

на группы с постоянной валентностью и в пределах каждой группы расположить их по весу. Однако многие химические элементы в различных соединениях демонстрируют различные валентности. Примером этому могут служить соединения азота и кислорода  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$ , в ряду которых валентность азота повышается от 1 до 5. Принцип расположения элементов в порядке возрастания их атомного веса также мог приводить к ошибочным результатам с точки зрения современной науки. Каждый химический элемент может существовать в нескольких вариантах – изотопах, различающихся массой атомного ядра. У некоторых элементов число стабильных и радиоактивных изотопов измеряется десятками. Кроме того, глядя на периодическую систему элементов, можно заметить, что расположение  $Co$  и  $Ni$ ,  $Te$  и  $I$  не соответствует принципу возрастания атомного веса.

Проблему поливалентности химических элементов Менделеев решил тем, что стал располагать их по принципу наибольшей валентности. Так, галогены хлор  $Cl$ , бром  $Br$  и йод  $I$  имеют максимальную валентность по кислороду, равную 7, т.е. могут образовывать соединения типа  $Cl_2O_7$ ; халькогены сера  $S$ , селен  $Se$  и теллур  $Te$  имеют максимальную валентность по кислороду 6, т.е. могут образовывать соединения типа  $SO_3$ ; и так далее. Результатом такой классификации стал «вертикальный» вариант периодической системы, в котором наряду с принципом возрастания атомного веса был использован принцип периодической повторяемости свойств химических элементов по мере возрастания их атомного веса.

Неожиданные пробелы в этом плавном нарастании массы при периодической повторяемости химических свойств вынудили Менделеева поставить в первом варианте периодической системы ряд вопросительных знаков, которые впоследствии были заменены на вновь открытые элементы скандий  $Sc$ , галлий  $Ga$ , германий  $Ge$  и гафний  $Hf$ . Открытие этих элементов произошло еще при жизни великого химика (за исключением  $Hf$ , открытого в 1923 году).

Для построения периодической системы, наряду с глубоким пониманием современной химии, требовал-

ся также дар научного предвидения. Практически точно расположив все известные ему элементы, а таковых было уже более шестидесяти, Менделеев намного опередил свое время. Он, по сути, расположил элементы в соответствии со строгими законами сформулированной намного позже квантовой механики. Из этих законов вытекает периодическая повторяемость свойств химических элементов по мере нарастания атомного номера.

С точки зрения современной науки, атомы всех химических элементов образованы элементарными частицами трех видов. Ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и электрически нейтральных нейтронов. Изотопами одного и того же химического элемента являются атомы, содержащие одно и то же количество протонов и разное количество нейтронов. Вокруг ядра, на расстояниях в десятки тысяч раз превышающих его радиус, вращаются отрицательно заряженные электроны. Их число равно числу протонов в ядре. Электроны атома располагаются вокруг ядра, подчиняясь определенным закономерностям. Согласно принципу Паули, сформулированному лишь в 1925 году, в одном и том же атоме не может быть двух электронов, находящихся в одинаковых квантовых состояниях.

Квантовые состояния электронов в атоме определяются четырьмя квантовыми числами. Первое из них, главное квантовое число  $n$ , описывает среднее удаление электрона от ядра. Второе (орбитальное) квантовое число  $l$  определяет форму электронной орбитали, третье (магнитное) квантовое число  $m_l$  – ориентацию этой орбитали. Наконец, четвертое (спиновое) квантовое число  $m_s$  характеризует спин электрона, который может принимать два значения:  $+1/2$  и  $-1/2$ . Возможные значения второго и третьего квантовых чисел зависят от значения главного квантового числа:  $l$  может принимать значения  $0, 1, \dots, n - 1$ , а  $m_l$  может принимать значения  $0, \pm 1, \dots, \pm l$ . Если  $n = 1$ , то возможны 2 различных квантовых состояния в атоме, отвечающие нахождению электронов на сферически симметричной орбитали с  $l = 0$  и  $m_l = 0$ . Если  $n = 2$ , то существует 8 различных квантовых состояний, при  $n = 3$  имеется 18 различных квантовых

состояний, и т.д. в соответствии с формулой  $2n^2$ .

Энергия электрона в ядре зависит от первых двух квантовых чисел, и, поскольку поведение электрона в основном определяется его энергией, для описания электронных состояний обычно используется запись в виде цифры и следующей за ней буквы – цифра совпадает с главным квантовым числом, а значения  $0, 1, 2, 3$  для второго квантового числа обозначаются буквами  $s, p, d, f$ . (Эти обозначения ведут свое происхождение от названий четырех типов спектральных линий:  $s$  – sharp (резкие),  $p$  – principal (основные),  $d$  – diffuse (диффузные),  $f$  – fundamental (фундаментальные).)

В атомах, где частично или полностью заполнена лишь 1s-оболочка, возможно размещение одного или двух электронов, чему соответствуют самые легкие химические элементы: водород  $H$  и гелий  $He$ . Гелий и другие благородные газы, обладающие замкнутыми электронными оболочками, в химические реакции не вступают и при построении периодической системы Менделеевым не рассматривались. Во втором ряду располагаются 8 химических элементов от лития  $Li$  до неона  $Ne$ , отвечающих заполнению 2s- и 2p-оболочек. Этот ряд содержит химические элементы, образующие основу органических соединений: углерод  $C$ , азот  $N$ , кислород  $O$ . Следующие 3s-, 3p-, и 3d-оболочки могут быть заполнены 18 электронами. Первыми членами этого ряда служат натрий  $Na$  и магний  $Mg$ , заполнение 3p-оболочки начинается с алюминия  $Al$  и заканчивается в благородном аргоне  $Ar$ , а затем вместо заполнения 3d-оболочки в калии  $K$  и кальции  $Ca$  заполняется 4s-оболочка.

Нарушение порядка заполнения электронных оболочек в соответствии с их главным квантовым числом  $n$  отражает факт зависимости энергии электронов от орбитального числа  $l$ . Лишь после заполнения 4s-оболочки начинает застраиваться 3d-оболочка, и этот процесс затрагивает металлы от скандия  $Sc$  до меди  $Cu$ . Полное заполнение 3d-оболочки достигается в цинке  $Zn$ , а затем от галлия  $Ga$  до криптона  $Kr$  заполняется 4p-оболочка. В соответствии с формулой  $2n^2$  в четвертой оболочке можно разместить 32 электрона, т.е. в дополнение к двум 4s-электронам и шести