Строение электронных оболочек атома

**Цель урока:**Сформировать представления учащихся о строении электронной оболочки атома на примере химических элементов 1–3 периодов периодической системы. Закрепить понятия “периодический закон” и “периодическая система”.

**Задачи урока:** Научиться составлять электронные формулы атомов, определять элементы по их электронным формулам, определять состав атома.

**Оборудование:**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, классная доска, мультимедиа-проектор, персональный компьютер, макет и презентация “Составление электронных формул строения атомов”.

**Тип урока:** комбинированный

**Методы:**словесный, наглядный.

**Ход урока**

**I. Организационный момент.**

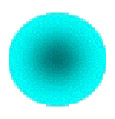
Приветствие. Отметка отсутствующих. Активизация класса на усвоение новой темы.

Учитель проговаривает и записывает тему урока на доске “Строениеэлектронных оболочек атома”, подключает интерактивную доску и демонстрирует разработанную интерактивную презентацию “Строениеэлектронных оболочек атома”, управлять ею (последовательностью ее предъявления, расположением объектов на экране и т. д.), что особенно удобно при работе с интерактивной доской, по ходу объяснения материала.

**II. Объяснение нового материала**

**Учитель:**В начале XX века была принята **планетарная модель строения атома**, предложенная Резерфордом, согласно которой вокруг очень малого по размерам положительно заряженного ядра движутся электроны, как планеты вокруг Солнца. *1.* Модель Резерфорда).

Следовательно, в атоме есть траектории, по которым движется электрон. Однако дальнейшие исследования показали, что в атоме не существует траекторий движения электронов. Движение без траектории означает, что мы не знаем, как электрон движется в атоме, но можем установить область, где чаще всего встречается электрон. Это уже не орбита, а орбиталь**.**Двигаясь вокруг атома, электроны образуют в совокупности его **электронную оболочку**.



Давайте выясним, как движутся электроны вокруг ядра? Беспорядочно или в определенном порядке? Исследования **Нильса Бора** – основоположника современной атомной физики, а также ряда других ученых позволили сделать вывод: электроны в атомах располагаются определенными слоями – оболочками и в определенном порядке.

Строение электронных оболочек атомов имеют важную роль для химии, так как именно электроны обуславливают химические свойства веществ. Важнейшей характеристикой движения электрона на определенной орбитали является энергия его связи с ядром. Электроны в атоме различаются определенной энергией, и, как показывают опыты, одни притягиваются к ядру сильнее, другие слабее. Объясняется это удаленностью электронов от ядра. Чем ближе электроны к ядру, тем больше связь их с ядром, но меньше запас энергии. По мере удаления от ядра атома сила притяжения электрона к ядру уменьшается, а запас энергии увеличивается. Так образуются **электронные слои**в электронной оболочке атома. Электроны, обладающие близкими значениями энергии образуют единый электронный слой, или **энергетический уровень**. Энергия электронов в атоме и энергетический уровень определяется главным квантовым числом **n**и принимает целочисленные значения 1, 2, 3, 4, 5, 6 и 7. Чем больше значение n, тем больше энергия электрона в атоме. Максимальное число электронов, которое может находиться на том или ином энергетическом уровне, определяется по формуле:

**N = 2n2**

Где **N**– максимальное число электронов на уровне;

**n**– номер энергетического уровня.

Установлено, что на первой оболочке располагается не более двух электронов, на второй – не более восьми, на третьей – не более 18, на четвертой – не более 32. Заполнение более далеких оболочек мы рассматривать не будем. Известно, что на внешнем энергетическом уровне может находиться не более восьми электронов, его называют **завершенным**. Электронные слои, не содержащие максимального числа электронов, называют **незавершенными**.

Число электронов на внешнем энергетическом уровнеэлектронной оболочки атома равно номеру группы для химических элементов главных подгрупп.

Как ранее было сказано, электрон движется не по орбите, а по орбитали и не имеет траектории.

**Пространство вокруг ядра, где наиболее вероятно нахождение данного** **электрона, называется орбиталью этого электрона, или электронным облаком.**

Орбитали, или подуровни, как их еще называют, могут иметь разную форму, и их количество соответствует номеру уровня, но не превышает четырех. Первый энергетический уровень имеет один подуровень (**s**), второй – два (**s,p**), третий – три (**s,p,d**) и т.д. Электроны разных подуровней одного и того же уровня имеют разную форму электронного облака: **сферическую (s), гантелеобразную (p)** и более сложную конфигурацию **(d) и (f).**Сферическую атомную орбиталь ученые договорились называть ***s*-орбиталью**. Она самая устойчивая и располагается довольно близко к ядру.

|  |
| --- |
| http://festival.1september.ru/articles/576646/img2.jpg |
| S – орбиталь |

Чем больше энергия электрона в атоме, тем быстрее он вращается, тем сильнее вытягивается область его пребывания, и, наконец, превращается в гантелеобразную ***p*-орбиталь**:

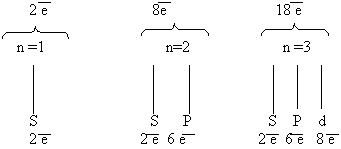
http://festival.1september.ru/articles/576646/img3.jpg

Электронное облако такой формы может занимать в атоме **три положения** вдоль осей координат пространства *x*, *y* и *z*. Это легко объяснимо: ведь все электроны заряжены отрицательно, поэтому электронные облака **взаимно отталкиваются** и стремятся разместиться как можно дальше друг от друга.

|  |
| --- |
| http://festival.1september.ru/articles/576646/img4.jpg |
| Три p – орбитали |

Итак, *p*-орбиталей может быть три. Энергия их, конечно, одинакова, а расположение в пространстве – разное.

Составить схему последовательного заполнения электронами энергетических уровней



Теперь мы можем составить схему строения электронных оболочек атомов:

1. Определяем общее число электронов на оболочке по порядковому номеру элемента.
2. Определяем число энергетических уровней в электронной оболочке. Их число равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева, в котором находится элемент.
3. Определяем число электронов на каждом энергетическом уровне.
4. Используя для обозначения уровня арабские цифры и обозначая орбитали буквами s и p, а число электронов данной орбитали арабской цифрой вверху справа над буквой, изображаем строение атомов более полными электронными формулами. Ученые условились обозначать каждую атомную орбиталь **квантовой ячейкой** – квадратиком на **энергетической диаграмме**:

На ***s***-подуровне может находиться **одна**атомная орбиталь

http://festival.1september.ru/articles/576646/img6.gif

а на ***p*-**подуровне их может быть уже **три –**

http://festival.1september.ru/articles/576646/img7.gif

(в соответствии с тремя осями координат):

Орбиталей ***d*–**и ***f*-**подуровня в атоме может быть уже **пять** и **семь**соответственно:

http://festival.1september.ru/articles/576646/img8.gifhttp://festival.1september.ru/articles/576646/img9.gif

Пример:

Ядро атома водорода имеет заряд +1, поэтому вокруг его ядра движется только один электрон на единственном энергетическом уровне. Запишем электронную конфигурацию атома водорода

http://festival.1september.ru/articles/576646/img10.gif

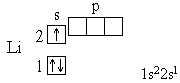
Чтобы установить связь между строением атома химического элемента и его свойствами, рассмотрим еще несколько химических элементов.

Следующий за водородом элемент-гелий. Ядро атома гелия имеет заряд +2, поэтому атом гелия содержит два электрона на первом энергетическом уровне:

http://festival.1september.ru/articles/576646/img11.gif

Так как на первом энергетическом уровне может находиться не более двух электронов, то он считается **завершенным.**

Элемент № 3 – литий. Ядро лития имеет заряд +3, следовательно, в атоме лития три электрона. Два из них находятся на первом энергетическом уровне, а третий электрон начинает заполнять второй энергетический уровень. Сначала заполняется s-орбиталь первого уровня, потом s-орбиталь второго уровня. Электрон, находящийся на втором уровне слабее связан с ядром, чем два других.



Далее формирование электронных оболочек у элементов 2-го периода происходит следующим образом:

http://festival.1september.ru/articles/576646/img13.gif

Для атома углерода уже можно предположить три возможных схемы заполнения электронных оболочек в соответствии с электронно-графическими формулами:

http://festival.1september.ru/articles/576646/img14.gif

Анализ атомного спектра показывает, что правильна последняя схема. Пользуясь этим правилом, нетрудно составить схему электронного строения для атома азота:

http://festival.1september.ru/articles/576646/img15.gif

Этой схеме соответствует формула 1s22s22p3. Затем начинается попарное размещение электронов на 2p-орбиталях. Электронные формулы остальных атомов второго периода:

http://festival.1september.ru/articles/576646/img16.gif

У атома неона заканчивается заполнение второго энергетического уровня, и завершается построение второго периода системы элементов.

Найдите в периодической системе химический знак лития, от лития до неона Ne закономерно возрастает заряд ядер атомов. Постепенно заполняется электронами второй слой. С ростом числа электронов на втором слое металлические свойства элементов постепенно ослабевают и сменяются неметаллическими.

Третий период, подобно второму, начинается с двух элементов (Na, Mg), у которых электроны размещаются на s-подуровне внешнего электронного слоя. Затем следуют шесть элементов (от Al до Ar), у которых происходит формирование p-подуровня внешнего электронного слоя. Структура внешнего электронного слоя соответствующих элементов второго и третьего периодов оказывается аналогичной. Иначе говоря, с увеличением заряда ядра электронная структура внешних слоев атомов периодически повторяется. Если элементы имеют одинаково устроенные внешние энергетические уровни, то и свойства этих элементов подобны. Скажем, аргон и неон содержат на внешнем уровне по восемь электронов, и потому они инертны, то есть почти не вступают в химические реакции. В свободном виде аргон и неон – газы, которые имеют одноатомные молекулы.

Атомы лития, натрия и калия содержат на внешнем уровне по одному электрону и обладают сходными свойствами, поэтому они помещены в одну и ту же группу периодической системы.

Далее, учитель вместе с учениками делают выводы по пройденной теме и повторяют материал.

**III. Выводы.**

1. Свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра, периодически повторяются, так как периодически повторяется строение внешних энергетических уровней атомов элементов.

2. Плавное изменение свойств химических элементов в пределах одного периода можно объяснить постепенным увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне.

3. Причина сходства свойств химических элементов, принадлежащих к одному семейству, заключается в одинаковом строении внешних энергетических уровней их атомов.

**IV. Закрепление нового материала.**

Задание для класса:

1. Изобразите строение атомов следующих элементов:

а) натрия;  
б) кремния

2. Сравните строение атомов азота и фосфора.

3. По данным о распределении валентных электронов найдите элемент:

а) 1s2 2s1б) 1s2 2s22p63s23p6в) 1s22s22p63s23p4   
г) 1s2 2s22p4д) 1s22s22p63s23p64s1

**V. Домашнее задание:** § 9, Стр. 53 – 59, вопросы стр. 59-60, нарисуйте схемы строения электронных оболочек атомов: азота, фосфора, серы, хлора, лития.