

## ЛЕКЦИЯ

### «СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА»

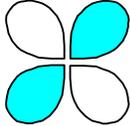
#### План:

1. Строение и характеристика атома:
  - а) строение ядра;
  - б) электрон;
  - в) атомные орбитали;
  - г) квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое).
2. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей электронами (принцип минимальной энергии; принцип Паули; правила Гунда и Клячковского).
3. Электронные формулы атомов.

#### 1. Строение и характеристика атома

Понятие	Содержание понятия		
<b>Атом</b>	электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов		
<b>а) Ядро атома</b>	положительно заряженная часть атома, расположена в центре атома, состоит из протонов ( ${}^1_1p$ ) и нейтронов ( ${}^1_0n$ ). Протон имеет относительную массу 1 и относительный заряд +1. Нейтрон имеет относительную массу 1 и заряд 0. <u>Характеристика ядра:</u> а) положительный заряд определяется числом протонов в нем и равен порядковому номеру элемента в периодической системе; б) массовое число – А (относительная масса ядра) равно сумме протонов (Z) и нейтронов (N): $A = Z + N$ , $N = A - Z$		
<b>Изотопы</b>	атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число. У изотопов одного элемента одинаково число протонов, но разное число нейтронов:		
	${}^1_1H$ – протий $Z = 1$ $N = 0$	${}^2_1H$ – дейтерий $Z = 1$ $N = 1$	${}^3_1H$ – тритий $Z = 1$ $N = 2$
	$3$ – массовое число $H$ $1$ – заряд ядра		

	<p>Изотопы одного элемента имеют <i>одинаковые химические свойства</i>, обозначаются одним химическим символом, занимают одно место в периодической системе элементов. Так как масса атома практически равна массе ядра (масса электронов ничтожно мала), то каждый изотоп элемента характеризуется, как и ядро, массовым числом, а элемент – атомной массой. <u>Атомная масса элемента</u> – это среднее арифметическое между массовыми числами изотопов элемента с учетом процентного содержания каждого изотопа в природе.</p>
<b>Изобары</b>	<p>изотопы разных элементов, имеющих одинаковое массовое число, но разный заряд ядер  <math>{}^{40}_{19}K</math>, <math>{}^{40}_{20}Ca</math> - химические свойства отличаются.          Таким образом, существование изотопов и изобаров показывает, что свойства атома определяются зарядом ядра.</p>
<b>б) Электрон, <math>\bar{e}</math></b>	<p>элементарная частица с ничтожно малой массой:  <math>m_{\bar{e}} = 9,1 \cdot 10^{-23}</math> г,          заряд <math>q_{\bar{e}} = 1,6 \cdot 10^{-19}</math> Кл,          относительный заряд <math>\bar{e} = -1</math>.</p> <p>Число <math>\bar{e}</math> в атоме равно порядковому номеру элемента. Электрон имеет двойственную природу, обладает свойствами волны (дифракция, интерференция) и частицы (имеет массу, производит давление).</p> <p>1920 г. Луи де Бройль вывел уравнение, связывающее между собой величины <math>\lambda</math>, <math>m</math>, <math>v</math></p> $\lambda = \frac{h}{mv}, \quad \text{где} \quad \lambda - \text{длина волны, } m - \text{масса частицы,}$ <p style="text-align: right;"><math>v</math> - скорость, <math>h</math> – постоянная Планка</p> <p>Из уравнения следует, что всякая микро- и макрочастица обладает волновыми свойствами, но с увеличением массы частицы, длина волны уменьшается и волновые свойства не обнаруживаются</p>
<b>Принцип неопределенности Гейзенберга</b>	<p>движение носит вероятностный характер, нельзя установить координаты нахождения электрона в атоме, можно говорить о вероятности его нахождения в той или иной области</p>
<b>в) атомная орбиталь</b>	<p>это область пространства, в которой с наибольшей вероятностью может находиться электрон.</p>
<b>г) квантовые числа</b>	<p>определяют состояние электрона в атоме</p>

<p><b>1. Главное квантовое число «n» или номер энергетического уровня</b></p>	<p style="text-align: center;"><i>Характеризует:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>энергию электрона на энергетическом уровне</li> <li>размер электронного облака</li> <li>число энергетических уровней.</li> </ol> <p>Величина «n» соответствует номеру энергетического уровня, принимает значения: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 ...</p> <p><i>Энергетический уровень</i> – совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение главного квантового числа</p> <p style="text-align: center;"><i>Распределение электронов по уровням:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>число электронов равно порядковому номеру элемента</li> <li>число энергетических уровней в атоме равно номеру периода периодической системы, в котором находится элемент</li> <li>максимальное число <math>\bar{e}</math> на уровне определяется по формуле <math>N=2n^2</math>, где <math>n</math> – номер уровня, значение главного квантового числа</li> <li>уровень с максимальным числом <math>\bar{e}</math> называется <b>завершенный</b></li> </ol>		
<p><b>2. Орбитальное квантовое число «l»</b></p>	<p style="text-align: center;"><i>Характеризует</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>энергию электрона на подуровне</li> <li>форму электронной орбитали</li> <li>число подуровней на данном уровне</li> </ol> <p><math>l</math> – принимает значение от 0 до <math>n-1</math>. Каждому значению соответствует определенная форма орбитали, которую принято обозначать буквами (s, p, d, f) и называть подуровнями</p>		
<p style="text-align: center;"><math>l = 0</math></p>  <p style="text-align: center;">s</p>	<p style="text-align: center;"><math>l = 1</math></p>  <p style="text-align: center;">p</p>	<p style="text-align: center;"><math>l = 2</math></p>  <p style="text-align: center;">d</p>	<p style="text-align: center;"><math>l = 3</math> f сложная форма орбитали</p>
<p><i>Число подуровней на каждом уровне</i></p>			
<p>n = 1</p>	<p><math>l = 0</math></p>	<p>1s</p>	
<p>n = 2</p>	<p><math>l = 0, 1</math></p>	<p>2s 2p</p>	
<p>n = 3</p>	<p><math>l = 0, 1, 2</math></p>	<p>3s 3p 3d</p>	
<p>n = 4</p>	<p><math>l = 0, 1, 2, 3</math></p>	<p>4s 4p 4d 4f</p>	

	<p style="text-align: center;"><i>Распределение электронов по уровням:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. число подуровней на уровне равно номеру уровня</li> <li>2. подуровни заполняются электронами в порядке возрастания энергии <math>s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f</math></li> <li>3. максимальное число <math>\bar{e}</math> на подуровнях следующее: <math>s^2 p^6 d^{10} f^{14}</math></li> </ol>
<b>3. Магнитное квантовое число «<math>m</math>»</b>	<p style="text-align: center;"><i>Характеризует:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. расположение орбитали в пространстве</li> <li>2. показывает число атомных орбиталей на данном подуровне <math>m = 2l + 1</math> <math>m</math> – принимает значения <math>(-l \dots 0 \dots +l)</math></li> </ol> <p>Графически изображается в виде квадратика □, называется магнитной квантовой ячейкой, одну ячейку максимально могут занимать 2 <math>\bar{e}</math>. Число ячеек на подуровнях следующее: <math>s^2</math> - □ , <math>p^6</math> - □□□ , <math>d^{10}</math> - □□□□□ , <math>f^{14}</math> - □□□□□□□□</p> <p><u>Энергетическая ячейка на конкретной уровне и подуровне – это и есть электронная орбиталь.</u> <i>Таким образом, электронную орбиталь характеризуют три квантовых числа: главное (размер большой полуоси орбитали), орбитальное (форму орбитали) и магнитное (расположение орбитали в пространстве).</i> Два электрона расположенные в одной ячейке имеют разное спиновое квантовое число.</p>
<b>4. Спиновое квантовое число «<math>m_s</math>»</b>	характеризует движение электрона вокруг собственной оси, не связанное с его движением вокруг ядра; принимает значения $+1/2$ и $-1/2$ , что в электронно-графических формулах обозначается ↑ или ↓ .
<b>2. Принципы и правила распределения электронов в атоме</b>	
<b>Принцип минимальной энергии</b>	из всех свободных орбиталей электрон занимает ту, которая имеет наименьшую энергию
<b>Принцип Паули</b>	в атоме не может быть даже двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел

<p><b>Правило Гунда</b></p>	<p>орбитали подуровня заполняются электронами таким образом, чтобы суммарное спиновое число было максимально. Другими словами, квантовые ячейки <u>одного</u> подуровня заполняются сначала по одному электрону, а затем по второму с противоположно направленным спином.</p> <p><u>Пример</u></p> <table style="border-collapse: collapse; margin-left: 20px;"> <tr> <td style="padding-right: 10px;"><math>p^4</math></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\uparrow \downarrow</math></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\uparrow</math></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\uparrow</math></td> <td style="padding-left: 10px;">– верно</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 10px;"><math>p^4</math></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\uparrow \downarrow</math></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\uparrow \downarrow</math></td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px;"></td> <td style="padding-left: 10px;">– неверно</td> </tr> </table>	$p^4$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	– верно	$p^4$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$		– неверно
$p^4$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	– верно							
$p^4$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$		– неверно							
<p><b>Правило Клячковского</b></p>	<p>заполнение электронных уровней атомов с увеличением порядкового номера происходит последовательно с ростом суммы <math>n + l</math>, а при равных значениях <math>n + l</math> осуществляется то, которому соответствует большее число <math>l</math>.</p> <p><math>1s \quad n + l = 1 + 0 = 1</math> заполняется раньше</p> <p><math>2s \quad n + l = 2 + 0 = 2</math></p> <p><math>4s \quad n + l = 4 + 0 = 4</math> заполняется раньше</p> <p><math>3d \quad n + l = 3 + 2 = 5</math></p>										
<p><b>Порядок заполнения уровней и подуровней электронами в порядке возрастания энергии</b></p>	<p><math>1s^2 \mid 2s^2 2p^6 \mid 3s^2 3p^6 \mid 4s^2 3d^{10} 4p^6 \mid 5s^2 4d^{10} 5p^6 \mid 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 \mid 7s^2 \dots</math></p>										
<p><b>3. Электронная формула элемента</b></p>	<p>распределение электронов в атоме по уровням и подуровням</p> <p>Пример: привести электронную формулу скандия</p> <p><math>{}_{21}\text{Sc} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1</math></p>										