



НАЗАРБАЕВ
ЗИЯТКЕРЛІК МЕКТЕПТЕРІ

NAZARBAYEV INTELLECTUAL SCHOOLS
НАЗАРБАЕВ ИНТЕЛЛЕКТУАЛЬНЫЕ ШКОЛЫ

Интерактивный online урок по ХИМИИ

для учащихся 10-11 классов

*Алтаева Гульнар Саматовна,
учитель химии Назарбаев Интеллектуальной школы
города Астаны, к.х.н.*

10.10.11



НАЗАРБАЕВ
ЗИЯТКЕРЛІК МЕКТЕПТЕРІ

NAZARBAYEV INTELLECTUAL SCHOOLS
НАЗАРБАЕВ ИНТЕЛЛЕКТУАЛЬНЫЕ ШКОЛЫ

Квантовые числа электрона

Цель урока:

- *сформировать представления о квантовых числах, характеризующих энергию электрона в атоме, формы орбиталей, их количество и расположение в пространстве около ядра;*
- * научить описывать состояние электрона в атоме, используя квантовые числа;*
- *закрепить знание понятий «электронное облако», «орбиталь», «энергетический уровень», «энергетический подуровень»*

Планируемые результаты обучения:

- 1. Знать и понимать современные представления о строении атома, основополагающие идеи квантовой механики: дискретность или квантование; корпускулярно-волновой дуализм частиц микромира.***
- 2. Понимать значение понятий нуклоны, нуклиды и изотопы, устойчивость ядер.***
- 3. Уметь различать понятия об электронной орбитали и электронном облаке, знать смысл и уметь находить значения квантовых чисел.***

Основные понятия:

*Микрообъекты, макрообъекты; микрочастицы;
квантовый характер энергетических изменений;
атомный спектр; вероятность нахождения электрона;
первый постулат Бора; второй постулат Бора;
двойственное, корпускулярно-волновое, поведение,
дуализм;
неопределенность положения и скорости; электронная
плотность; электронное облако, электронная орбиталь,
энергетический уровень, энергетический подуровень,
квантовые числа (главное, орбитальное (побочное),
магнитное, спиновое).*

Строение атома

Фронтальный опрос по следующим вопросам:

- 1. Перечислите все открытия физики конца XIX- начала XX века, подтверждающие сложность строения атома.*
- 2. Какие модели строения атома вам известны? В чем их несостоятельность?*
- 3. Какие постулаты предложил Н.Бор? Почему его теория считается важнейшим этапом в развитии представлений о строении атома?*
- 4. Объясните двойственную природу частиц микромира.*
- 5. В чем суть протонно-нейтронной теории ядра атома?*
- 6. Укажите элементарные частицы атома, их массу и заряд.*
- 7. Как на основании положения элемента в ПСХЭ Д.И. Менделеева определить состав атома, заряд ядра атома?*

Строение атома

Атомно-молекулярное учение и вытекающие из него стехиометрические законы и представление о валентности дают косвенное указание на сложность атома. Однако наиболее убедительным, но также косвенным доказательством сложности атома является периодический закон Д.И.Менделеева, его периодическая система и периодическая таблица элементов.

Строение атома

Современная теория строения атома основана на законах, описывающих поведение микрообъектов – микрочастиц, фундаментальных частиц, электронов в том числе.

Что такое макрообъекты? Где и когда вы имеете дело с микро- и макрообъектами?

Массы и размеры микрообъектов чрезвычайно малы, поэтому их поведение принципиально отличается от поведения макрообъектов, т. е. различных окружающих нас тел, изучаемых классической физикой.

Представление об электронах как о микрочастицах основано на следующих трех главнейших положениях:

- 1) квантовый характер энергетических изменений;*
- 2) двойственное, корпускулярно-волновое, поведение микрочастицы;*
- 3) неопределенность положения микрочастицы и ее скорости.*

Квантовый характер энергетических изменений

Под микрообъектами будем подразумевать электроны и изолированные атомы.

Микрообъекты поглощают и испускают энергию отдельными, строго определенными порциями – к в а н т а м и.

Это происходит

из-за того, что энергия микрообъектов может принимать только определенные значения, кратные числу квантов.

Энергия микрообъекта может изменяться скачкообразно на величину одного кванта.

Квантовый характер энергетических изменений

Энергия кванта связана с частотой излучения: чем меньше длина волны или больше частота колебаний, тем выше энергия кванта, и наоборот. По этой причине ультрафиолетовые лучи обладают большей энергией, чем лучи видимого света.

Квантовый характер энергетических изменений особенно ярко проявляется в спектрах веществ, и в первую очередь в атомных спектрах. Они состоят из отдельных спектральных линий, каждая из которых характеризуется определенной частотой колебаний света и строго соответствует квантовому переходу внешних электронов атомов с одного энергетического уровня на другой.

Атомные спектры

Каждому элементу отвечает свой спектр, т. е. каждый вид атомов имеет свой (характеризующий его) прерывистый (дискретный) ряд значений внутренней энергии.

Атом элемента, поглотив энергию, через некоторый промежуток времени возвращается в первоначальное состояние, излучая поглощенную энергию. Из этого следует, что у атома должно быть некоторое состояние с наименьшей энергией, которое называется основным, или нормальным.

При поглощении энергии атом из основного состояния переходит в состояние с большей энергией – возбужденное состояние.

В возбужденном состоянии атом находится очень короткое время и через 10^{-8} – 10^{-9} с. испускает энергию и «перескакивает» на ниже расположенный энергетический уровень или на уровень основного состояния.

Постулаты Бора

Изложенные выше свойства атома – дискретность значений его энергии и поглощение и испускание энергии (света) квантами – были сформулированы Н. Бором (1913) в виде двух постулатов:

***Первый постулат Бора.** Атомы могут существовать, не изменяя своей энергии, т. е. не излучая и не поглощая ее, только в определенных состояниях, которым отвечает дискретный (прерывистый) ряд значений энергии, причем атом, испуская или поглощая энергию, скачкообразно переходит из одного состояния в другое.*

***Второй постулат Бора.** При переходе из одного состояния в другое атом испускает или поглощает один квант энергии.*

Двойственное, корпускулярно-волновое, поведение электрона

Постулаты Бора были сформулированы для модели вращающегося электрона, или планетарной модели атома, от которой сейчас отказались. Теперь мы говорим, что электрон не вращается вокруг ядра, а находится на определенном энергетическом уровне.

Двойственное, корпускулярно-волновое, поведение микрочастицы.

Свет обладает рядом свойств, характерных одновременно для волны и частицы. Дифракция и интерференция света говорят о его волновой природе, а явление фотоэффекта – о его поведении как потока частиц.

Подобное корпускулярно-волновое поведение свойственно не только свету, но и многим другим частицам, в том числе и электронам.

Двойственное, корпускулярно-волновое, поведение электрона

*Корпускула – очень маленькая частица
вещества.*

*Одно из свойств материи – ее двойственность,
или дуализм: материя (вещество и поле)
обладает корпускулярными и волновыми
свойствами. Соотношение «волна – частица»
таково, что при уменьшении массы частицы ее
волновые свойства усиливаются, а
корпускулярные ослабляются. У излучения с
возрастанием энергии, или, что то же самое,
увеличением частоты, или уменьшением длины
волны происходит усиление корпускулярных
свойств, и наоборот.*

Неопределенность положения микрочастицы и ее скорости

Раньше считалось (так считал и Бор), что электроны вращаются вокруг ядра, подобно планетам вокруг Солнца. Но если точно установить скорость электрона на его орбите, оказывается невозможным одновременно точно определить его положение. И наоборот, если точно определить положение электрона на орбите, оказывается невозможным точное нахождение его скорости.

В таком случае мы говорим, что имеет место неопределенность в одновременном установлении скорости электрона и его положения. Для первой, самой близкой к ядру орбиты неопределенность в скорости движения электрона равна самой его скорости!

Неопределенность положения микрочастицы и ее скорости

Принцип неопределенности применим ко всем без исключения объектам, однако у окружающих нас макротел неопределенности в положениях и скоростях настолько малы, что не могут быть обнаружены.

Представьте себе, что вы мчитесь в автомобиле. Вы знаете скорость автомобиля, но сказать, в каком точно месте дороги вы находитесь, не можете – ваше местоположение непрерывно меняется, и можно лишь говорить о некоторой вероятности своего местонахождения на определенном участке дороги.

Или еще один пример. По железной дороге передвигается локомотив. Вы – артиллерист и хотите узнать скорость поезда. Вы рассуждаете просто: следует выстрелить из пушки двумя снарядами, засечь время между вспышками от разрывов снарядов на локомотиве и, зная расстояние, вычислить скорость. Местоположение локомотива вы определяете по вспышкам. Но скорость точно вы определить не можете, ведь удар снаряда по локомотиву изменяет его скорость.

Состояние электронов в атоме

Точно так же получить информацию о скорости микрообъекта можно, воздействуя на него квантом света (фотоном), но этот квант света изменит его скорость.

Сведения о поведении электрона в атоме мы получаем по энергии излучаемого кванта света.

Но при испускании кванта света атомом электрон должен изменить свою энергию и местоположение в пространстве вокруг ядра, и мы снова сталкиваемся с неопределенностью в установлении его скорости и местоположения.

Состояние электронов в атоме

Можно утверждать, что в микромире вообще нельзя точно определить положение и скорость частицы. Отсюда следует важный вывод: если невозможно точно найти координаты и скорости электронов, то нельзя точно описать размер и форму их орбит, а также размер и форму атома.

Все, что можно сказать о положении электрона в атоме, — это только вероятность его нахождения в какой-либо точке или области пространства, поэтому представление об электроне, вращающемся по орбите вокруг ядра, не соответствует свойствам микромира.

Вероятностями положений электрона определяются плотности его нахождения в атоме, или просто электронные плотности.

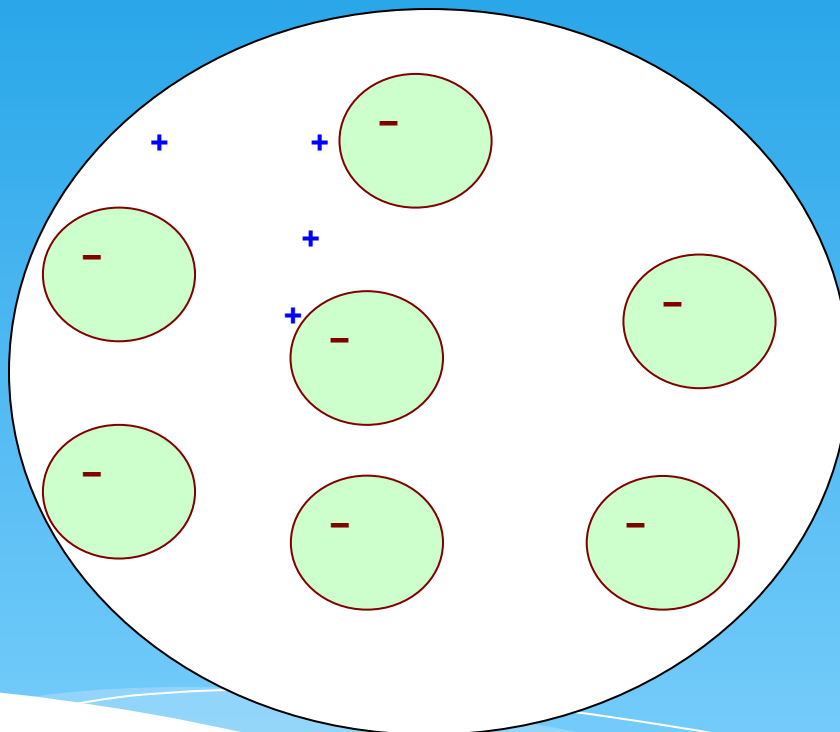
Эти вероятности обрисовывают положения электрона в виде размазанного облака, которое называют не орбитой, а орбиталью.

Модели строения атома

К концу XIX в. были накоплены сведения, подтверждающие сложное строение атома. В тот период был выдвинут целый ряд моделей строения атома. Одна из первых моделей была предложена Джозефом Томсоном в 1903 г. Томсоновская модель «сливового пудинга» (в русском литературном переводе – «булочка с изюмом») уподобляла атом положительно заряженному сферическому пудингу, в который вкраплены отрицательно заряженные шарики – электроны.

Модели строения атома

Модель Томсона



Модели строения атома

В жизни часто случается, что ученики продолжают путь, начатый учителями, и идут в этом направлении дальше. Так, ученик Томсона Эрнест Резерфорд на основе данных подготовленного и проведенного им эксперимента сделал вывод, что в атоме положительный заряд сконцентрирован в малом объеме.

Модели строения атома

Ханс Гейгер и Эрнест Марсден были студентами Резерфорда. В 1910 г. они проводили эксперименты, в которых бомбардировали тонкие листы золотой фольги пучком альфа -частиц (ядер атомов гелия). Толщина золотой фольги варьировалась от 1000 до 10 000 атомов. В ходе эксперимента было обнаружено, что подавляющее большинство - частиц совершенно свободно проходило через фольгу, причем некоторые из них лишь незначительно отклонялись от первоначального направления. Однако примерно одна из 10 000–100 000 частиц резко изменяла свое направление на противоположное.

Модели строения атома

Рис. 1 Эксперимент Х.Гейгера и Э.Марсдена



Это наблюдение заставило Резерфорда выдвинуть новую модель атома, согласно которой положительно заряженное ядро окружено электронами

Модели строения атома

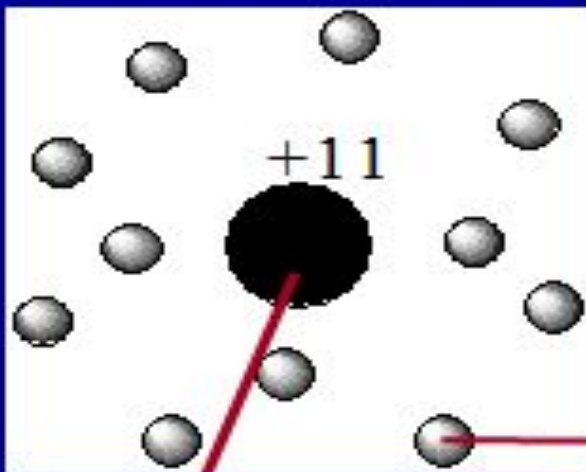
Прямым доказательством сложности строения атома было открытие самопроизвольного распада атомов некоторых элементов, названное радиоактивностью. (А. Беккерель, 1896 г.).

Последовавшее за этим установление природы α -, β -, и γ -лучей, образующихся при радиоактивном распаде (Э. Резерфорд, 1899—1903 гг.), открытие ядер атомов (Э. Резерфорд, 1909—1911 гг.), определение заряда электрона (Р. Милликен, 1909 г.) позволили Э. Резерфорду в 1911 г. предложить одну из первых моделей строения атома.

Модель Резерфорда

Как устроен атом?

1911 г. Э. Резерфорд



Подобную модель называют ядерной или планетарной.

Электрон (в 1867 раз легче ядра, $v = 10^8$ м/с)

Ядро ($1,67 \cdot 10^{-27}$ кг)

Модель Резерфорда

Суть планетарной модели строения атома (Э.Резерфорд, 1911 г.) можно свести к следующим утверждениям:

- 1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.*
- 2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре.*
- 3. Вокруг ядра вращаются электроны. Их число равно положительному заряду ядра.*

Модель Резерфорда

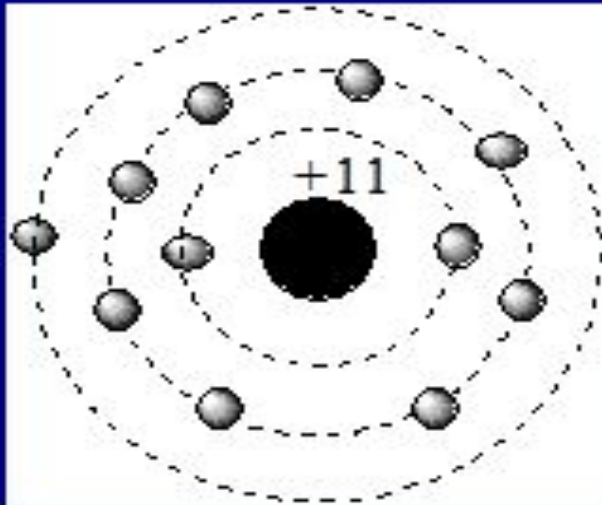
Эта модель оказалась очень наглядной и полезной для объяснения многих экспериментальных данных, но она сразу обнаружила и свои недостатки.

В частности, электрон, двигаясь вокруг ядра с ускорением (на него действует центростремительная сила), должен был бы, согласно электромагнитной теории, непрерывно излучать энергию. Это привело бы к тому, что электрон должен был бы двигаться вокруг ядра по спирали и в конце концов упасть на него.

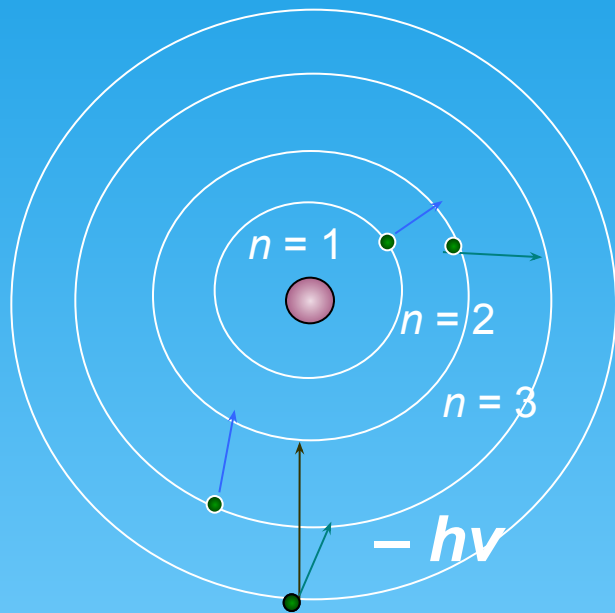
Началом современной теории электронного строения атомов послужила его планетарная квантовая модель, которую в 1913 г. выдвинул Нильс Бор.

Теория Бора

В **1913** г *Нильс Бор* (Дания) предположил, что электрон движется не по любым, а лишь по строго определённым («разрешённым», «стационарным») орбитам, при этом не излучая и не поглощая энергии. Излучение происходит при перескоке с одной стационарной орбиты на другую порциями - квантами.



Модель Бора



$$E = E_n - E_{(n-1)} = hv$$

Теория Бора

Дж. Франк и Г.Герц (1912 г.) доказали дискретность энергии электрона в атоме и это позволило Бору положить в основу своей теории два необычных предположения (постулата):

1. Электрон может вращаться вокруг ядра не по произвольным, а только по строго определенным (стационарным) круговым орбитам.

Радиус орбиты r и скорость электрона v связаны квантовым соотношением Бора:

$$mrv = n\hbar$$

где m — масса электрона, n — номер орбиты, \hbar — постоянная Планка ($\hbar = 1,05 \cdot 10^{-34}$ Дж·с).

2. При движении по стационарным орбитам электрон не излучает и не поглощает энергии.

Теория Бора

Бор предположил, что электрон в атоме не подчиняется законам классической физики.

Согласно Бору, излучение или поглощение энергии определяется переходом из одного состояния, например с энергией E_1 , в другое — с энергией E_2 , что соответствует переходу электрона с одной стационарной орбиты на другую.

При таком переходе излучается или поглощается энергия ΔE , величина которой определяется соотношением

$$\Delta E = E_1 - E_2 = h\nu,$$

где ν — частота излучения,

$$h = 2\pi \hbar = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}.$$

Бор, используя данное уравнение, рассчитал частоты линий спектра атома водорода.

Квантовая модель строения атома

В последующие годы некоторые положения теории Бора были переосмыслены и дополнены.

Наиболее существенным нововведением явилось понятие об электронном облаке, которое пришло на смену понятию об электроны только как частице.

Теорию Бора сменила квантовая теория, которая учитывает волновые свойства электрона и других элементарных частиц, образующих атом.

Свойства элементарных частиц, образующих атомы

Нуклоны – общее название протонов и нейтронов.

Характеристика	Электрон	Протон	Нейтрон
Год открытия	1897	1919	1932
Первооткрыватель	Джозеф Джон Томсон	Эрнест Резерфорд	Джеймс Чедвик
Символ	e^-	p^+	n^0
Масса: обозначение значение	$m(e^-)$ $9,108 \cdot 10^{-31}$ 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		10^{-15} м	10^{-15} м

Свойства элементарных частиц, образующих атомы

Так как электрон "легче" любого из нуклонов почти в 2000 раз, масса атома (m_0) сосредоточена прежде всего в ядре. Ее можно измерять в килограммах, но это очень неудобно.

Поэтому в качестве единицы измерений масс атомов используется специальная атомная единица массы, для которой знаменитый американский химик Лайнус Полинг (1901 – 1994) предложил название "дальтон".

Дальтон (атомная единица массы) – 1/12 часть массы нуклида ^{12}C .

Обозначение атомной единицы массы – а. е. м. или Дн.

$$1\text{Дн} = 1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \quad 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Если массу атома измеряют в дальтонах, то по традиции ее называют не "масса атома", а атомная масса. Масса атома и атомная масса – одна и та же физическая величина. Так как речь идет о массе одного атома (нуклида), то ее называют атомной массой нуклида.

Свойства элементарных частиц, образующих атомы

- 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.

Квантовая модель строения атома

В основе современной теории строения атома лежат следующие основные положения:

1. Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Он может вести себя и как частица, и как волна, подобно частице, электрон обладает определенной массой и зарядом; в то же время, движущийся электрон проявляет волновые свойства, например, характеризуется способностью к дифракции.

Длина волны электрона λ и его скорость v связаны соотношением де Бройля:

$$\lambda = h / mv$$

где m — масса электрона

Квантовая модель строения атома

2. Для электрона невозможно одновременно точно, измерить координату и скорость.

Чем точнее мы измеряем скорость, тем больше неопределенность в координате, и наоборот. Математическим выражением принципа неопределенности служит соотношение

$$\Delta x \cdot m \cdot \Delta v > \hbar/2$$

где Δx — неопределенность положения координаты,

Δv — погрешность измерения скорости.

Квантовая модель строения атома

3. Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части около ядерного пространства, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова.

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называют орбиталью.

4. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (общее название — нуклоны).

Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов и нейтронов соответствует его массовому числу.

Последнее положение было сформулировано после того, как в 1920 г. Э. Резерфорд открыл протон, а в 1932 г. Дж. Чедвик — нейтрон.

Квантовая модель строения атома

Различные виды атомов имеют общее название — нуклиды.

Нуклиды достаточно характеризовать любыми двумя числами из трех фундаментальных параметров: A — массовое число, Z — заряд ядра, равный числу протонов, и N — число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны между собой соотношениями: $Z = A - N$, $N = A - Z$, $A = Z + N$

Нуклиды с одинаковым Z , но различными A и N , называют изотопами.

Сформулированные выше положения составляют суть новой теории, описывающей движение микрочастиц, — квантовой механики (механику, применимую к движению обычных тел и описываемую законами Ньютона, стали называть классической механикой). Наибольший вклад в развитие этой теории внесли француз Л. де Бройль, немец В. Гейзенберг, австриец Э. Шредингер, англичанин П. Дирак. Впоследствии каждый из этих ученых был удостоен Нобелевской премии.

Квантовые числа электрона

***"Задайте значения квантовых чисел,
и я полностью опишу свойства
атома"***

***- так может современный физик и химик
перифразировать известное изречение Архимеда.
Каждое из квантовых чисел принимает только
целочисленные значения и определяет, то есть
предсказывает результаты измерения основных
физических величин в заданном квантовом
состоянии атома.***

Квантовые числа электрона

Состояние каждого электрона в атоме обычно описывают с помощью четырех квантовых чисел:

**главного (n),
орбитального (l),
магнитного (m),
спинового (s)**

Первые три характеризуют движение электрона в пространстве, а четвертое - вокруг собственной оси.

Квантовые числа электрона

Необычные свойства электрона, его двойственная природа, особый характер движения не укладываются в рамки классической механики. Поведение электрона и других микрочастиц изучает квантовая или волновая механика.

В квантовой механике поведение электрона описывается довольно сложным уравнением, которое называется волновым уравнением или уравнением Шрёдингера (по имени Эрвина Шрёдингера – австрийского физика, предложившего это уравнение в 1926 году).

Квантовые числа электрона

Уравнение Шредингера

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{d^2 \psi}{dx^2} + \frac{d^2 \psi}{dy^2} + \frac{d^2 \psi}{dz^2} \right) + U\psi = E\psi$$

Очень сложный математический аппарат!

Квантовые числа электрона

Точное решение уравнения Шрёдингера возможно только для системы из двух частиц, например, для атома водорода. Для более сложных атомов уравнение решается приближенно с использованием ЭВМ.

Решая уравнение Шрёдингера, можно найти возможные состояния электрона в атоме (атомные орбитали, АО).

Атомная орбиталь – одно из многих возможных состояний электрона в атоме.

Квантовые числа электрона

Чтобы избежать громоздких приближенных вычислений, часто применяют упрощенную модель атома, которая называется "одноэлектронное приближение". В рамках этой модели предполагается, что каждый электрон ведет себя в атоме независимо от остальных электронов этого атома – тогда решение уравнения Шрёдингера сильно упрощается. В химии в большинстве случаев бывает достаточно этой простейшей модели, поэтому ее чаще всего и используют.

Квантовые числа электрона

Составив уравнение Шрёдингера для какого-нибудь атома и решив его, можно определить, какие состояния возможны для электрона в данном атоме (в рамках модели "одноэлектронное приближение" эти состояния и называют орбиталями). Затем можно вычислить, какой энергией обладает электрон в каждом из этих состояний, а также найти и другие, очень важные характеристики атома.

Квантовые числа электрона

Чтобы найти возможные состояния электрона в атоме, нам не обязательно составлять и решать уравнение Шрёдингера. Эта работа проделана во второй четверти XX века как самим Шрёдингером, так и многими его последователями. В соответствии с этим уравнением каждая атомная орбиталь однозначно характеризуется набором из трех целых чисел, которые называются квантовыми числами.

Квантовые числа электрона

Главное квантовое число (n) может принимать любые целочисленные положительные значения:

$$n = 1, 2, 3, \dots,$$

Орбитальное квантовое число (l) может принимать любые целочисленные значения от нуля до $n - 1$:

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

Магнитное квантовое число (m) может принимать любые целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая ноль:

$$m = -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l.$$

Главное квантовое число (n)

Принимает целочисленные значения от 1 до ∞ .

Чем $\uparrow n$, тем \uparrow энергией обладает электрон, и тем слабее он связан с ядром.....

...можно говорить о существовании в атоме энергетических уровней (электронных слоев или оболочек), отвечающих определенным значениям главного квантового числа - n .

Главное квантовое число n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического слоя	K	L	M	N	O	P	Q

Квантовые числа электрона

Пусть главное квантовое число $n = 1$, тогда орбитальное квантовое число $l = 0$ и магнитное квантовое число $m = 0$, и только нулю. Таким образом, при $n = 1$ возможна только одна АО.

При $n = 2$ орбитальное квантовое число l может уже принимать два значения: 0 и 1, но не больше. Каждому из этих значений соответствуют свои возможные значения m : при $l = 0$ магнитное квантовое число тоже равно только нулю, а при $l = 1$ магнитное квантовое число может принимать уже три значения: $-1, 0$ и 1 . Таким образом, при $n = 2$ мы получаем следующие наборы квантовых чисел:

$$n = 2$$

$$l = 0$$

$$m = 0$$

$$n = 2$$

$$l = 1$$

$$m = -1$$

$$n = 2$$

$$l = 1$$

$$m = 0$$

$$n = 2$$




$$l = 1$$

$$m = 1$$

и всё, никакие другие наборы квантовых чисел при $n = 2$ невозможны. Следовательно, число АО при $n = 2$ равно четырем.

Побочное (орбитальное) квантовое число (l)

Принимает целочисленные знач. от 0 до (n-1)

<i>l</i>	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение подуровня	s	p	d	f	g
Форма орбитали				СЛОЖН.	СЛОЖН.

Квантовые числа электрона

Число подуровней, на которые расщепляется энергетический уровень равно номеру уровня. Например,

n	l	Обозначение подуровня
1	0 (одно значение)	1s
2	0;1 (два)	2s; 2p
3	0;1;2 (три)	3s; 3p; 3d

Т.о., *энергетический подуровень* – это совокупность электронных состояний, характеризующихся определенным набором квантовых чисел n и l .

Магнитное квантовое число (m_l)

Оно принимает все целочисленные значения от $-l$ до $+l$

Например, при $l=0$ $m_l=0$;

при $l=1$ $m_l = -1; 0 ; +1$;

при $l=2$ $m_l = -2; -1; 0 ; +1; +2$;

Любому значению l соответствует $(2l+1)$ возможных расположений электронного облака данного типа в пространстве.

Магнитное квантовое число (m_l)

Следовательно, можно сказать, что число значений m_l указывает на число орбиталей с данным значением l .

s -состоянию соответствует одна орбиталь,

p -состоянию – три,

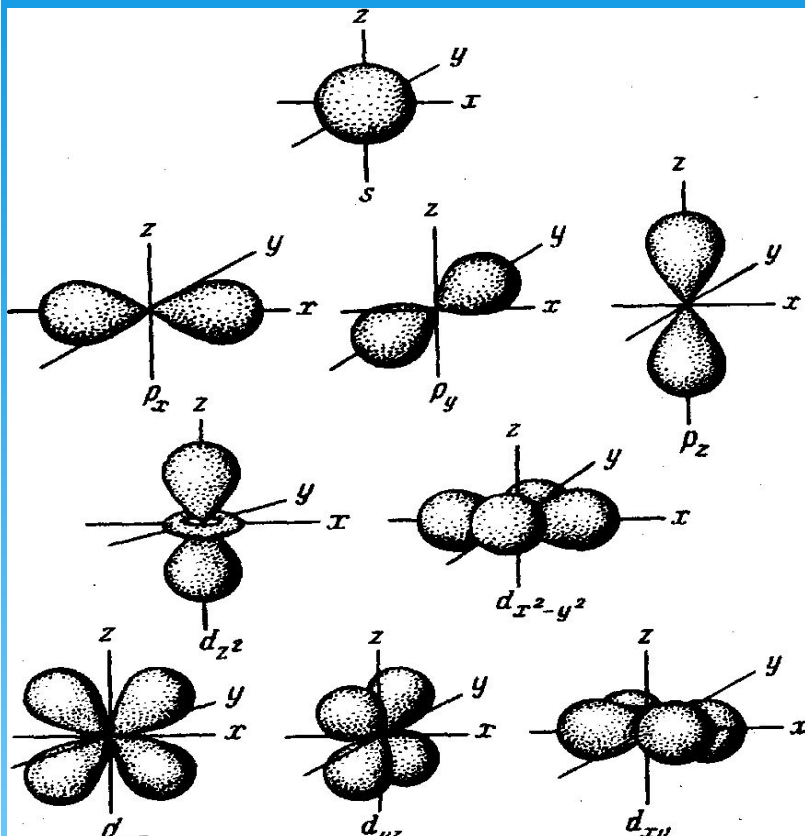
d -состоянию – пять,

f -состоянию – семь и т.д.

**Число орбиталей на подуровне равно $(2l+1)$,
а общее число орбиталей на энергетическом
уровне равно n^2**

*Все орбитали, принадлежащие одному подуровню
данного энергетического уровня, имеют одинаковую
энергию в отсутствии магнитного поля
(вырожденные)*

Формы электронных орбиталей



Формы s -, p - и d -
электронных облаков
(орбиталей)

Названия предложены
из анализа видов
спектров:

s – «резкая, отчетливая»
(sharp);

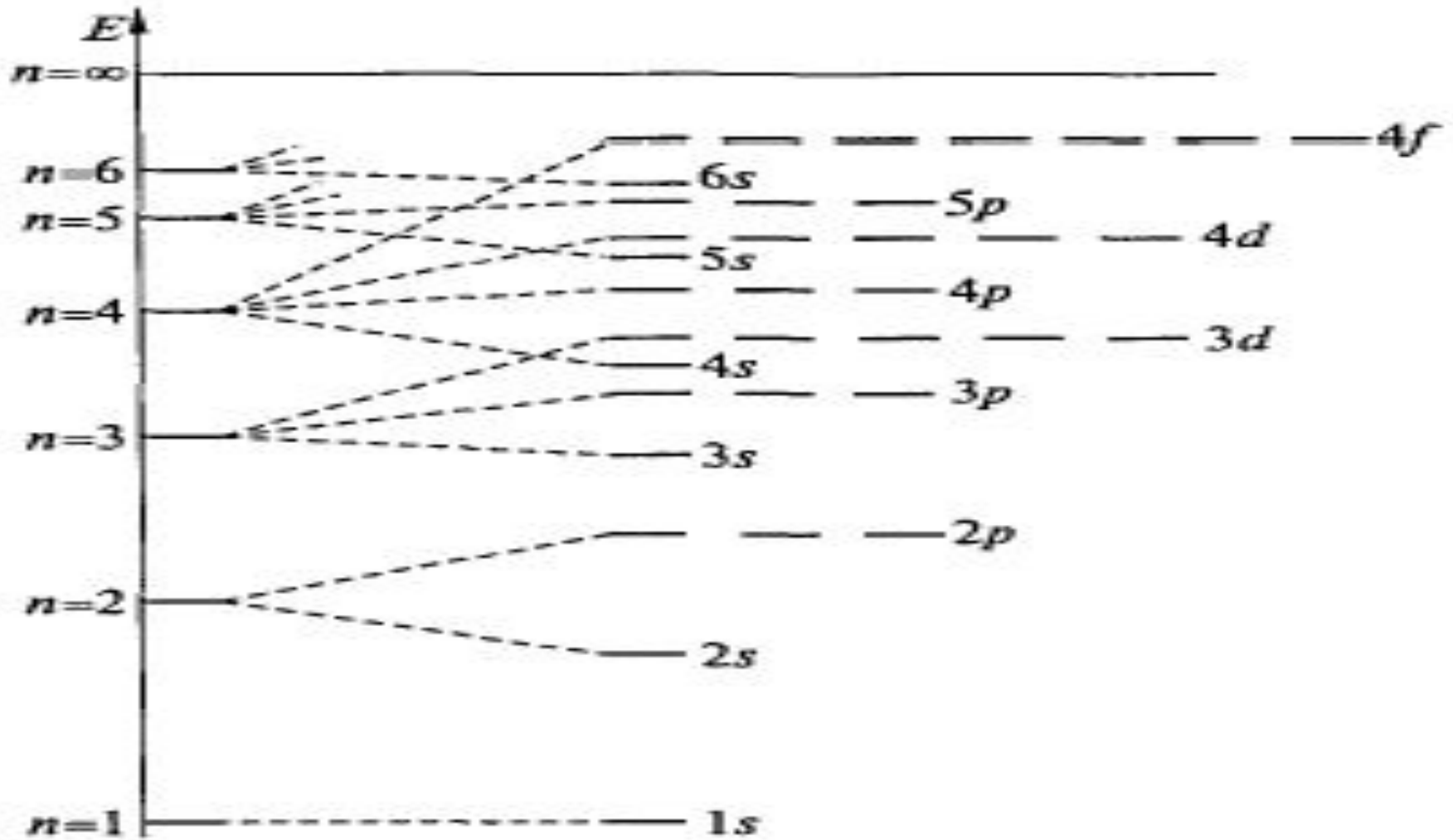
p – «главная» (principal);

d – «диффузная,
размытая» (diffuse);

f – «основная»
(fundamental);

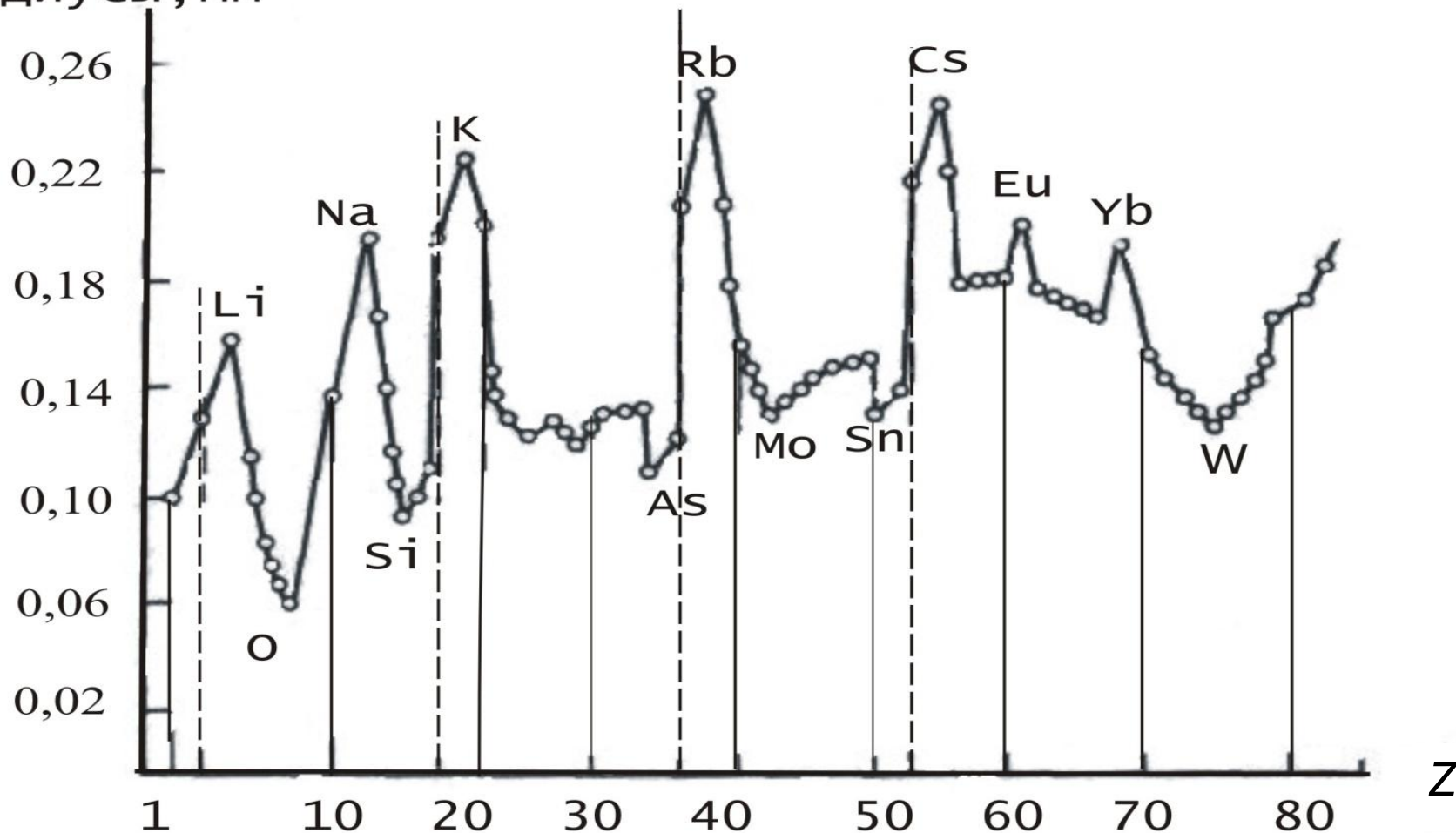
g – следующий за «f»

Энергетические уровни водородоподобного атома



Зависимость радиусов атомов от зарядов их ядер Z

Радиусы, нм



Зависимость радиусов атомов от зарядов их ядер Z

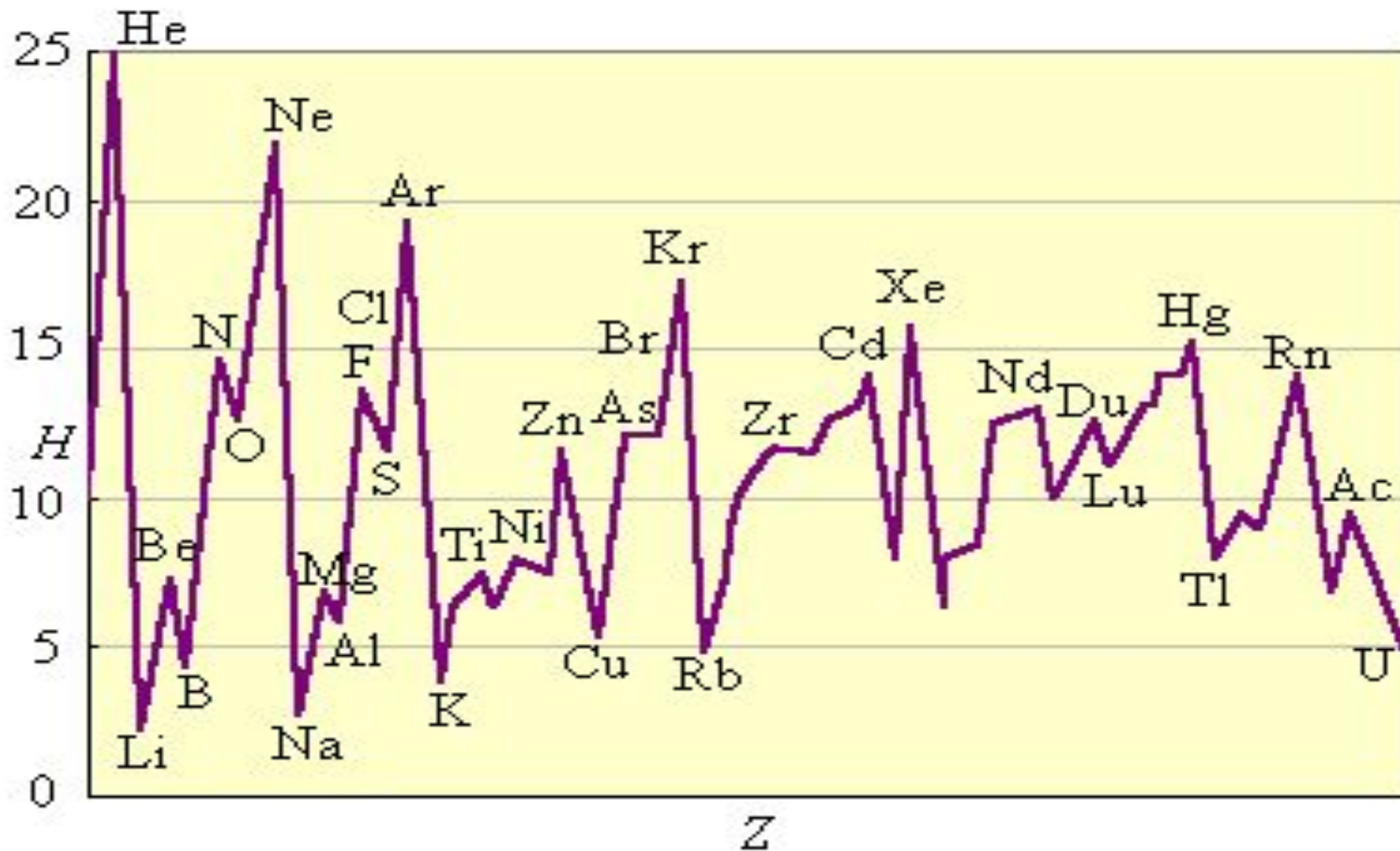
Зависящие от радиусов атомов энергии атомных орбиталей, точнее, энергии электронов, находящихся на различных орбиталях, определяются взаимным притяжением ядра и электронов, взаимным отталкиванием электронов и отражают размеры и электронное строение атома.

Орбитальный радиус несвязанного атома рассчитывается квантово-химическими методами как расстояние от его ядра до максимума электронной плотности, относящегося к последней занятой электронной орбитали.

**В группах для однотипных элементов при движении сверху вниз наблюдается закономерный рост орбитальных радиусов, что связано с увеличением числа электронных оболочек.*

**В периодах при движении слева направо прослеживается, как правило, уменьшение орбитальных радиусов.*

Изменение потенциала ионизации



Изменение потенциала ионизации

Различают первую, вторую, третью и т. д. энергии ионизации атома.

Первая энергия ионизации – это минимальная энергия, необходимая для удаления первого электрона из основного состояния атома.

Вторая энергия ионизации – минимальная энергия, необходимая для удаления второго электрона из основного состояния однозарядного катиона. Аналогично определяются третья и последующие энергии ионизации атома.

Очевидно, что для удаления второго электрона необходимо

Изменение потенциала ионизации

Рассмотрим первые энергии ионизации для некоторых элементов периодической системы Д.И.Менделеева.

Анализ первых энергий ионизации атомов показывает, что в целом наблюдается закономерность роста этих величин в периодической таблице при движении слева направо и снизу вверх.

Имеются и объяснимые исключения. Например, энергия ионизации атома Be (0,90) выше аналогичной характеристики атома B (0,80). Этот факт легко объяснить, если принять во внимание, что третий электрон во втором электронном слое атома B помещается уже на 2p-орбиталь. Здесь сказывается

Распределение электронов по квантовым уровням и подуровням

Оболочка	Энергетический уровень n	Энергетический подуровень l	Магнитное число m	Число орбиталей	Предельное число электронов
<i>K</i>	1	0 (s)	0	1	2
<i>L</i>	2	0 (s) 1 (p)	+1, 0, -1	1 3 4	2 6 8
<i>M</i>	3	0 (s) 1 (p) 2 (d)	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2	1 3 9 5	2 6 18 10
<i>N</i>	4	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2 +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	1 3 16 5 7	2 6 32 10 14

Закрепление материала

1. Энергия какого из электронов одного и того же атома, $1s$ или $2s$, больше? Какой из них слабее связан с ядром?
2. На какой орбитали, $1s$ -АО атома водорода или $1s$ -АО атома гелия, электроны имеют большую энергию? Где они прочнее связаны с ядром?
3. Какие орбитали образуют четвертый электронный уровень?
4. Определите число АО на а) $3s$ -подуровне, б) $4f$ -подуровне.
5. Сколько электронных подуровней образуют
а) третий электронный уровень, б) пятый

Закрепление

материала

6. Какие электронные орбитали образуют второй электронный слой?

7. Чем отличаются друг от друга электронные облака орбиталей со следующими наборами квантовых чисел:

а) $n = 2, l = 0, m = 0$ и $n = 2, l = 1, m = 0$;

б) $n = 2, l = 1, m = 0$ и $n = 2, l = 1, m = 1$;

в) $n = 1, l = 0, m = 0$ и $n = 2, l = 0, m = 0$?

8. Сколько электронных облаков образуют полностью заполненный четвертый электронный слой?

9. Какое электронное облако одного и того же атома больше по размерам;

а) $2p$ -ЭО или $3p$ -ЭО,

б) $2p$ -ЭО или $3s$ -ЭО,

в) $1s$ -ЭО или $2p$ -ЭО?

Закрепление

Переводите на русский язык.

The word «ray» is used somewhat indiscriminately to describe both a stream of particles and wave-like radiation, but the usage is, perhaps, valid when it is realized that particles may have a wave-like aspect whilst waves may have a particle-like aspect.

Newton originally regarded light on a corpuscular theory, but Huyghens introduced the wave theory of light. The wave theory is essential in accounting for interference and diffraction phenomena, whereas the corpuscular theory is necessary to explain, for instance, the photoelectric effect.

In this effect, metals give off electrons when illuminated with light of appropriate wavelengths. Moreover, there is a simple relationship between the energy of the emitted electrons and the frequency of the incident radiation. This result was interpreted, by Einstein in 1905, as meaning that radiation could be regarded as made up of small «packets» of energy, known as photons. The energy of a photon was dependent on the frequency, according to the basic equation of the quantum theory, $E = h\nu$, which explained why the energy of emitted electrons in the photoelectric effect was related to the frequency of the radiation.

Закрепление

Переводите на русский язык.

So far, the electron has been regarded as a tiny, negatively charged particle, but very important results come from a consideration of the wave nature of an electron. De Broglie first suggested, in 1924, that moving electrons had waves of definite wavelength associated with them, and this theoretical prediction was demonstrated experimentally: in 1927 it was shown that a stream of electrons could be diffracted by crystals acting as simple diffraction gratings, just as light or X-rays can. As it is only possible to account for diffraction in terms of waves, it is necessary to assume that a stream of electrons behaves as a wave-like radiation such as light or X-rays.

Домашнее задание

ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ

- 1. Какие значения может принимать главное квантовое число n ? Объясните смысл значений.*
- 2. При каких значениях n электрон обладает наибольшей и наименьшей энергией?*
- 3. При каких значениях n энергия связи электрона с ядром наибольшая и наименьшая?*
- 4. Какие значения могут принимать остальные квантовые числа?*

Домашнее задание. Задачи и вопросы

3. Переведите на русский язык.

When Rutherford propounded the nuclear theory of the atom in 1912, it was at once apparent that this theory was not compatible with the classical theory of radiation.

According to the latter, radiation must always be emitted, or absorbed, when positive and negative charges experience a mutual acceleration: emission when they are accelerated away from one another.

The Danish physicist, Bohr, was working in England at that time, and in 1913 he published a series of celebrated papers which cut through this difficulty and inaugurated a new era in atomic physics. The Bohr theory has since been bypassed by one based on wave-mechanics. Bohr made two postulates:

(1) the postulate of stationary states assumes that there are certain possible circular orbits in which the electron can revolve round the nucleus without emitting radiation. These states of the atom are called «stationary» because the energy remains constant; the level of the energy is stationary.

(2) the frequency postulate was less revolutionary since it was an adaptation of Planck's concept. The electron may on occasion jump from one possible orbit to another. When it does this, the difference between its energies in two orbits is emitted, or absorbed, as radiation of frequency given by the equation .

The brilliant success of the Bohr theory of the hydrogen atom was followed by its extension by Sommerfeld. He introduced the notion that the orbits might also be elliptical, as well as circular.

Nevertheless one fundamental aspect of Bohr theory remains valid: that there are only certain possible energy-levels for an atom; that these can be denoted by quantum numbers, such as n ; and that the atom can change its energy only by moving from one level to another.

Дополнительное задание для любознательных

Эту задачу психологи иногда предлагают учащимся и взрослым людям для оценки их творческих способностей:

Шар опоясали по экватору веревкой, затем веревку разрезали, прибавили к ней еще кусок веревки длиной 1 м и также расположили вокруг шара в плоскости экватора. Пройдет ли в зазор между этой удлиненной веревкой и поверхностью шара апельсин, если в качестве шара взять следующие объекты:

- 1) электрон (радиус $1 \cdot 10^{-15}$ см = $1 \cdot 10^{-8}$ нм);*
- 2) протон, нейтрон (радиус $1 \cdot 10^{-6}$ нм);*
- 3) атом водорода (радиус 0,046 нм);*
- 4) планета Земля (радиус 6371 км);*
- 5) звезда Солнце (радиус 695 300 км);*
- 6) Солнечная система (радиус 10 млрд км).*

Решение этой задачи непростое, но ответ поражает своей невероятностью. Задача показывает ваше умение использовать знания из других областей наук.

Ресурсы

А.Темирбулатова, Н.Нурахметов, Р.Жумадилова, С.Алимжанова. Химия 11, Учебник для 11 классов естественно-математического направления общеобразовательных школ. «Мектеп», 2007 (каз. русс).

А.Е.Темирбулатова, Н.Б.Сагимбекова. Химия 11, Сборник заданий, Учебное пособие для 11 классов естественно-математического направления общеобразовательных школ. А, «Мектеп», 2007 (каз. русс).

А.Е.Темирбулатова, А.Ж. Казимова, Н.Б.Сагимбекова. Химия 11, Книга для чтения, Учебное пособие для 11 классов естественно-математического направления общеобразовательных школ. А, «Мектеп», 2007 (каз. русс).

Н.С.Ахметов. Химия, Учебник для 10-11 классов общеобразовательных школ, М., Просвещение, 1992

Р.Е.Рудзитис, Ф.Т.Фельдман. Химия, Учебник для 11-классов, М., Просвещение, 2000.

Н. Нурахметов, Н. Заграничная, А.Темирбулатова. Химия, Тестовые задания, (Пособие для учащихся старших классов и абитуриентов, учителей и репетиторов) «Мектеп», 2007. (каз. русс).

Ресурсы

<http://school-collection.edu.ru>

<http://festival>

<http://xumuk.ru> .

<http://alhimik.ru>

<http://chemistry.narod.ru>

<http://www.hob-inf.narod.ru> .

<http://experiment.edu.ru>

<http://ege.ru> .

<http://www.alleng.ru/edu/chem3.htm>

ОЦЕНИВАНИЕ УЧЕБНЫХ ДОСТИЖЕНИЙ

Критерии для оценивания контрольной работы:

Критерий А. Единый мир

**Критерий С. Научное знание и
понимание**

Критерий Е. Обработка информации

ОЦЕНИВАНИЕ УЧЕБНЫХ ДОСТИЖЕНИЙ

Критерий А. Единый мир:

Должен «демонстрировать ясное понимание вклада науки в жизнь общества, ограничения, накладываемые на применение науки различными общественными факторами; вносить разумные предложения об интеграции науки в общество; хорошо понимать влияние культуры на применение науки, а также моральные и этические аспекты, связанные с внедрением науки в жизнь»

ОЦЕНИВАНИЕ УЧЕБНЫХ ДОСТИЖЕНИЙ

Критерий С. Научное знание и понимание

Продемонстрировать способность «применять и интерпретировать широкий спектр научной лексики, опираться на трудные научные темы, эффективно используя научную терминологию» и «применять знания к решению широкого круга проблемных задач, синтезировать и оценивать новые идеи, очень хорошо понимать сущность науки»

ОЦЕНИВАНИЕ УЧЕБНЫХ ДОСТИЖЕНИЙ

Критерий Е. Обработка информации

«Уметь представлять данные в законченной и логичной форме, производить необходимые вычисления и строить соответствующие графики, интерпретировать закономерности, полученные в результате вычислений, и объяснять полученные результаты, опираясь на свои научные знания»

Общий критериальный уровень переводится в отметку по следующей шкале:

Баллы	0-2	3	4-6	7-9	10-12	13-15	16-18
Оценка	1	2	3	3	4	4	5

Прием “Кластер” для рефлексии

Разбивка на кластеры очень проста и легко запоминается:

- 1. Напишите ключевое слово или предложение в середине листа или доски.**
- 2. Далее запишите слова или предложения, которые приходят на ум в связи с данной темой.**
- 3. По мере того как возникают идеи необходимо установить связи между ними, обозначив их черточками.**



НАЗАРБАЕВ
ЗИЯТКЕРЛІК МЕКТЕПТЕРІ

NAZARBAYEV INTELLECTUAL SCHOOLS
НАЗАРБАЕВ ИНТЕЛЛЕКТУАЛЬНЫЕ ШКОЛЫ

***Ждем ваших вопросов и
ответов***

Спасибо за внимание!

До скорой встречи!