеем  $n = 1, 2, \dots$ , для значений  $p - n = 2, 3, \dots$  и т.д. Подставляя эти значения  $n$  в выражение (30), получаем действительную последовательность заполнения подболочек (5).



#### 4. О структуре периодической системы элементов

Периодичность изменения свойств химических элементов в настоящее время объясняется тем, что по мере роста заряда ядра атома происходит периодическое повторение конфигурации наружных *ns*- и *np*-подоболочек, определяющих химические и многие физические свойства. Соответственно, эмпирически сложившаяся структура периодической системы Д.И. Менделеева обосновывается тем, что химические периоды начинаются щелочными металлами (за исключением первого периода), в атомах которых появляются *s*-электроны новых *n*-оболочек, а заканчиваются инертными газами, внешняя электронная *np*-подоболочка которых полностью заполнена. При этом в каждом периоде, в процессе последовательного перехода от одного элемента к другому, химическая активность элементов закономерно уменьшается, что объясняется, в первую очередь, сопровождающим увеличением значений ионизационного потенциала.

Вместе с тем, орбитальная периодичность электронных подоболочек (табл. 2), адекватно соответствующая действительной системе распределения электронов в атоме (5), по структуре своих периодов несколько отличается от химической периодичности. В частности, формирование каждого орбитального периода заканчивается заполнением *ns*-подоболочки. То есть, если химические периоды начинаются щелочными металлами, то орбитальные периоды этими металлами заканчиваются. Соответственно, границы орбитальных и химических периодов не совпадают. Исключением при этом являются границы только первых периодов, в которых заполняется подоболочка *1s*.

Сравним теперь более детально эмпирическую структуру периодической системы Менделеева и теоретическую структуру орбитальной периодичности, для чего расположим друг под другом числовые последовательности, образованные количеством элементов в

химических периодах (6) и числом электронов в орбитальных периодах (26):

$$\text{Орбитальные периоды: } 2, 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32 \quad (31)$$

$$\text{Химические периоды: } 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32 \quad (32)$$

Из сравнения выражений (31) и (32) следует, что, если из структуры орбитальной периодичности убрать первый период с числом электронов  $M_{t_1} = 2$ , то мы получим точную структуру периодической системы Менделеева, априорно ничего о ней не зная (!). Соответственно, количество элементов  $M_{t^*}$  в любом химическом периоде  $t^*$  системы Менделеева может быть выражено формулой:

$$M_{t_i^*} = M_{t_r}, \quad r = i + 1 \quad (33)$$

Сказанное свидетельствует о том, что *в упорядоченном по возрастанию значений  $Z$  множестве атомов химических элементов наблюдается два вида периодичности: орбитальная периодичность, обусловленная чередованием значений спина внутри  $l_k$ -совокупностей электронов, и химическая периодичность, обязанная своим появлением регулярному повторению конфигурации наружных  $ns$ - и  $np$ -подоболочек, образуемых валентными электронами.* При этом в генетическом отношении химическая периодичность является вторичной и наследует структуру орбитальной периодичности с отставанием на два элемента. Другими словами, границы химических периодов смещены относительно границ орбитальных периодов на два элемента влево. Именно это смещение следует считать причиной того, что в традиционной эмпирически сложившейся структуре периодической системы Менделеева первый период не имеет парного периода с таким же числом элементов, в то время как все другие периоды по числу элементов являются парными (второй и третий, четвертый и пятый, шестой и седьмой). При этом заметим, что отсутствие пары у первого химического периода длительное

время порождало иллюзию того, что в самом начале периодической системы должен быть еще один – нулевой – период [14, 15], о возможном существовании которого говорил также сам Д.И. Менделеев [16], основываясь на гипотезе мирового эфира.

Парность химических периодов по количеству элементов является наиболее фундаментальной характеристикой структурной организации периодической системы Менделеева и традиционно привлекает к себе внимание исследователей. При этом в ряде случаев [10, 11, 14, 17], начиная с работ Ридберга [11, 14], различными формальными путями получены математические формулы для определения количества элементов как в парах периодов, так и в отдельных периодах, которые тождественны (но только в математическом отношении) формулам числа электронов в орбитальных циклах (21) и периодах (22). (Для исключения терминологической путаницы также отметим, что пары периодов с одинаковым числом элементов в работах различных авторов иногда называются диадами или циклами, а у Ридберга они фигурируют как квадратичные группы.)

Вместе с тем, если обратиться к литературе по строению атома и теории периодической системы [1-5, 8-10], то мы не найдем ясного ответа на вопрос о том, почему происходит повторение периодов по числу элементов, или другими словами, – какова физическая природа такого явления, как парность химических периодов. (При этом, конечно, можно апеллировать к «запаздывающему» периодическому заполнению внутренних *nd*- и *nf*-подоболочек при сохранении конфигурации наружных подоболочек, но это будет являться, как говорил в подобных случаях Зоммерфельд [1], «только пересказом в другой формулировке эмпирического факта»). Ответ на этот вопрос дает вышеуказанное генетическое соотношение между орбитальной и химической периодичностью. То есть, поскольку химическая периодичность наследует

структуру орбитальной периодичности, то парность менделеевских периодов является следствием равенства числа электронов в орбитальных периодах, образующих орбитальные циклы.

Необходимо также остановиться на вопросе о числе периодов в периодической системе элементов, поскольку с позиций орбитальной периодичности их должно быть восемь, а с позиций химической периодичности семь. В связи с этим следует сказать, что восьмипериодные таблицы химических элементов ранее неоднократно предлагались разными авторами и имели под собой различные обоснования. При этом те таблицы, в которых на основании парности периодов вводился нулевой период, заполняемый «протоэлементами» [14, 18], для нас сейчас интереса не представляют. Но особого внимания заслуживает восьмипериодная таблица Джанета (1928-1929) [19], которая в настоящее время активно обсуждается в международной литературе [20-26] и рассматривается при этом как серьезная альтернатива традиционному семипериодному представлению периодической системы.

На рис. 5 приведен современный вид таблицы Джанета [26], которая также имеет название «лево-шаговая таблица» (*Janet left-step periodic table & LSPT*), что обусловлено сдвигом границ периодов этой таблицы относительно границ менделеевских периодов на два элемента влево.

Janet left-step periodic table																		[hide]																					
1s																H	He																						
2s																Li	Be																						
2p 3s												B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg																				
3p 4s												Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca																				
3d 4p 5s								Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr														
4d 5p 6s								Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba														
4f		5d		6p		7s		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra
5f		6d		7p		8s		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Ff	Uup	Lv	Uus	Uuo	Uue	Ubn
f-block												d-block						p-block				s-block																	

This form of periodic table is more congruent with the order in which electron shells are filled, as shown in the accompanying sequence in the left margin (read from top to bottom, left to right). The placement of helium (a noble gas) above beryllium (an alkaline earth metal) ordinarily attracts strong criticism from chemists.

**Рисунок 5. – Восьмипериодная таблица элементов Джанета [26]**

В процессе составления своей таблицы Джанет опирался на реальную последовательность заполнения электронных орбиталей, установленную по данным анализа атомных спектров и выделял границы периодов по квантово-механическим особенностям  $nl$ -подоболочек. При этом в один период объединялись элементы, в атомах которых происходило заполнение подоболочек с одинаковой суммой главного  $n$  и орбитального  $l$  квантовых чисел. То есть, помимо прочего, Джанет использовал правило " $n+l$ " раньше Маделунга [12], а тем более Клечковского [13] (об этом также справедливо говорится, например, в работах [23, 24]).

В левой части приведенной восьмипериодной таблицы Джанета указаны  $nl$ -подоболочки, которые заполняются электронами в соответствующих периодах. Нетрудно видеть, что эти электронные конфигурации периодов точно совпадают с конфигурациями орбитальных периодов (табл. 2), но при этом в таблице нет объединения периодов в циклы, а тем более деления подоболочек на положительные и отрицательные по значению спина их первого электрона. Отсюда можно сделать вывод о том, что восьмипериодная таблица Джанета находит свое теоретическое обоснование в лице орбитальной системы распределения электронов в атоме.

Выход из сложившейся ситуации с числом периодов при графическом изображении периодической системы видится в следующем компромиссе. – По-видимому, нужно просто официально признать два варианта периодических таблиц. Первый вариант (химический) – традиционная семипериодная таблица без каких-либо специальных изменений. Второй вариант (квантово-механический) – восьмипериодная таблица, представляющая собой синтез таблицы Джанета (рис. 5) и орбитальной периодической таблицы электронных подоболочек (табл. 2).

Этот синтез сводится к выделению в таблице Джанета орбитальных циклов и делению подоболочек на положительные и отрицательные.

### Заключение

В статье впервые рассмотрены радиальные относительно ядра атома группы электронов с одинаковым значением орбитального квантового числа и одинаковой очередностью появления на подоболочках, получившие название «*lk*-совокупности». С позиций принципа минимальной энергии и симметрии сумм полных моментов электронов доказано, что электроны внутри *lk*-совокупностей должны чередоваться по значениям спинового квантового числа и, соответственно, у каждой последовательной пары электронов должна происходить радиальная компенсация спинов. На этом основании, дополнительно к принципу запрета Паули, сформулирован *орбитальный принцип запрета*, регулирующий распределение электронов в атоме по значениям спина. Использование этого принципа при анализе последовательностей подоболочек с одинаковым значением орбитального числа позволило автору статьи построить *орбитальную систему распределения электронов в атоме*, последовательность заполнения подоболочек в которой точно совпадает с такой же последовательностью, установленной по данным спектрального анализа. Сущность этой системы заключается в последовательном формировании орбитальных циклов подоболочек, при завершении каждого из которых спины всех электронов атома радиально компенсируются. При этом каждый цикл образуют два равновеликих орбитальных периода, зеркально-симметричных друг другу по направлению спина их электронов. На этом основании сделан вывод о том, что эволюция электронных систем атомов химических элементов идет не по пути последовательного заполнения оболочек, а по пути последовательного формирования орбитальных циклов подоболочек, в

процессе которого происходит поочередное увеличение числа электронов в  $lk$ -совокупностях.

С позиций орбитальной системы в статье дается новое объяснение многочисленных отклонений действительной системы распределения электронов в атоме от идеальной системы последовательного заполнения электронных оболочек и раскрывается природа эмпирического правила " $n + l$ " Маделунга-Клечковского. Также рассмотрена структура периодической системы элементов и дано объяснение причин парного повторения периодов по числу элементов. При этом установлено, что химическая периодичность Менделеева наследует структуру орбитальной периодичности и, начиная со второго периода, смещена относительно последней на два элемента влево.

Сказанное свидетельствует о том, что содержание статьи представляет собой принципиально новый вклад в теорию электронного строения атома и теорию периодической системы элементов. При этом обращает на себя внимание тот факт, что все построения в статье сделаны в духе старой квантовой механики, имеющей причинный характер, в то время как во всем, что связано со строением атома, сейчас «балом правит» волновая механика, характер которой является вероятностным. В связи с этим уместно привести слова одного из отцов волновой механики, нобелевского лауреата П. Дирака: *«Мне кажется весьма вероятным, что когда-нибудь в будущем появится улучшенная квантовая механика, в которой будет содержаться возврат к причинности. <...> Но такой возврат к причинности может стать возможным лишь ценой отказа от какой-нибудь другой фундаментальной идеи, которую сейчас мы безоговорочно принимаем. Если мы собираемся возродить причинность, то нам придется заплатить за это, и сейчас мы можем лишь гадать, какая идея должна быть принесена в жертву»* [28, с.16]. По всей видимости, к подобного рода улучшениям квантовой механики следует

отнести орбитальный принцип запрета и орбитальную систему распределения электронов в атоме. «Жертвенными идеями» при этом являются представления о последовательном заполнении электронных оболочек и главенствующая роль главного квантового числа при распределении электронов в атоме, которая с позиций содержания статьи принадлежит орбитальному квантовому числу.

### Литература

1. Зоммерфельд А. Строение атома и спектры, т. 1. М.: ГИТТЛ, 1956. 591с.
2. Веселов М.Г., Лабзовский Л.Н. Теория атома: Строение электронных оболочек. М.: Наука, 1986. 328с.
3. Шпольский Э.В. Атомная физика, т. 2. М.: Наука, 1974. 447с.
4. Яворский Б.М., Детлаф А.А. Справочник по физике. М.: Наука, 1985. 512с.
5. Глинка Н.Л. Общая Химия. Л.: Химия, 1985. 731с.
6. Hund, Linienspektren und periodisches System. Berlin, 1927.
7. Киржниц Д.А., Герштейн С.С. Обменное взаимодействие // БСЭ, т.18, 1974.
8. Некрасов Б.В. Основы общей химии, т.1. М.: Химия, 1973. 656с.
9. Агафшин Н.П. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. М.: Просвещение, 1982. 192с.
10. Трифонов Д.Н. О количественной интерпретации периодичности. М.: Наука, 1971. 158с.
11. Rydberg I. Electron, der erste Grundstoff. Lund., 1906.
12. Madelung E. Die mathematischen Hilfsmittel des Physikers. Berlin: Springer, 1936.
13. Ключковский В.М., Распределение атомных электронов и правило последовательного заполнения  $(n + 1)$ -групп. М.: Атомиздат, 1968. 432с.
14. Rydberg I. Phil. Mag., [6], **28**, 144. (1914).
15. Капустинский А.Ф. Нулевой период и вторичная периодичность // ДАН СССР, т. 80, № 5, 1951. С. 755-758.
16. Менделеев Д. Основы химии. С.-Петербург, 7-е изд., 1903. 800с.
17. Капустинский А.Ф. Формула, выражающая число элементов в периодах и начало системы Д.И. Менделеева // ДАН СССР, т. 80, № 3, 1951. С. 365-368.
18. Капустинский А.Ф. Структура периодической системы химических элементов // ДАН СССР, т. 81, № 1, 1951. С. 47-50.
19. Janet C. The Helicoidal Classification of the Elements // Chemical News, **138**, 372-374, 388-393. (1929).
20. Katz G. An eight-period table for the 21st century // Chemical Educator, 2001, 6, pp. 324-332.
21. Bent H. New ideas in chemistry from fresh energy for the periodic law. AuthorHouse: Bloomington, IN, 2006.
22. Scerri E. The role of triads in the evolution of the periodic table: Past and present // Journal of Chemical Education, 2008, **85** (4), pp. 585-589.
23. Scerri E.R. The dual sense of the term "element," attempts to derive the Madelung rule, and the optimal form of the periodic table, if any. // International Journal of Quantum Chemistry, 2009, 109, 5, pp. 959-971.



24. Stewart P.J. Charles Janet: unrecognized genius of the periodic system // *Foundations of Chemistry*, 2010, 12 (1).
25. Bradley D. At last, a definitive periodic table? // *ChemistryViews.org* (Published Date: 20/07/2011).
26. Scerri E. Trouble in the periodic table // *Education in Chemistry*, 2012, 1, pp. 13-17.
27. Periodic table. From Wikipedia, the free encyclopedia. [http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic\\_table](http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table) (address date: 30/05/2013).
28. Дирак П.А.М. Пути физики. М.: Энергоатомиздат, 1983. 88 с.

### References

1. Zommerfel'd A. Stroenie atoma i spektry, t. 1. M.: GITTL, 1956. 591s.
2. Veselov M.G., Labzovskij L.N. Teorija atoma: Stroenie jelektronnyh obolochek. M.: Nauka, 1986. 328s.
3. Shpol'skij Je.V. Atomnaja fizika, t. 2. M.: Nauka, 1974. 447s.
4. Javorskij B.M., Detlaf A.A. Spravochnik po fizike. M.: Nauka, 1985. 512s.
5. Glinka N.L. Obshhaja Himija. L.: Himija, 1985. 731s.
6. Hund, Linienspektren und periodisches Sistem. Berlin, 1927.
7. Kirzhnic D.A., Gershtejn S.S. Obmennoe vzaimodejstvie // *BSJe*, t.18, 1974.
8. Nekrasov B.V. Osnovy obshhej himii, t.1. M.: Himija, 1973. 656s.
9. Agafoshin N.P. Periodicheskiy zakon i periodicheskaja sistema jelementov D.I. Mendeleeva. M.: Prosveshhenie, 1982. 192s.
10. Trifonov D.N. O kolichestvennoj interpretacii periodichnosti. M.: Nauka, 1971. 158s.
11. Rydberg I. Electron, der erste Grundstoff. Lund., 1906.
12. Madelung E. Die mathematischen Hilfsmittel des Physikers. Berlin: Springer, 1936.
13. Klechkovskij V.M., Raspredelenie atomnyh jelektronov i pravilo posledovatel'nogo zapolnenija (n + l)-grupp. M.: Atomizdat, 1968. 432s.
14. Rydberg I. *Phil. Mag.*, [6], 28, 144. (1914).
15. Kapustinskij A.F. Nulevoj period i vtorichnaja periodichnost' // *DAN SSSR*, t. 80, № 5, 1951. S. 755-758.
16. Mendeleev# D. Osnovy himii. S.-Peterburg#, 7-e izd., 1903. 800s.
17. Kapustinskij A.F. Formula, vyrazhajushhaja chislo jelementov v periodah i nachalo sistemy D.I. Mendeleeva // *DAN SSSR*, t. 80, № 3, 1951. S. 365-368.
18. Kapustinskij A.F. Struktura periodicheskoy sistemy himicheskikh jelementov // *DAN SSSR*, t. 81, № 1, 1951. S. 47-50.
19. Janet C. The Helicoidal Classification of the Elements // *Chemical News*, 138, 372-374, 388-393. (1929).
20. Katz G. An eight-period table for the 21st century // *Chemical Educator*, 2001, 6, pp. 324-332.
21. Bent H. New ideas in chemistry from fresh energy for the periodic law. AuthorHouse: Bloomington, IN, 2006.
22. Scerri E. The role of triads in the evolution of the periodic table: Past and present // *Journal of Chemical Education*, 2008, 85 (4), pp. 585-589.
23. Scerri E.R. The dual sense of the term "element," attempts to derive the Madelung rule, and the optimal form of the periodic table, if any. // *International Journal of Quantum Chemistry*, 2009, 109, 5, pp. 959-971.

24. Stewart P.J. Charles Janet: unrecognized genius of the periodic system // Foundations of Chemistry, 2010, 12 (1).
25. Bradley D. At last, a definitive periodic table? // ChemistryViews.org (Published Date: 20/07/2011).
26. Scerri E. Trouble in the periodic table // Education in Chemistry, 2012, 1, pp. 13-17.
27. Periodic table. From Wikipedia, the free encyclopedia. [http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic\\_table](http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table) (address date: 30/05/2013).
28. Dirak P.A.M. Puti fiziki. M.: Jenergoatomizdat, 1983. 88s.