**МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ИНСТИТУТ МЕЖДУНАРОДНЫХ ОТНОШЕНИЙ (УНИВЕРСИТЕТ) МИД РФ**

**РЕФЕРАТ**

**на тему**

**“СТРОЕНИЕ АТОМА И АТОМНОГО ЯДРА”**

**студента 12-ой ак. группы 2-ого курса фак-та МИ Козловского А.А.**

**Научный руководитель: проф. Иванов-Шиц А.К.**

**Москва - 1997**

*СОДЕРЖАНИЕ:*

1. Зарождение теории строения вещества 2

2. Атомистическая теория Дальтона 4

3. Катодные лучи и электроны 6

4. Ядерная модель строения атомов 9

5. Состав атомных ядер 11

6. Изотопы 14

7. Электронные оболочки атомов. Теория Бора 17

8. Квантовая (волновая) механика. Характеристика поведения электронов в атомах 22

Список использованной литературы 25

# 1. Зарождение теории строения вещества

Атомистическая теория - современная теория строения вещества - зародилась еще в Древней Греции. Древнегреческие мыслители интересовались на первый взгляд отвлеченным вопросом: можно ли делить вещество бесконечно на все меньшие и меньшие части, или же оно состоит из некоторых неделимых частиц, не поддающихся дальнейшему делению? Основное направление мысли древнегреческих философов, следовавших взглядам Платона и Аристотеля, основывалось на представлении о непрерывности материи. Однако некоторые древнегреческие философы, особенно Демокрит, не соглашались с такой точкой зрения и считали, что материя состоит из мельчайших неделимых частиц, которые Демокрит называл атомами, что и значит “неделимые”. Атомистические представления лежали также в основе естественной философии римского поэта и философа Лукреция, жившего в первом веке до нашей эры. Им была написана знаменитая поэма “О природе вещей”, в которой он подробно развивал атомистические взгляды на природу материи.

Даже если было бы доказано, что материя имеет атомное строение, возник бы вопрос, чем отличаются друг от друга атомы различных веществ. Лукреций считал, что у атомов и веществ, имеющих горький вкус, на поверхности есть зазубринки, которые царапают язык, тогда как атомы веществ с приятным вкусом должны иметь гладкую поверхность. Атомистические представления о природе веществ не намного продвинулись вперед за последующие 18 веков, прошедших со времен Лукреция. Научная мысль в Европе много веков находилась под влиянием философских идей Платона и Аристотеля, которые не разделяли атомистических воззрений на природу материи. И хотя об атомистических представлениях время от времени вспоминали, в прежние времена сторонники любой конкретной теории строения материи искали подтверждения своих взглядов главным образом в интуиции. Однако и на протяжении этого долгого периода медленно, с перерывами, шла экспериментальная работа. Часто ею двигали ошибочные взгляды: например, алхимики считали, что простые металлы, наподобие свинца, можно превратить в драгоценные металлы. Тем не менее накапливались сведения о том, как химические вещества реагируют друг с другом, и разрабатывались более количественные методы изучения химических реакций. Это подготовило почву для новых, более содержательных формулировок в рамках атомистической теории.

# 2. Атомистическая теория Дальтона

Джон Дальтон (1766 - 1844) большую часть своей жизни преподавал в школе и колледже в Манчестере. Возможно потому, что сам Дальтон не был химиком, он подошел к ее проблемам с иных позиций, чем химики его времени. Его атомистическая теория, опубликованная в период 1803-1807 гг., прочно основывалась на экспериментальных наблюдениях. Она оказалась столь успешной, что с этого времени заняла господствующее положение в науке и почти не потребовала дальнейшего пересмотра.

Основные постулаты теории Дальтона заключались в следующем:

1. Каждый элемент состоит из чрезвычайно мелких частиц, называемых атомами.

2. Все атомы одного элемента одинаковы.

3. Атомы различных элементов обладают разными свойствами, в том числе имеют разные массы.

4. Атомы одного элемента не превращаются в атомы других элементов в результате химических реакций; атомы не создаются и не разрушаются в химических реакциях.

5. Соединения образуются в результате комбинации атомов двух или нескольких элементов.

6. В данном соединении относительные количества атомов разных сортов и сорта этих атомов всегда постоянны.

Теория Дальтона позволяет мысленно нарисовать картину строения материи. Мы представляем себе элемент состоящим из мельчайших частиц, называемых атомами. Атомы являются основными структурными единицами материи, это мельчайшие частицы элемента, которые могут соединяться с другими элементами. Соединения состоят из атомов двух или нескольких элементов, образующих определенные сочетания друг с другом.

# 3. Катодные лучи и электроны

До конца XIX века в химии господствовало метафизическое убеждение, что атом есть наименьшая частица простого вещества, последний предел делимости материи. Дальтон и его современники рассматривали атом как неделимый объект. Считалось, что при всех химических превращениях разрушаются и вновь создаются только молекулы, атомы же остаются неизменными и не могут дробиться на более мелкие части.

Но все эти предположения в то время еще не могли быть подтверждены какими-либо экспериментальными данными. Лишь в конце XIX века были сделаны открытия, показавшие сложность строения атома и возможность превращения при известных условиях одних атомов в другие. На основе этих открытий начало быстро развиваться учение о строении атома.

Первые указания на сложную структуру атомов были получены при изучении катодных (исходящих от отрицательно заряженного электрода, или катода) лучей, возникающих при электрическом разряде в сильно разреженных газах. Для наблюдения этих лучей из стеклянной трубки, в которую впаяны два металлических электрода, выкачивается по возможности весь воздух и затем пропускается сквозь нее ток высокого напряжения (порядка 1000 вольт). При таких условиях от катода трубки перпендикулярно к его поверхности распространяются "невидимые" катодные лучи, вызывающие яркое зеленое свечение в том месте, куда они попадают. Катодные лучи обладают способностью приводить в движение на их пути легко подвижные тела и отклоняются от своего первоначального пути в магнитном и электрическом поле (в последнем в сторону положительно заряженной пластины). Действие катодных лучей обнаруживается только внутри трубки, так как стекло для них непроницаемо. Изучение свойств катодных лучей привело к заключению, что они представляют собой поток мельчайших частиц, несущих отрицательный электрический заряд и летящих со скоростью, достигающей половины скорости света.

Особенно замечательно, что масса частиц и величина их заряда не зависит ни от природы газа, остающегося в трубке, ни от вещества, из которого сделаны электроды, ни от прочих условий опыта. Кроме того, катодные частицы известны только в заряженном состоянии и не могут быть лишены своих зарядов, не могут быть превращены в электронейтральные частицы: электрический заряд составляет самую сущность их природы. Эти частицы получили название электронов. По современным воззрениям, заряд электрона - это наименьший электрический заряд, наименьшее кол-во электричества, какое только может существовать. В катодных трубках электроны отделяются от катода под влиянием электрического заряда, но они могут возникать и вне всякой связи с электрическим зарядом. Так, например, все металлы испускают электроны при накаливании; в пламени горелки также присутствуют электроны; многие вещества выбрасывают электроны при освещении ультрафиолетовыми, рентгеновскими или лучами света (фотоэффект). Выделение электронов самыми разнообразными веществами указывает на то, что эти частицы входят в состав всех атомов, следовательно, атомы являются сложными образованиями, построенными из более мелких структурных единиц.

В 1897 году английскому физику Дж. Дж. Томпсону (1856-1940) удалось измерить отношение электрического заряда электрона к его массе, которое оказалось равным 1,76\*10 Кл/г.

В 1909 году Роберт Милликен из Чикагского университета определил заряд электрона: 1,60\*10 Кл. Подставив это значение в найденное Томсоном отношение заряда электрона к его массе, можно было вычислить массу электрона: 1,60\*10 Кл/1,76\*10 Кл/г = 9,11\*10 г.

# 4. Ядерная модель строения атома

Изучение строения атома практически началось в 1897-1898 гг., после того как была окончательно установлена природа катодных лучей как потока электронов и были определены величина заряда и масса электрона. Факт выделения электронов самыми разнообразными веществами приводил к выводу, что электроны входят в состав всех атомов. Но атом в целом электрически нейтрален, следовательно, он должен содержать в себе еще другую составную часть, заряженную положительно, причем ее заряд должен уравновешивать сумму отрицательных зарядов электронов.

Эта положительно заряженная часть атома была открыта в 1911 г. Эрнестом Резерфордом (1871-1937). Резерфорд предложил следующую схему строения атома. В центре атома находится положительно заряженное ядро, вокруг которого по разным орбитам вращаются электроны. Возникающая при их вращении центробежная сила уравновешивается притяжением между ядром и электронами, вследствие чего они остаются на определенных расстояниях от ядра. Суммарный отрицательный заряд электронов численно равен положительному заряду ядра, так что атом в целом электронейтрален. Так как масса электронов ничтожно мала, то почти вся масса атома сосредоточена в его ядре. Наоборот, размер ядер чрезвычайно мал даже по сравнению с размером самих атомов: диаметр атома - величина порядка 10 см, а диаметр ядра - порядка 10 - 10 см. Отсюда ясно, что на долю ядра и электронов, число которых, как увидим дальше, сравнительно невелико, приходится лишь ничтожная часть всего пространства, занятого атомной системой.



# 5. Состав атомных ядер

Таким образом, открытия Резерфорда положили начало ядерной теории атома. Со времен Резерфорда физики узнали еще очень многие подробности о строении атомного ядра.

Самым легким атомом является атом водорода (Н). Поскольку почти вся масса атома сосредоточена в ядре, естественно было бы предположить, что ядро атома водорода представляет собой элементарную частицу положительного электричества, которая была названа ***протоном*** от греческого слова “протос”, что означает “первый”. Таким образом, протон обладает массой, практически равной массе атома водорода (точно 1,00728 углеродных единиц) и электрическим зарядом, равным +1 (если за единицу отрицательного электричества принять заряд электрона, равный -1,602\*10 Кл). Атомы других, более тяжелых элементов содержат ядра, обладающие большим зарядом и, очевидно, большей массой.

Измерения заряда ядер атомов показали, что заряд ядра атома в указанных условных единицах численно равен атомному, или порядковому, номеру элемента. Однако невозможно было допустить, так как последние, будучи одноименно заряженными, неизбежно отталкивались бы друг от друга и, следовательно, такие ядра оказались бы неустойчивыми. К тому же масса атомных ядер оказалась больше суммарной массы протонов, обуславливающих заряд ядер атомов соответствующих элементов, в два раза и более.

Тогда было сделано предположение, что ядра атомов содержат протоны в числе, превышающем атомный номер элемента, а создающийся таким образом избыточный положительный заряд ядра компенсируется входящими в состав ядра электронами. Эти электроны, очевидно, должны удерживать в ядре взаимно отталкивающиеся протоны. Однако это предположение пришлось отвергнуть, так как невозможно было допустить совместное существование в компактном ядре тяжелых (протонов) и легких (электронов) частиц.

В 1932 г. Дж. Чедвик открыл элементарную частицу, не обладающую электрическим зарядом, в связи с чем она была названа ***нейтроном*** (от латинского слова neuter, что означает “ни тот, ни другой”). Нейтрон обладает массой, немного превышающей массу протона (точно 1,008665 углеродных единиц). Вслед за этим открытием Д. Д. Иваненко, Е. Н. Гапон и В. Гейзенберг, независимо друг от друга, предложили теорию состава атомных ядер, ставшую общепринятой.

Согласно этой теории, ядра атомов всех элементов (за исключением водорода) состоят из протонов и нейтронов. Число протонов в ядре определяет значение его положительного заряда, а суммарное число протонов и нейтронов - значение его массы. Ядерные частицы - протоны и нейтроны - объединяются под общим названием ***нуклоны*** (от латинского слова nucleus, что означает “ядро”). Таким образом, число протонов в ядре соответствует атомному номеру элемента, а общее число нуклонов, поскольку масса атома в основном сосредоточена в ядре, - его массовому числу, т.е. округленной до целого числа его атомной массе А. Тогда число нейтронов а ядре N может быть найдено по разности между массовым числом и атомным номером:

**N = A - Z**

Таким образом, протонно-нейтронная теория позволила разрешить возникшие ранее противоречия в представлениях о составе атомных ядер и о его связи с порядковым номером и атомной массой.

# 6. Изотопы

Протонно-нейтронная теория позволила разрешить и еще одно противоречие, возникшее при формировании теории атома. Если признать, что ядра атомов элементов состоят из определенного числа нуклонов, то атомные массы всех элементов должны выражаться целыми числами. Для многих элементов это действительно так, а незначительные отклонения от целых чисел можно объяснить недостаточной точностью измерения. Однако у некоторых элементов значения атомных масс так сильно отклонялись от целых чисел, что это уже нельзя объяснить неточностью измерения и другими случайными причинами. Например, атомная масса хлора (CL) равна 35,45. Установлено, что приблизительно три четверти существующих в природе атомов хлора имеют массу 35, а одна четверть - 37. Таким образом, существующие в природе элементы состоят из смеси атомов, имеющих разные массы, но, очевидно, одинаковые химические свойства, т. е. существуют разновидности атомов одного элемента с разными и притом целочисленными массами. Ф. Астону удалось разделить такие смеси на составные части, которые были названы ***изотопами*** (от греческих слов “изос” и “топос”, что означает “одинаковый” и “место” (здесь имеется в виду, что разные изотопы одного элемента занимают одно место в периодической системе)). С точки зрения протонно-нейтронной теории, изотопами называются разновидности элементов, ядра атомов которых содержат различное число нейтронов, но одинаковое число протонов. Химическая природа элемента обусловлена числом протонов в атомном ядре, которому равно и число электронов в оболочке атома. Изменение же числа нейтронов (при неизменном числе протонов) не сказывается на химических свойствах атома.

Все это дает возможность сформулировать понятие ***химического элемента*** как вида атомов, характеризующихся определенным зарядом ядра. Среди изотопов различных элементов были найдены такие, которые содержат в ядре при разном числе протонов одинаковое общее число нуклонов, то есть атомы которых обладают одинаковой массой. Такие изотопы были названы ***изобарами*** (от греческого слова “барос”, что означает “вес”). Различная химическая природа изобаров убедительно подтверждает то, что природа элемента обуславливается не массой его атома.

Для различных изотопов применяются названия и символы самих элементов с указанием массового числа, которое следует за названием элемента или обозначается в виде индекса вверху слева от символа, например : хлор - 35 или Cl.

Различные изотопы отличаются друг от друга устойчивостью. 26 элементов имеют лишь по одному устойчивому изотопу - такие элементы называются ***моноизотопными*** (они характеризуются преимущественно нечетными атомными номерами), и атомные массы их приблизительно равны целым числам. У 55 элементов имеется по несколько устойчивых изотопов - они называются ***полиизотопными*** (большое число изотопов характерно преимущественно для элементов с четными номерами). У остальных элементов известны только неустойчивые, радиоактивные изотопы. Это все тяжелые элементы, начиная с элемента №84 (полоний), а из относительно легких - №43 (технеций) и №61 (прометий). Однако радиоактивные изотопы некоторых элементов относительно устойчивы (характеризуются большим периодом полураспада), и поэтому эти элементы, например торий, уран, встречаются в природе. В большинстве же радиоактивные изотопы получают искусственно, в том числе и многочисленные радиоактивные изотопы устойчивых элементов.

# 7. Электронные оболочки атомов. Теория Бора.

По теории Резерфорда, каждый электрон вращается вокруг ядра, причем сила притяжения ядра уравновешивается центробежной силой, возникающей при вращении электрона. Вращение электрона совершенно аналогично его быстрым колебаниям и должно вызвать испускание электромагнитных волн. Поэтому можно предположить, что вращающийся электрон излучает свет определенной длины волны, зависящий от частоты обращения электрона по орбите. Но, излучая свет, электрон теряет часть своей энергии, вследствие чего нарушается равновесие между ним и ядром. Для восстановления равновесия электрон должен постепенно передвигаться ближе к ядру, причем так же постепенно будет изменяться частота обращения электрона и характер испускаемого им света. В конце концов, исчерпав всю энергию, электрон должен "упасть" на ядро, и излучение света прекратится. Если бы на самом деле происходило подобное непрерывное изменение движения электрона, его "падение" на ядро означало бы разрушение атома и прекращения его существования.

Таким образом, наглядная и простая ядерная модель атома, предложенная Резерфордом, явно противоречила классической электродинамике. Система вращающихся вокруг ядра электронов не может быть устойчивой, так как электрон при таком вращении должен непрерывно излучать энергию, что, в свою очередь, должно привести к его падению на ядро и к разрушению атома. Между тем атомы являются устойчивыми системами.

Эти существенные противоречия частично разрешил выдающийся датский физик Нильс Бор (1885 - 1962), разработавший в 1913 году теорию водородного атома, в основу которой он положил особые постулаты, связав их, с одной стороны, с законами классической механики и, с другой стороны, с квантовой теорией излучения энергии немецкого физика Макса Планка (1858 - 1947).

Сущность теории квантов сводится к тому, что энергия испускается и поглощается не непрерывно, как принималось раньше, а отдельными малыми, но вполне определенными порциями - ***квантами***  энергии. Запас энергии излучающего тела изменяется скачками, квант за квантом; дробное число квантов тело не может ни испускать, ни поглощать.

Величина кванта энергии зависит от частоты излучения: чем больше частота излучения, тем больше величина кванта. Обозначая квант энергии через Е, запишем уравнение Планка:

**Е = h\_**

где h - постоянная величина, так называемая константа Планка, равная 6,626\*10 Дж\*с., а - частота волны Деброиля.

Кванты лучистой энергии называются также ***фотонами***. Применив квантовые представления к вращению электронов вокруг ядра, Бор положил в основу своей теории очень смелые предположения, или постулаты. Хотя эти постулаты и противоречат законам классической электродинамики, но они находят свое оправдание в тех поразительных результатах, к которым приводят, и в том полнейшем согласии, которое обнаруживается между теоретическим результатами и огромным числом экспериментальных фактов. Постулаты Бора заключаются в следующем:

Электрон может двигаться вокруг не по любым орбитам, а только по таким, которые удовлетворяют определенными условиям, вытекающим из теории квантов. Эти орбиты получили название устойчивых, стационарных или квантовых орбит. Когда электрон движется по одной из возможных для него устойчивых орбит, то он не излучает электромагнитной энергии. Переход электрона с удаленной орбиты на более близкую сопровождается потерей энергии. Потерянная атомом при каждом переходе энергия превращается в один квант лучистой энергии. Частота излучаемого при этом света определяется радиусами тех двух орбит, между которыми совершается переход электрона. Обозначив запас энергии атома при положении электрона на более удаленной от ядра орбите через Е, а на более близкой через Е и разделив потерянную атомом энергию Е - Е на постоянную Планка, получим искомую частоту:

= (Е - Е ) / h

Чем больше расстояние от орбиты, на которой находится электрон, до той, на которую он переходит, тем больше частота излучения. Простейшим из атомов является атом водорода, вокруг ядра которого вращается только один электрон. Исходя из приведенных постулатов, Бор рассчитал радиусы возможных орбит для этого электрона и нашел, что они относятся, как квадраты натуральных чисел: 1 : 2 : 3 : ...: n . Величина n получила название главного квантового числа.

В дальнейшем теория Бора была распространена и на атомную структуру других элементов, хотя это было связано с некоторыми трудностями из-за ее новизны. Она позволила разрешить очень важный вопрос о расположении электронов в атомах различных элементов и установить зависимость свойств элементов от строения электронных оболочек их атомов. В настоящее время разработаны схемы строения атомов всех химических элементов. Однако надо иметь в виду, что все эти схемы - это лишь более или менее достоверная гипотеза, позволяющая объяснить многие физические и химические свойства элементов.

Как было уже сказано раньше, число электронов, вращающихся вокруг ядра атома, соответствует порядковому номеру элемента в периодической системе. Электроны расположены по слоям, т.е. каждому слою принадлежит определенное заполняющее или как бы насыщающее его число электронов. Электроны одного и того же слоя характеризуются почти одинаковым запасом энергии, т.е. находятся примерно на одинаковом энергетическом уровне. Вся оболочка атома распадается на несколько энергетических уровней. Электроны каждого следующего слоя находятся на более высоком энергетическом уровне, чем электроны предыдущего слоя. Наибольшее число электронов N, имеющих возможность находиться на данном энергетическом уровне, равно удвоенному квадрату номера слоя:

**N=2n**

где n - номер слоя. Таким образом на 1-2, на 2-8, на 3-18 и т.д. Кроме того, установлено, что число электронов в наружном слое для всех элементов, кроме палладия, не превышает восьми, а в предпоследнем - восемнадцати.

Электроны наружного слоя, как наиболее удаленные от ядра и, следовательно, наименее прочно связанные с ядром, могут отрываться от атома и присоединяться к другим атомам, входя в состав наружного слоя последних. Атомы, лишившиеся одного или нескольких электронов, становятся положительно заряженными, так как заряд ядра атома превышает сумму зарядов оставшихся электронов. Наоборот, атомы, присоединившие электроны становятся отрицательно заряженными. Образующиеся таким путем заряженные частицы, качественно отличные от соответствующих атомов, называются ионами. Многие ионы в свою очередь могут терять или присоединять электроны, превращаясь при этом или в электронейтральные атомы, или в новые ионы с другим зарядом.

# 8. Квантовая (волновая) механика. Характеристика поведения электронов в атомах.

Теория Бора оказала огромные услуги физике и химии. Однако оставалось еще много явлений в этой области, объяснить которые теория Бора не могла. Движение электронов в атомах рисовалось Бору до известной степени как простое механическое перемещение, между тем как оно является весьма сложным и своеобразным.

Своеобразие движения электронов было раскрыто новой теорией - квантовой, или волновой, механикой. Квантовая механика показывает, что законы движения электронов имеют много общего с законами распространения волн. Для электрона с массой m и скоростью v можно записать:

**= h / (m\*v)**

где - длина волны Деброиля, **h**- постоянная Планка.

Атомы различных элементов характеризуются определенным значением заряда ядра и равным ему числом электронов, которые распределяются по энергетическим уровням. Поведение электронов в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами:

1) **Главное квантовое число** **n** определяет уровень энергии, которому отвечает данная орбита, и ее удаленность от ядра. Число может принимать значения ряда натуральных чисел (в реальных атомах от одного до семи). Эти числа соответствуют электронным слоям атома или его энергетическим уровням, которые обозначаются прописными буквами латинского алфавита:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
| **К** | **L** | **M** | **N** | **O** | **P** | **Q** |

Помимо главного квантового числа, состояние электрона в атоме характеризуется еще тремя другими квантовыми числами: **l, m, s**.

2) **Орбитальное, побочное или азимутальное квантовое число** **l** характеризует момент количества движения электрона относительно центра орбиты. Оно определяет форму электронного облака (форму орбиты), его сплошность или разрывы и его вытянутость. Принимает целые значения от 0 до (n-1). Для данного значения n имеется n различных орбиталей, т.е. число значений l определяет количество атомных орбиталей. Энергетические подуровни обозначаются следующим образом:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| 0 | 1 | 2 | 3 |
| s | p | d | f |

3) **Магнитное квантовое число m** определяет положение плоскости орбиты электрона в пространстве или, в соответствии с представлениями волновой механики, то направление, в котором вытянуто электронное облако. Может принимать целые значения от -l до l (включая 0), всего (2\*l+1) значений. Число значений m определяет число орбиталей данного (s-, p-, d-, f- типа).

4) **Спиновое квантовое число s** определяет направление вращения электрона, может принимать только два значения: 1/2 и -1/2.

Изучению распределения электронов в атомах уделяется большое внимание, так как поведение атомов в химических реакциях в значительной мере зависит от того, насколько прочно их электроны удерживаются на своих орбиталях.

# СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ:









