

Периодическая система элементов — множество химических элементов (см. *Атомы*), структура которого отражает периодическую зависимость их свойств от порядкового номера элемента. Существование такой зависимости и структура П.с.э. были открыты в 1869 г. Д.И. Менделеевым, расположившим известные к тому времени элементы в порядке возрастания их атомной массы. Закономерности, присущие П.с.э., нашли свое объяснение в процессе развития *атомной физики* на основе *квантовой теории*. Так, смысл порядкового номера элемента в П.с.э. как значения заряда ядра атомного Z стал понятен после опытов Резерфорда, а объяснение структуры П.с.э. — после установления *Паули принципа*.

Графическим отображением П.с.э. является периодическая таблица. Имеются различные варианты таких таблиц. В настоящее время рекомендуется использовать либо «длинный», либо «широкий» (рис. 1) вариант. В них химические элементы распределяются по 18 вертикальным столбцам (группам) и 7 горизонтальным рядам (периодам). Современная П.с.э. содержит 118 химических элементов, 6 из которых (с номерами 113 – 118) имеют временные названия.

Каждую группу П.с.э. составляют элементы со схожими свойствами. В группу 1 попадают щелочные металлы (в первом периоде — водород), в группу 2 — щелочноземельные. Т. н. переходные элементы (все они металлы) составляют группы 3 – 12. Далее следуют группы бора (13-я), углерода (14-я) и азота (15-я). Группы 16, 17 и 18 носят названия халькогенов, галогенов и инертных (благородных) газов соответственно. В каждой из групп 13 – 16 при возрастании атомного номера наблюдается систематическое усиление металлических свойств (например, неметаллы азот N и фосфор P → полуметаллы мышьяк As и сурьма Sb → металл Bi).

В соответствии с этим на протяжении заданного периода таблицы (горизонтального ряда) происходит переход от наиболее химически активного металла к активному неметаллу, после чего — к инертному газу. Например, четвертый период начинается с калия K и идет через все менее активные металлы (кальций Ca – галлий Ga), полупроводник (германий Ge), полуметалл (мышьяк As) и неметаллы (селен Se) к очень активному неметаллу (бром Br) и инертному газу (криптон Kr). В первом периоде имеет место переход от водорода H сразу к гелию He.

Длины периодов П.с.э. различны: 2 элемента в 1-м периоде, по 8 во 2-м и 3-м, по 18 в 4-м и 5-м и по 32 элемента в 6 и 7 периодах. Ключом к пониманию структуры П.с.э. является тот факт, что все химические и физические (кроме чисто ядерных) свойства элементов определяются строением электронных оболочек атомов.

Согласно квантовой теории состояние *электрона* в атоме определяется набором из четырех квантовых чисел: главного n , орбитального l , магнитного орбитального m и магнитного спинового m_s (см. *Момент импульса, Спин*). Главное квантовое число может принимать значения $n = 1, 2, 3, \dots$. При заданном n возможные значения орбитального числа $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$. При заданном l магнитное орбитальное число может принимать значения $m = 0, \pm 1, \dots, \pm l$. Число m_s имеет два возможных значения $m_s = \pm 1/2$. Таким образом, при заданных n и l имеется $2(2l + 1)$ возможных состояний электрона в атоме.

Совокупность электронов с заданными значениями чисел n и l образуют подоболочку. Подоболочки принято обозначать числом n и буквой, обозначающей число l . Значениям числа $l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$ отвечают буквы s, p, d, f, g, h, i, k, ... и далее в соответствии с латинским алфавитом. Поскольку $0 \leq l \leq n - 1$, список возможных подоболочек выглядит так: 1s; 2s, 2p; 3s, 3p, 3d; 4f, 4p, 4d, 4f; ...

Согласно принципу Паули никакие два электрона не могут находиться в одном и том же квантовом состоянии. Поэтому в подоболочке не может быть более чем $2(2l + 1)$ электронов. Полностью заполненная (замкнутая) ns-подоболочка содержит 2 электрона, np-подоболочка — 6 электронов, nd-подоболочка — 10 электронов, nf-подоболочка — 14 электронов и т. д.

Совокупность подоболочек с одним и тем же главным квантовым числом n , называют слоем. Суммируя числа состояний в оболочках, принадлежащих данному слою, легко показать, что

слой может содержать не более $2n^2$ электронов. Поэтому максимальное число электронов в слоях с $n = 1, 2, 3, \dots$ (называемых K, L, M, \dots слоями) равно 2, 8, 18, 32, ... При переходе от атома к атому в порядке возрастания атомного номера, а, следовательно, общего числа электронов в его оболочке, происходит закономерное заполнение подоболочек и слоев.

В первом периоде П.с.э., содержащем только 2 элемента — водород H и гелий He, происходит заполнение K -слоя ($n = 1$). Каждый из последующих периодов начинается с атома щелочного металла (Li, Na, K и т. д.), во внешней s -подоболочке которого находится только один электрон, и заканчивается атомом инертного газа (Ne, Ar, Kr и т. д.), внешняя p -подоболочка которого полностью заполнена. Во 2-м периоде происходит заполнение L -слоя (подоболочек $2s$ и $2p$). В 3-м — частичное заполнение M -слоя (подоболочек $3s$ и $3p$). В 4-м периоде идет заполнение подоболочек $4s, 3d$ и $4p$, а в 5-м — и подоболочек $5s, 4d$ и $5p$. В 6-м периоде заполняются подоболочки $6s, 4f, 5d, 6p$, а в 7-м — подоболочки $7s, 5f, 6d, 7p$. В состав 6-го периода входит семейство лантаноидов (у которых происходит заполнение подоболочки $4f$), а в состав 7-го — актиноидов (заполнение подоболочки $5f$). Представители каждого из семейств имеют практически не отличимые химические свойства. Заполнение d - и f -подоболочек идет с некоторыми «нарушениями». У некоторых элементов заполняющаяся nd -подоболочка заимствует электроны из $(n + 1)s$ -подоболочки (например, медь Cu, золото Au), а в других случаях nd -подоболочка — из $(n - 1)f$ (лантан La, уран U).

В целом, заполнение подоболочек атомов N -го периода всегда начинается с Ns -подоболочек, а заканчивается (при $N > 1$) подболочками Np , между которыми (при $N > 3$) размещается $(N - 1)d$ -подоболочка, а при $N > 5$ и подболочка $(N - 2)f$. Это соответствует формуле для заполняющихся подболочек N -го периода:

$$Ns^2 + (N - 2)f^{14} + (N - 1)d^{10} + Np^6,$$

в которой, разумеется, следует учитывать лишь подболочки, возможные при данном N . Тогда при $N = 1$ останется лишь подболочка $1s^2$, при $N = 2$ — подболочки $2s^2 + 2p^6$, при $N = 3$ — $3s^2 + 3p^6$, ... при $N = 7$ — $7s^2 + 5f^{14} + 6d^{10} + 7p^6$.

Объяснение указанного порядка заполнения основывается на том, что каждый последующий электрон, присоединяемый к атому, попадает в состояние с наименьшей энергией из всех ещё не заполненных электронных состояний. Расчёт этих энергий требует гораздо более детального рассмотрения. В целом, порядок заполнения соответствует тому, что энергии внешних электронов зависят не только от числа n , но и от числа l , причём зависимость от числа n более существенна.

Сходство химических свойств элементов, попадающих в одну группу, объясняется одинаковым количеством электронов во внешней подболочке. Практическая неотличимость свойств элементов внутри семейства лантаноидов и актиноидов объясняется характером пространственной локализации f -электронов внутри электронной оболочки атома.

П.с.э. сыграла важную роль в развитии многих естественнонаучных областей знания. Она способствовала становлению и эволюции атомно-молекулярного учения. Во многом благодаря П.с.э. сформированы современные понятия атома, химического элемента, *изотопа* и др., было предсказано существование неизвестных элементов и их свойств. В настоящее время с помощью П.с.э. решаются задачи создания новых материалов, синтеза веществ с заранее заданными свойствами и т. д.

П.с.э. не завершена, её верхняя граница (полное число элементов) не определена. В настоящее время продолжают исследования по синтезу изотопов элементов с $Z > 118$.

А.А. Сокольский, М.Б. Шундалов.

Энциклопедия для школьников и студентов в 12 томах.

Том 2. Физика. Математика. Минск, Беларуская энцыклапедыя ім. П. Броўкі, 2010. С. 211–213.