

# Bohr原子结构理论

2020年10月27日 16:22

## Planck量子论（1900年）

宏观领域能量不连续

## Einstein光子论（1903年）

光子能量与光的频率成正比

$$E=h\nu$$

E—光子的能量

$\nu$ —光子的频率

h—Planck常量,  $h=6.626\times 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$

## Bohr理论

1913年, 丹麦物理学家Bohr在Planck量子论、Einstein光子论和Rutherford有核原子模型的基础上, 提出了新的原子结构理论, 即著名的Bohr理论。

主要内容:

核外电子只能在有确定半径和能量的轨道上运动, 并且不辐射能量; 因此, 在通常的条件下氢原子是不会发光的。

通常, 电子处在离核最近的轨道上, 能量最低——基态; 原子获得能量后, 电子被激发到高能轨道上, 原子处于激发态

从激发态回到基态释放光能, 光的频率取决于轨道之间的能量差

$$h\nu = E_2 - E_1 \quad E \text{ 轨道能量; } h \text{ Planck 常数}$$

虽然, 玻尔理论极其成功地解释了氢原子光谱, 但它的原子模型仍然有着局限性, 在计算氢原子的轨道半径时, 仍是以经典力学为基础的, 因此它不能正确反应微粒运动的规律。

## Bohr理论三点假设

### 定态假设

核外电子只能处于一些分立的轨道上, 绕核作圆周运动时不辐射也不吸收能量。离核最近的轨道(基态)能量最低, 离核越远(激发态)能量越高。正常情况下, 原子中的各电子尽可能的处在离核最近的轨道上

### 频率假设

原子从外界吸收能量, 电子可从基态跃迁到激发态。处于激发态的电子不稳定, 可以跃迁到离核较近的轨道, 这时会以光子形式放出能量。光的频率决定于能量较高和能量较低轨道的能量之差

### 量子化条件假设

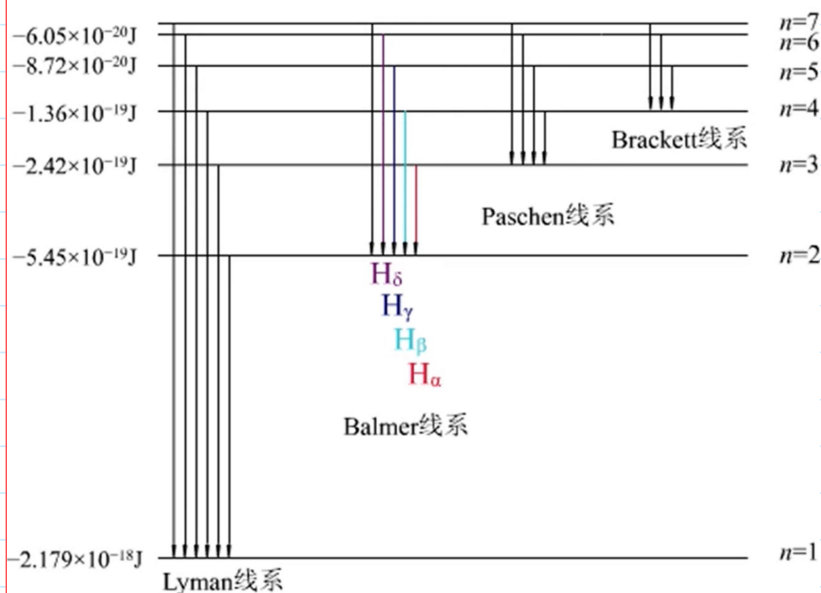
电子运动的轨道不是任意的, 有固定能量和半径

$$h\nu = E_2 - E_1 \quad E: \text{轨道能量}$$

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

## 原子能级谱线图

### 原子能级



## 巴尔末线系

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{s}^{-1}$$

$n = 3$  红 ( $H_\alpha$ )

$n = 4$  青 ( $H_\beta$ )

$n = 5$  蓝紫 ( $H_\gamma$ )

$n = 6$  紫 ( $H_\delta$ )

其他线系

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{s}^{-1}$$

能级间能量差  $\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

式中:  $R_H$  为Rydberg常数, 其值:

$$\Delta E = h\nu$$

$$= 6.626 \times 10^{-34} \text{J} \cdot \text{s} \times 3.289 \times 10^{15} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{s}^{-1}$$

$$= \underbrace{2.179 \times 10^{-18}}_{R_H} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{J}$$

$$R_H = 2.179 \times 10^{-18} \text{J}$$

当  $n_1 = 1$ ,  $n_2 = \infty$  时,  $\Delta E = 2.179 \times 10^{-18} \text{J}$ ,

电离能