

Министерство высшего и среднего специального
образования Республики Узбекистан

Ташкентский государственный технический
университет имени Абу Райхана Беруни

Бабаев Б.Н., Мухитдинов Х.Х., Муминов К.М.

СТРОЕНИЕ АТОМА

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

ТАШКЕНТ - 2013

УДК 546.0 (075.8)

Строение атома: Учебно-методическое пособие /Бабаев Б.Н.,
Мухитдинов Х.Х., Муминов К. Ташкент: ТГТУ, 2013. 46 с.

В учебно-методическом пособии приведены история открытия элементарных частиц атома, модели строения атома, этапы на пути создания квантовой механики, последовательность заполнения электронных слоев атома в стационарном состоянии, атомное ядро и ядерные реакции.

Пособие предназначено для студентов технических направлений, а также для учащихся академических лицеев и колледжей.

Печатается по решению научно-методического совета Ташкентского государственного технического университета имени Абу Райхана Бери.

Рецензенты:

к.х.н., доц. – Асамов М.К (НУ Уз);

к.х.н., доц. – Абидханов О. (ТашГТУ)

© Ташкентский государственный технический
университет, 2013

ВВЕДЕНИЕ

Химия как одна из естественных наук, изучает материальный мир во всем многообразии его существования и превращений.

Материя как объективная реальность существует в двух известных формах: *вещество и поле*. Обе формы находятся в тесной связи, проявляя в своих взаимопревращениях те глубокие внутренние противоречия, которые являются обязательным атрибутом всякого объективного существования. Веществом называют ту форму существования материи, в которой она проявляет себя, прежде всего, в виде частиц, имеющих собственную массу (или массу покоя). Это материя на разных стадиях ее организации: элементарные частицы (электроны, протоны, нейтроны), атомные ядра, атомы, молекулы, агрегаты молекул (кристаллы, жидкости, газы), минералы, горные породы, растительные и живые ткани и т. д. Поле (гравитационное, электромагнитное, внутриядерных сил и др.) - это такая форма существования материи, которая характеризуется прежде всего энергией, а не массой, хотя и обладает последней.

Современное учение о материи отражает ее дискретность, поскольку любое тело и любое поле оказываются составленными из «элементарных» тел и «элементарных» полей - микрочастиц и микрополей. Все многообразие макрообъектов (веществ и полей) возникает из многообразия возможных сочетаний ограниченного числа (несколько десятков) качественно различных микрообъектов, например, электронов, позитронов, протонов, нейтронов и т.п.

Массы микрочастиц чрезвычайно малы по сравнению с массами знакомых нам из обычной жизни макроскопических тел. Даже относительно более сложные частицы, как атомы, сами составленные из еще более мелких микрочастиц, имеют массы порядка 10^{-24} - 10^{-22} г. Их размеры также ничтожно малы - порядка 10^{-8} см.

Свойства и закономерности движения отдельных микрочастиц качественно отличаются от свойств и закономерностей движения, привычных нам макроскопических тел, уже давно раскрытых классической физикой. Для описания движения и взаимодействия микрочастиц была создана квантовая теория (квантовая механика).

Двойственная (корпускулярно-волновая) природа микрообъектов. В основе современного понимания микромира лежит представление о том, что любая движущаяся микрочастица обладает волновыми свойствами. Так, дифракция и интерференция электромагнитного излучения (света, радиоволн, γ -лучей, рентгеновских лучей) служат убедительным доказательством его волновой природы. В то же время электромагнитное поле - это вещество, состоящее из микрочастиц, называемых *фотонами*, или *квантами*. Поэтому электромагнитное поле производит давление, обладает массой и т. д. (Интересно в связи с этим отметить, что за год масса Солнца уменьшается за счет излучения на $1,5 \cdot 10^{14}$ т!).

Математически дуализм (волна-частица) нашел свое выражение в *соотношении де Бройля*, согласно которому частице, имеющей массу m и движущейся со скоростью v , соответствует волна длиной $\lambda = h/mv$, где h - *постоянная Планка*, равная $6,63 \cdot 10^{-27}$ эрг. сек, или $6,63 \cdot 10^{-34}$ дж. • сек.

Это соотношение справедливо для частиц любой природы. Оно показывает также, что полю, характеризующемуся длиной волны λ , отвечает микрочастица с массой m .

Из этого соотношения видно, что хотя дуализм и есть общее свойство материи, ожидать его проявления можно только для микрообъектов. Так, с движением электрона (масса $9,1 \cdot 10^{-28}$ г, скорость порядка 10^8 см/сек) ассоциируется длина волны порядка 10^8 см, соизмеримая с размерами атомов. Поэтому при прохождении пучка электронов через кристаллы обнаруживается такое типично волновое явление, как дифракция. С движением же летящего мячика (масса 50 г, скорость движения 25 см/сек) ассоциируется волна длиной всего лишь 10^{-32} см. В случае макрочастиц, таким образом, длина волны оказывается значительно меньшей, чем размер атома. Поэтому волновую природу таких частиц обнаружить невозможно, так как нельзя построить соответствующую дифракционную решетку.

Микрочастицы вследствие волновой природы не имеют точного в геометрическом смысле значения радиуса. Их размеры соответствуют радиусу действия сил, возникающих при большом сближении частиц между собой. Найденный радиус для протона (или нейтрона) приблизительно равен $1,4 \cdot 10^{-13}$ см, а для электрона - $2,81 \cdot 10^{-13}$ см.

Квантовый характер излучения и поглощения энергии.

Поскольку электромагнитное излучение представляет собой поток фотонов, энергия электромагнитного поля складывается из отдельных порций, несомых фотонами (микрополем), - *квантов энергии*. Энергия фотона (микрополя) ϵ прямо пропорциональна частоте колебаний ν равна $\epsilon = h\nu$

Частота колебаний и длина волны связаны следующим соотношением:

$$c = h\nu, \text{ где } c - \text{ скорость света (300 000 км/сек).}$$

Чем меньше длина волны (т. е. чем больше частота колебаний), тем большую энергию несет фотон, и наоборот, чем больше длина волны (т. е. чем меньше частота колебаний, тем меньше энергия фотона). Ультрафиолетовые лучи, рентгеновские лучи обладают большей энергией, чем, скажем, радиоволны или тепловые (инфракрасные) лучи.

Поскольку само поле состоит из микрополей, то энергия распространяется и передается, поглощается и испускается не непрерывно, а дискретно, отдельными квантами. Поглощение электромагнитной энергии соответствует поглощению фотона, испускание энергии - выделению фотона.

Описанные особенности микрочастиц и микрополей показывают, что в квантовой физике снимается, или, по крайней мере, становится условным, относительным противопоставление между частицей и полем, между дискретным и непрерывным.

Место химии в системе естественных наук. Каждая естественная наука изучает определенный тип организации материи и присущую ему форму движения. В этой системе классификации естественных наук химию следует определить как науку, изучающую превращения одних веществ в другие в результате перераспределения химических связей атомов и перестройки их электронных оболочек.

В основе химической формы движения лежат квантовые законы. В силу этого неотъемлемой частью теории химического строения является квантовая теория.

1. ОТКРЫТИЕ ЭЛЕМЕНТАРНЫХ ЧАСТИЦ АТОМА

Существование закономерной связи между всеми химическими элементами, ярко выраженное в периодической системе, наталкивает на мысль о том, что в основе всех атомов лежит нечто общее, что все они находятся в близком родстве друг с другом. Однако до конца девятнадцатого века в химии господствовало метафизическое убеждение, что атом есть наименьшая частица простого вещества, последний предел делимости материи. Понятие об атоме как о наименьшей неделимой части материи было впервые сформулировано древнеиндийскими и древнегреческими философами. Демокрит полагал, что свойства того или иного вещества определяются формой, массой и пр. характеристиками образующих его атомов. Так, скажем, у огня атомы остры, поэтому огонь способен обжигать, у твёрдых тел они шероховаты, поэтому накрепко сцепляются друг с другом, у воды — гладки, поэтому она способна течь. Даже душа человека, согласно Демокриту, состоит из атомов. 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 XVII и XVIII веках химикам удалось экспериментально подтвердить эту идею, показав, что некоторые вещества не могут быть подвергнуты дальнейшему расщеплению на составляющие элементы с помощью химических методов. В конце XIX — начале XX века физиками были открыты субатомные частицы и составная структура атома, и стало ясно, что атом в действительности не является «неделимым». Были сделаны открытия, показавшие сложность строения атомов и возможность превращения при известных условиях одних атомов в другие. На основе этих открытий начало быстро развиваться учение о строении атома.

Хотя слово *атом* в первоначальном значении обозначало частицу, которая не делится на меньшие части, согласно научным представлениям он состоит из более мелких частиц, называемых субатомными частицами.

1.1. Открытие электронов. Первые указания на сложную структуру атомов были получены при изучении катодных лучей, возникающих при электрическом разряде в сильно разреженных газах. В конце XIX века при изучении электрических разрядов было обнаружено, что если из стеклянной трубки, в оба конца которой впаены металлические электроды, откачать воздух до давления менее 0,01 мм рт.ст. и подвести к электродам напряжение в несколько тысяч вольт, то стекло трубки начинает светиться слабым зеленоватым светом. Свечение трубки вызывается невидимыми для глаза лучами, исходящими в этих условиях от отрицательно заряженного электрода — катода и получившими вследствие этого название *катодных лучей*. Эти лучи действуют на фотопластинку, вызывают свечение стекла и др. материалов, способны на своем пути вращать вертушку. В магнитном и электрическом полях катодные лучи отклоняются от прямолинейного нап-



Рис.1. Катодная трубка:

К — катод; **А** — анод с узким отверстием в центре; **Е** — две металлические пластины, между которыми создано электрическое поле

равления, причем в электрическом пути в сторону положительно заряженного электрода (рис.1).

Твердое тело под действием этих лучей приобретает отрицательный электрический заряд. 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.

Особыми приемами удалось определить массу катодных частиц и величину их заряда. Оказалось, что масса каждой частицы равняется 0,00655 углеродной единицы, что составляет всего 1/1840 часть массы атома водорода, самого легкого из всех атомов. Заряд катодной частицы равняется $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл, или $4,803 \cdot 10^{-10}$ эл.-ст. ед. (электростатических единиц). Особенно примечательно, что масса частиц и величина их заряда не зависят ни от природы газа, остающегося еще в катодной 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 нейтральные частицы: электрический заряд составляет, так сказать, самую сущность их природы. Эти частицы, получившие название электронов, открыты в 1897 году английским физиком Джозефом Джон Томсоном.

По современным воззрениям, заряд электрона есть наименьший электрический заряд, самой лёгкой из составляющих атом частиц с массой $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг, отрицательным зарядом и размером, слишком малым для измерения современными методами. Электрон - наименьшее количество электричества, какое только может существовать. Электричество состоит из отдельных частиц - «атомов» электричества, и всякое заряженное тело содержит непременно целое число таких частиц.

В катодных трубках электроны отделяются от катода под влиянием электрического разряда. Однако они могут возникать и вне всякой связи с электрическим разрядом. Электроны излучаются из веществ не только в разрядных трубках; многие вещества испускают электроны под действием УФ- или рентгеновских лучей, при нагревании (многие металлы), при воздействии видимого света (щелочные металлы).

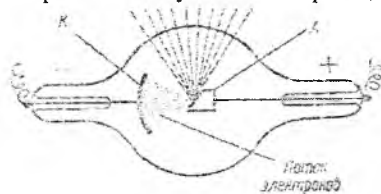
Выделение электронов самыми разнообразными веществами указывает на то, что эти частицы входят в состав всех атомов; следовательно, атомы являются сложными образованиями, построенными из более мелких структурных единиц.

Способность проводить электрический ток свидетельствует об их ионизации и, следовательно, о сложности строения атомов. В 1833 г М.Фарадей установил,

что атомы в расплавах или растворах способны переносить не произвольные, а строго определенные порции электричества, кратные наименьшей (заряд — $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл, масса — $1/1840$ массы протона).

1.2. Открытие рентгеновских лучей. В 1895 г. немецкий физик Ф.Рентген, исследуя свечение стекла под влиянием катодных лучей, открыл новый вид излучения — X-лучи, получившие впоследствии название лучей Рентгена или рентгеновских лучей. Эти лучи были обнаружены по их действию на фотографическую пластинку и по способности вызывать свечение (флуоресценцию) многих веществ. Самым замечательным свойством рентгеновских лучей является их большая проникающая способность. Они проходят почти беспрепятственно через стекло, картон, дерево, ткани и различные другие вещества, не проникаемые для обыкновенных световых лучей. Только металлы, особенно тяжелые, сильно задерживают их.

Источником рентгеновских лучей может служить всякое твердое тело, подвергающееся воздействию катодных лучей, но особенно интенсивно испускают рентгеновские лучи некоторые тяжелые металлы (вольфрам, платина и др.). Поэтому для получения и изучения лучей (рис.2) Рентгена изготавливают специальные «рентгеновские» трубки. Катод K трубки при нагревании испускает электроны, которые под действием приложенного к



электродам высокого напряжения с громадной скоростью устремляются к аноду A . При ударе электронов об анод (антикатод) возникает катодное свечение. Эти лучи не отклоняются ни в электрическом, ни в магнитном поле, следовательно, не несут никаких электрических зарядов. Они представляют собой электромагнитные волны очень малой

Рис.2. Схема рентгеновской трубки длины — самая длинная — в 200 раз короче самой короткой волны видимого света.

1.3. Ионизация газов. Помимо указанных выше свойств, рентгеновские лучи обладают способностью ионизировать газы. Когда рентгеновские лучи проходят сквозь газ, то последний становится проводником электричества. Проводимость газа обусловлена образованием положительно и отрицательно заряженных частиц газа — ионов; поэтому и говорят, что газ **ионизируется**.

Образование ионов является новым подтверждением присутствия электронов в атомах. Под влиянием рентгеновских лучей электроны вырываются из нейтральных атомов и молекул газа, которые вследствие этого заряжаются положительно. В то же время другие молекулы связываются с оторвавшимися электронами и превращаются в отрицательно заряженные ионы. Способность рентгеновских лучей ионизировать газы была использована для непосредственного измерения заряда электрона. Использованная установка представляла собой небольшую камеру, имеющую несколько

окошечек (рис.3). Внутри камеры укреплены на изоляторах две пластинки конденсатора. В камеру через отверстие *A* взбрызгивались мельчайшие капельки масла, которые медленно падали под действием силы тяжести. Освещая пространство внутри камеры электрической дугой *B*, можно было наблюдать за падением капель при помощи микроскопа, расположенного против окошечка в передней стенке камеры, и по скорости падения вычислить их вес. Если на короткое время подвергнуть воздух между пластинками конденсатора действию рентгеновских лучей (через окошечко *B*), то воздух ионизируется и

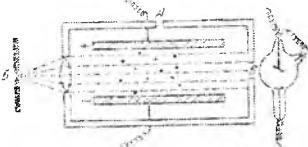


Рис.3. Установка для определения заряда электрона

отдельные капельки масла, соединяясь с образовавшимися ионами, приобретают электрический заряд. Пока пластинки конденсатора не заряжены, такие капельки продолжают падать с обычной скоростью под влиянием силы тяжести. Стоит только сообщить конденсатору заряд, как в движении капелек происходит изменение: если, например, данная капелька заряжена отрицательно, а верхняя пластинка конденсатора - положительно, то капелька начинает притягиваться к верхней пластинке; падение ее замедляется или даже заменяется поднятием вверх. Регулируя заряд конденсатора, можно добиться того, что та или иная капелька совсем остановится и будет висеть в воздухе. Очевидно, что при таких условиях вес капельки как раз уравновешивается притяжением пластинки. Отсюда, зная напряжение электрического поля и вес капельки, можно рассчитать и ее заряд.

Многочисленные наблюдения над отдельными капельками показали, что заряды их бывают различными, но они всегда являются равными или кратными некоторого наименьшего заряда, составляющего по современным данным $4,803 \cdot 10^{-10}$ эл.-ст. ед. Так как капелька не может поглотить меньше одного электрона, то этот наименьший заряд и есть заряд электрона.

1.4. Открытие радиоактивности. Год спустя после открытия Рентгеном нового вида лучей, в 1896 г французский физик Беккерель заметил, что соли урана, самого тяжелого из известных в то время химических элементов (ат. вес 238,03), обладают свойством испускать какие-то особые, невидимые лучи, которые, подобно рентгеновским лучам, обладают большой проникающей способностью через непрозрачные тела. Они ионизируют воздух и могут вызывать почернение фотографической пластинки, защищенной от действия обыкновенного света.

После открытия радиоактивности А.Беккерелем, Мария и Пьер Кюри продолжили его исследования природных соединений урана. Выделяя последовательно из урановой смоляной руды содержащиеся в ней вещества, Кюри установили присутствие в ней двух новых сильно радиоактивных элементов. Один из этих элементов по предложению Марии Кюри назвали *полонием*, другой - *радием*.

Пьер и Мария Складовская-Кюри обнаружили способность к излучению также у тория, актиния и у ряда др. элементов. Такие элементы были названы ими *радиоактивными*. Было доказано, что интенсивность излучения пропорциональна количеству радиоактивного элемента независимо от того, входит он в состав соединений или находится в виде простого вещества.

1.5. Радиоактивный распад. Если несколько сотых грамма бромистого радия $RaBr_2$ поместить в маленькую свинцовую коробочку с отверстием вверху, то из коробочки будет выходить только узкий пучок лучей, направленных вверх; все боковые лучи будут задержаны свинцом. Если держать над отверстием фотографическую пластинку, получится на ней темное пятно в том месте, куда попадают лучи.

Тщательные исследования показали, что эти лучи по своей природе неоднородны. В электрическом и магнитном полях пучок лучей радия расщепляется на три пучка: лучи, не изменяющие своего направления в магнитном поле, получили название γ -лучей; лучи, отклоняющиеся влево, называются β -лучами; лучи, отклоняющиеся вправо, — α -лучами (рис.4). Сам по себе радий испускает только α - и γ -лучи. Испускание β -лучей препаратами радия объясняется тем, что эти препараты обычно содержат примеси иных радиоактивных веществ, которые и испускают β -лучи.

Если приблизить к отверстию коробочки северный полюс сильного магнита, вместо одного темного пятна на пластинке получаются три пятна: одно в том же месте, где и раньше, другое слева от него и третье — справа. Это показывает, что наблюдаемое излучение неоднородно, так как вертикальный пучок лучей под влиянием магнитного поля распадается.

α -Лучи — поток положительно заряженных частиц. Скорость их ($v = 20000$ км/с) значительно меньше, чем у β -частиц и проникающая способность у них невелика — достаточно алюминиевого листочка толщиной 0,1 мм, чтобы полностью их задержать. Их заряд вдвое больше заряда β -частиц, а непосредственное измерение заряда α -частиц показало, что величина его равна удвоенному заряду электрона; отсюда следует, что масса α -частицы равна 4.у.е. От

Рис.4 Расщепление радиоактивных лучей в магнитном и электрическом полях

электронейтральных атомов гелия они отличаются тем, что несут двойной положительный заряд.

β -Лучи — аналогичны катодным лучам. Они представляют собой поток быстро несущихся частичек, заряженных отрицательным электричеством, масса которых составляет всего $1/1840$ массы водородного атома. Такие частицы, получили название электронов.

Единственное различие между β - и катодными лучами заключается в скорости движения образующих их частиц. В то время как наиболее быстрые

катодные частицы летят со скоростью 150 тыс. км/сек, скорость движения некоторых β – частиц почти достигает скорости света (300 тыс. км/сек). Они способны проходить сквозь алюминиевые листочки толщиной до 3 мм.

γ -Лучи – похожи на рентгеновские – не изменяют своего направления ни в электрическом, ни в магнитном поле, но отличаются длиной волны и значительно большей проникающей способностью; их действие можно еще обнаружить после прохождения сквозь слой стали толщиной до 30 см.. Подобно видимому свету и рентгеновским лучам, γ -лучи являются электромагнитными волнами очень малой длины, легко проникают через различные материалы.

Изучение свойств радия показало, что во время радиоактивного излучения он распадается, образуя два новых элемента: гелий и радон.

1.6. Фотоэлектрический эффект – явление испускания электронов веществом под действием света было открыто в 1887 Г.Герцем, обнаружившим, что искровой разряд в воздушном промежутке легче возникает при наличии поблизости другого искрового разряда. Герц экспериментально показал, что это связано с ультрафиолетовым излучением второго разряда. В 1889 Дж.Томсон и Ф.Ленард установили, что при освещении поверхности металла в откачанном сосуде она испускает электроны. Продолжая эти исследования, Ленард продемонстрировал в 1902, что число электронов, вылетающих в 1 сек с поверхности металла, пропорционально интенсивности света, тогда как их энергия зависит лишь от световой длины волны, т.е. цвета. Оба эти факта противоречили выводам теории Максвелла о механизме испускания и поглощения света. Согласно этой теории, интенсивность света служит мерой его энергии и, конечно, должна влиять на энергию испускаемых электронов.

Если поместить установку для измерения фотоэффекта в вакуум и подать на пластинку М отрицательный потенциал, то тока в цепи не будет наблюдаться, поскольку в пространстве между пластинкой и сеткой нет заряженных частиц, способных переносить электрический ток. Но при освещении пластинки источником света гальванометр обнаруживает возник-

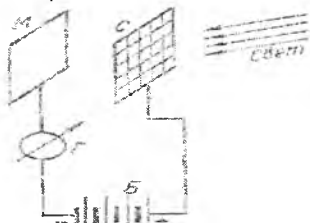


Рис.5. Установка для наблюдения фотоэлектрического эффекта

М – пластинка испытуемого металла; С – металлическая сетка; Б – источник постоянного электрического напряжения; Г – гальванометр

новение тока, называемого фототоком, носителями которого служат электроны, вырываемые светом из металла. (рис.5). При изменении интенсивности освещения изменяется только число испускаемых металлом электронов, т.е. сила тока. Но максимальная кинетическая энергия каждого вылетевшего из металла электрона не зависит от интенсивности освещения, а меняется только при изменении частоты падающего на металл света. Именно с увеличением длины волны (т.е. с уменьшением

частоты, так как $\lambda \cdot \nu = c$) энергия испускаемых металлом электронов уменьшается, а затем, при определенной для каждого металла длине волны, фотоэффект исчезает и не проявляется даже при очень высокой интенсивности освещения.

При определенных условиях фотоэффект возможен в газах и атомных ядрах, из которых фотоны с достаточно высокой энергией могут выбивать протоны и рождать мезоны. Фотоэлектрическими свойствами обладают как металлы, так и диэлектрики, а также полупроводники и электролиты, причём необходимым (но недостаточным) условием фотоэффекта является заметное поглощение используемого света в поверхностном слое освещаемого тела. Фотоэлектрический эффект вызывается не только ультрафиолетовыми лучами. Щелочные металлы - литий, натрий, калий, рубидий, цезий - весьма чувствительны к фотоэлектрическому действию и в видимой области спектра. Так, при освещении красным или оранжевым светом натрий не проявляет фотоэффекта и начинает испускать электроны только при длине волн, меньшей 590 нм (желтый свет), у лития, начиная с 516 нм (зеленый свет), а вырывание электронов из платины под действием видимого света вообще не происходит и начинается только при облучении металла ультрафиолетовыми лучами. А специальная обработка поверхностей этих и других металлов делает их способны испускать фотоэлектроны даже под действием инфракрасных лучей.

Эти свойства фотоэффекта совершенно необъяснимы с позиции классической волновой теории света, согласно которой эффект должен определяться (для данного металла) только количеством энергии, поглощаемой поверхностью металла в единицу времени, но не должен зависеть от типа излучения, падающего на металл.

Фотоэффект был объяснён в 1905 году Альбертом Эйнштейном (за что в 1921 году он получил Нобелевскую премию) на основе гипотезы Макса Планка о квантовой природе света.

В 1900 г М.Планк показал, что способность нагретого тела к лучеиспусканию можно количественно описать, только предположив, что лучистая энергия испускается и поглощается телами не непрерывно, а дискретно, т.е. отдельными порциями — квантами. При этом энергия E каждой такой порции связана с частотой излучения ν соотношением, получившим название уравнение Планка: $E = h\nu$ где $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с постоянная Планка.

Планк долгое время полагал, что испускание и поглощение света квантами есть свойство излучающих тел, а не самого излучения, которое способно иметь любую энергию и поэтому могло бы поглощаться непрерывно.

В работе Эйнштейна содержалась важная новая гипотеза: электромагнитная (лучистая) энергия существует только в форме квантов и следовательно, излучение представляет собой поток неделимых материальных «частиц» (фотонов), энергия которых определяется уравнением Планка.

Из закона сохранения энергии, при представлении света в виде частиц (фотонов), следует формула Эйнштейна для фотоэффекта:

$$h\nu = A_{\text{out}} + E_k$$

где A_{out} — т.н. работа выхода (минимальная энергия, необходимая для удаления электрона из вещества),

E_k — кинетическая энергия вылетающего электрона (в зависимости от скорости может вычисляться как кинетическая энергия релятивистской частицы, так и нет),

ν — частота падающего фотона с энергией,

h — постоянная Планка.

Из этой формулы следует существование красной границы фотоэффекта, то есть существование наименьшей частоты, ниже которой энергии фотона уже не достаточно для того, чтобы «выбить» электрон из металла. Суть формулы заключается в том, что энергия фотона расходуется на ионизацию атома вещества и на работу, необходимую для «вырывания» электрона, а остаток переходит в кинетическую энергию электрона.

В самом деле, электрон в металле связан с атомами металла, так что для его срывания необходима затрата определенной энергии. Если фотон обладает нужным запасом энергии (а энергия фотона определяется частотой излучения), то электрон будет вырван — фотоэффект будет наблюдаться. В процессе взаимодействия с металлом фотон полностью отдает свою энергию электрону, ибо дробиться на части фотон не может. Энергия фотона будет частично израсходована на разрыв связи электрона с металлом, частично на сообщение электрону кинетической энергии движения. Поэтому максимальная кинетическая энергия выбитого из металла электрона не может быть больше разности между энергией фотона и энергией связи электрона с атомами металла. Следовательно, при увеличении числа фотонов, падающих на поверхность металла в единицу времени (т.е. при повышении интенсивности освещения), будет увеличиваться только число вырываемых из металла электронов, что приводит к возрастанию фототока, но энергия каждого электрона возрастет не будет. Если энергия фотона меньше минимальной энергии, необходимой для вырывания электрона, фотоэффект не будет наблюдаться при любом числе падающих на металл фотонов, т.е. при любой интенсивности освещения.

К настоящему времени общеприняты следующие законы фотоэффекта:

1. Количество электронов, вырываемых светом с поверхности металла за единицу времени на данной частоте, прямо пропорционально световому потоку, освещающему металл.

2. Максимальная кинетическая энергия вырываемых светом электронов линейно возрастает с частотой света и не зависит от его интенсивности.

3. Для каждого вещества существует красная граница фотоэффекта, то есть минимальная частота света ν_0 (или максимальная длина волны λ_0), при которой ещё возможен фотоэффект, и если $\nu < \nu_0$, то фотоэффект уже не происходит.

Исследования фотоэффекта были одними из самых первых квантовомеханических исследований в физике.

Фотоэлектрические свойства поверхности металла широко используются для управления электрическим током посредством светового пучка, при воспроизведении звука со звуковой дорожки киноплёнки, а также в многочисленных приборах контроля, счета и сортировки. Фотоэлементы находят применение также в светотехнике.

Квантовая теория света, развитая Эйнштейном, смогла объяснить не только свойства фотоэлектрического эффекта, но и закономерности химического действия света, температурную зависимость теплоемкости твердых тел и ряд других явлений. Она оказалась чрезвычайно полезной и в развитии представлений о строении атомов и молекул.

Из квантовой теории света следует, что фотон не способен дробиться: он взаимодействует как целое с электроном металла, выбивая его из пластинки; как целое он взаимодействует и со светочувствительным веществом фотографической пленки, вызывая ее потемнение в определенной точке и т.д. В этом смысле фотон ведет себя подобно частице – проявляет *корпускулярные свойства*. Однако фотон обладает и *волновыми свойствами* – его способность к интерференции и дифракции. Фотон отличается от частицы в классическом понимании этого термина тем, что его точное положение в пространстве, как и точное положение любой волны, не может быть указано. Но он отличается и от «классической» волны – неспособностью делиться на части. Объединяя в себе корпускулярные и волновые свойства, фотон не является, строго говоря, ни частицей, ни волной – ему присуща *корпускулярно-волновая двойственность*.

По современным представлениям, атом представляет собой сложную микросистему, состоящую из находящихся в движении частиц, и подчиняется законам, характерным для микромира. Атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Носителем положительного заряда в ядре является протон. За исключением обычного водорода, в ядра атомов элементов наряду с протонами входят нейтроны.

Радиусы атомов составляют 0,3-3 Å. Средняя масса m одного атома может быть определена делением массы грамм-атома A элемента на число атомов N_A в грамм-атоме, где $N_A = 6,0228 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро).

Масса атомов различных элементов составляет от $1,667 \cdot 10^{-24}$ до $4,27 \cdot 10^{-22}$ г. Так как масса атомов чрезвычайно мала, то обычно ее выражают в атомных единицах массы (*а.е.м.*). В настоящее время в качестве атомной единицы массы принята 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Некоторые характеристики субатомных частиц представлены в таблице 1.

Важнейшие характеристики электрона, протона и нейтрона

Характеристика	Электрон	Протон	Нейтрон
Год открытия	1897	1919	1932
Первооткрыватель	Джозеф Джон Томсон	Эрнест Резерфорд	Джеймс Чедвик
Символ	e^-	p^+	n^0
Масса: обозначение значения	$m(e^-)$ $9,108 \cdot 10^{-31}$ кг	$m(p^+)$ $1,673 \cdot 10^{-27}$ кг	$m(n^0)$ $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг
Электрический заряд	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл = $-1e$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл = $+1e$	0
Радиус	?	$\approx 10^{-15}$ м	$\approx 10^{-15}$ м

- Название "электрон" происходит от греческого слова, означающего "янтарь".
- Название "протон" происходит от греческого слова, означающего "первый".
- Название "нейтрон" происходит от латинского слова, означающего "ни тот, ни другой" (имеется в виду его электрический заряд).
- Знаки " $-$ ", " $+$ " и " 0 " в символах частиц занимают место правого верхнего индекса.
- Размер электрона столь мал, что в физике (в рамках современной теории) вообще считается некорректным говорить об измерении этой величины.

Как видно из табл. 1, масса электрона почти в 1840 раз меньше массы протона. Поэтому масса атома практически равна сумме масс протонов и нейтронов.

Таким образом, открытие электрона, рентгеновских лучей, радиоактивности и радиоактивного распада, фотоэффекта, ионизации жидкостей и газов убедительно доказывают, что атомы не являются неделимыми, а состоят из более простых частей.

II. Модели строения атома

Хотя слово атом в первоначальном значении – частица, которая не делится на меньшие части, согласно научным представлениям он состоит из более мелких частиц, которые называют **субатомными частицами**. Атом состоит из электронов, протонов, все атомы, кроме водорода-1, содержат также нейтроны.

II.1. Модель Томпсона. Первая модель атома была предложена английским физиком Дж.Дж.Томсоном (1903), открывшим электрон. По мысли Томсона, положительный заряд атома занимает весь объем атома диаметром порядка 0,1 нм и распределен в этом объеме с постоянной плотностью. Простейший атом – атом водорода – представляет собой положительно заряженный шар радиусом около 10^{-8} см, внутри которого находится электрон. Электроны как бы «плавают» в этой сфере, нейтрализуя положительный заряд. Колебательное движение электронов возбуждает в пространстве электромагнитные волны. У более сложных атомов в положительно заряженном шаре находятся несколько электронов. Однако

модель Томсона оказалась в полном противоречии с известными уже к тому времени свойствами атома, главным из которых является **устойчивость**.

II.2. Ранняя планетарная модель атома Нагаоки. В 1904 году японский физик Хантаро Нагаока предложил модель атома, построенную по аналогии с планетой Сатурн. В этой модели вокруг маленького положительного ядра по орбитам вращались электроны, объединённые в кольца. Модель оказалась ошибочной.

II.3. Планетарная модель атома Резерфорда. Так как атом в целом нейтрален, то, следовательно, основная масса атома приходится на его положительно заряженную часть. Для экспериментального исследования распределения положительного заряда, а значит, и массы внутри атома Эрнест Резерфорд предложил в 1906 г. применить зондирование атома с помощью α -частиц. Эти частицы возникают при распаде радия и некоторых других элементов. Скорость α -частиц очень велика: они составляют $1/15$ скорости света. Этими частицами Резерфорд бомбардировал атомы тяжелых элементов. Электроны вследствие своей малой массы не могут заметно изменить траекторию α -частицы. Рассеяние (изменение направления движения) α -частиц может вызвать только положительно заряженная часть атома. Таким образом, по рассеянию α -частиц можно определить характер распределения положительного заряда и массы внутри атома. Модифицируя экспериментальную установку, Резерфорд попытался обнаружить отклонение α -частиц на большие углы. Для этого он окружил фольгу цинтилляционными экранами и определил число вспышек на каждом экране (рис.6).

Оказалось, что основная масса α - частиц пролетала через металлические пластинки, не изменяя своего первоначального направления, и лишь небольшая часть их отклонялась на большие углы. Кусочек радия испускает α - частицы во все стороны. Для выделения узкого пучка α - частицы пропускали через тонкое отверстие в свинцовом блоке, поглощавшем все частицы, летящие в других направлениях. На пути узкого пучка устанавливали листки золотой фольги толщиной около $0,00005$ мм. Это составляет примерно

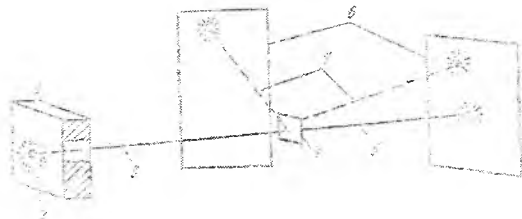


Рис.6. Схема опыта Резерфорда

1000 слоев атомов. При этом было обнаружено, что только небольшая часть α - частиц отклонялась от своего пути на различные углы, а отдельные частицы начинали двигаться в противоположном направлении («рассеяние α - частиц»). Такое поведение частиц можно объяснить лишь тем, что они, проходя через металл, как бы наталкивались на своем пути на положительно заряженную часть атома — ядро, масса которого больше массы α - частиц, и попадали в поле действия кулоновских сил отталкивания. Столкновение с

электроном не может отразиться на траектории α – частиц, так как масса электрона ($m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$ г) почти в 7500 раз меньше массы α – частиц.

Проходя через фольгу, α – частицы встречают на своем пути множество атомов металла, но отклоняются очень редко (1 из $\sim 100\,000$ отклонялась на 180°). Это объясняется тем, что размеры ядра очень малы по сравнению с размерами атома и вероятность того, что траектория полета α – частиц пройдет через ядро, очень мала.

Если предположить, что атом, ядро и электрон имеют форму шара, то диаметр атома будет равен примерно 10^{-8} см, а диаметр ядра – 10^{-13} см, т.е. ядро занимает примерно $1/10^{15}$ часть объема атома (для наглядности: если $d_{\text{атома}} = 100$ м, то $d_{\text{ядра}} = 1$ мм). Удельный вес атомных ядер очень велик, т.к. вся масса сосредоточена в них.

Для наглядности представим себе атом золота, увеличенный в миллиард раз. При этом диаметр атома окажется равным 60 см, а размеры ядра будут соответствовать размерам маленькой песчинки. Для α – частицы, которая при таком увеличении также была бы песчинкой, атом практически пуст. Опыт Резерфорда – это бомбардировка такого атома потоком мельчайших песчинок. Отклонение какой-либо песчинки от первоначального направления при прохождении через атом может возникнуть только в результате её столкновения с другой песчинкой, являющейся ядром атома.

Положительно заряженная часть атома, открытая в 1911 г английским физиком Эрнст Резерфордом, была названа *ядром атома*.

Согласно планетарной модели атома Резерфорда (1911) ядро находится в центре атома, а электроны вращаются вокруг него по орбитам подобно планетам, вращающимся вокруг Солнца. Заряды электронов уравниваются положительным зарядом ядра и атом в целом остаётся электронейтральным. Возникающая вследствие вращения электронов центробежная сила уравнивается электростатическим притяжением электронов к противоположно заряженному ядру.

Чем больше заряд атомного ядра, тем сильнее будет отталкиваться от него α – частица, тем чаще будут встречаться случаи сильных отклонений α – частиц, проходящих через слой металла, от первоначального направления движения.

Планетарная, или ядерная модель атома была крупным шагом в познании строения атома. Но она не могла объяснить:

- устойчивость атома, т.к. вращаясь вокруг ядра электрон должен часть своей энергии испускать в виде электромагнитных колебаний. Это должно привести к нарушению равновесия между электростатическим притяжением электрона к ядру и центробежной силой, обусловленной вращением электрона вокруг ядра. Для восстановления равновесия электрон должен переместиться ближе к ядру. Следовательно, непрерывно излучая электромагнитную энергию, электрон должен постепенно приближаться к ядру и в конце концов упасть на него – существование атома должно прекратиться. В действительности атом очень устойчив и может существовать бесконечно долгое время.

- характер атомного спектра. Известно, что солнечный свет, проходя через стеклянную призму, образует спектр – цветную полосу, содержащую все цвета радуги. Это явление объясняется тем, что солнечный свет состоит из электромагнитных волн различных частот. Волны разных частот неодинаково преломляются призмой, что приводит к образованию сплошного спектра. Аналогичным образом ведет себя свет,



Пример линейного спектра поглощения излучаемый раскаленными жидкостями и твердыми телами. Спектр раскаленных газов и паров представляет собой отдельные цветные линии, разделенные темными промежутками – *линейчатый спектр*. Атомы каждого элемента дают вполне определенный спектр, отличающийся от спектра другого элемента.

Когда электрон находится в связанном состоянии в атоме, он обладает потенциальной энергией, которая обратно пропорциональна его расстоянию от ядра. Эта энергия обычно измеряется в электрон-вольтах (эВ) и равна энергии, которую надо передать электрону, чтобы сделать его свободным (оторвать от атома). Согласно квантовомеханической модели атома связанный электрон может занимать только дискретный набор разрешённых энергетических уровней – состояний с определённой энергией. Наинизшее из разрешённых энергетических состояний называется основным, а все остальные – возбуждёнными.

Для перехода электрона с одного энергетического уровня на другой нужно передать ему или отнять у него энергию. Это происходит путём соответственно поглощения или испускания фотона, причём энергия этого фотона равна абсолютной величине разности энергий начального и конечного уровней электрона. Энергия испущенного фотона пропорциональна его частоте, поэтому переходы между разными энергетическими уровнями проявляются в различных областях электромагнитного спектра. Каждый элемент имеет уникальный спектр испускания, который зависит от заряда ядра, заполнения электронных оболочек, взаимодействия электронов, а также других факторов.

Когда излучение с непрерывным спектром проходит через вещество (например, газ или плазму), некоторые фотоны поглощаются атомами или ионами, вызывая электронные переходы между энергетическими состояниями, разность энергий которых равна энергии поглощённого фотона. Затем эти возбуждённые электроны спонтанно переходят на уровень, лежащий ниже по энергии, снова испуская фотоны. Таким образом, вещество ведёт себя как фильтр, превращая исходный непрерывный спектр в спектр поглощения, в котором имеются серии тёмных полос. При наблюдении с тех углов, куда не направлено исходное излучение, можно заметить излучение с эмиссионным спектром, испускаемое атомами. Спектроскопические измерения энергии, амплитуды и ширины спектральных линий излучения позволяют определить вид излучающего вещества и физические условия в нём.

Детальный анализ спектральных линий показал, что некоторые из них обладают тонкой структурой, то есть расщеплены на несколько близких линий. В узком смысле «тонкой структурой» спектральных линий принято называть их расщепление, происходящее из-за спин-орбитального взаимодействия между спином и вращательным движением электрона.

Взаимодействие магнитных моментов электрона и ядра приводит к сверхтонкому расщеплению спектральных линий, которое, как правило, меньше, чем тонкое.

Если электрон находится в возбужденном состоянии, то взаимодействие с фотоном определенной энергии может вызвать вынужденное излучение дополнительного фотона с такой же энергией – для этого должен существовать более низкий уровень, на который возможен переход, и разность энергий уровней должна равняться энергии фотона. При вынужденном излучении эти два фотона будут двигаться в одном направлении и иметь одинаковую фазу. Это свойство используется в лазерах, которые могут испускать когерентный пучок света в узком диапазоне частот.

Линейчатый характер спектра водорода не согласуется с теорией Резерфорда, так как излучающий энергию электрон должен приближаться к ядру непрерывно и его спектр должен быть сплошным.

II.4. Строение атома по Бору. Выход из создавшегося положения был найден великим датским ученым-физиком Нильсом Бором в 1913 г. Его теория объединяла ядерную модель с квантовой теорией света. Он исходил из модели Резерфорда, опирался на учение Эйнштейна о световых квантах (1905) и на квантовую теорию излучения немецкого физика-теоретика Макса Планка (1900). Согласно квантовой теории света, лучистая энергия испускается или поглощается отдельными порциями – *квантами*, а излучение представляет собой поток *фотонов*, энергия которых тем больше, чем выше частота излучения. Принимая во внимание линейчатый характер атомных спектров и положение квантовой теории света о прерывистом характере излучения, Н.Бор в основу своей теории положил представление о дискретном, прерывном изменении энергии электрона в атоме.

Основные положения своей теории строения атома он сформулировал в виде постулатов:

1. Электрон в атоме может вращаться (находиться) только в стационарных или квантовых состояниях с дискретными значениями энергии E_n , в которых атом не излучает энергию. Для стационарных состояний момент количества движения электрона M равен целому кратному постоянной Планка $\hbar = (h/2\pi)$, т.е.

$M = n\hbar = n(h/2\pi)^*$ * $\hbar = (h/2\pi)$ называется также постоянной Дирака и равна $\hbar = 1,054 \cdot 10^{-27}$ эрг·с. По своему физическому смыслу это квант действия – та основная мера, которой измеряются все основные величины в микромире.
 n – целое число

Этот постулат, называемый условием квантования орбит, находится в явном противоречии с классической физикой, согласно которой энергия движущегося электрона может принимать любые значения.

2. При движении по этим стационарным орбитам электрон не излучает электромагнитную энергию.

3. Излучение происходит при скачкообразном переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую. При этом испускается или поглощается квант электромагнитного излучения, энергия которого равна разности энергии атома в конечном и исходном состояниях

$\Delta E = E_1 - E_2 = h\nu$ $\nu = (E_1 - E_2) / h$ h - постоянная Планка; ν - частота излучения

Энергия электрона, вращающегося вокруг ядра, зависит от радиуса орбиты. На ближайшей к ядру орбите (нормальное состояние атома) электрон обладает наименьшей энергией. Для того, чтобы перевести электрон на более удаленную от ядра орбиту, нужно преодолеть притяжение электрона к положительно заряженному ядру, что требует затраты энергии. При поглощении кванта энергии энергия атома увеличится, электрон перейдет в возбужденное состояние. Переход электрона в обратном направлении приведет к уменьшению энергии атома; освободившаяся энергия будет выделена в виде кванта электромагнитного излучения. Последнее уравнение позволяет вычислить возможные частоты (или длины волн) излучения, способного испускаться или поглощаться атомом, т.е. рассчитать спектр атома.

Н.Бором были вычислены радиусы стационарных орбит и скорость движения по ним электрона водорода (рис.7):

$$r_n = h^2 n^2 / 4\pi^2 m e^2 \quad r_1 = 0,053 \text{ нм},$$

$$v_n = 2\pi e^2 / h n \quad v_1 = 2187 \text{ км/с}$$

Спектр излучения атомарного водорода состоит из нескольких серий, что определяется значением главного квантового числа для той орбиты, на которую переходит возбужденный электрон. Серия Лаймана ($n=1$) лежит в УФ-области спектра ($\lambda=10\text{-}400 \text{ нм}$); серия Бальмера ($n=2$) - в видимой его части ($\lambda=400\text{-}760 \text{ нм}$); серия Пашена ($n=3$) - в ИК-области ($\lambda=760\text{-}400000 \text{ нм}$). Самая коротковолновая линия в спектре ($\nu_{\text{кв}}$) появляется за счет перехода электрона из максимально возбужденного (n_{∞} , E_{∞}) в основное (E_1). Разность этих двух состояний определяет энергию ионизации:

$$E_n = \Delta E = E_{\infty} - E_1 = h\nu_{\text{кв}} = K(1-0) = 1312 \text{ кДж/моль (для атома водорода)}.$$

Постулаты Бора находились в резком противоречии с положениями классической физики. С точки зрения классической механики электрон может вращаться по любым орбитам, а классическая электродинамика не допускает движения заряженной частицы по круговой орбите без излучения. Но эти постулаты нашли свое оправдание в замечательных результатах, полученных Бором при расчете спектра атома водорода: вычисленное положение спектральных линий в видимой части спектра превосходно совпало с их действительным местоположением в спектре. При этом оказалось, что эти линии соответствуют переходу электрона с более удаленных орбит на вторую от ядра орбиту.

Бор не ограничился объяснением уже известных свойств спектра водорода, но на основе своей теории предсказал существование и месторасположение неизвестных

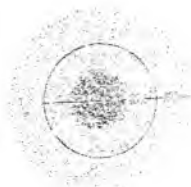


Рис.7. 1s-электронное облако

в то время спектральных серий водорода, находящихся в УФ- и ИК-областях спектра и связанных с переходом электрона на ближайшую к ядру орбиту и на орбиты, более удаленные от ядра, чем вторая.

Следует отметить, в то время (1913) атомные спектры многих элементов были изучены, и спектральный анализ нашел обширные применения, но язык своеобразных «паспортов» элементов оставался неясным. На этом фоне расчет спектра атома водорода был блестящим успехом теории Бора.

И все же теория Бора страдала внутренней противоречивостью: наряду с постулатами, противоречившими законам механики и электродинамики, в теории эти законы были использованы для расчета сил, действующих на электрон в атоме. Оставался ряд вопросов, например, где находится электрон в процессе перехода с одной орбиты на другую? Как вытекает из теории относительности, ни один физический процесс не может распространяться со скоростью, превышающей скорость света. Поэтому переход электрона на новую орбиту, отделенную некоторым расстоянием от исходной, не совершается мгновенно, а длится некоторое время. В течение этого времени электрон должен находиться где-то между исходной и конечной орбитами. Но как раз такие промежуточные состояния «запрещаются» теорией, поскольку постулируется возможность пребывания электрона только на стационарных орбитах.

Несмотря на усовершенствования, внесенные в теорию Бора немецким физиком А.Зоммерфельдом и другими учеными (возможность движения электрона не только по круговым, но и по эллиптическим орбитам, по-разному расположенных в пространстве), эта теория не смогла объяснить некоторые важные характеристики многоэлектронных атомов и даже атома водорода, причину различной интенсивности линий в атомном спектре.

Теория Бора была важным этапом в развитии представлений о строении атома; как и гипотеза Планка-Эйнштейна о световых квантах (фотонах), она показала, что нельзя автоматически распространять законы природы, справедливые для больших тел – объектов макромира, на ничтожно малые объекты микромира – атомы, электроны, фотоны. Поэтому и возникла задача разработки новой физической теории, пригодной для непротиворечивого описания свойств и поведения объектов микромира. При этом в случае макроскопических тел выводы этой теории должны совпадать с выводами классической механики и электродинамики (так называемый принцип соответствия, выдвинутый Бором).

II.5. Закон Мозли. Английский физик Генри Мозли, исследуя атомные спектры элементов, установил (1913 г) простую связь между длинами волн определенных линий спектра элемента и его порядковым номером: «Корни квадратные из обратных значений длин волн (т.е. волновых чисел) находятся в линейной зависимости от порядковых номеров элементов»: $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(Z - b)$ где λ – длина волны; Z – порядковый номер; a и b – константы, одинаковые для аналогичных линий данной серии.

В соответствии с Законом Мозли, рентгеновские характеристические спектры не обнаруживают периодических закономерностей, присущих оптическим спектрам. Это указывает на то, что проявляющиеся в

характеристических рентгеновских спектрах внутренние электронные оболочки атомов всех элементов имеют аналогичное строение.

Открытие английского ученого Г.Мозли сыграло очень важную роль для выяснения строения атома, в частности, подтвердило его слоистое строение. Оно позволило непосредственно определить экспериментальным путем атомный номер элемента. Этот закон явился неопровержимым доказательством правильности размещения элементов в периодической системе элементов Д. И. Менделеева и содействовал выяснению физического смысла *Z*. Установленная Мозли зависимость позволила рассчитать рентгеновские спектры в то время ещё неизвестных, но впоследствии открытых элементов – гафния, рения и др.

Более поздние эксперименты выявили некоторые отклонения от линейной зависимости для переходных групп элементов, связанные с изменением порядка заполнения внешних электронных оболочек, а также для тяжёлых атомов, появляющиеся в результате релятивистских эффектов (условно объясняемых тем, что скорости внутренних электронов сравнимы со скоростью света).

В зависимости от ряда факторов - от числа нуклонов в ядре атома (изотопический сдвиг), состояния внешних электронных оболочек (химический сдвиг) и пр. - положение спектральных линий на диаграмме Мозли может несколько изменяться.

III. ЭТАПЫ НА ПУТИ СОЗДАНИЯ КВАНТОВОЙ МЕХАНИКИ

Современная модель атома является развитием планетарной модели. Согласно этой модели, ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами. Однако представления квантовой механики не позволяют считать, что электроны движутся вокруг ядра по сколько-нибудь определённым траекториям (неопределённость координаты электрона в атоме может быть сравнима с размерами самого атома).

Современная теория строения атомов и молекул основана на новых законах, которые сформулированы в 1925-1927 гг., и резко отличаются от законов, определяющих движение больших тел. Первым шагом на пути создания квантовой механики явились условия квантования и дискретности энергетических состояний в атоме, введенные Н.Бором. Следующим этапом стали гипотеза французского физика Луи де Бройля о корпускулярно-волновой природе электрона (1924), принцип неопределенности В.Гейзенберга (1927) и уравнение Шредингера (1926).

III.1. Гипотеза Луи де Бройля о том, что микрочастицы, подобно свету, имеют двойственную природу (частица–волна), выражена уравнением, связывающим длину волны с массой частицы, со скоростью ее движения: $\lambda = h/mv = h/p$. Справедливость гипотезы была подтверждена экспериментально К.Дэвиссом и Л.Джермером (1927), показавшими аналогию дифракционной картины, которую дают пучок электронов и рентгеновское

излучение. Результаты их опытов подтвердили, что при прохождении через кристаллическую решетку на фотопластинке наблюдается дифракционная картина, которую дают пучок электронов и рентгеновское излучение. Согласно соотношению де Бройля с движением электрона (масса $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг, скорость порядка 10^6 м/с) ассоциируется волна длиной порядка 10^{-10} м, т.е. ее длина соизмерима с размерами атомов. Поэтому при рассеянии электронов кристаллами наблюдается дифракция, причем кристаллы выполняют роль дифракционной решетки.

С движением макрочастиц, наоборот, ассоциируется волна столь малой длины (10^{-29} м и меньше), что экспериментально волновой процесс обнаружить не удастся. Для макрочастиц увеличение массы приводит к тому, что волновой процесс при их движении практически отсутствует.

III.2. Принцип неопределённости Гейзенберга. Принцип неопределённости, открытый Вернером Гейзенбергом в 1927 г., является одним из краеугольных камней квантовой механики. Согласно этому принципу, частица не может быть описана как классическая частица, то есть у нее не могут быть одновременно точно измерены положение и скорость (импульс).

Принцип неопределенности утверждает принципиальную невозможность одновременного определения с одинаковой степенью точности импульса электрона ($p = mv$) и его положения в пространстве. Математическая запись этого принципа называется соотношением неопределенности: $\Delta p_x \Delta x \geq \hbar/2$, где Δp_x и Δx – соответственно погрешности в определении составляющей импульса частицы и значения ее координаты по оси x . Чем меньше одна из этих величин (Δp_x и Δx), тем, соответственно, больше другая. Таким образом, чем точнее определяется его положение в пространстве, тем менее определенной становится величина ее скорости, и наоборот. Если положение электрона определено с точностью до 10^{-32} м, то неопределенность в скорости составит 58000 км/с (при скорости электрона 2000 км/с). Поэтому квантовая механика заменяет классическое понятие точного нахождения частицы понятием статистической вероятности нахождения электрона в данной точке пространства или в элементе объема dV вокруг ядра.

Принцип неопределённости уже в виде, первоначально предложенном Гейзенбергом, применим и в случае, когда ни одна из двух крайних ситуаций (полностью определенный импульс и полностью неопределенная пространственная координата - или полностью неопределенный импульс и полностью определенная координата) не реализуется.

III.3. Уравнение Шредингера. Законы движения электронов в квантовой механике выражаются волновым уравнением Эрвина Шредингера, которое играет в квантовой механике ту же роль, что и законы Ньютона в классической механике. Как и законы Ньютона, это уравнение невозможно вывести из каких-либо более общих положений. Оно было получено, исходя из определенных аналогий между уравнениями оптики и классической механики.

Поскольку электрон обладает волновыми свойствами, его движение можно описывать с помощью *волновой функции*, обозначаемой греческой

буквой Ψ (пси). Физический смысл волновой функции $\Psi_{x, y, z}$ таков, что квадрат абсолютного значения функции $|\Psi_{x, y, z}|^2$ пропорционален вероятности нахождения электрона в какой-либо точке пространства с координатами x, y, z . Уравнение Эрвина Шредингера, которое связывает волновую функцию с потенциальной энергией электрона U и его полной энергией E , показывает, что движение электрона вокруг ядра нельзя рассматривать просто как механическое перемещение. Оно описывает сложность и своеобразие движения электрона:

$$\nabla^2 \Psi = \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \Psi = 0$$

Здесь:

m – масса электрона;

h – постоянная Планка

$$\nabla^2 \Psi = \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2}$$

– сумма вторых производных волновой функции Ψ по координатам x, y и z

Различным функциям Ψ_1, Ψ_2 и Ψ_3 , которые являются решением волнового уравнения, каждой соответствует свое значение энергии $E_1, E_2, \dots E_n$. Таким образом, квантование энергии микросистемы непосредственно вытекает из решения волнового уравнения.

В отличие от теории Бора, согласно которой электрон движется по определенным орбитам (траекториям), квантовая механика показывает, что электрон *может* находиться в любой точке вблизи ядра атома, но вероятность его пребывания в различных точках неодинакова. Таким образом, если бы можно было наблюдать электрон в атоме, то увидели бы, что в одних местах он бывает чаще, а в других – реже. Поэтому, согласно современным представлениям, электроны, двигаясь в атоме, образуют так называемое электронное облако, а «орбиты движения электронов (понятие, введенное Бором) суть не что иное, как те места в пространстве, в которых чаще находятся электроны. Таким образом, каждый электрон находится не точно на боровской орбите, а в некотором объеме пространства (орбитале), где ему энергетически наиболее выгодно находиться.

III.3. Элементы квантово-механической теории атома

Химические свойства атомов определяются конфигурацией электронной оболочки и описываются квантовой механикой. Положение атома в таблице Менделеева определяется электрическим зарядом его ядра (то есть количеством протонов), в то время как количество нейтронов принципиально не влияет на химические свойства; при этом нейтронов в ядре, как правило, больше, чем протонов. Если атом находится в нейтральном состоянии, то количество электронов в нём равно количеству протонов. Основная масса атома сосредоточена в ядре, а массовая доля электронов в общей массе атома незначительна (несколько сотых процента массы ядра).

При описании электронов в атоме в рамках квантовой механики обычно рассматривают распределение вероятности в трехмерном пространстве для системы n электронов.

Электроны в атоме притягиваются к ядру, между электронами также действует кулоновское взаимодействие. Эти же силы удерживают электроны внутри потенциального барьера, окружающего ядро. Для того, чтобы электрон смог преодолеть притяжение ядра, ему необходимо получить энергию от внешнего источника. Чем ближе электрон находится к ядру, тем больше энергии для этого необходимо.

Каждой орбитали соответствует свой уровень энергии. Электрон может перейти на уровень с большей энергией, поглотив фотон. При этом он окажется в новом квантовом состоянии с большей энергией. Аналогично он может перейти на уровень с меньшей энергией, излучив фотон. Энергия фотона при этом будет равна разности энергий электрона на этих уровнях.

Из математического анализа уравнения Шредингера вытекает дискретность значений энергии электрона, момента количества его орбитального движения (в силовом поле ядра) и проекции этого момента на выделенное в пространстве направление. Дискретность выражается главным n , орбитальным l и магнитным m_l квантовыми числами. Четвертое квантовое число (m_s), которое называется спиновым, характеризует собственное движение электрона.

Значения четырех квантовых чисел полностью определяют состояние электрона в атоме (таблица 2).

Таблица 2

Квантовые числа

Квантовые числа	Возможные значения	Число значений	Определяют
Главное n	1, 2, 3... ∞	∞	Среднее расстояние электрона от ядра или размер электронного облака; энергетический уровень
Орбитальное l	0, 1, 2, 3 ... ($n-1$)	n	$M = \frac{h}{2\pi} \sqrt{l(l+1)}$; форму электронного облака; энергетический подуровень ($s, p, d, f...$)
Магнитное m_l	$-l...0...+l$	$2l+1$	$M = h m_l / 2\pi$; пространственную ориентацию электронного облака
Спиновое m_s	$\pm 1/2$	2	Собственный момент количества движения электрона

Волновая функция при определенных значениях трех квантовых чисел (n, l и m_l) ψ_{nlm_s} описывает состояние электрона при его орбитальном движении, которое называют *атомной орбиталью* (АО). Волновую функцию, зависящую от всех четырех квантовых чисел, называют *спин-орбиталью*.

Каждой АО соответствует область пространства определенного размера, формы и ориентации, равноценная понятию электронного облака. С целью упрощения оба эти понятия отождествляются и когда говорят о форме АО или об электроне, находящемся на АО, то имеется в виду не сама волновая функция, а только то, что она определяет – форма электронного облака и энергетическое состояние электрона.

Атомы не имеют отчётливо выраженной внешней границы, поэтому их размеры определяются по расстоянию между ядрами соседних атомов, которые образовали химическую связь (ковалентный радиус) или по расстоянию до самой дальней из стабильных орбит электронов в электронной оболочке этого атома (радиус атома). Радиус зависит от положения атома в периодической системе, вида химической связи, числа ближайших атомов (координационного числа) и квантово-механического свойства, известного как спин. В периодической системе элементов размер атома увеличивается при движении сверху вниз по столбцу и уменьшается при движении по строке слева направо. Соответственно, самый маленький атом - это атом гелия, имеющий радиус 32 пм, а самый большой - атом цезия (225 пм). Эти размеры в тысячи раз меньше длины волны видимого света (400-700 нм), поэтому атомы нельзя увидеть в оптический микроскоп. В связи с этим введено понятие *граничная поверхность*, т.е. поверхность с равной электронной плотностью, ограничивающая объем, который включает 90% заряда и массы электрона. Форма и размер граничной поверхности считаются формой и размером электронного облака. Однако отдельные атомы можно наблюдать с помощью сканирующего туннельного микроскопа.

III.4. Характеристика квантовых чисел

Главное квантовое число n определяет уровень энергии электрона на данной орбитали и её удаленность от ядра – среднее расстояние электрона от ядра (или размер электронного облака). Оно может принимать любые целые значения, начиная с единицы ($n = 1, 2, 3, 4, \dots \infty$). Значение $n=1$ соответствует наиболее низкому энергетическому уровню, обозначаемому буквой K ; значение $n=2$ соответствует энергетическому уровню L и т.д. Под главным квантовым числом, равным ∞ , подразумевается, что атому сообщена энергия, достаточная для полного отделения электрона от ядра (ионизация атома).

Для известных в настоящее время элементов, расположенных в семи периодах Периодической системы элементов, главное квантовое число, которое показывает также номер периода, имеет следующие буквенные обозначения:

Главное квантовое число n	1	2	3	4	5	6	7
Буквенное обозначение	K	L	M	N	O	P	Q

Орбитальное (побочное или азимутальное) квантовое число l . По теории Зоммерфельда электроны движутся вокруг ядра по сферическим и эллиптическим орбиталиям. Электроны каждого энергетического уровня,

находящихся в движении по сферическим орбитальям имеют одинаковую энергию, т.к. у них изменяется только угол движения, а электроны, движущиеся по эллиптическим орбитальям отличаются друг от друга по энергии, так как у них изменяется и угол, и радиус движения. Поэтому в пределах определенных уровней энергии электроны атомов могут отличаться своими энергетическими подуровнями (табл. 3). Число подуровней в энергетическом слое равно значению главного квантового числа. Существование различий в энергетическом состоянии электронов, принадлежащих к различным подуровням данного энергетического уровня, отражается *орбитальным (побочным)* квантовым числом. Оно характеризует момент количества движения электрона относительно центра орбиты, определяет форму электронного облака (форму орбитали), энергетический подуровень (s, p, d, f...), его сплошность или разрывы, его вытянутость. Орбитальное квантовое число l при данном квантовом числе n может принимать значения:

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, \dots (n-1)$$

Таблица 3

Обозначение орбиталей

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число l	Обозначение орбиталей
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Вместо обозначения l числами 1, 2, 3, 4 и т.д. нередко пользуются буквенными обозначениями и говорят о *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электронах или орбиталях.

Значения n	1	2	3	4	5	6
Значения l	0	1	2	3	4	5
Обозначение орбитали	s	p	d	f	g	h

Как уже сказано, понятие электронного облака связано с распределением вероятности нахождения электрона в элементе объема dV около ядра. Эта вероятность, или плотность вероятности, а, следовательно, и плотность электронного облака определяются квадратом волновой функции (точнее квадратом ее модуля ψ^2): $W = \psi^2 dV$. Таким образом, в отличие от самой волновой функции ее квадрат имеет физический смысл.

Графики радиального распределения вероятности нахождения электрона в атоме дают возможность определить форму электронных облаков. *s*-Электронное облако обладает сферической симметрией ($r_H = 0,053$ нм). *p*-Электронное облако имеет осевую симметрию и форму, схожую с объемной восьмеркой или гантелью. Относительное пространственное положение электронных облаков *p*-подуровня определяется осями координат, вдоль которых они вытянуты, поэтому для них приняты обозначения p_x , p_y и p_z .

d- и *f*-электронные облака имеют более сложную форму (рис.8):

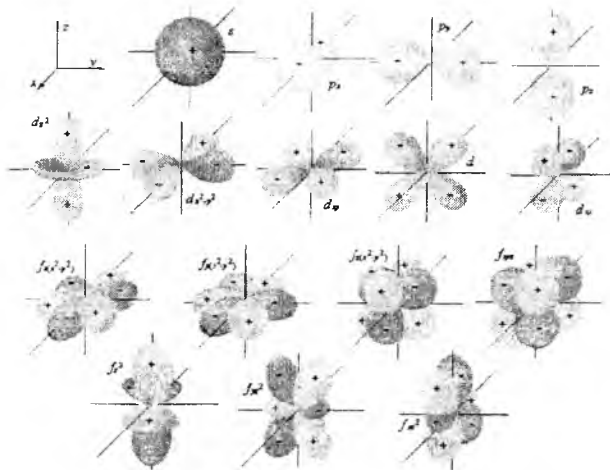


Рис.8. Схематическое изображение электронных облаков $2s$ -, $2p$ - и $3d$ - электронов

Записывая различные состояния электрона, главное квантовое число пишут цифрой, стоящей перед буквенным обозначением орбитального квантового числа. Например, запись $4s$ означает электрон, у которого $n = 4$, $l = 0$, и его облако имеет форму шара; запись $2p$ означает электрон, у которого $n = 2$; $l = 1$, а облако имеет форму гантели и т.д.

Магнитное квантовое число m_l . При помещении атома во внешнее магнитное или электрическое поле происходит расщепление спектральных линий – возникновение новых близлежащих линий. Это означает, что при данных n и l может быть несколько состояний электрона с одинаковой энергией. Такие состояния называются вырожденными. Вырождение исчезает при воздействии на электрон внешнего магнитного поля, что и приводит к появлению новых линий в спектре. Энергетические изменения при действии магнитного поля объясняются различием в характере расположения электронных облаков друг относительно друга, а следовательно, и различными «дозволенными» углами поворота каждого из них в магнитном поле.

Состояние электрона, обусловленное орбитальным магнитным моментом электрона (в результате его движения по орбите), характеризуется третьим квантовым числом – **магнитным m_l** . Это квантовое число характеризует ориентацию орбитали в пространстве, выражая проекцию орбитального момента количества движения на направление магнитного поля – определяет положение плоскости орбиты электрона в пространстве или, то направление, в котором вытянуто электронное облако. Может иметь все значения целых чисел как положительные, так и отрицательные:

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4 \dots \pm l$$

Число АО в пределах энергетического подуровня определяется числовым значением магнитного квантового числа $(2l + 1)$. Число АО (табл.4) в пределах всего энергетического уровня равно сумме АО всех его подуровней: $\sum_{l=0}^{n-1} 2l+1$

Таблица 4

Число орбиталей в пределах энергетического подуровня

Орбитальное квантовое число l	Магнитное квантовое число m_l	Число орбиталей с данным значением l (степень вырождения)
0 (s)	0	1
1 (p)	1, 0, -1	3
2 (d)	2, 1, 0, -1, -2	5
3 (f)	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7

Спиновое квантовое число m_s . Изучение тонкой структуры атомных спектров показало, что электроны, кроме различий в размерах облаков, в форме и характере расположения друг относительно друга, имеют качественную характеристику, названную *спином*. Спиновое квантовое число m_s характеризует, упрощенно, собственный момент количества движения электрона – вращение электрона вокруг собственной оси, причем возможно его вращение в двух противоположных направлениях – по часовой стрелке ($+\frac{1}{2}$) и против часовой стрелки ($-\frac{1}{2}$).

В таблице 5 показано, как главное квантовое число связано с максимальным числом электронов для первых четырех энергетических уровней.

Таблица 5

Главное квантовое число, типы орбиталей и число электронов для заполненных электронных оболочек

Главное квантовое (n)	Число подуровней энергий (n)	Орбитали	Число орбиталей (n^2)	Максимальное число электронов ($2n^2$)
1	1	s	1 (одна s)	2
2	2	s, p	4 (одна s, три p)	8
3	3	s, p, d	9 (одна s, три p, пять d)	18
4	4	s, p, d, f	16 (одна s, три p, пять d, семь f)	32

Таким образом, поведение электрона в атоме может быть полностью выражено совокупностью из четырех квантовых чисел n , l , m_l и m_s . Они определяют энергию электрона, объем и форму пространства, в котором вероятно его пребывание около атома. При переходе атома из одного состояния в другое, в связи с чем меняются значения квантовых чисел, происходит перестройка электронного облака, т.е. атом поглощает или испускает квант энергии – фотон.

III.5. Последовательность заполнения электронных слоев атома в стационарном состоянии

В атоме водорода на электрон действует только сила притяжения положительно заряженного ядра. По мере увеличения суммарного числа электронов в атомах (при возрастании зарядов их ядер) атомные орбитали заселяются таким образом, что появление электронов на орбитали с более высокой энергией зависит только от главного квантового числа n и не зависит от всех остальных квантовых чисел, в том числе и от l . В водородоподобном атоме (в отсутствие межэлектронного отталкивания) орбитальная энергия электрона определяется только пространственной удаленностью зарядовой плотности электрона от ядра и не зависит от особенностей его движения в поле ядра. Поэтому энергетическая последовательность орбиталей в водородоподобном атоме выглядит просто:

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

В многоэлектронном атоме к этому взаимодействию прибавляется взаимное отталкивание электронов. Электроны внутренних слоев атома ослабляют притяжение внешнего электрона ядром, как бы экранируют внешний электрон от ядра. При этом экранирование оказывается неодинаковым для электронов с неодинаковой формой электронного облака. Поэтому в многоэлектронных атомах энергия электрона зависит не только от главного квантового числа n , но и величины орбитального квантового числа l , определяющего форму электронного облака.

III.6. Правило Гунда (Хунда) определяет порядок заполнения орбиталей определённого подслоя и формулируется следующим образом: **суммарное значение спинового квантового числа электронов данного подслоя должно быть максимальным** (1927). Это означает, что в каждой из орбиталей подслоя заполняет сначала один электрон, и только после исчерпания незаполненных орбиталей на эту орбиталь добавляется второй электрон. При этом на одной орбитали находятся два электрона с полуцельными спинами противоположного знака, которые спариваются и в результате суммарный спин орбитали становится равным нулю.

При заполнении электронных слоев атома в стационарном (не возбужденном) состоянии выдерживается *принцип наименьшего запаса энергии*, в соответствии с которым наиболее устойчивому состоянию электрона в атоме отвечает минимальная из возможных его энергия. Поэтому заполнение электронных слоев начинается с уровней, характеризующихся самой низкой энергией.

III.7. «Правило $n+l$ » предложено в 1936 г. немецким физиком Э. Маделунгом; в 1951 г. было вновь сформулировано В.М.Клечковским - эмпирическое правило, описывающее энергетическое распределение орбиталей в многоэлектронных атомах:

1. Заполнение электронами орбиталей в атоме происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел $n+l$.

2. При одинаковой сумме раньше заполняется орбиталь с меньшим значением n .

Примеры заполнения электронных слоев согласно принципу наименьшего запаса энергии:

$$\begin{array}{llll} 3s: n+l=3+0=3 & 4s: n+l=4+0=4 & 5p: n+l=5+1=6 & 5s: n+l=5+0=5 \\ 3p: n+l=3+1=4 & 3d: n+l=3+2=5 & 4f: n+l=4+3=7 & 4d: n+l=4+3=7 \end{array}$$

Энергетическая последовательность заполнения электронами атомных орбиталей по мере постепенного возрастания суммы $(n+l)$ приведена ниже.

Энергетическая последовательность орбиталей в изолированных атомах

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

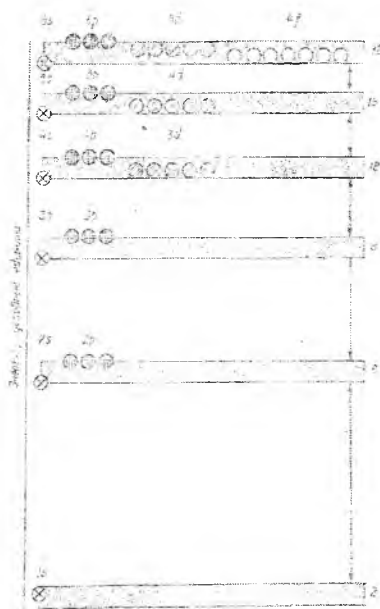


Таблица 6 и диаграмма (рис.9) уровней энергии многоэлектронного атома в стационарном состоянии

Последовательность заполнения электронами орбиталей различных электронных слоев можно представить следующим образом:

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

III.8. Принцип Паули (1925): «В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел». Из этого следует, что на каждой орбитали, характеризующейся определенными значениями главного n , орбитального l и магнитного m_l квантовых чисел, может находиться не более двух электронов, спины которых имеют противоположные значения. Два электрона, находящиеся на одной орбитали и характеризующиеся противоположно направленными спинами, называются *спаренными*. Спины одного направления называют *параллельными*, а противоположных направлений – *антипараллельными*.

Принцип Паули позволяет рассчитать максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне и подуровне в атоме. Электронная емкость слоя, определяемая максимальным количеством электронов (N) в данном электронном слое, описывается формулой: $N=2n^2$

Расположение электронов по слоям и орбиталям называется *электронной конфигурацией*. При записи электронных конфигураций указывают значение главного квантового числа, затем – буквами s, p, d, f и т.д. – значение орбитального квантового числа, а сверху справа над буквой – число электронов на данных орбиталях.

Электронная структура элементов I-IV периодов приведена в табл. 7.

Таблица 7

Электронная конфигурация элементов I-IV периодов

Эле- мент	1		2		3			4				5				6			7
	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f	s	p	d	s	
¹ H	1																		
² He	2																		
³ Li	2	1																	
⁴ Be	2	2																	
⁵ B	2	2	1																
⁶ C	2	2	2																
⁷ N	2	2	3																
⁸ O	2	2	4																
⁹ F	2	2	5																
¹⁰ Ne	2	2	6																
¹¹ Na	2	2	6	1															
¹² Mg	2	2	6	2															
¹³ Al	2	2	6	2	1														
¹⁴ Si	2	2	6	2	2														
¹⁵ P	2	2	6	2	3														
¹⁶ S	2	2	6	2	4														
¹⁷ Cl	2	2	6	2	5														
¹⁸ Ar	2	2	6	2	6														
¹⁹ K	2	2	6	2	6		1												
²⁰ Ca	2	2	6	2	6		2												
²¹ Sc	2	2	6	2	6	1	2												
²² Ti	2	2	6	2	6	2	2												

Таблица 7 (продолжение)

Электронная конфигурация атомов в основном состоянии

Элемент	1	2		3			4				5				6			7
	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f	s	p	d	s
²³ V	2	2	6	2	6	3	2											
²⁴ Cr	2	2	6	2	6	5	1											
²⁵ Mn	2	2	6	2	6	5	2											
²⁶ Fe	2	2	6	2	6	6	2											
²⁷ Co	2	2	6	2	6	7	2											
²⁸ Ni	2	2	6	2	6	8	2											
²⁹ Cu	2	2	6	2	6	10	1											
³⁰ Zn	2	2	6	2	6	10	2											
³¹ Ga	2	2	6	2	6	10	2	1										
³² Ge	2	2	6	2	6	10	2	2										
³³ As	2	2	6	2	6	10	2	3										
³⁴ Se	2	2	6	2	6	10	2	4										
³⁵ Br	2	2	6	2	6	10	2	5										
³⁶ Kr	2	2	6	2	6	10	2	6										
³⁷ Rb	2	2	6	2	6	10	2	6			1							
³⁸ Sr	2	2	6	2	6	10	2	6			2							
³⁹ Y	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2							
⁴⁰ Zr	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2							
⁴¹ Nb	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1							
⁴² Mo	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1							
⁴³ Te	2	2	6	2	6	10	2	6	6		1							
⁴⁴ Ru	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1							
⁴⁵ Rh	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1							
⁴⁶ Pd	2	2	6	2	6	10	2	6	10									
⁴⁷ Ag	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1							
⁴⁸ Cd	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2							
⁴⁹ In	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1						
⁵⁰ Sn	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2						
⁵¹ Sb	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3						
⁵² Te	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4						
⁵³ I	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5						
⁵⁴ Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6						
⁵⁵ Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1			
⁵⁶ Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2			
⁵⁷ La	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2			
⁵⁸ Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2			
⁵⁹ Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2			
⁶⁰ Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2			
⁶¹ Pm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2			
⁶² Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2			
⁶³ Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2			
⁶⁴ Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2			
⁶⁵ Tb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2			
⁶⁶ Dy	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2			

Таблица 7 (продолжение)

Элемент	1		2		3			4				5				6			7
	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f	s	p	d	s	
⁶⁷ Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2				
⁶⁸ Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2				
⁶⁹ Tm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2				
⁷⁰ Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2				
⁷¹ Lu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2				
⁷² Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2				
⁷³ Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2				
⁷⁴ W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2				
⁷⁵ Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2				
⁷⁶ Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2				
⁷⁷ Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2				
⁷⁸ Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1				
⁷⁹ Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1				
⁸⁰ Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2				
⁸¹ Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1			
⁸² Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2			
⁸³ Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3			
⁸⁴ Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1	2	4			
⁸⁵ At	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1	2	5			
⁸⁶ Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1	2	6			
⁸⁷ Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1	
⁸⁸ Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2	
⁸⁹ Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2	
⁹⁰ Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2	
⁹¹ Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2	
⁹² U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2	
⁹³ Np	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2	
⁹⁴ Pu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	5	2	6	1	2	
⁹⁵ Am	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2	
⁹⁶ Cm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2	
⁹⁷ Bk	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2	
⁹⁸ Cf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	1	2	
⁹⁹ Es	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	1	2	
¹⁰⁰ Fm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	1	2	
¹⁰¹ Md	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	1	2	
¹⁰² No	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6		2	
¹⁰³ Lr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2	
¹⁰⁴ Ku	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	2	

Таким образом:

- заполнение энергетических подуровней подчиняется правилу Гунда, согласно которому электроны располагаются на атомных орбиталях так, чтобы их суммарный спин был бы наибольшим – заполнение идет сначала только по одному электрону;

- принцип Паули определяет емкость (максимальное число электронов) энергетических уровней и подуровней, которая соответственно равна $2n^2$ и $(2l+1)$, т.е. удвоенному числу атомных орбиталей;

- закономерная последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в атомах с увеличением порядкового номера элемента выражается правилом «наименьшего запаса энергии». Это правило объясняет, почему последний электрон в атоме калия располагается не в $3d$ -, а в $4s$ -орбитали, что в этом случае решающую роль в определении энергии играет не главное, а орбитальное квантовое число и повышение энергии за счет n компенсируется понижением энергии за счет уменьшения l . Это объясняет причину, по которой $n s$ – орбитали заполняются всегда раньше $(n-1)d$ – атомной орбитали.

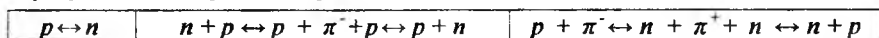
IV. Атомное ядро

Фундаментальную основу атома, определяющую его индивидуальность, составляет ядро. В процессе химических превращений оно остается без изменения. Химическая форма движений - *химическая связь* - определяется электронной структурой атомов. По современным представлениям положительно заряженное ядро состоит из протонов и нейтронов. Протоны и нейтроны ядра вместе называют *нуклонами*. Они связаны между собой особыми *ядерными силами*. Для них характерно:

- действие между всеми частицами ядра;
- необычайная мощность, благодаря которой плотность ядра достигает огромного значения порядка 10^{14} г/см^3 ;
- способность действовать только на очень малых расстояниях, не превышающих размер самого ядра ($10^{-13} \text{ см} = 1 \text{ ферми}$).

Ядерные силы удерживают внутри ядра одноименно заряженные протоны. Они действуют лишь на очень малых расстояниях (10^{-13} см). Один нуклон взаимодействует не со всеми нуклонами ядра, а только с несколькими соседними. Ядерные силы проявляются как при взаимодействии двух протонов, так и при взаимодействии протона и нейтрона или двух нейтронов.

Предполагается, что квантами поля ядерных сил являются π -мезоны (элементарные частицы с массой покоя 270 масс электрона с соответствующими зарядами π^+ , π^- , π^0). Важным свойством ядерных сил является их обменный характер. Именно обмен нуклонов с третьей частицей – пи-мезонов генерирует ядерные силы. В результате такого обмена нейтрон превращается в протон, а протон – в нейтрон:



Таким образом, в процессе взаимодействия один нуклон испускает π -мезон (позитивный π , негативный π^- либо нейтральный π^0), а другой – поглощает его.

Свойства ядра определяются в основном его составом – числом протонов и нейтронов. Ядра атомов элементов образуются из различного

количества протонов и нейтронов. Целое число, равное сумме протонов и нейтронов в ядре данного атома, называется *массовым числом* ядра. Число нейтронов N равно разности между массовым числом A и порядковым номером Z элемента: $N = A - Z$.

IV.1. Изобары, изотоны, изотопы. Химические свойства атома зависят практически только от строения электронной оболочки, которая, в свою очередь, определяется в основном зарядом ядра Z (то есть количеством протонов в нём) и почти не зависит от его массового числа A (то есть суммарного числа протонов Z и нейтронов N). Число нейтронов N равно разности между массовым числом A и порядковым номером Z элемента: $N = A - Z$.

В зависимости от числа нуклидов (сумма протонов и нейтронов) отличают изобары, изотоны и изотопы:

Изобары – атомы с различным числом протонов (Z) и нейтронов (N), но с одинаковым общим числом нуклонов (A).

Изотоны – нуклиды, имеющие одинаковое количество нейтронов (N), но различающиеся по числу протонов (Z) в ядре.

Изотопы – разновидности атомов (и ядер) одного химического элемента с разным количеством нейтронов в ядре. Вещества, идентичные по химическим свойствам, но различные по массе атомов и некоторым физическим свойствам, по предложению английского учёного Ф Содди, стали называть изотопами.

Для обозначения атомных ядер применяют *структурный символ* элемента, в котором рядом с его химическим символом ставят слева внизу – порядковый номер (заряд ядра), а справа вверху – массовое число. Примеры ядер – изотопов, изобаров и изотонов приведены ниже:

Изотопы	${}^{40}_{20}\text{Ca}$ (20p, 20n)	${}^{42}_{20}\text{Ca}$ (20p, 22n)	${}^{43}_{20}\text{Ca}$ (20p, 23n)
Изобары	${}^{40}_{18}\text{Ar}$ (18p, 22n)	${}^{40}_{19}\text{K}$ (19p, 21n)	${}^{40}_{20}\text{Ca}$ (20p, 20n)
Изотоны	${}^{136}_{54}\text{Xe}$ (54p, 82n)	${}^{138}_{56}\text{Ba}$ (56p, 82n)	${}^{139}_{57}\text{La}$ (57p, 82n)

Сопоставление показывает, что масса ядра всегда меньше арифметической суммы протонов и нейтронов, входящих в его состав.

IV.2. Дефект массы (Δm) – разность между массой ядра и арифметической суммой масс протонов и нейтронов, входящих в его состав. Дефект массы связан с энергией, выделяющейся при образовании ядра, соотношением Эйнштейна $E = mc^2$. Чем больше Δm , тем больше энергия связи между частицами в ядре и тем выше его устойчивость. Благодаря большим значениям Δm для ядерных реакций применим не закон сохранения массы, а общий закон сохранения материи: $\sum m + \sum E = \text{const}$.

Например, нижеследующим образом можно вычислить энергию, выделяющегося при образовании 1 моля гелия массой 4 г.

Относительная атомная масса гелия равна 4,0026 а.е.м. При образовании одного ядра атома гелия дефект массы равен

$$\Delta m = (2 \cdot 1,0073 + 2 \cdot 1,0087) - 4,0026 = 0,03 \text{ а.е.м.}$$

Так как 1 а.е.м. = $1,66 \cdot 10^{-24}$ г, то $\Delta m = 0,03 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 4,98 \cdot 10^{-26}$ г, а расчете на один моль $\Delta m = 4,98 \cdot 10^{-26} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,03$ г или $3 \cdot 10^{-5}$ кг.

Этой массе соответствует энергия

$$E = \Delta m c^2 = 3 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{12} \text{ Дж} = 2,7 \cdot 10^{12} \cdot 0,62 \cdot 10^{19} \text{ эВ} = 1,6 \cdot 10^{25} \text{ МэВ}$$

Отсюда средняя энергия связи в ядре на один нуклон составляет примерно 7 МэВ. Энергия связи нуклонов в ядре в миллионы раз превышает энергию связи атомов в молекуле. Поэтому в химических превращениях веществ атомные ядра не изменяются.

Согласно современной теории атомное ядро имеет оболочечное строение. Протоны и нейтроны независимо друг от друга заполняют ядерные слои и подслои, подобно тому как это наблюдается для электронов в электронной оболочке атома.

В настоящее время известно около 300 устойчивых и свыше 1400 радиоактивных ядер. Мария Гёпперт-Майер доказала, что, как и благородные газы, «замкнутые» оболочки имеют и ядра атомов (Нобелевская премия 1963 года). И это подтверждается наличием «магических» ядер, которые отличаются от соседних повышенной устойчивостью и большей распространённостью в природе. В таких ядрах число протонов или нейтронов равно одному из так называемых магических чисел — 2, 8, 20, 28, 50, 82, 114, 126 и 184. Энергия отрыва нуклона от такого ядра заметно выше, чем у соседних ядер.

При увеличении количества нуклонов (протонов или нейтронов) в ядре существуют определённые числа, при которых энергия связи следующего нуклона намного меньше, чем последнего. Особой устойчивостью отличаются атомные ядра, содержащие магические числа 2, 8, 20, 28, 50, 82, 114, 126, 164 для протонов и 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126, 184, 196, 228, 272, 318 для нейтронов. **Жирным** выделены дважды магические числа (то есть магические и для протонов, и для нейтронов).

Оболочки существуют отдельно для протонов и нейтронов, так что можно говорить о «магическом ядре», в котором количество нуклонов одного типа является магическим числом, или о «дважды магическом ядре», в котором магические числа — количества нуклонов обоих типов. Из-за фундаментальных различий в заполнении орбит протонов и нейтронов дальнейшее заполнение происходит асимметрично: магическое числа для нейтронов 126 и, теоретически, 184, 196, 228, 272, 318... и только 114, 126 и 164 для протонов. Этот факт имеет значение при поиске так называемых «островов стабильности». Кроме того, найдено несколько полумагических чисел, например, $Z=40$ (Z — число протонов).

«Дважды магические» ядра — наиболее устойчивые изотопы: ${}^4\text{He}^2$ (2p, 2n), ${}^{16}\text{O}$ (8p, 8n), ${}^{14}\text{Si}^{28}$ (14p, 14n), ${}^{20}\text{Ca}^{40}$ (20p, 20n) и ${}^{82}\text{Pb}^{208}$ (82p, 126n. По

числу протонов магическими являются: ${}^{28}\text{Ni}$, ${}^{50}\text{Sn}$, ${}^{52}\text{Pb}$, а по числу нейтронов — ${}^{38}\text{Sr}^{58}$ (38p, 50n), ${}^{40}\text{Zr}^{90}$ (40p, 50n), ${}^{56}\text{Ba}^{138}$ (56p, 82n), ${}^{57}\text{La}^{139}$ (57p, 82n) и др.

Магические ядра являются наиболее устойчивыми. Это объясняется в рамках оболочечной модели: дело в том, что протонные и нейтронные оболочки в таких ядрах заполнены — как и электронные у атомов благородных газов.

IV.3. Ядерные реакции

Процесс, в результате которого происходит превращение одних атомных ядер в другие, называется ядерной реакцией. Примером ядерной реакции служат радиоактивные превращения — они протекают самопроизвольно, но ядерная реакция может быть вызвана искусственно бомбардировкой ядер быстро движущимися частицами (α , β , нейтронами и др.).

Процессы прохождения атомных или ядерных реакций описываются уравнениями. При ядерных реакциях сумма массовых чисел исходных частиц равняется сумме массовых чисел частиц, образовавшихся после реакции, а алгебраические суммы зарядов исходных частиц и продуктов реакции также равны.

IV.4. Радиоактивный распад

У каждого химического элемента есть один или более изотопов с нестабильными ядрами, которые подвержены радиоактивному распаду, в результате чего атомы испускают частицы или электромагнитное излучение. Радиоактивность возникает, когда радиус ядра больше радиуса действия сильных взаимодействий (расстояние порядка 10^{-13} см = 1 ферми).

Радиоактивный распад сопровождается излучением α -частиц, β -частиц (электронов) или позитронов (e^+).

Альфа-распад. Вид радиоактивного распада ядра, в результате которого происходит испускание альфа-частицы. При этом массовое число уменьшается на 4, а атомный номер — на 2. Альфа-распад наблюдается только у тяжёлых ядер (атомный номер должен быть больше 82, массовое число должно быть больше 200). Скорость вылета альфа-частицы 14000–20000 км/с. **Правило смещения Содди для α -распада:** элемент смещается по периодической системе на два номера назад: ${}_Z\text{E}^A \rightarrow {}_{Z-2}\text{E}^{A-4} + {}_2\text{He}^4$

${}_{92}\text{U}^{238} \rightarrow {}_{90}\text{Th}^{234} + {}_2\text{He}^4$	${}_{92}\text{U}^{234} \rightarrow {}_{90}\text{Th}^{230} + {}_2\text{He}^4$	${}_{90}\text{Th}^{230} \rightarrow {}_{88}\text{Ra}^{226} + {}_2\text{He}^4$
${}_{88}\text{Ra}^{226} \rightarrow {}_{86}\text{Rn}^{222} + {}_2\text{He}^4$	${}_{86}\text{Rn}^{222} \rightarrow {}_{84}\text{Po}^{218} + {}_2\text{He}^4$	${}_{84}\text{Po}^{218} \rightarrow {}_{82}\text{Pb}^{214} + {}_2\text{He}^4$
${}_{83}\text{Bi}^{214} \rightarrow {}_{81}\text{Tl}^{210} + {}_2\text{He}^4$	${}_{84}\text{Po}^{214} \rightarrow {}_{82}\text{Pb}^{210} + {}_2\text{He}^4$	${}_{84}\text{Po}^{210} \rightarrow {}_{82}\text{Pb}^{206} + {}_2\text{He}^4$

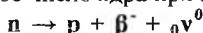
Бета-распад. Бета-распад происходит из-за слабых взаимодействий и в результате нейтрон превращается в протон или наоборот. В первом случае происходит испускание электрона и антинейтрино, во втором — испускание позитрона и нейтрино. Электрон и позитрон называют бета-частицами. Бета-распад увеличивает или уменьшает атомный номер на единицу.

β^- -распад (бета-минус-распад) — это радиоактивный распад, при этом происходит превращение нейтрона в протон с испусканием электрона и антинейтрино.



Правило смещения Содди для β^- -распада:
элемент смещается на 1 клетку к концу таблицы Менделеева (заряд ядра увеличивается на единицу), тогда как массовое число ядра при этом не меняется:

β^- -распад атомного ядра (Э.Ферми, 1934)



${}_{90}\text{Th}^{234} \rightarrow {}_{91}\text{Pa}^{234} + \beta^-$	${}_{91}\text{Pa}^{233} \rightarrow {}_{92}\text{U}^{233} + \beta^-$	${}_{92}\text{U}^{239} \rightarrow {}_{93}\text{Np}^{239} + \beta^-$
${}_{90}\text{Th}^{233} \rightarrow {}_{91}\text{Pa}^{233} + \beta^-$	${}_{83}\text{Bi}^{210} \rightarrow {}_{84}\text{Po}^{210} + \beta^-$	${}_{93}\text{Np}^{239} \rightarrow {}_{94}\text{Pu}^{239} + \beta^-$
${}_{6}\text{C}^{14} \rightarrow {}_{7}\text{N}^{14} + \beta^-$	${}_{1}\text{T}^3 \rightarrow {}_{2}\text{He}^3 + \beta^-$	${}_{91}\text{Pa}^{234} \rightarrow {}_{92}\text{U}^{234} + \beta^-$

Существуют также другие типы бета-распада. В позитронном распаде (бета-плюс-распаде) ядро испускает позитрон и нейтрино. При этом заряд ядра уменьшается на единицу (ядро смещается на одну клетку к началу таблицы Менделеева). Позитронный распад *всегда* сопровождается конкурирующим процессом - электронным захватом (когда ядро захватывает электрон из атомной оболочки и испускает нейтрино, при этом заряд ядра также уменьшается на единицу). Все типы бета-распада сохраняют массовое число ядра.

В β^+ -распаде протон превращается в нейтрон, позитрон и нейтрино:



Таким образом, в отличие от β^- -распада, β^+ -распад не может происходить в отсутствие внешней энергии, поскольку масса самого нейтрона больше массы протона. β^+ -распад может случаться только внутри ядер, где абсолютное значение энергии связи дочернего ядра больше энергии связи материнского ядра. Разность между двумя этими энергиями идёт на превращение протона в нейтрон, позитрон и нейтрино и на кинетическую энергию получившихся частиц.

Во всех случаях, когда β^+ -распад энергетически возможен (и протон является частью ядра с электронными оболочками), он сопровождается процессом электронного захвата (Л.Альварец, 1934), при котором электрон атома захватывается ядром с испусканием нейтрино:



Но если разность масс начального и конечного атомов мала (меньше удвоенной массы электрона, то есть 1022 кэВ), то электронный захват происходит, не сопровождаясь конкурирующим процессом позитронного распада; последний в этом случае запрещён законом сохранения энергии.

Когда протон и нейтрон являются частями атомного ядра, эти процессы распада превращают один химический элемент в другой. Например:

${}_{55}\text{Cs}^{137} \rightarrow {}_{56}\text{Ba}^{137} + \beta^- + \bar{\nu}_e$	${}_{11}\text{Na}^{22} \rightarrow {}_{10}\text{Ne}^{22} + \beta^+ + \nu_e$	${}_{11}\text{Na}^{22} + e^- \rightarrow {}_{10}\text{Ne}^{22} + \nu_e$
(β^- - распад)	(β^+ - распад)	(электронный захват)

Бета-распад не меняет число нуклонов в ядре A , но меняет только его заряд Z . Таким образом может быть введён набор всех нуклидов с одинаковым A ; эти *изобарные* нуклиды могут превращаться друг в друга при бета-распаде. Среди них некоторые нуклиды (по крайней мере, один) бета-стабильны, поскольку они представляют собой локальные минимумы излишка массы: если такое ядро имеет (A, Z) числа, соседние ядра $(A, Z-1)$ и $(A, Z+1)$ имеют больший излишек массы и могут распадаться посредством бета-распада в (A, Z) , но не наоборот. Необходимо заметить, что бета-стабильное ядро может подвергаться другим типам радиоактивного распада (альфа-распаду, например). Большинство изотопов, существующих в природных условиях на Земле, бета-стабильны, но существует несколько исключений с такими большими периодами полураспада, что они не успели исчезнуть за примерно 4,5 млрд лет, прошедшие с момента нуклеосинтеза. Например, ^{40}K , который испытывает все три типа бета-распада (бета-минус, бета-плюс и электронный захват), имеет период полураспада 1.277×10^9 лет.

Гамма-распад (изомерный переход)

Почти все ядра имеют, кроме основного квантового состояния, дискретный набор возбуждённых состояний с большей энергией (исключением являются ядра ^1H , ^2H , ^3H и ^3He). Возбуждённые состояния могут заселяться при ядерных реакциях либо радиоактивном распаде других ядер. Большинство возбуждённых состояний имеют очень малые времена жизни (менее нано-секунды). Однако существуют и достаточно долгоживущие состояния (чьи времена жизни измеряются микросекундами, сутками или годами), которые называются изомерными, хотя граница между ними и короткоживущими состояниями весьма условна. Изомерные состояния ядер, как правило, распадаются в основное состояние (иногда через несколько промежуточных состояний). При этом излучаются один или несколько гамма-квантов; (γ -излучение, $\lambda=0,0004\text{--}0,02$ нм) возбуждение ядра может сниматься также посредством вылета конверсионных электронов из атомной оболочки. Изомерные состояния могут распадаться также и посредством обычных бета- и альфа-распадов.

Гамма-излучение происходит из-за перехода ядра в состояние с более низкой энергией с испусканием электромагнитного излучения. Гамма-излучение может происходить вслед за испусканием альфа- или бета-частицы после радиоактивного распада.

IV.5. Радиоактивные ряды

Все элементы, находящиеся в периодической системе после висмута, радиоактивны. Среди них существуют только три ряда – ${}_{90}\text{Th}^{232}$ ($T_{1/2} = 1,4 \cdot 10^{10}$ лет), ${}_{92}\text{U}^{235}$ ($T_{1/2} = 7 \cdot 10^8$ лет) и ${}_{92}\text{U}^{238}$ ($T_{1/2} = 4,5 \cdot 10^9$ лет), продолжительность жизни которых позволила сохраниться на Земле в течение прошедших 4,5-5 млрд лет её существования. Наличие в недрах Земли других элементов, стоящих в периодической системе после висмута, объясняется их постоянным образованием за счет естественного радиоактивного распада вышеупомянутых изотопов.

Изотопы ${}_{90}\text{Th}^{232}$, ${}_{92}\text{U}^{235}$ и ${}_{92}\text{U}^{238}$ (называемые ещё актиноураном) являются родоначальниками природных радиоактивных рядов тяжелых элементов, получивших название соответственно *ряда тория*, *ряда урана* и *ряда актиния*. Альфа- и бета превращения в этих рядах заканчиваются образованием трех устойчивых изотопов свинца: ${}_{82}\text{Pb}^{208}$, ${}_{82}\text{Pb}^{207}$ и ${}_{82}\text{Pb}^{206}$, соответственно. Вследствие α - и β -превращений массовые числа внутри каждого ряда или меняются на 4 единицы, или вообще не меняются. Поэтому в ряду тория встречаются ядра только с массовыми числами $A=4n$, в ряду урана с $A=4n+2$, в ряду актиния с $A=4n+3$ (n – целые числа от 51 до 59). Ряд распада с массовыми числами $A=4n+1$ на Земле не обнаружен.

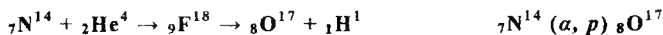
Родоначальником радиоактивного ряда $A=4n+1$ является изотоп нептуния-237. Этот ряд состоит из радиоактивных ядер (в том числе Fr и At). период полураспада которых не превышает $1,6 \cdot 10^5$ лет, а потому на Земле не встречаются. Конечный продукт распада ряда – нерадиоактивный изотоп висмута ${}_{83}\text{Bi}^{209}$ (магическое число нейтронов).

В настоящее время радиоактивные изотопы могут быть получены для любых химических элементов периодической системы за счет соответствующих ядерных реакций.

IV.6. Искусственное превращение элементов

Кроме радиоактивного распада, превращения элементов происходят при разнообразных ядерных реакциях. Под ядерными реакциями понимается взаимодействие соответствующих частиц (нейтронов, протонов, дейтронов, α -частиц, многозарядных ионов, γ -квантов и мезонов) с ядрами химических элементов. Наиболее простые ядерные реакции характеризуются следующим механизмом: одна из бомбардирующих частиц захватывается ядром – мишенью и образуется промежуточное составное ядро с очень короткой продолжительностью жизни ($\sim 10^{-7}$ сек). Промежуточное ядро испускает элементарную частицу или легкое ядро и превращается в новый изотоп. Для преодоления кулоновских сил отталкивания бомбардирующие частицы должны обладать большей энергией.

Первое искусственное ядерное превращение было осуществлено Э.Резерфордом в 1919 году. Ему удалось при облучении α -частицами превратить азот, через промежуточное образование ядра фтора, в кислород:



Примеры других радиоактивных реакций под действием α -частиц:

${}^7\text{N}^{14} + {}^2\text{He}^4 \rightarrow {}^8\text{O}^{17} + {}^1\text{p}^1$	${}^{99}\text{Es}^{253} + {}^2\text{He}^4 \rightarrow {}^{101}\text{Md}^{256} + {}^0\text{n}^1$	${}^{13}\text{Al}^{27} + {}^2\text{He}^4 \rightarrow {}^{14}\text{Si}^{30} + {}^0\text{n}^1 + \text{e}^+$
${}^9\text{Be}^9 + {}^2\text{He}^4 \rightarrow {}^6\text{C}^{12} + {}^0\text{n}^1$	${}^{94}\text{Pu}^{239} + {}^2\text{He}^4 \rightarrow {}^{96}\text{Cm}^{240} + {}^0\text{n}^1$	${}^{83}\text{Bi}^{209} + {}^2\text{He}^4 \rightarrow {}^{85}\text{At}^{211} + {}^0\text{n}^1$

По сравнению с α -частицами протоны и дейтроны имеют вдвое меньший заряд, поэтому при одинаковой энергии они имеют значительно большую проникающую способность и легче сближаются с ядром. Примерами ядерных реакций под действием быстрых протонов и дейтронов служат следующие реакции:

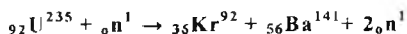
${}^{13}\text{Al}^{27} + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^{12}\text{Mg}^{24} + {}^2\text{He}^4$	${}^{19}\text{K}^{41} + {}^1\text{D}^2 \rightarrow {}^{19}\text{K}^{42} + {}^1\text{H}^1$
${}^{10}\text{Ne}^{21} + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^9\text{F}^{18} + {}^2\text{He}^4$	${}^{42}\text{Mo}^{98} + {}^1\text{D}^2 \rightarrow {}^{43}\text{Tc}^{99} + {}^0\text{n}^1$
${}^{20}\text{Cu}^{63} + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^{30}\text{Zn}^{63} + {}^0\text{n}^1$	${}^5\text{B}^{11} + {}^1\text{D}^2 \rightarrow {}^6\text{C}^{12} + {}^0\text{n}^1$
${}^5\text{B}^{11} + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^6\text{C}^{12}$	${}^{92}\text{U}^{238} + {}^1\text{D}^2 \rightarrow {}^{92}\text{U}^{239} + {}^1\text{H}^1$
${}^6\text{C}^{12} + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^7\text{N}^{13}$	${}^{12}\text{Mg}^{24} + {}^1\text{D}^2 \rightarrow {}^{11}\text{Na}^{22} + {}^2\text{He}^4$
${}^4\text{Be}^9 + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^5\text{B}^9 + {}^0\text{n}^1$	${}^3\text{Li}^7 + {}^1\text{H}^1 \rightarrow {}^2\text{He}^4$

Самой эффективной частицей для осуществления ядерных реакций является нейтрон. Отсутствие у него электрического заряда значительно облегчает проникновение нейтрона в атомное ядро. Быстрые нейтроны чаще всего выбивают из атомных ядер α -частицы или протоны, а медленные (тепловые) нейтроны захватываются ядрами атомов, образуя тяжелый изотоп исходного элемента:

${}^{15}\text{P}^{31} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^{13}\text{Al}^{28} + {}^2\text{He}^4$	${}^{27}\text{Co}^{59} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^{27}\text{Co}^{60} + \gamma$
${}^5\text{B}^{10} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^7\text{Li}^3 + {}^2\text{He}^4$	${}^{48}\text{Cd}^{112} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^{48}\text{Cd}^{113}$
${}^7\text{N}^{14} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^6\text{C}^{14} + {}^1\text{H}^1$	${}^{90}\text{Th}^{232} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^{90}\text{Th}^{233}$
${}^{13}\text{Al}^{27} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^{11}\text{Na}^{24} + {}^2\text{He}^4$	${}^{98}\text{U}^{238} + {}^0\text{n}^1 \rightarrow {}^{92}\text{U}^{239}$

Открытие в 1939 году процесса деления ядер урана тепловыми нейтронами сыграло решающую роль в развитии ядерной химии.

Реакция деления ядра урана сопровождается выделением огромного количества энергии (эквивалентно теплоте сжигания 2 млн кг высококалорийного каменного угля). При реакции деления на один затраченный нейтрон образуется 2-3 новых нейтрона, которые в свою очередь могут порождать лавинообразное увеличение числа расщепляемых ядер, т.е. цепную реакцию.



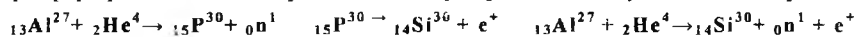
Если не регулировать развитие цепей, то процесс протекает практически мгновенно и сопровождается взрывом. На этом основано действие атомной бомбы.

На управляемых реакциях деления ядер (урана, плутония) основано действие ядерных реакторов. Расщепление ядер в атомных реакторах используется для производства энергии, получения трансурановых элементов, радиоактивных изотопов других элементов.

Ядерные реакции протекают и под действием фотонов (γ -лучей):



Выдающиеся французские исследователи Ирен и Фредерик Жолио-Кюри, изучая взаимодействие α -частиц с алюминием, обнаружили, что реакция протекает в две стадии. Сначала алюминий превращается в нестабильный изотоп фосфора с выделением нейтрона. Потом данный изотоп фосфора распадается с образованием ядра кремния и излучением позитрона:



Так были открыты искусственная радиоактивность и новый тип радиоактивного распада с излучением позитрона (1937). К настоящему времени искусственные изотопы получены для всех химических элементов; общее их число превышает тысячу.

Для получения искусственных радиоактивных изотопов используют частицы высоких энергий, получаемые в ускорителях заряженных частиц. Искусственные радиоизотопы получили широкое применение в народном хозяйстве: их используют для контроля в различных производствах, в научных исследованиях, особенно в области химии, медицины и биологии.

IV.7. Лабораторный синтез элементов

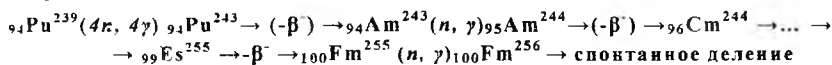
В 1869 г., когда был открыт периодический закон, было известно всего 63 элемента. В течение полувека (1875-1925) были обнаружены в природе почти все элементы (кроме элементов с атомными номерами 43, 61, 85 и 87, которые не образуют устойчивые изотопы), расположенные в таблице Менделеева до урана.

Бомбардировка частицами высоких энергий атомов тяжелых элементов привела к открытию ряда новых элементов. Первым элементом, полученным синтетическим путем — облучением молибдена дейтронами — был технеций (1937). Потом были получены астат, нептуний и др.:



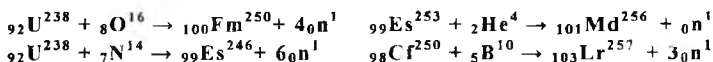
При длительном облучении в ядерном реакторе урана-238 потоком нейтронов можно получить изотопы всех трансурановых элементов, вплоть до ферми ($Z=100$). Вначале образуется изотоп урана-239, который за счет β^- -распада превращается в изотоп нептуния-239. Последний таким же образом переходит в изотоп плутония-239: ${}_{92}\text{U}^{238}(n, \gamma) {}_{92}\text{U}^{239} \rightarrow {}_{93}\text{Np}^{239} \rightarrow {}_{94}\text{Pu}^{239}$

Изотопы плутония могут поглощать нейтроны и цепь (n, γ)-реакций и β^- -распадов может продолжаться до образования фермия (Fm):

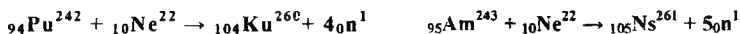


Спонтанное деление — самопроизвольный распад тяжелых ядер ($Z \geq 90$) на две (редко на 3 или 4) осколки, которыми являются ядра элементов середины периодической системы. Поскольку эти осколки содержат меньше нейтронов, чем исходное ядро, то его деление сопровождается испусканием нейтронов (в среднем от 2 до 4).

Наиболее тяжелые искусственные элементы могут быть получены по реакциям с участием α -частиц или многозарядных ионов:



В 1964-1967 гг по нижеследующим ядерным реакциям были получены 104- и 105-элементы :



Радиоактивность элементов возникает при таком количественном соотношении протонов и нейтронов (оно часто выражается величиной Z/A), при котором ядро переходит в возбужденное состояние. Значение этой величины, при котором устойчивость ядер оказывается наибольшей, равно 0,5 для легких изотопов и 0,38 для тяжелых ($Z \sim 100$).

Позитронный распад и электронный захват увеличивают число нейтронов, поэтому характерны для изотопов легких элементов с дефицитом нейтронов (Z/A больше оптимального).

Тяжелым элементам с избытком нейтронов и значением Z/A меньшим оптимального, свойственен β^- -распад, уменьшающий число нейтронов в ядре. Для тяжелых ядер, даже в случае приближения Z/A к оптимальному значению, энергия связи α -частиц уменьшается настолько, что становится энергетически выгодным α -распад или спонтанное деление.

За единицу радиоактивного распада в СИ принят *беккерель* (Бк) – радиоактивность, при котором за 1 сек происходит 1 акт распада (сек^{-1}). внесистемная единица *кюри* (Ки) равна $3,7 \cdot 10^{10}$ Бк (число α -частиц, которое испускает радий массой 1 г за 1 сек).

Период полураспада $\tau_{1/2}$ – время, за которое распадается половина первоначального количества радиоактивного элемента.

Константа радиоактивного распада λ (сек^{-1}) – величина, показывающая, какая доля наличного числа атомов радиоактивного изотопа распадается за единицу времени. Обратная величина $1/\lambda$ (сек) – среднее время жизни радиоактивного элемента – указывает, из какого числа ядер распадается одно ядро в течение 1 сек. Константа распада и период полураспада связаны между собой соотношением: $\lambda \tau_{1/2} = \ln 2 = 0,693$.

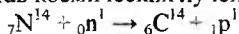
IV.8. Применение радиоактивных изотопов

В настоящее время широко применяется метод «меченных атомов», который основан на том, что химические свойства радиоактивных изотопов не отличаются от свойств нерадиоактивных изотопов тех же химических элементов.

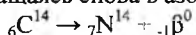
Обнаружить радиоактивные изотопы можно по их излучению. Радиоактивность является своеобразной меткой при различных химических реакциях или физических превращениях веществ. Например, радиоактивные

изотопы брома и йода используются для того, чтобы проследить перемещение галогена в органических реакциях.

Радиоактивный углерод ${}^6\text{C}^{14}$ широко используется как «меченный атом» при изучении многих биохимических, химических и физических процессов. Особенно интересно применение углерода ${}^6\text{C}^{14}$ для определения возраста предметов органического происхождения (за разработку этого метода американский физик В. Либби был удостоен звания лауреата Нобелевской премии). Было показано, что радиоактивный изотоп углерода ${}^6\text{C}^{14}$ образуется в верхних слоях земной атмосферы при реакции атомов азота ${}^7\text{N}^{14}$ с нейтронами, входящими в состав космических лучей:



Радиоактивный углерод ${}^6\text{C}^{14}$ распадается с периодом полураспада 5600 лет, испуская β -частицы и превращаясь снова в азот:



Вот эти превращения и позволяют определять возраст предметов, в состав которых входит углерод (дерева, тканей, останков древних животных и др.) — так как образующийся в атмосфере радиоактивный углерод ${}^6\text{C}^{14}$ превращается в углекислый газ и распространяется во всей атмосфере. Углекислый газ усваивается растущими растениями и также попадает в организм животных, питающихся этими растениями (или через потребляемую воду, в которой также содержится углекислый газ). Было найдено, что образцы молодых растений постоянно испускают 21,5 частиц в секунду на один грамм углерода (так как в них содержится изотоп ${}^6\text{C}^{14}$).

Когда же растение (или живой организм) погибает, то поглощение им ${}^6\text{C}^{14}$ прекращается, а накопившийся в нем изотоп ${}^6\text{C}^{14}$ распадается с периодом 5600 лет по приведенной выше реакции.

Следовательно, измеряя содержание радиоактивного углерода в исследуемом образце, можно определить его «возраст», т.е. время, прошедшее с тех пор, когда содержащийся в нем углерод образовался в атмосфере.

Литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2001. – 743 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.:Химия, 2001. – 720 с.
3. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия /Учеб. пособие для химических и химико-технол. спец. вузов. – М.: Высшая школа, 1994. – 608 с.
4. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М.: «Экзамен». 2002. – 384 с.
5. Пилипенко А.Т., Починск В.Я., Серeda И.В., Шевченко Ф.Д. Справочник по элементарной химии (Под общей редакцией А.Т.Пилипенко). – Киев: Наукова думка, 1980. – 544 с.
6. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1990. – 351 с.
7. Карapетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
8. Кузьменко Н.Е., Чураков С.С. Общая и неорганическая химия. – МГУ, 1977. – 473 с.
9. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997. – 527 с.

Оглавление

ВВЕДЕНИЕ	3
I. Открытие элементарных частиц атома	5
I.1. Открытие электронов	5
I.2. Открытие рентгеновских лучей	7
I.3. Ионизация газов	7
I.4. Открытие радиоактивности	8
I.5. Радиоактивный распад	9
I.6. Фотоэлектрический эффект	10
II. Модели строения атома	14
II.1. Модель Томпсона	14
II.2. Ранняя планетарная модель атома Нагаоки	15
II.3. Планетарная модель атома Резерфорда	15
II.4. Строение атома по Бору	18
II.5. Закон Мозли	20
III. ЭТАПЫ НА ПУТИ СОЗДАНИЯ КВАНТОВОЙ МЕХАНИКИ	21
III.1. Гипотеза Луи де Бройля	21
III.2. Принцип неопределённости Гейзенберга	22
III.3. Уравнение Шредингера	22
III.3. Элементы квантово-механической теории атома	23
III.4. Характеристика квантовых чисел	25
III.5. Последовательность заполнения электронных слоев атома в стационарном состоянии	28
III.6. Правило Гунда (Хунда)	29
III.7. «Правило $n+l$ »	29
III.8. Принцип Паули	31
IV. Атомное ядро	34
IV.1. Изобары, изотоны, изотопы	35
IV.2. Дефект массы	35
IV.3. Ядерные реакции	37
IV.4. Радиоактивный распад	37
IV.5. Радиоактивные ряды	40
IV.6. Искусственное превращение элементов	40
IV.7. Лабораторный синтез элементов	42
IV.8. Применение радиоактивных изотопов	43
Литература	45

Редактор Ахметжанова Г.М.

*Подписано к печати 09.12.2013 г. Формат 60х84 1/16.
Объем 2,8 п.л. Тираж 50 экз. Заказ № 16.*

*Отпечатано в типографии ТГТУ. г.Ташкент,
ул.Талабалар 54. тел: 246-63-84.*