РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И ПРЕДПРИНИМАТЕЛЬСТВА

Кафедра естественнонаучных дисциплин

РЕФЕРАТ

По дисциплине: “Физика и концепция современного естествознания”

Тема: Строение атома и атомного ядра

Выполнила: студент 10-у2 Бушмин Кирилл

Проверила: доцент Г.В. Суравицкая

Пенза 2010г.

[Введение 2](#_Toc279157443)

[Раздел I. История атома 3](#_Toc279157444)

[1.1 Исследования Эрнеста Резерфорда. 6](#_Toc279157445)

[1. 2. Исследования Нильса Бора. 10](#_Toc279157446)

[Раздел II. Строение атома 16](#_Toc279157447)

[2.1 Электрон ………….............................................16](#_Toc279157448)

2.2 Строение электрона…………………………………………….17

[2.3 Общие принципы заполнения электронных оболочек атомов элементов по периодам…………..17](#_Toc279157449)

[2.3 Ядра атомов 19](#_Toc279157450)

[2.4 Атомная орбиталь 21](#_Toc279157451)

[*Атомная орбиталь* – пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона. 21](#_Toc279157452)

[Заключение 25](#_Toc279157453)

[Список литературы: 25](#_Toc279157454)

# Введение

Первые представления о том, что вещество состоит из отдельных неделимых частиц, появилось в глубокой древности. В древней Индии признавалось не только существование первичных неделимых частиц вещества, но и их способность соединяться друг с другом, образуя новые частицы. Древнегреческий ученый Аристотель писал, что причинами всех вещей являются определенные различия в атомах, а именно: форма, порядок и положение. Позднее древнегреческий философ – материалист ввел понятие о массе атомов и их способности к самопроизвольному отклонению во время движения. Французский ученый Пьер Гассенди ввел понятие о молекуле, под которой он понимал качественно новое образование, составленное путем соединения нескольких атомов.

По мысли английского ученого Р. Бойля, мир корпускул (молекул), их движение и «сплетение» очень сложны. Мир в целом и его мельчайшие части – это целесообразно устроенные механизмы. Великий русский ученый М. В. Ломоносов развил и обосновал учение о материальных атомах и корпускулах. Он приписывал атомам не только неделимость, но и активное начало – способность к движению и взаимодействию.

Английский ученый Дж. Дальтон рассматривал атом как мельчайшую частицу химического элемента, отличающуюся от атомов других элементов прежде всего массой.

Большой вклад в атомно-молекулярное учение внесли французский ученый Ж. Гей-Люссак, итальянский ученый А. Авогадро, русский ученый Д. И. Менделеев. В 1860 году в г. Карлсруэ состоялся международный конгресс химиков. Благодаря усилиям итальянского ученого С. Канниццаро были приняты следующие определения атома и молекулы: молекула – «количество тела, вступающее в реакции и определяющее химические свойства»; атом – «наименьшее количество элемента, входящее в частицы (молекулы) соединений.

Установленные С. Канниццаро атомные массы элементов послужили Д. И. Менделееву основной при открытии периодического закона.

# Раздел I. История атома

В далёком прошлом философы Древней Греции предполагали, что вся материя едина, но приобретает те или иные свойства в зависимости от её «сущности». Некоторые из них утверждали, что вещество состоит из мельчайших частиц, называемых атомами. Научные основы атомно-молекулярного учения были заложены позднее в работах русского учёного М.В. Ломоносова, французских химиков Л. Лавуазье и Ж. Пруста, английского химика Д. Дальтона, итальянского физика А. Авогадро и других исследователей. [ 1 ]

Периодический закон Д.И. Менделеева показывает существование закономерной связи между всеми химическими элементами. Это говорит о том что в основе всех атомов лежит нечто общее. До конца XIX века в химии царило убеждение, что атом есть наименьшая неделимая частица простого вещества. Считалось, что при всех химических превращениях разрушаются и создаются только молекулы, атомы же остаются неизменными и не могут дробиться на части. И наконец в конце XIX века были сделаны открытия, показавшие сложность строения атома и возможность превращения одних атомов в другие. [ 7 ]

Это послужило толчком к образованию и развитию нового раздела химии «Строение атома». Первым указанием на сложную структуру атома - были опыты по изучению катодных 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. 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 откланяются 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 состоят из мельчайших частиц, несущих отрицательный заряд и летящих со скоростью, достигающей половины скорости света. Также удалось определить массу и величину их заряда. Масса каждой частицы равнялась 0,00055 углеродной частицы. Заряд равняется 1,602 на 10 в минус 19 степени. 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 существовать без своих зарядов, не могут быть превращены в электронейтральные частицы: электрический заряд составляет, самую сущность их природы. Эти частицы получили название электронов. В катодных трубках электроны отделяются от катода под влиянием электрического заряда. Но они могут возникать и вне всякой связи с электрическим зарядом. Так, например при электронной эмиссии металлы испускают электроны; при фотоэффекте многие вещества также выбрасывают электроны. 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 «составных частей».

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, как известно, электрически нейтрален, из этого следовало, что в его состав должна была входить ещё одна составная часть, уравновешивавшая сумму отрицательных зарядов электронов. Эта положительно заряженная часть атома была открыта в 1911 г. Резерфордом при исследовании движения -частиц в газах и других веществах.

## **1.1 Исследования Эрнеста Резерфорда**.

частицы, выбрасываемые веществами активных элементов представляют собой положительно заряженные ионы гелия, скорость движения которых достигает 20000 км/сек. Благодаря такой огромной скорости -частицы, пролетая через воздух и сталкиваясь с молекулами газов, выбивают из них электроны. Молекулы, потерявшие электроны, становятся заряженными положительно, выбитые же электроны тотчас присоединяются к другим молекулам, заряжая их отрицательно. Таким образом, в воздухе на пути α-частиц образуются положительно и отрицательно заряженные ионы газа. Способность α-частиц ионизировать воздух была использована английским физиком Вильсоном для того, чтобы сделать видимыми пути движения отдельных частиц и сфотографировать их.

Впоследствии аппарат для фотографирования частиц получил название камеры Вильсона. (Первый трековый детектор заряженных частиц. Изобретена Ч. Вильсоном в 1912. Действие Вильсона камеры основано на конденсации пересыщенного пара (образовании мелких капелек жидкости) на ионах, возникающих вдоль следа (трека) заряженной частицы. В дальнейшем вытеснена другими трековыми детекторами.)

Исследуя пути движения частиц с помощью камеры, Резерфорд заметил, что в камере они параллельны (пути), а при пропускании пучка параллельных лучей через слой газа или тонкую металлическую пластинку, они выходят не параллельно, а несколько расходятся, т.е. происходит отклонение частиц от их первоначального пути. Некоторые частицы отклонялись очень сильно, некоторые вообще не проходили через тонкую пластинку. [ 1, 7 ]

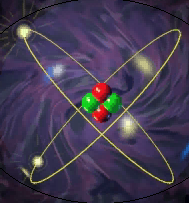


Рис. 1. Модель атома Бор-Резерфорд

Исходя из этих наблюдений, Резерфорд предложил свою схему строения атома: в центре атома находится положительное ядро, вокруг которого по разным орбиталям вращаются отрицательные электроны. (рис.1.)

Центростремительные силы, возникающие при их вращении удерживают их на своих орбиталях и не дают им улететь. Эта модель атома легко объясняет явление отклонения - частиц. Размеры ядра и электронов очень малы по сравнению с размерами всего атома, которые определяются орбитами наиболее удаленных от ядра электронов; поэтому большинство -частиц пролетает через атомы без заметного отклонения. Только в тех случаях, когда -частицы очень близко подходит к ядру, электрическое отталкивание вызывает резкое отклонение ее от первоначального пути. Таким образом, изучение рассеяние -частиц положило начало ядерной теории атома. Одной из задач, стоявших перед теорией строения атома в начале ее развития, было определение величины заряда ядра различных атомов. Так как атом в целом электрически нейтрален, то, определив заряд ядра, можно было бы установить и число окружающих ядро электронов. В решении этой задачи этой большую помощь оказало изучение спектров рентгеновских лучей. Рентгеновские лучи возникают при ударе быстро летящих электронов о какое-либо твердое тело и отличаются от лучей видимого света только значительно меньшей длиной волны. В то время как короткие световые волны имеют длину около 4000 ангстремов (фиолетовые лучи), длины волн рентгеновских лучей лежат в пределах от 20 до 0,1 ангстрема. Чтобы получить спектр рентгеновских лучей, нельзя пользоваться обыкновенной призмой или дифракционной решеткой. (Дифракционная РЕШЕТКА, оптический прибор; совокупность большого количества параллельных щелей в непрозрачном экране или отражающих зеркальных полосок (штрихов), равноотстоящих друг от друга, на которых происходит дифракция света. Дифракционная решетка разлагает падающий на нее пучок света в спектр, что используется в спектральных приборах. )

Для рентгеновских лучей требовалась решётка с очень большим количеством делений на один миллиметр (примерно 1млн./1мм.). Такую решётку искусственно приготовить было невозможно. В 1912 г. у швейцарского физика Лауэ возникла мысль использовать кристаллы в качестве дифракционной решетки для рентгеновских лучей.

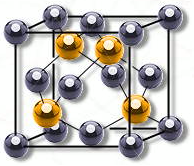


Рис. 2. Модель кристалла

Упорядоченное расположение атомов в кристалле и малое расстояние между ними давало повод предполагать, что как раз кристаллы и подойдут на роль требуемой дифракционной решётки. (рис. 1.)

Опыт блестяще подтвердил предположение Лауэ, вскоре удалось построить приборы, которые давали возможность получать спектр рентгеновских лучей почти всех элементов. Для получения рентгеновских спектров антикатод в рентгеновских трубках делают из того металла, спектр которого хотят получить, или же наносят соединение исследуемого элемента. Экраном для спектра служит фотобумага; после проявления на ней видны все линии спектра. В 1913 г. английский ученый Мозли, изучая рентгеновские спектры, нашел соотношение между длинами волн рентгеновских лучей и порядкового номерами соответствующих элементов - это носит название закона Мозли и может быть сформулировано следующим образом: Корни квадратные из обратных значений длин волн находятся в линейной зависимости от порядковых номеров элементов.

Еще до работ Мозли некоторые учёные предполагали, что порядковый номер элемента указывает число зарядов ядра его атома. В тоже время Резерфорд, изучая рассеивание -частиц при прохождении через тонкие металлические пластинки, выяснил, что если заряд электрона принять за единицу, то выражаемый в таких единицах заряд ядра приблизительно равен половине атомного веса элемента. Порядковый номер, по крайне мере более легких элементов, тоже равняется примерно половине атомного веса. Все вместе взятое привело к выводу, что Заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента. Таким образом, закон Мозли позволил определить заряды атомных ядер. Тем самым, ввиду нейтральности атомов, было установлено и число электронов, вращающихся вокруг ядра в атоме каждого элемента. [ 1 ]

## **1. 2. Исследования Нильса Бора.**

Ядерная модель атома Резерфорда получила свое дальнейшее развитие благодаря работам Нильса Бора, в которых учение о строении атома неразрывно связывается с учением о происхождении спектров.

Линейчатые спектры получаются при разложении света испускаемого раскаленными парами или газами. Каждому элементу отвечает свой спектр, отличающийся от спектров других элементов. Большинство металлов дает очень сложные спектры, содержащие огромное число линий (в железе до 5000), но встречаются и сравнительно простые спектры.

Развивая ядерную теорию Резерфорда, ученые пришли к мысли, что сложная структура линейчатых спектров обусловлена происходящими внутри атомов колебаниями электронов. 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 такое непрерывное изменение движения электрона, то и спектр получался бы всегда непрерывный, а не с лучами определенной длины волны. Кроме того, "падение" электрона на ядро означало бы разрушение атома и прекращения его существования. Таким образом, теория Резерфорда была бессильна объяснить не только закономерности в распределении

линий спектра, ни и само существование линейчатых спектров. В 1913 г. Бор предложил сою теорию строения атома, в которой ему удалось с большим искусством согласовать спектральные явления с ядерной моделью атома, применив к последней так называемую квантовую теорию излучения, введенную в науку немецким ученым-физиком Планком. Сущность теории квантов сводится к тому, что лучистая 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. 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 теоретическими 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 или квантовых орбит. Когда электрон движется по одной из возможных для него устойчивых орбит, то он не излучает. 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. 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. Радиус ближайшей к ядру орбиты в атоме водорода равняется 0,53 ангстрема. Вычисленные отсюда частоты излучений, сопровождающих переходы электрона с одной орбиты на другую, оказались в точности совпадающими с частотами, найденными на опыте для линий водородного спектра .Тем самым была доказана правильность расчета устойчивых орбит, а вместе с тем и приложимость постулатов Бора для таких расчетов. В дальнейшем теория Бора была распространена и на атомную структуру других элементов, хотя это было связанно с некоторым трудностями из-за ее новизны.

Теория Бора 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, иметь ввиду, что все эти схемы это лишь более или менее достоверная гипотеза, позволяющая объяснить многие физические и химические свойства элементов. Как раньше уже было сказано, число электронов, вращающихся вокруг ядра атома, соответствует порядковому номеру элемента в периодической системе. Электроны расположены по слоям, т.е. каждому слою принадлежит определенное заполняющие 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, могущих находиться на данном энергетическом уровне, равно удвоенному квадрату номера слоя:

**N=2n2,**

где **n** - номер слоя;

**N –** наибольшее количество элементов.

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 заряженные положительно, так как заряд ядра атома превышает сумму зарядов оставшихся электронов. Наоборот атомы, присоединившие электроны становятся заряженные отрицательно. 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. Теория Бора оказала огромные услуги физике и химии, подойдя, с одной стороны, к раскрытию законов спектроскопии и объяснению механизма лучеиспускания, а с другой - к выяснению структуры отдельных атомов и установлению связи между ними. Однако оставалось еще много явлений в этой области, объяснить которые теория Бора не могла.

Движение электронов в атомах Бор представлял как простое механическое, однако, оно является сложным и своеобразным. Это своеобразие было объяснено новой квантовой теорией. Отсюда и пошло: «Карпускулярно-вролновой дуализм».

И так, электрон в атоме характеризуется:

1. Главным квантовым числом n, указывающим на энергию электрона;
2. Орбитальным квантовым числом l , указывающим на характер орбиты;
3. Магнитным квантовым числом, характеризующим положение облаков в пространстве;
4. И спиновым квантовым числом, характеризующим веретенообразное движение электрона вокруг своей оси. [ 1, 4 ]

# Раздел II. Строение атома

Химики XIXв. Не в состоянии были ответить на вопрос, в чем суть различий между атомами разных элементов, например меди и йода. Лишь в период 1897-1911гг. удалось установить, что сами атомы состоят из еще более мелких частиц. Открытие этих частиц и исследование строения атомов – того, каким образом построены атомы разного вида из более мелких частиц, - одна из наиболее интересных страниц истории науки. Более того, знание строения атомов позволило затем провести исключительно успешную систематизацию химических фактов, а это сделало химию более легкой для понимания и усвоения. Величайшую помощь каждому, изучающему химию, окажет, прежде всего, ясное представление о строении атома.

Частицы, из которых состоят атомы, - это электроны и атомные ядра. Электроны и атомные ядра несут электрические заряды, которые в значительной степени обуславливают свойства самих частиц и строение атомов.

### **2.1 Электрон**

Название «электрон» происходит от греческого слова ἤλεκτρον, означающего «янтарь»: ещё в древней Греции естествоиспытателями проводились эксперименты — куски янтаря тёрли шерстью, после чего те начинали притягивать к себе мелкие предметы. Термин «электрон» как название фундаментальной неделимой единицы заряда в электрохимии был предложен[3] Дж. Дж. Стоуни (англ.) в 1894 (сама единица была введена им в 1874). Открытие электрона как частицы принадлежит Дж. Дж. Томсону, который в 1897 установил, что отношение заряда к массе для катодных лучей не зависит от материала источника.

**2.2 Свойства электрона**

Электрон представляет собой частицу с отрицательным зарядом величиной –0,1602 10-18 Кл.

Масса электрона равна 0,9108 10-30кг, что составляет 1/1873 массы атома водорода.

Электрон имеет очень небольшие размеры. Радиус электрона точно не определен, но известно, что он значительно меньше 1·10-15м.

В 1925г. было установлено, что электрон вращается вокруг собственной оси и что он имеет магнитный момент. [5]

### **2.3 Общие принципы заполнения электронных оболочек атомов элементов по периодам.**

Число электронов в электронейтральном атоме закономерно повышается при переходе элемента от Z к Z + 1. Эта закономерность подчиняется квантовой теории строения атома.

Максимальная устойчивость атома, как системы электрических частиц, отвечает минимуму его полной энергии. Потому электроны при заполнении энергетических уровней в электромагнитном поле ядра будут занимать (застраивать) в первую очередь наиболее низкий из них (К – уровень; n=1). В электронейтральном невозбужденном атоме электрон в этих условиях имеет наименьшую энергию (и, соответственно, наибольшую связь с ядром). Когда К – уровень будет заполнен (1s2 – состояние, характерное для атома гелия), электроны начнут застраивать уровень L (n = 2), затем M – уровень (n=3). При данном n электроны должны застраивать сначала s-, затем p-, d- и т. д. подуровни.

Однако, как показывает рис. 3, энергетические уровни в атоме элемента не имеют ясных грани. Более того, здесь наблюдается даже взаимное перекрывание энергий отдельных подуровней. Так, например, энергетическое состояние электронов в подуровнях 4s и 3d, а так же 5s и 4d очень близки между собой, а 4s1 и 4s2 – подуровни отвечают более низким значениям энергии, чем 3d. Поэтому электроны, застраивающие, M- и N- уровни, в первую очередь попадут на 4s – оболочку, которая относится к внешнему электронному слою N (n=4), и лишь по ее заполнении (т. е. после завершения построения оболочки 4s2) будут размещаться в 3d – оболочке, относящейся к предвнешнему слою M (n=3). Аналогичное наблюдается и в отношении электронов 5s- и 4d – оболочек. Еще более своеобразно идет заполнение электронами f – оболочек: они при наличии электронов на внешнем уровне n (при n, равном 6 или 7) застраивают уровень n=2, т. е. предпревнешний слой, - пополняют оболочку 4f  (при n=6) или соответственно оболочку 5f (при n=7).

Обобщая, можно высказать следующие положения.

1. Уровни ns, (n-1)d и (n-2)f близки по энергии и лежат ниже уровня np.
2. С увеличением числа электронов в атоме (по мере повышения величины Z) d – электроны «запаздывают» в построении электронной оболочки атома на один уровень (застраивают предвнешний слой, т. е. уровень n-1), а f – электроны запаздывают на два уровня: достраивают второй снаружи (т. е. предвнешний) слой n – 2. Появляющиеся f – электроны часто как бы вклиниваются между (n-1)d1 и (n-1)d2÷10 – электронами.

Во всех указанных случаях n – номер внешнего уровня, на котором уже содержатся два электрона (ns2 – электроны), причем n одновременно и номер того периода по таблице Менделеева, который включает данный элемент.

Элементы, в атомах которых при наличии электронов во внешнем слое n (ns2 – электроны) идет достройка одного из подуровней (3d, 4d, 4f, 5d или 5f), находящихся на предвнешних слоях (n-1) или (n-2), называются переходными.

Общая картина последовательности заполнения электронами оболочек атомов элементов, принадлежащих к периоду n, имеет вид:

|  |
| --- |
| ns1÷2(n-1) d1 (n-2)/1÷14(n-1)d2÷10 np1÷6 (a)  Границы значений  величины n:  1÷7 4÷7 6÷7 4÷7 2÷7 |

В показателе степени при s-, p-, d- и f – обозначениях в строке (а) указано возможное число электронов в данной оболочке. Например, в оболочке s может содержаться либо один, либо два электрона, но не больше; в оболочке f – от 1 до 14 электронов и т. д.

Известно, что минимальное значение коэффициента при обозначении d – электронов равно трем. Следовательно, d-электроны могут в атомное структуре появится не ранее четырем. В связи с этим указанные электроны могут появиться в атомах не ранее как в элементах шестого периода (т. е. при n-2=4; n=4+2=6). Это обстоятельство и отмечено во второй строке.

Теперь перейдем к общей характеристике отдельных периодов таблицы Менделеева. Размещение элементов по электронным семействам представлено в таблице Д. И. Менделеева. [ 3 ]

## **2.3 Ядра атомов**

В 1911г. английский физик Эрнест Резерфорд провел ряд опытов, которые показали, что каждый атом содержит, кроме одного или нескольких электронов, другую частицу, называемую *ядром* атома. Каждое ядро несет положительный заряд. Оно очень мало – диаметр ядра составляет лишь около 10-14м, но оно очень тяжелое – самое легкое ядро в 1836 раз тяжелее электрона.

Существует много разных видов ядер, причем ядра атомов одного элемента отличаются от ядер атомов другого элемента. Ядро атома водорода (протон) имеет точно такой же электрический заряд, как и электрон, но противоположного знака (положительный заряд вместо отрицательного). Ядра других атомов имеют положительные заряды, в целое число раз превышающие величину этого основного заряда – заряда протона. [5]

#### 2.3.1 Протон и нейтрон

*Протон –* простейшее атомное ядро. Это ядро наиболее распространенного вида водорода, самого легкого из всех атомов.

Протон имеет электрический заряд 0,1602·10-18Кл. Этот заряд точно равен заряду электрона, но он положительный, тогда как заряд электрона отрицательный.

Масса протона равна 1,672·10-27кг. Она в 1836 раз больше массы электрона.

*Нейтрон* был открыт английским физиком Джеймсом Чедвиком в 1932г. Масса нейтрона равна 1,675·10-27кг, что в 1839 раз больше массы электрона. Нейтрон не имеет электрического заряда.

Среди химиков принято пользоваться *единицей атомной массы,* или *дальтоном* (d), приблизительно равной массе протона. Масса протона и масса нейтрона приблизительно равны единице атомной массы. [5]

#### 2.3.2 Строение атомных ядер

Известно о существовании нескольких сот разных видов атомных ядер. Вместе с электронами, окружающими ядро, они образуют атомы разных химических элементов.

Хотя детальное строение ядер и не установлено, физики единодушно принимают, что ядра можно считать состоящими из протонов и нейтронов.

Вначале в качестве примера рассмотрим *дейтрон*. Это ядро *атома* *тяжелого водорода,* или атома *дейтерия.* Дейтрон имеет такой же электрический заряд, как и протон, но его масса приблизительно вдвое электрический заряд, как и протон, но его масса приблизительно вдвое превышает массу протона. Полагают, что дейтрон состоит из одного протона и одного нейтрона.

*Ядро* атома гелия, которое также называют *альфа – частицей* или *гелионом,* имеет электрический заряд, в два раза превышающий заряд протона, и массу приблизительно в четыре раза больше массы протона. Считают, что альфа-частица состоит из двух протонов и двух нейтронов. [5]

## **2.4 Атомная орбиталь**

# *Атомная орбиталь* – пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона.

Электроны, движущиеся в орбиталях, образуют электронные слои, или *энергетические уровни*.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле:

**N = 2n2,**

где **n** – главное квантовое число;

**N** – максимальное количество электронов.

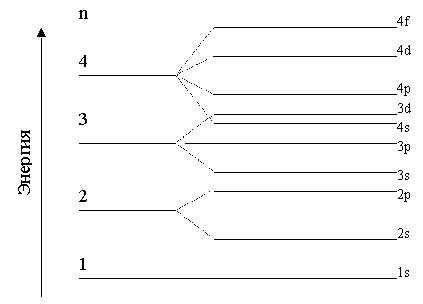
Электроны, имеющие одинаковое значение главного квантового числа, находятся на одном энергетическом уровне. Электрические уровни, характеризующиеся значениями n=1,2,3,4,5 и тд., обозначают как K,L,M,N и тд. Согласно приведенной выше формуле, на первом (ближайшем к ядру) энергетическом уровне может находиться – 2, на втором – 8, на третьем – 18 электронов и тд.

Главным квантовым числом задается значение энергии в атомах. Электроны, обладающие наименьшим запасом энергии, находятся на первом энергетическом уровне (n=1). Ему соответствует s-*орбиталь*, имеющая сферическую форму. Электрон, занимающий s-орбиталь, называется s-электроном.

Начиная с n=2 энергетические уровни подразделяются на *подуровни*, отличающиеся друг от друга энергией связи с ядром. Различают s-, p-, d- и f-подуровни. Подуровни образуют, обитали одинаковой формы.

На втором энергетическом уровне (n=2) имеется s-орбиталь (обозначается 2s-орбиталь) и три p-орбитали (обозначаются 2p-орбиталь). 2s-электрон находится от ядра дальше, чем 1s-электрон и обладает большей энергией. Каждая 2p-орбиталь имеет форму объемной восьмерки, расположенной на оси, перпендикулярной осям двух других p-орбиталей (обозначаются px-, py-, pz – орбитали). Электроны, находящиеся на p-орбитали, называются p-*электронами*.

На третьем энергетическом уровне имеются три подуровня (3s, 3p, 3d). d- подуровень состоит из пяти орбиталей.

Четвертый энергетический уровень (n=4) имеет 4 подуровня (4s, 4p, 4d и 4f). f-подуровень состоит из семи орбиталей.

В соответствии с принципом Паули на одной орбитали может находиться не более двух электронов. Если в орбитали находится один электрон, он называется *неспаренным*. Если два электрона – то *спаренными*. Причем спаренные электроны должны обладать противоположными *спинами*. Упрощенно спин можно представить как вращение электронов вокруг собственной оси по часовой и против часовой стрелки.

Рис. 3. Диаграмма электронных энергетических уровней и подуровней атома.

На рис. 3 изображено относительное расположение энергетических уровней и подуровней. Следует учесть, что 4s-подуровень расположен ниже 3d-подуровня.

Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням изображают с помощью *электронных формул,* например:

|  |  |
| --- | --- |
| H | 1s1 |
| He | 1s2 |

Цифра перед буквой показывает номер энергетического уровня, буква – форму электронного облака, цифра справа над буквой – число электронов с данной формой облака.

В соответствии с *принципом наименьшей энергии* каждый электрон, заполняющий оболочку атома, занимает такую орбиталь, чтобы атом имел наименьшую энергию.

Согласно правилу, сформулированному немецким физиком Ф. Хундом (1927г.), атомные орбитали, принадлежащие к одному подуровню, заполняются вначале каждая одним электроном, и только потом происходит заполнение вторыми электронами. Таким образом, при заполнении p-, d-, f-подуровней число электронов с параллельными спинами (число неспаренных электронов) должно быть максимальным.

Энергия орбиталей возрастает так:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f ...

В этой же последовательности заполняются электронные орбитали атомов электронов периодической системы.

При написании электронных формул следует учитывать так называемый «проскок» электрона. Так электронная формула хрома должна быть 1s22s2p63s23p63d44s2. Однако расположение электронов у этого элемента следующее: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d5 4s1. Электрон четвертого уровня «проскочил» на d-подуровень второго снаружи уровня.

На высшем энергетическом уровне свободного атома может находиться не более 8 (внешних) электронов. Для многих элементов именно внешние электроны определяют их химические свойства. У некоторых элементов химические свойства зависят от числа как внешних, так и внутренних электронов. Например, у атомов таких элементов, как Sc, Ti, Cr, Mn и др., такие электроны являются валентными.

*Электронная конфигурация* элемента – это запись распределения электронов в его атомах по энергетическим уровням, подуровням, орбиталям. Электронная конфигурация атомов обычно записывается для атомов элементов в основном состоянии. Состояние атома, при котором его энергия минимальна, называют основным, прочие состояния носят названия возбужденных. [2]

# Заключение

В далеком прошлом философы древней Греции предполагали, что вся материя едины, но приобретает те или иные свойства в зависимости от ее «сущности». А сейчас, в наше время, благодаря великим ученым, мы точно знаем, из чего на самом деле она состоит.

# Список литературы:

1. *Коровин Н.В., Курс общей химии – М: Высшая школа,1990. - 446с.*
2. *Кременчугская М., Васильева С., Химия – М: Слово, 1995. – 479с.*
3. *Полинг Л., Полинг П. Химия –М: Мир, 1978. – 685с.*
4. *Савина О. М., Энциклопедия – М.: АСТ, 1994. – 448с.*