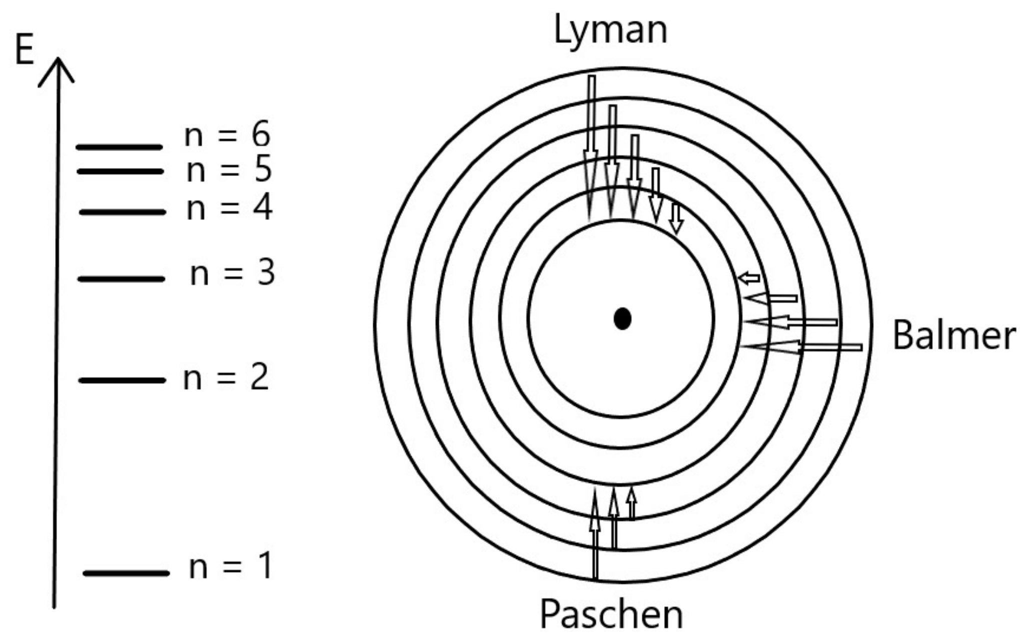
# Modelo Atômico de Bohr




Postulados de Bohr

1- O elétron gira em torno do núcleo sem perder energia

2- Apenas as órbitas com momento angular múltiplos inteiros de $h/2\pi$ são permitidas.

$$mvr = n\,(h/2\pi) \qquad (1)$$

$m$ = massa do elétron

$v$ = velocidade tangencial

$r$ = raio da órbita

$h$ = constante de Planck = 6,626 070 15 × $10^{-34}$ J $Hz^{-1}$

3- Quando o elétron absorve energia (fóton) ele salta para uma órbita mais externa. Quando ele salta para uma órbita mais interna ele emite energia (fóton).

$$E = h\nu = E_i - E_f \qquad (2)$$

A força centrífuga/centrípeta no movimento circular é dada por

$$mv^2/r \qquad (3)$$

Pelo postulado (2) temos que

$$v = nh/(2\pi mr) \qquad (4)$$

Substituindo (4) em (3), temos que a força centrífuga/centrípeta é dada por

$$n^2h^2/(4\pi^2mr^3) \qquad (5)$$

Pela Lei de Coulomb, a força de atração núcleo-elétron é dada por

$$Ze^2/(4\pi\varepsilon_0 r^2) \qquad (6)$$

Se a órbita é estacionária, as duas forças devem se igualar, (5) = (6), permitindo obter o valor do raio.

$$\begin{aligned} \frac{n^2h^2}{4\pi^2mr^3} &= \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2} \\ \frac{n^2h^2}{\pi mr} &= \frac{Ze^2}{\varepsilon_0} \\ r &= \frac{n^2h^2\varepsilon_0}{\pi mZe^2} \end{aligned} \qquad (7)$$

Para um elétron na primeira órbita do hidrogênio, $n = 1$, $Z = 1$

$$r = a_o = 0{,}529 \times 10^{-10}\ \text{m} = 0{,}529\ \text{Å} \qquad (8)$$

A energia do elétron em uma determinada órbita é a soma da energia cinética com a energia potencial

$$E = \tfrac{1}{2}mv^2 + (-Ze^2/(4\pi\varepsilon_o r)) \qquad (9)$$

Considerando novamente a igualdade das forças centrífuga/centrípeta e de Coulomb, (3) = (6), podemos expressar a energia cinética como

$$\begin{aligned} \frac{mv^2}{r} &= \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2} \\ mv^2 &= \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r} \\ \frac{1}{2}mv^2 &= \frac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r} \end{aligned} \qquad (10)$$

Assim, substituindo (10) em (9), e usando também o valor do raio dado por (7), obtém o valor da energia total em função de *n*.

$$\begin{aligned} E &= \frac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r} - \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r} \\ E &= -\frac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r} \\ E_n &= -\frac{mZ^2e^4}{8n^2h^2\varepsilon_0^2} \end{aligned} \qquad (11)$$

Desta forma, quando um átomo emite luz, o elétron sai de uma órbita mais externa, de maior energia e $n$ maior ($n_2$) para uma órbita mais interna, de menor energia e $n$ menor ($n_1$), obtendo-se a equação para a diferença de energia na mesma forma da equação empírica de Rydberg.

$$\begin{aligned} \Delta E &= -\frac{mZ^2e^4}{8n_2^2h^2\varepsilon_0^2} - \left(-\frac{mZ^2e^4}{8n_1^2h^2\varepsilon_0^2}\right) \\ \Delta E &= \frac{mZ^2e^4}{8h^2\varepsilon_0^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \qquad (12) \\ \Delta E &= R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \end{aligned}$$

Onde

$$R = \frac{mZ^2e^4}{8h^2\varepsilon_0^2} \qquad (13)$$

Essa, na verdade, é a constante de Rydberg que considera a massa do núcleo infinita, ou seja, a Eq. 13 fornece o $R_\infty$