

Капин А.В.

**Электронные конфигурации
атомов химических элементов**

**Москва
Издательство Нобель Пресс**

УДК 54
ББК 24
К20

К20 **Капин А.В.**
Электронные конфигурации атомов химических элементов / Капин А.В. – М.:
Lennex Corp, — Подготовка макета: Издательство Нобель Пресс, 2014. –
70 с.

ISBN 978-5-519-02644-4

ISBN 978-5-519-02644-4

© Издательство Нобель Пресс, 2014
© А.В. Капин, 2014

Рассматривая Периодическую систему химических элементов Дмитрия Ивановича Менделеева, в первую очередь можно увидеть все химические элементы, известные человечеству. Каждый школьник, который начинает изучать химию, сталкивается с закономерными вопросами: А что же такое химический элемент? С какими понятиями он связан? Почему расположение элементов в Периодической системе именно такое, каким мы его видим?

Понятие «химического элемента» тесно связано с такими понятиями как «атом» и «заряд ядра», поскольку именно совокупность атомов с одинаковыми зарядами ядер и числом протонов, которое между прочим совпадает с атомным номером в Периодической системе Дмитрия Ивановича Менделеева, в науке называют химическим элементом.

В Периодической системе у каждого химического элемента есть латинское обозначение, состоящее из латинских букв, от одной до трех. Такое обозначение химических элементов используются в виде сокращения от латинского названия элементов. Берут обычно в качестве символа начальную букву названия элемента, а в случае необходимости добавляют либо следующую, либо одну из следующих. Чаще всего это начальные буквы латинских названий элементов: Ag — серебро (*argentum*), Au — золото (*aurum*), Cu — медь (*cuprum*), Fe — железо (*ferrum*), Hg — ртуть (*hydrargirum*). Эту систему химических символов предложил в 1811 г. шведский химик Йёнс Якоб Берцелиус. В современном мире вот уже почти 100 лет контролем за программам с области химии, в том числе и контролем за названиями химических элементов, занимается международная неправительственная организация Международный союз теоретической и прикладной химии (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) или сокращенно ИЮПАК (*IUPAC*).

Атом любого химического элемента состоит из электронов и ядра, которое в свою очередь состоит из протонов и нейтронов. Организация электронов показывает определенный повторяющийся периодический образец. Ведь сами электроны занимают последовательность оболочек, которые идентифицируются числами (электронная оболочка №1, электронная оболочка №2 и т. д.), а те, в свою очередь, состоят из подуровней, определяемых латинскими буквами s, p, d и f. С увеличением атомного числа электроны постепенно заполняют эти

электронные оболочки. Каждый раз, как электрон занимает новую электронную оболочку впервые, в таблице химических элементов начинается новый период. Также необходимо отметить, что сходства в электронной конфигурации обуславливают подобие свойств элементов, а ведь именно наблюдение за ними, собственно, и привело к открытию периодического закона.

В 1925 году будущий на тот момент лауреат Нобелевской премии по физик Вольфганг Эрнст Паули установил, что в атоме на одной орбитали может находиться максимально только два электрона, имеющих противоположные спины, то есть обладающих такими свойствами, которые условно можно представить себе как вращение электрона вокруг своей воображаемой оси: по часовой или против часовой стрелки. Этот принцип носит название принципа Паули, который теперь является одним из фундаментальных принципов квантовой механики и используется в химических и физических исследованиях. Если на орбитали находится один электрон, то он называется неспаренным, а если все два электрона находятся на орбитали, то это спаренные электроны, то есть электроны с противоположными спинами. Распределение электронов в атоме можно изображать:

1. по энергетическим уровням и подуровням в виде электронной формулы атома, которую составляют на основе принципа наименьшей энергии;
2. по энергетическим уровням в виде электронной схемы атома;
3. по атомным орбиталям (квантовым ячейкам) в виде графической схемы строения электронных слоев атома, которую составляют на основе правила Хунда. В данном случае Фридрих Хунд является отличным примером, как и сам Вольфганг Паули, тому, что можно быть успешным сразу в двух областях науки: в химии и в физике. Фридрих Хунд является немецким физиком, но, однако осил огромный след в истории химии. По правилу Хунда при заполнении электронами одинаковых по энергии орбиталей электроны располагаются в первую очередь поодиночке на каждой орбитали, и лишь потом начинается заселение этих орбиталей вторыми электронами. А на одной орбитали находятся два электрона с полуцелыми спинами противоположного знака, они спариваются и, поэтому в результате, суммарный спин орбитали становится равным нулю.



Рис. 1. Фридрих Хунд.



Рис. 2. Фридрих Хунд.



Рис. 3. Вольфганг Паули.

Для запоминания Правила Хунда существует так называемое мнемоническое «правило трамвайного вагона»:

Ты приглядишься, решив присесть,
К местам трамвайного вагона:
Когда ряды пустые есть,
Подсаживаться нет резона.

Существует вполне условное изображение электронных уровней и подуровней, которое называют орбитальной диаграммой. На ней орбитали условно изображаются квадратиками, а электроны - стрелочками. Если стрелочки направлены в разные стороны, что означает, что электроны различаются между собой особым свойством, которое называется спином электрона. Распределение электронов в атоме происходит в соответствии с принципом наименьшей энергии.

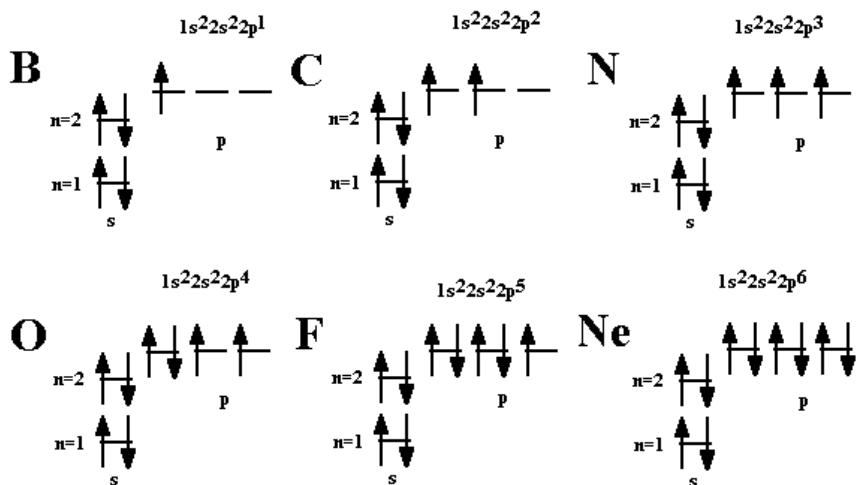


Рис. 4. Порядок заполнения орбиталей p-подуровня p-элементов второго периода.

Поскольку энергия электронов определяется значениями орбитального и главного квантовых чисел, то согласно первому правилу Клечковского, сначала заполняются те подуровни, для которых сумма $(n + l)$ меньше. Но если значения суммы $(n + l)$ для двух подуровней равны, то сначала заполняется уровень с наименьшим значением главного квантового числа по второму правилу Клечковского. Физически это означает, что в водородоподобном атоме орбитальная энергия электрона не зависит от особенностей его движения в поле ядра и к тому же определяется только пространственной удаленностью зарядовой плотности электрона от ядра. Именно поэтому энергетическая последовательность орбиталей в водородоподобном атоме выглядит просто:

$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < 5s...$$

Строгая квантовомеханическая теория электронного строения атомов и экспериментальная спектроскопия показали энергетическую последовательность атомных орбиталей в следующем виде:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \cong 5d < 6p < 7s < 5f \cong 6d < 7p < 8s$$

Когда составляют электронную формулу атома, то обращают внимание на то, что:

1. Число энергетических уровней равно номеру периода, в котором находится элемент;
2. Заряд ядра равен номеру элемента в периодической системе;
3. На каждом уровне имеются подуровни, число которых равно номеру уровня, но не более четырех (s, p, d, f). Но тут нужно отметить, что есть еще буква g для обозначения уровня для суперактиноидов, существование которых еще не до конца доказано (суперактиноидами предположительно являются элементы с атомными номерами с 121 до 153);
4. Максимальное число электронов на уровне: первый – 2; второй – 8; третий – 18; четвертый и далее – 32;
5. Орбиталь максимально содержит два электрона;
6. Число орбиталей на подуровнях: s - одна, p - три, d - пять, f – семь орбиталей;
7. В электронной формуле цифра показывает номер уровня, буквы – номер подуровня, а цифра в степени показывает число электронов на подуровне.
8. Атомы элементов главных подгрупп содержат столько электронов на внешнем слое, каков номер группы, а элементы побочных подгрупп – 2, 1 или 0.

В электронной формуле атома сначала цифрой указывают главное квантовое число (которое показывает энергетический уровень), за тем буквой (s, p, d, f) обозначают орбитальное квантовое число (которое показывает энергетический подуровень), а цифрой справа над буквой (данное обозначение очень похоже на обозначение степени в математике) показывают число электронов на данном подуровне. Например, запись $3p^5$ означает, что пять электронов находятся на p-подуровне третьего энергетического уровня, а запись $7s^2$ означает, что два электрона находятся на s-подуровне седьмого энергетического уровня.

В электронно-графической формуле распределение электронов указывают по уровням, подуровням и атомным орбиталиям.

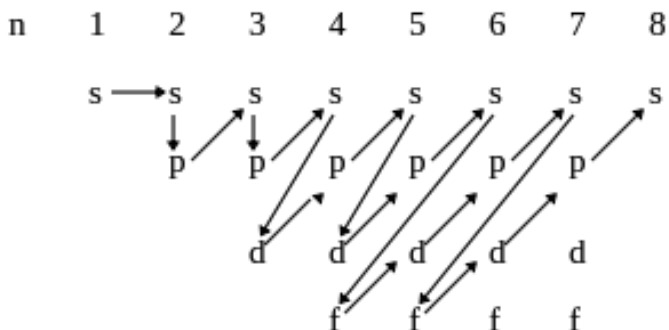


Рис. 5. Всеволод Маврикиевич Ключковский.

$(n+l)$	n	l	Атомные орбитали	
1	1	0	1s	Первый период
2	2	0	2s	Второй период
3	2	1	2p	
	3	0	3s	Третий период
4	3	1	3p	
	4	0	4s	Четвёртый период
5	3	2	3d	
	4	1	4p	
	5	0	5s	Пятый период
6	4	2	4d	
	5	1	5p	
	6	0	6s	Шестой период
7	4	3	4f	
	5	2	5d	
	6	1	6p	
	7	0	7s	Седьмой период
8	5	3	5f	
	6	2	6d	
	7	1	7p	
	8	0	8s	Начало восьмого периода

Таблица 1. Энергетическая последовательность орбиталей в изолированных атомах.

Рассмотренную в таблице очередность заполнения электронами атомных орбиталей можно также представить в виде следующей схемы:



Для запоминания Правила Клечковского также существует мнемоническое правило:

Нас арифметикой банальною не мучай,
 Над нами лишь Клечковский - господин,
 А он сказал, что $3+2$ получше,
 Чем, например, $4+1$.

В химии свойства изолированных атомов обычно не изучаются, так как почти все атомы, входя в состав различных веществ, образуют химические связи, которые образуются при взаимодействии электронных оболочек атомов. У всех атомов (исключение - водород) в образовании химических связей принимают участие не все электроны: у углерода – четыре из шести, у бора – три электрона из пяти, а, например, у бария – два из пятидесяти шести. Эти "активные" электроны называются валентными электронами.

Валентные электроны – электроны, которые могут принимать участие в образовании атомом химических связей.

Внешние электроны принимают участие в образовании связи в первую очередь потому, что при сближении атомов электронные облака, образованные этими электронами, прежде всего приходят в соприкосновение, но участие в образовании связи вместе с ними может

принимать лишь часть электронов предвнешнего (предпоследнего) слоя, но происходит это только в том случае, если они обладают энергией, которая не сильно отличается от энергии внешних электронов. Нужно отметить, что и те и другие электроны атома являются валентными. У лантаноидов и актиноидов валентными являются даже некоторые "предвнешние" электроны. Энергия валентных электронов намного больше, чем энергия других электронов атома, а друг от друга валентные электроны по энергии отличаются существенно меньше. Внешние электроны будут всегда валентными, но только в том случае, если атом вообще может образовывать химические связи. Например, оба электрона атома гелия являются внешними, но назвать их валентными совершенно невозможно, ведь атом гелия вообще никаких химических связей не образует. Валентные электроны занимают валентные орбитали, которые сами образуют валентные подуровни. Валентные подуровни могут быть заполнены электронами либо частично, либо полностью, но также могут и вообще оставаться свободными. А при увеличении заряда ядра уменьшаются значения энергии всех подуровней, но из-за взаимодействия электронов между собой энергия разных подуровней уменьшается с разной "скоростью". Энергия полностью заполненных d- и f-подуровней уменьшается так сильно, что они даже перестают быть валентными.

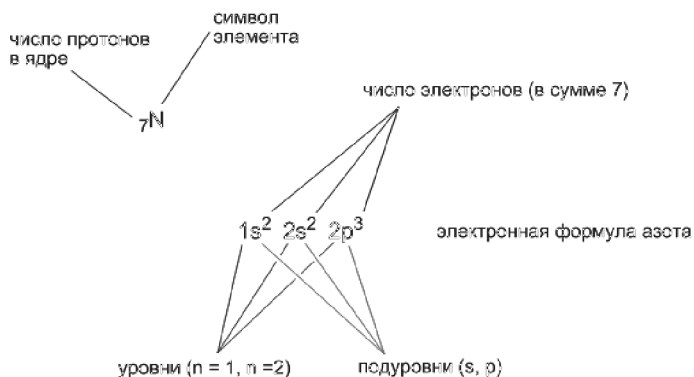


Рис. 6. Электронная формула азота.