

Química Geral – ZAB 1007 – Eng. de Alimentos

**ESTRUTURA ATÔMICA**  
(2<sup>a</sup>. parte)

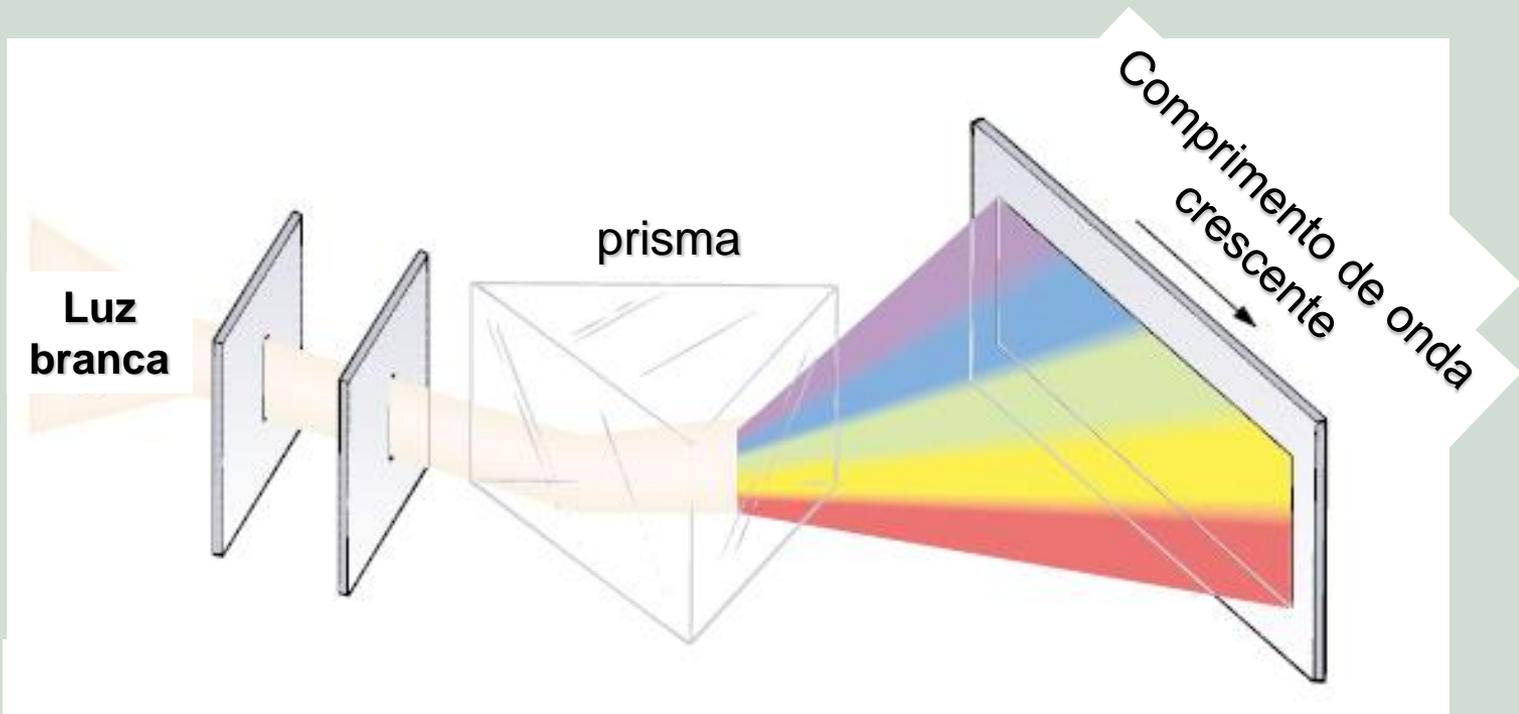
Profa. Dra. Mariza Pires de Melo

Quais é a falha no modelo atômico proposto por Bohr?

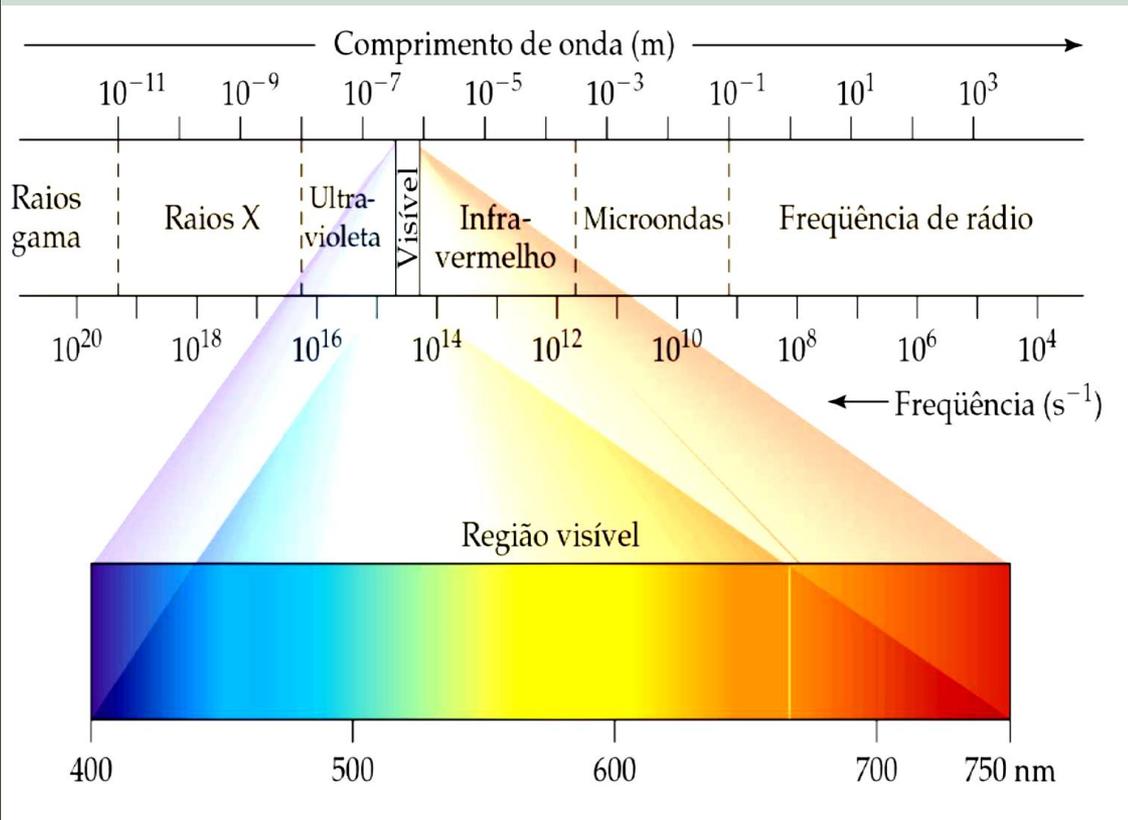
O que são raias espectrais?

Como o experimento das raias espectrais contribuiu com o modelo de Bohr? Como mostrou as falhas no modelo de Bohr?

# Espectro da luz branca



# Espectro eletromagnético



## Relações importantes

$$v = \lambda \cdot \nu \quad \text{onde:}$$

$v$ : velocidade (normalmente velocidade da luz)

$\lambda$ : comprimento de onda

$\nu$ : freqüência

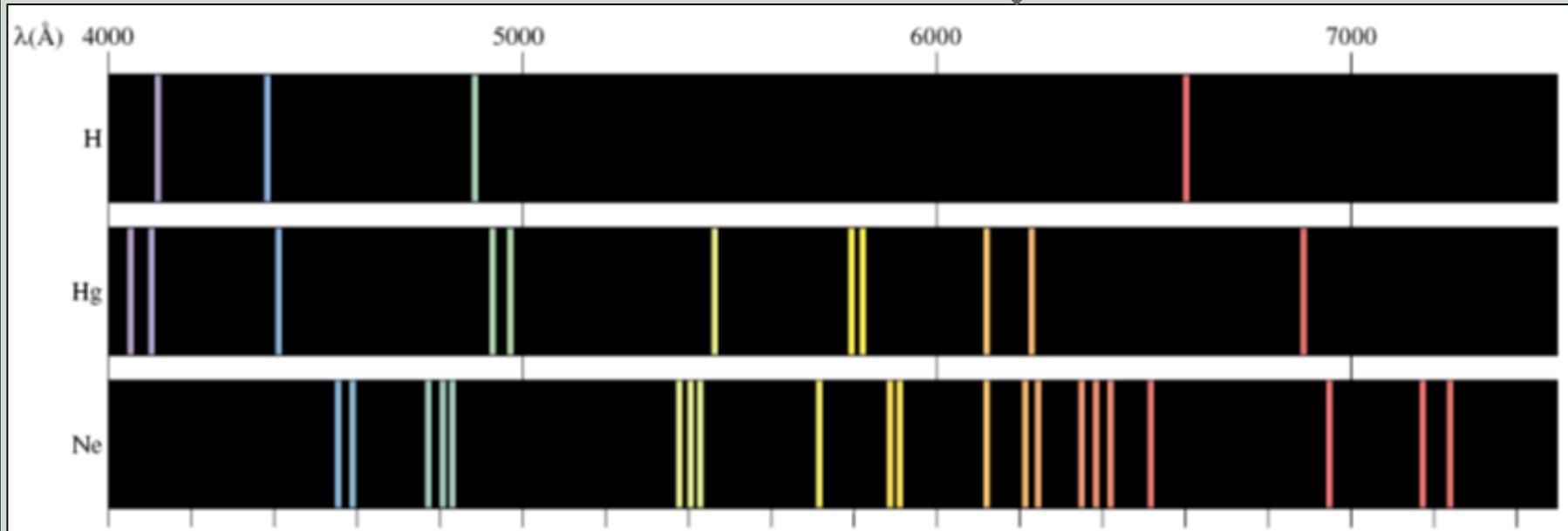
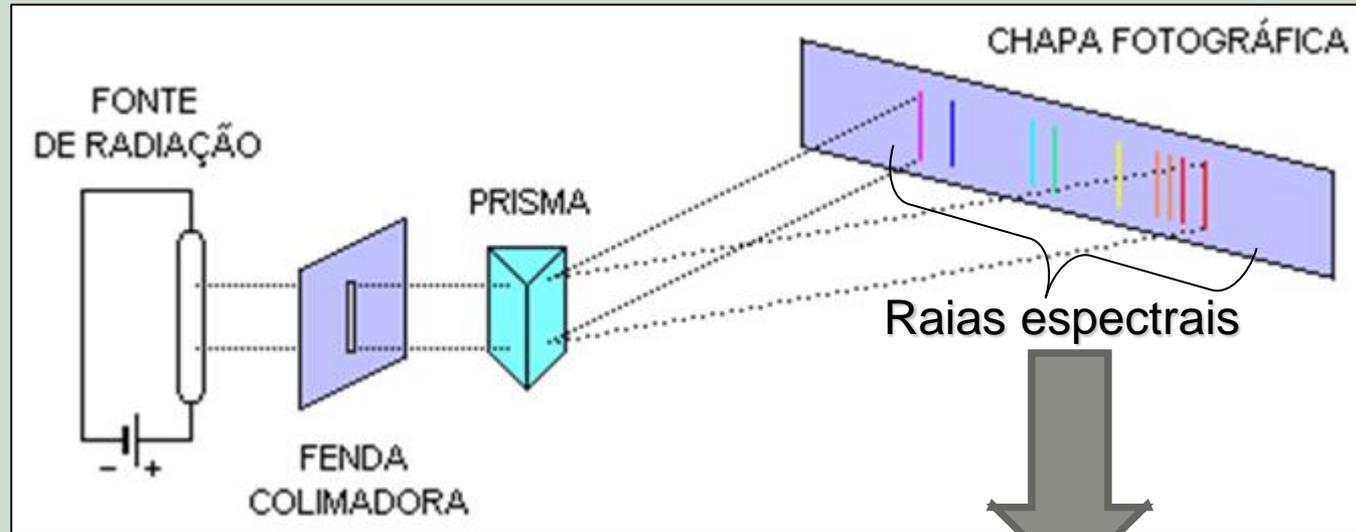
$$E = h \nu \quad \text{onde:}$$

$E$ : energia

$h$ : constante de Planck

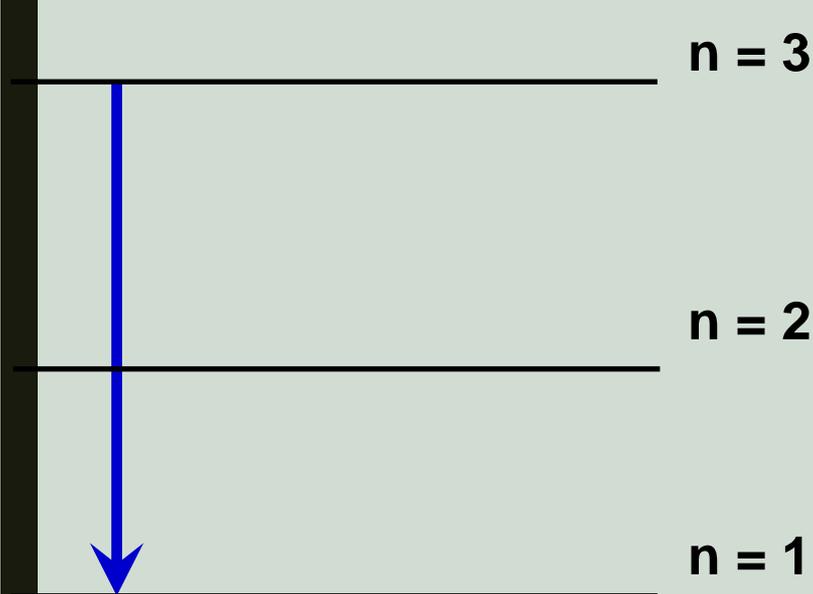
$\nu$ : freqüência

# Espectro atômico



# As linhas de emissão

Um elétron que ganha energia e se encontra em um nível de energia  $n = 3$  emite uma onda eletromagnética, perdendo energia e voltando para o nível  $n = 1$ .

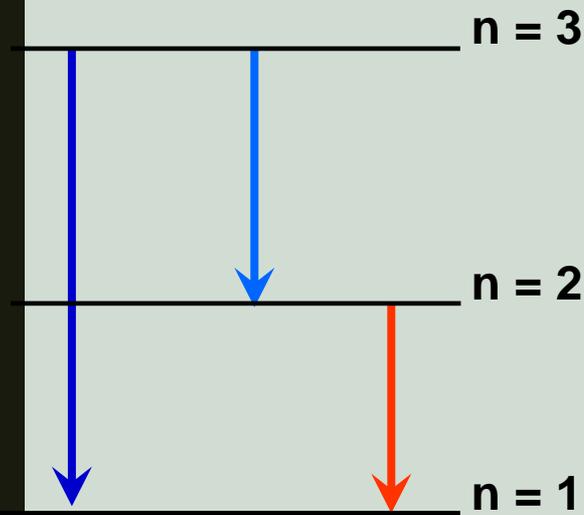


A energia eletromagnética, e portanto a frequência emitida para uma determinada transição, é fixa e depende da diferença de energia entre os níveis envolvidos na transição

$$\nu = \frac{E_3 - E_1}{h}$$

# O espectro discreto de emissão

- Devido aos diferentes níveis de energia, há possibilidades de diferentes transições. Assim, o elétron pode saltar de  $n = 3$  direto para  $n = 1$ , ou ir de  $n = 3$  para  $n = 2$  e depois de  $n = 2$  para  $n = 1$ .



- Cada transição implica numa emissão com frequência diferente. Isso explica o surgimento das linhas no espectro discreto dos elementos. Note que cada transição corresponde a uma cor no espectro abaixo.



# As falhas do modelo de Bohr

- Apesar do modelo de Bohr explicar satisfatoriamente o espectro de emissão do hidrogênio e de algumas espécies contendo somente 1 elétron ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{+2}$ , etc), ele falha em explicar o comportamento de espécies mais complexas.
- Em 1916 Sommerfeld propôs orbitas elípticas ao invés das circulares propostas por Bohr, porém sem sucesso na explicação do espectro de espécies mais complexas.
- A partir do desenvolvimento da mecânica quântica e da natureza ondulatória da matéria chegamos ao modelo atômico considerado atualmente.

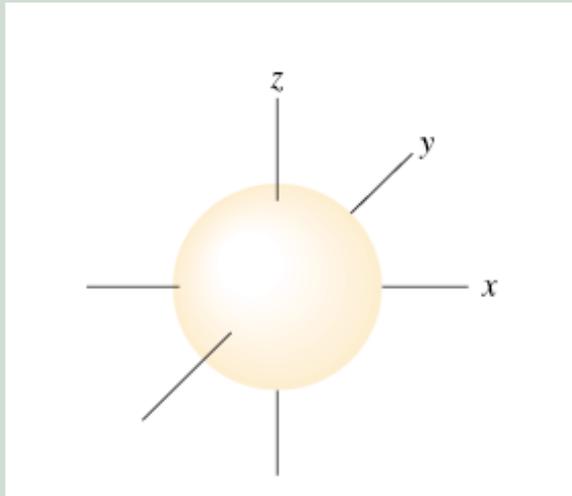
# As idéias básicas do modelo quântico

- Átomos e moléculas existem somente com determinados (definidos) estados de energia.
- As trocas de estados de energia são caracterizadas por emissões ou absorções de energia, que podem ser relacionadas a frequências de ondas eletromagnéticas da seguinte forma:

$$\Delta E = h\nu \quad \text{onde } h \text{ é a constante de Planck e } \nu \text{ a frequência}$$

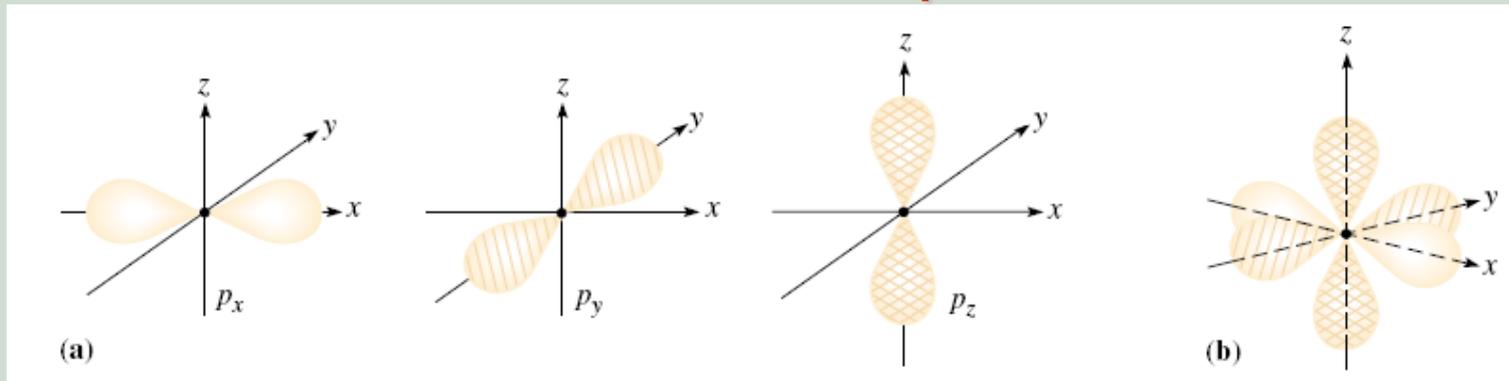
- Os estados de energia de um elétron em uma molécula ou átomo são descritos por um conjunto de números, chamados de números quânticos.
- Os elétrons não mais possuem trajetória fixa, e sim orbitais atômicos, que são regiões do espaço onde tem-se determinada probabilidade de se encontrar o elétron.

# Exemples de orbitais



Orbital s

## Orbitais p



# Números quânticos

- **Número quântico principal (n):** descreve o nível principal de energia de um elétron. Pode assumir valores positivos inteiros:

$$n = 1,2,3,4,5,\dots$$

- **Número quântico de momento angular (l):** descreve o formato da região no espaço que o elétron ocupa dentro de uma camada definida (n). É uma subcamada (s, p, d, f), podendo assumir os valores de :

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

- **Número quântico magnético ( $m_l$ ):** designa um orbital específico dentro de uma subcamada. Orbitais dentro de uma mesma subcamada diferem na orientação no espaço mas não na suas energias. Esse número quântico pode assumir os seguintes valores:

$$m_l = -l \text{ até } +l, \text{ ou seja, depende do número quântico "momento angular"}$$

- **Número quântico spin:** define o sentido de rotação do elétron e a orientação do campo magnético produzido por ele. Pode assumir os valores de  $+1/2$  ou  $-1/2$ .

# Distribuição eletrônica

- Cada orbital somente poderá acomodar dois elétrons, e estes terão spins contrários

- **Princípio da exclusão de Pauli:**

**“Dois elétrons em um mesmo átomo não podem ter os mesmos valores para os quatro números quântico”.**

- **Regra de Hund:**

**“Os elétrons de um átomo devem ocupar todos os orbitais de uma subcamada antes de se emparelharem no mesmo orbital”.**

# Diagrama de distribuição eletrônica

