

## Строение атома

Свойства вещества, как вида материи, состоящего из дискретных частиц, имеющих массу покоя, определяются типом и количеством объединившихся частиц и описываются периодическим законом: **свойства химических элементов являются периодической функцией положительного заряда ядра атомов элементов.** Напомним, что *химический элемент* - это вид атомов с положительным одинаковым зарядом ядра. Отсюда вытекает важнейшее положение химии: *свойства элементов определяются зарядом ядра.* Заряды ядер, в свою очередь, связаны с их строением, так как только определенное сочетание числа протонов и нейтронов может приводить к существующим устойчивым ядрам с известной атомной массой. А том представляет собой сложную систему находящихся в движении и взаимодействии элементарных частиц.

Экспериментально установлено, что каждый атом состоит из двух областей, несущих противоположные заряды. Заряд области, где сосредоточена почти вся масса атома, условно принято считать положительным. Эта область названа *ядром* атома. На некотором расстоянии от ядра располагаются области с противоположным зарядом - так называемые электронные орбитали. Орбитали - это области определенной вероятности нахождения электрона. Заряд электронов принято считать отрицательным. Область положительного заряда атома - ядро - несмотря на преобладание ее массы очень невелика по размерам.носителем положительного заряда ядра является *протон*. За исключением ядра атома водорода, ядра состоят не только из протонов. Согласно протонно-нейтронной теории атомных ядер они содержат также и *нейтроны*. Нейтрон и протоны - частицы, почти одинаковые по массе, но нейтрон не обладает зарядом. Число протонов в ядре равно заряду ядра, если выражать заряд в единицах заряда электрона. Сумма числа протонов и числа нейтронов равна массовому числу  $A$ , т. е. массе атома, выраженной в единицах атомных масс и округленной до целых единиц. **Масса одного атома может быть определена делением массы 1 моль атомов элемента на постоянную Авогадро.** Масса атома чрезвычайно мала. Обычно ее выражают в *атомных единицах массы* (а. е. м.). В качестве атомной единицы массы принята  $1/12$  массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

Ядра с одинаковым числом протонов  $Z$ , но различным числом нейтронов называются *изотопами*. Например, бор состоит из двух изотопов  $^{10}_5\text{B}$  и  $^{11}_5\text{B}$ . Атомная масса бора равна 10,811. Вычислим содержание в боре каждого изотопа, приняв процентное содержание  $^{10}_5\text{B}$  за  $a_1$ , а  $^{11}_5\text{B}$  за  $a_2$  и зная, что  $a_1 + a_2 = 100\%$ . Получаем 18,9%  $^{10}_5\text{B}$  и 81,1%  $^{11}_5\text{B}$ .

Протоны и нейтроны в ядре атома связаны между собой ядерными силами; природа этих сил не выяснена, но количественно их можно оценить. Энергия разрозненных протонов и нейтронов больше их энергии в составе атомного ядра. Образование ядра из этих частиц сопровождается выделением энергии. В соответствии с соотношением Эйнштейна  $E = mc^2$  масса ядра должна быть меньше суммы масс составляющих его частиц. Эта разность

называется **дефектом массы**. Чем больше дефект массы, т. е. чем больше выделилось энергии при образовании ядра, тем оно устойчивее. Например, ядро атома лития  ${}^7\text{Li}$  образовано из четырех нейтронов и трех протонов. Сумма масс частиц равна:  $4 \cdot 1,008665 + 3 \cdot 1,007276 = 7,056488$  а. е. м. Масса ядра атома лития равна  $7,01601$  а. е. м., откуда дефект массы  $0,04048$  а. е. м.

В расчете на 1 моль ядер атомов лития это соответствует выделению энергии:  $E = 0,04048 \text{ а. е. м.} \cdot 1,49 \cdot 10^{-10} \text{ Дж} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,36 \cdot 10^{13} \text{ Дж/моль}$ .

Образование атомного ядра из нейтронов и протонов сопровождается выделением энергии. По количеству выделившейся энергии можно судить об энергии связи между частицами: чем больше выделяется энергии, тем устойчивее ядро. **Энергию связи** вычисляют делением величины энергии, определенной по дефекту массы, на массовое число. Энергия связи показывает, какая часть дефекта массы и соответствующей ему выделившейся энергии приходится на одну частицу. Устойчивость атомного ядра связана с соотношением в нем числа нейтронов и протонов. Массовые числа атомов до 42 почти вдвое больше заряда ядра, число нейтронов в них равно числу протонов или меньше его. У более тяжелых элементов число нейтронов преобладает над числом протонов. Несмотря на то что нейтрон не имеет заряда, взаимодействие протонов и нейтронов играет огромную роль при образовании устойчивых ядер.

Распространенность атомов в земной коре связана с устойчивостью атомных ядер: чем устойчивее ядро, тем больше содержание атомов в земной коре. Сопоставление числа протонов и нейтронов в ядре с содержанием атомов в земной коре позволило обнаружить интересные закономерности.

**Оказалось, что в земной коре наиболее распространены изотопы с четным зарядом ядра и четным массовым числом, т. е. содержащие четные числа протонов и нейтронов. На втором месте находятся изотопы с нечетным зарядом ядра и нечетным массовым числом, т. е. содержащие четное число нейтронов и нечетное число протонов. На долю остальных атомных ядер приходится около 1 %.**

Чрезвычайно ярко подобная закономерность проявляется в семействе лантаноидов. У лантаноидов ясно обнаруживается большая распространенность элементов с четными порядковыми номерами. Это свойство ядер объясняется такой моделью ядерных оболочек, когда они строятся по аналогии с электронными оболочками или энергетическими электронными уровнями. Согласно этой модели в ядре существуют энергетические уровни протонов и нейтронов, заполняемые парами протонов и нейтронов с антипараллельными спинами. Поэтому при четном числе протонов и нейтронов ядро более стабильно.

### **Исторические модели строения атома.**

1. Модель атома Дальтона (1805): атомы элемента представлялись одинаковыми шарообразными частицами; гипотеза без экспериментального обоснования.

2. Модель атома «сливовый пудинг» Томсона (1904): атом как шарообразная частица, заряженная положительным электричеством, в

которой равномерно распределены отрицательно заряженные электроны; экспериментальные основания, электрический заряд частиц (изучение потока электронов, каналовых лучей).

3. Модель атома Резерфорда (1911): атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, которые вращаются вокруг ядра в оболочке атома; экспериментальные основания - опыты с рассеянием  $\alpha$ -частиц в золотой фольге.

4. Модель атома Бора (1913): атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, которые имеют определенную энергию и без потери энергии могут двигаться в оболочке атома только по определенным орбитам; экспериментальные основания - спектры атомов водорода, использование первоначальной квантовой теории.

5. Модель атома Бора-Зоммерфельда (1916): усовершенствование модели атома Бора: движение электронов происходит не по круговым, а по эллиптическим орбитам; экспериментальные основания - тонкая структура атомных спектров.

6. Квантово-механическая модель атома (1926): описывает состояние атома посредством математических функций; электроны находятся в атомной оболочке в соответствии с уровнем их энергии в местах наибольшей вероятности их пребывания - на орбиталях; возникла после исследований Гейзенберга, Бора, Шрёдингера и др.; экспериментальные основания - волновая природа электрона, дуализм волна-частица.

## КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ЗАКОНЫ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЙ ТЕОРИИ

Количественное (по массе или объему) изучение многих реакций и объяснение результатов эксперимента приводит к так называемым *стехиометрическим законам*, подтверждающим атомно-молекулярное учение. Исторически именно эти законы утвердили в химии атомно-молекулярное учение. Изучение массовых соотношений, в которых одни вещества соединяются с другими, привело к **закону эквивалентов отношения масс, вступающих в химическую реакцию веществ, равны или кратны мольным массам их эквивалентов**. Эквивалентом называется некоторая реальная или условная химическая частица, которая может присоединять или выделять в реакции один атом или ион водорода. Единица количества эквивалента - моль. Масса 1 моль эквивалента - это мольная молярная масса эквивалента. *Мольной массой эквивалента* (или *эквивалентной массой элемента*) называют массу элемента, которая присоединяет или замещает в соединении 1,008 массовых частей водорода или 8,000 весовых частей кислорода (или 12 массовых частей углерода).

Экспериментально найти мольную массу эквивалента несложно: следует определить массовое количество элемента, соединяющегося или с 1,008 массовыми частями водорода, или с 8 массовыми частями кислорода. Например, при окислении 0,253 г металлического магния получено 0,420 оксида магния. Следовательно, 0,253 г Mg прореагировало с  $0,420 - 0,253 = 0,167$  г кислорода. Узнаем количество магния, которое прореагирует с 8 г

кислорода, воспользовавшись пропорцией:

0,253 г магния - 0,167 г кислорода

$x$  « » - 8 « » г,  $x = 12,1$ . Полученное число и есть мольная масса эквивалента магния.

Многие химические элементы образуют друг с другом более одного соединения. **Закон кратных отношений следует формулировать следующим образом: если два элемента образуют друг с другом несколько соединений с молекулярной структурой, то на одно и то же массовое количество одного из них приходятся такие количества другого, которые относятся между собой как целые числа.** Этот закон подтверждает дискретность вещества, а также то, что все атомы одного химического элемента одинаковы и обладают строго определенной массой.

**Закон объемных отношений: объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.** Так, один объем водорода без остатка реагирует с одним объемом хлора, образуя два объема хлороводорода. Объемы прореагировавших и получающегося газов относятся друг к другу как 1:1:2. На основании закона кратных отношений можно предположить, что одинаковые объемы разных газов (при равных температурах и давлении) содержат одинаковое число атомов. Это предположение объясняет, почему один объем водорода реагирует с одним объемом хлора, но совершенно непонятно, почему образуется не один объем хлороводорода, а два, т. е. почему в данной реакции объем системы не изменяется. Такое противоречие возникает для большинства реакций между газами, будь-то реакции между водородом и кислородом или реакции между азотом и кислородом с образованием различных оксидов азота.

Для объяснения противоречий закона объемных отношений Авогадро предположил, что простые газы - водород, кислород, азот, хлор и др. - состоят не из отдельных атомов, а из молекул, в каждую из которых входят по два одинаковых атома (это гипотеза Авогадро, ее идея была высказана еще Ломоносовым). **Закон Авогадро: в равных объемах любых газов (независимо от того, из какого числа атомов состоят молекулы) при одинаковой температуре и одном и том же давлении содержится равное число молекул.** Во всех реакциях с водородом, кислородом, азотом, хлором и другими простыми газами объем продукта никогда не бывает больше, чем удвоенный объем про реагировавшего газа. Из этого следует, что молекулы простых газов состоят из двух атомов каждая. Основываясь на законе Авогадро, можно определить, во сколько раз молекула одного газообразного вещества тяжелее молекулы другого.  $D = M_1/M_2$ . Отношение  $D$  называется *относительной плотностью* первого газа по второму и показывает, во сколько раз одна молекула первого газа тяжелее молекулы второго. Для разных веществ массы 1 моль вещества различны, но число молекул в - каждом моле вещества одно и то же и составляет постоянную Авогадро  $N=6,02 \cdot 10^{23}$ . Отсюда следует, что для веществ в газообразном состоянии при одинаковых условиях ( $T, p$ ) объемы 1 моль вещества одинаковы. Объем,

занимаемый молекул газа при нормальных условиях ( $T= 273 \text{ К}$ ,  $p= 101\,325 \text{ Па}$ ), равен **22,4 л**.

Обычно определяют плотность газа по воздуху. Молярная масса  $28,9 \text{ г/моль}$ .

### **ПОВЕДЕНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ**

Стехиометрические законы и вытекающие из них представления о валентности дают косвенное указание на сложность атома. Атом представляет собой систему из ядра и некоторого числа электронов, равного числу протонов, распределенных в пространстве вокруг ядра. Современная теория строения атома основана на законах, описывающих поведение микрообъектов. Представление о поведении электронов как микрочастиц основано на следующих трех главных положениях: 1) квантовый характер энергетических изменений; 2) двойственное корпускулярно-волновое поведение; 3) неопределенность положения и скорости (если их измерять одновременно).

#### **Атомы и атомная структура.**

Классическое описание строения атом, (на основании законов Ньютона) было сформулировано во всех исторических моделях строения атома, включая модель Резерфорда. Начиная с модели Нильса Бора, мы говорим уже о квантовой теории строения атома. В атоме Бора электроны вращаются вокруг ядра по кольцевым, планетарным орбитам. Основное предположение, отличавшее модель Бора от предыдущих моделей в том, что энергия электрона на орбите остается постоянной и единственно возможной для данной орбиты и каждой орбите соответствует своя энергия. В рамках классической механики, электрон не может двигаться по кольцевой орбите, если нет силы удерживающей его на ней; если нет силы притяжения, он сойдет с орбиты (мячик на веревке). В атоме Бора центробежная силы, пытающаяся увести электрон с орбиты, точно равна силе притяжения между отрицательно заряженным электроном и положительно заряженным ядром. Таким образом электрон остается на некотором расстоянии от ядра. В модели Бора заложено несколько орбит с определенным дискретным значением энергии. Данная модель во многом упрощала понимание природы электрона и атома, и соответствовала новейшим открытиям того времени. Дискретность значений внутренней энергии электронов и поглощение и испускание квантов энергии - были сформулированы Бором (1913) в виде двух постулатов.

**Первый постулат Бора.** Атомы могут существовать, не изменяя своей энергии, т. е. не излучая и не поглощая ее, только в определенных состояниях, которые образуют дискретный ряд значений энергии  $E_1, E_2, E_3, E_n$  причем атом, испуская или поглощая энергию, скачкообразно переходит из одного состояния в другое.

**Второй постулат Бора.** При переходе из одного состояния в другое атом испускает или поглощает один квант энергии, частота которого определяется из уравнения  $\Delta E = h\nu$

Постулаты Бора были сформулированы для модели вращающегося

электрона, от которой сейчас отказались.

В это время Макс Планк приходит к идее дискретных, квантованных энергий электромагнитного излучения и установил соотношение между энергией и частотой электромагнитного излучения  $E = h\nu$ . В 1927 году Луи де Бройль доказал, что электрон, как и любая движущаяся частица, обладает корпускулярно-волновым дуализмом, т.е. обладает рядом свойств, которые одновременно присущи и волнам и частицам. Дифракция и интерференция света говорят о его волновом характере, а явление фотоэффекта - о его поведении как потока частиц. Соотношение де Бройля показывает, что частица с моментом  $mv$  ( $m$  – масса частицы,  $v$  – скорость частицы) является также волной с длиной  $\lambda$ :

$$\lambda = h / mv, \text{ где } h \text{ – постоянная Планка.}$$

Для частиц относительно большой массы волновые свойства несущественны, и ее координаты и направление движения могут быть определены и измерены относительно точно. Однако для электрона с крошечной массой это не так. Если бы электрон был просто классической частицей, то двигался бы по траектории как брошенный мячик, но он обладает еще и волновыми свойствами, довольно значительными. И вследствие этого становится невозможным определить одновременно с одинаковой точностью его координаты и момент количества движения. **Согласно принципу неопределенности Гейзенберга произведение неопределенности скорости и неопределенности положения не может быть меньше чем  $h/2\pi m$ :**

$\Delta u_x \Delta x \geq h/2\pi m$ , где  $h$  – постоянная Планка,  $m$  – масса частицы,  $\Delta u_x$  – неопределенность скорости (составляющей скорости по оси  $x$ ),  $\Delta x$  – неопределенность положения электрона (на оси  $x$ ).

Таким образом микрочастицы вообще не имеют точных положений и скоростей.. Следовательно, если нельзя точно определить координаты и скорость электронов, то нельзя точно описать формы и размеры их орбиталей, а также форму и размер атома. Все что можно сказать об электроне, это только вероятность нахождения его в определенной области пространства вблизи ядра. Эта вероятность описывается квадратом волновой функции  $\psi^2$ . волновая функция – математическое выражение, определяющее поведение электрона-волны согласно волновому уравнению Шредингера.

$H\psi = E\psi$ , где  $H$  – это оператор Гамильтона (гамильтониан), применяемый к функции, выполняющий сложную операцию дифференцирования.  $\psi$  - это волновая функция,  $E$  – энергия. Волновая функция является решением уравнения Шредингера и описывает поведение электрона в пространстве, называемом атомной орбиталью. Развернутое уравнение имеет вид:  $\partial^2\psi/\partial x^2 + \partial^2\psi/\partial y^2 + \partial^2\psi/\partial z^2 + 8\pi^2m/h(E - E_{\text{пот}})\psi = 0$

Где первые три члена – это сумма вторых производных волновой функции по координатам  $x, y, z$ ;  $m$  – масса электрона;  $h$  - постоянная Планка.

Решение уравнения Шредингера связано с большими математическими трудностями. Оно точно решено для атома водорода и для одноэлектронных

ионов  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{+2}$ ,  $\text{H}^+$ .

Однако все решения данного уравнения можно разделить на три серии, которые объединяются значениями связанных между собой квантовых чисел. С помощью этих чисел можно описать атомную орбиталь атома (набором из 3 чисел) и любой электрон атома (набором из 4 чисел).

Главное квантовое число  $n$  может принимать значения любых целых чисел от 1 до бесконечности. Нам понадобятся только первые семь.

Побочное (орбитальное) квантовое число  $l$  может принимать значения от нуля до  $n-1$ .

Необходимость введения побочного квантового числа подтверждается изучением спектра атома водорода. Спектральные линии, отвечающие переходам с одного уровня на другой, часто состоят из нескольких очень близко расположенных отдельных линий. Причем линия  $n = 1$  состоит только из одной линии, линия  $n = 2$  состоит из двух линий, или, как говорят, расщеплена на две линии, линия  $n = 3$  расщеплена на три близко расположенные линии и т. д. Это указывает на незначительное различие в энергии электронов одного и того же энергетического уровня. Поэтому уровни, кроме первого, разделяют на подуровни, которые обозначают буквами  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  соответственно значениям  $l=0, 1, 2, 3$ .

При  $n=2$  побочное квантовое число принимает значения 0 и 1; это означает, что уровень  $n=2$  состоит из двух подуровней:  $s$  и  $p$ . При  $n=3$  [принимает три значения:  $0, 1$  и  $2$ -третий энергетический уровень состоит из трех подуровней:  $s$ ,  $p$  и  $d$ . Четвертый энергетический уровень состоит из четырех подуровней:  $s$ ,  $p$ ,  $d$  и  $f$ . Число подуровней в каждом данном уровне равно главному квантовому числу.

Орбитальное квантовое число определяет форму поверхности максимальной вероятности нахождения электрона и ее симметрию. Только  $s$ -орбитали имеют вид сферической поверхности, у других орбиталей форма иная. Их возможное число на каждом подуровне задается третьим квантовым числом.

Магнитное квантовое число  $m$  зависит от побочного квантового числа  $l$  и может принимать значения от  $-l$ , проходя через нуль, до  $+l$ . Число орбиталей с данным значением  $l$  равно  $(2l+1)$ . Физический смысл магнитного квантового числа заключается в следующем. В спектрах атомов, помещенных во внешнее магнитное поле, обнаруживается дополнительное расщепление спектральных линий. Возникновение новых близколежащих линий свидетельствует о том, что в магнитном поле энергия электронов изменяется. Но это возможно только в случае различной взаимной ориентации электронных облаков. Обнаружилось, что все  $s$ -подуровни в несильном постоянном магнитном поле не расщепляются. Это говорит о том, что  $s$ -электронное облако имеет шаровую симметрию.  $p$ -Подуровни расщепляются в магнитном поле на три близкие линии. Это указывает на три различных типа ориентации  $p$ -облаков в пространстве. Расчеты показывают, что область максимального значения квадрата волновой функции  $p$ -орбиталей имеет форму, напоминающую гантель.

Так как возможны три различных направления p-орбиталей в пространстве, то удобно их расположить вдоль координатных осей и обозначить  $p_x$ ,  $p_y$  и  $p_z$ .

d-Подуровень дает в магнитном поле пять близлежащих линий, что указывает на пять различных способов их ориентации в пространстве. Форма d-облаков значительно сложнее формы p-облаков. Четыре d-облака схожи по внешнему виду между собой - каждое из них как бы составлено из двух расположенных под прямым углом гантелей.

Принято три такие d-орбитали располагать в трех плоскостях  $xz$ ,  $yz$  и  $xу$  между координатными осями. Четвертую орбиталь располагают вдоль осей  $x$  и  $y$  и обозначают  $d_{x^2 - y^2}$ . Форма пятой отличается от остальных это гантель с кольцом расположенным перпендикулярно гантели и обозначается  $d_{z^2}$ .

Для описания поведения одного электрона в атоме водорода вполне достаточно трех квантовых чисел. Для двухэлектронного атома и остальных многоэлектронных атомов необходимо введение четвертого квантового числа.

$s$  - спиновое квантовое число. Характеризует собственное вращение электрона. Принимает значения  $1/2$  (стрелки вверх, левовращающий) и  $-1/2$  (стрелки вниз, правовращающий).

### ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

Электронная конфигурация элемента - это запись распределения электронов в его атомах по оболочкам, подоболочкам и орбиталям. Электронная конфигурация обычно записывается для атомов в их основном состоянии. Электронная конфигурация атома, у которого один или несколько электронов находятся в возбужденном состоянии, называется возбужденной конфигурацией. Для определения конкретной электронной конфигурации элемента в основном состоянии существуют следующие три правила:

Правило 1: принцип заполнения, принцип наименьшей энергии. Согласно принципу заполнения, электроны в основном состоянии атома заполняют орбитали в последовательности повышения орбитальных энергетических уровней. Низшие по энергии орбитали всегда заполняются первыми.

Пример

Водород; атомный номер = 1; число электронов = 1

Этот единственный в атоме водорода электрон должен занимать s-орбиталь K-оболочки, поскольку из всех возможных орбиталей она имеет самую низкую энергию. Электрон на этой s-орбитали называется 1s-электрон, Водород в основном состоянии имеет электронную конфигурацию 1s<sup>1</sup>.

Правило 2: принцип запрета Паули. Согласно этому принципу, на любой орбитали может находиться не более двух электронов и то лишь в том случае, если они имеют противоположные спины (неодинаковые спиновые числа).

Орбиталь с самой низкой энергией -это 1s-орбиталь. Она может принять на себя только два электрона. У этих электронов должны быть



неодинаковые спины. Если обозначать спин  $+1/2$  стрелкой, направленной вверх, а спин  $-1/2$  -стрелкой, направленной вниз, то два электрона с противоположными (антипараллельными) спинами на одной орбитали схематически можно представить записью разрешенное расположение спинов. На одной орбитали не могут находиться два электрона с одинаковыми (параллельными) спинами. Третий электрон в атоме лития должен занимать орбиталь, следующую по энергии за самой низкой орбиталью, т. е. 2S-орбиталь. Таким образом, литий имеет электронную конфигурацию  $1s^2 2s^1$ .

Правило 3: правило Гунда. Согласно этому правилу, заполнение орбиталей одной подоболочки начинается одиночными электронами с параллельными (одинаковыми по знаку) спинами, и лишь после того, как одиночные электроны займут все орбитали, может происходить окончательное заполнение орбиталей парами электронов с противоположными спинами. Суммарное спиновое число должно быть максимально.

Правило Клечковского:

1. Заполнение электронных орбиталей осуществляется в порядке увеличения суммы  $n+l$ .
2. Если сумма одинакова, то первым заполняется то подуровень  $n$  которого меньше.

Обнаружено, что подуровни не заполненные, заполненные на половину и заполненные полностью обладают повышенной устойчивостью.

**Спектры поглощения и испускания.** Если единственный электрон на 1s-орбитали водорода возбудить, т.е. сообщить ему энергию, он может быть переведен на более высокий энергетический уровень. Возбужденное состояние неустойчиво, атом может находиться в нем очень короткое время, и в среднем уже через  $10^{-8}$ - $10^{-9}$  с электрон испускает энергию и перескакивает на ниже расположенный энергетический уровень или же, в конце концов, на уровень основного состояния. Испускать энергию, как и поглощать ее, он может только квантами ( $h\nu$ ). Так возникает спектр испускания (эмиссионный спектр). Если атом поглощает эл.-м. излучение, происходят дискретные электронные переходы и наблюдается спектр поглощения (абсорбционный спектр). Испускание: (высокоэнергетическое состояние)  $\rightarrow$  (низкоэнергетическое состояние); поглощение: (высокоэнергетическое состояние)  $\leftarrow$  (низкоэнергетическое состояние). Конечно же не все переходы в спектрах разрешены. Существуют правила отбора: 1) переходы с изменением величины главного квантового числа не запрещены; 2) при переходе 1 (побочное квантовое число) должно меняться только не единицу.

**Валентные электроны и электроны внутренних оболочек.**

Валентные электроны в атоме это такие электроны, которые расположены на внешних (высокоэнергетических) квантовых уровнях; именно они определяют химические свойства элемента. Электроны внутренних оболочек – основные электроны, электроны занятых полностью заполненных оболочек.

### **Правило октета.**

При рассмотрении периодической таблицы мы явно наблюдаем повторяемость последовательностей заполнения на каждом уровне 8-ми электронной оболочки. Это правило октета. Атом удовлетворяет правилу октета, когда он путем присоединения, потери или обобществления электронов с другими атомами получает конфигурацию  $ns^2np^6$ , т.е. имеет 8 электронов на внешней электронной оболочке. Но правило октета являясь удобным инструментом предсказания возможности образования ионов или ковалентной связи имеет свои ограничения в связи с малым количеством элементов отвечающим ему (например,  $AlCl_3$  ему не отвечает, а соединение существует).