

Teoria Atômica da Matéria

Breve Histórico

Leucipo e Demócrito (≈ 400 a.C.) – descontinuidade da matéria (átomo).

Alquimia (≈ 300 a.C.–1500 d.C.) – civilizações árabes e gregas.

Paracelsus (≈ 1500 d.C.) – Iatroquímica.

Robert Boyle (1660) – realizou experiências com gases e líquidos. (O período do flogístico)

Lavoisier (1789) – “Tratado Elementar de Química”: lançou as bases para o desenvolvimento da Química Moderna.

Dalton (1803)- Propôs o modelo do átomo indivisível.

Principais Postulados de Dalton (1803)

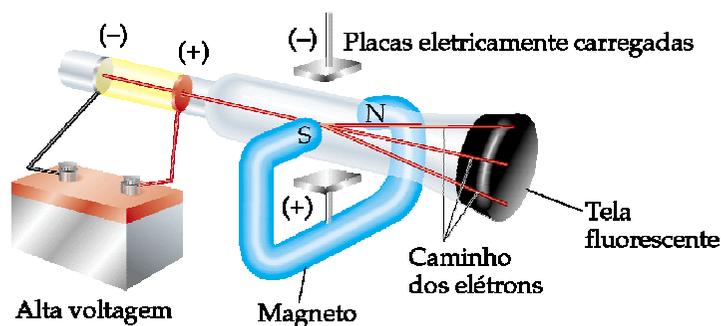
- Cada elemento é composto de átomos.
- Todos os átomos de um elemento são idênticos.
- Nas reações químicas, os átomos não são alterados.
- Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam.
- Lei de Dalton das proporções múltiplas: Quando dois elementos formam diferentes compostos, a proporção da massa dos elementos em um composto está relacionada à proporção da massa do outro através de um número inteiro pequeno.

© 2005 by Pearson Education

A descoberta da estrutura atômica

Raios catódicos e elétrons

Um tubo de raios catódicos (CRT) é um recipiente profundo com um eletrodo em cada extremidade, no qual uma voltagem alta é aplicada através dos eletrodos.



© 2005 by Pearson Education

Radioatividade

Considere o seguinte experimento:

- Uma substância radioativa é colocada em um anteparo contendo um pequeno orifício de tal forma que um feixe de radiação seja emitido pelo orifício.
- A radiação passa entre duas chapas eletricamente carregadas e é detectada.
- Três pontos são observados no detector:
 - um ponto no sentido da chapa positiva,
 - um ponto que não é afetado pelo campo elétrico,
 - um ponto no sentido da chapa negativa.

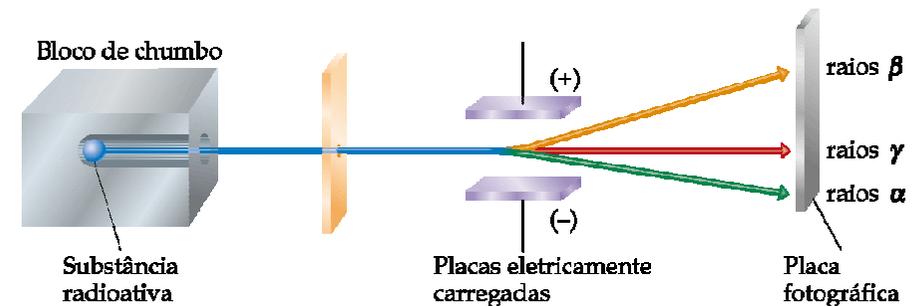
© 2005 by Pearson Education

Radioatividade

- Um alto desvio no sentido da chapa positiva corresponde à radiação que é negativamente carregada e tem massa baixa. Essa se chama radiação β (consiste de elétrons).
- Nenhum desvio corresponde a uma radiação neutra. Essa se chama radiação γ .
- Um pequeno desvio no sentido da chapa carregada negativamente corresponde à radiação carregada positivamente e de massa alta. Essa se chama radiação α .

© 2005 by Pearson Education

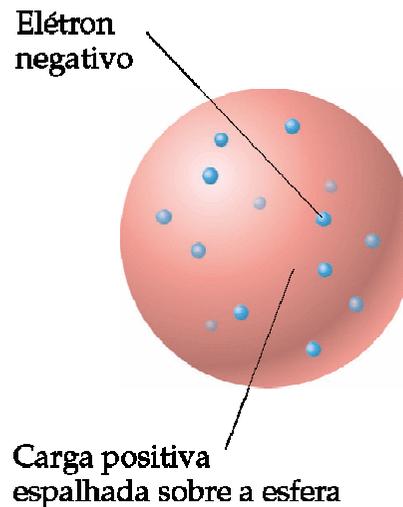
Radioatividade



© 2005 by Pearson Education

O átomo de Thomson (1898)

- Pela separação da radiação, conclui-se que o átomo consiste de entidades neutras e carregadas negativa e positivamente.
- Thomson supôs que todas essas espécies carregadas eram encontradas em uma esfera.

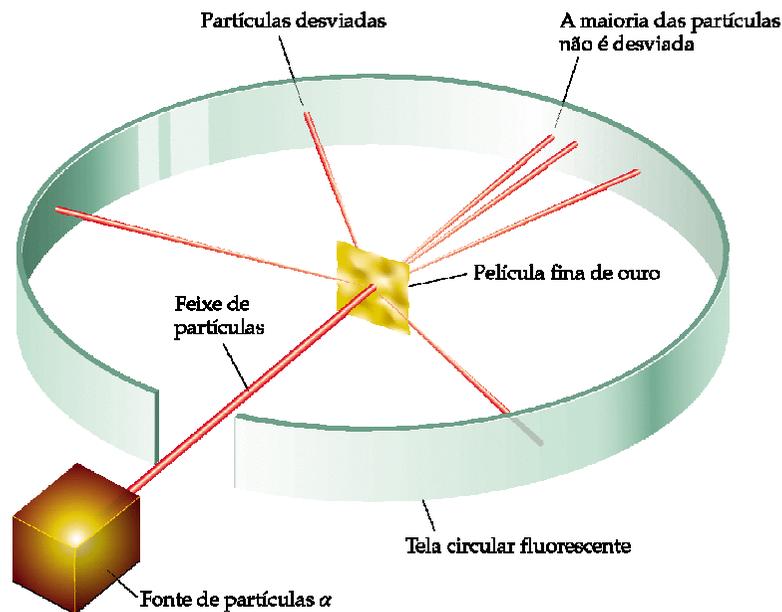


© 2005 by Pearson Education

O átomo de Rutherford (1910)

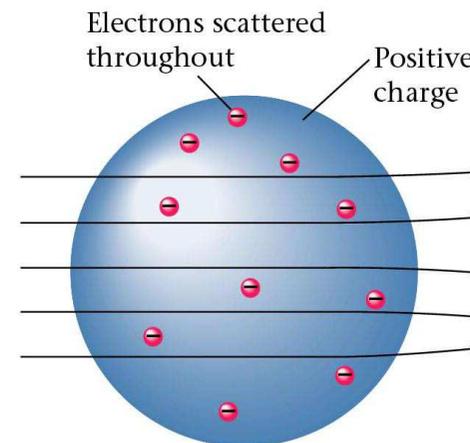
- Rutherford executou o seguinte experimento:
- Uma fonte de partículas α foi colocada na boca de um detector circular.
- As partículas α foram lançadas contra um pedaço de chapa de ouro.
- A maioria das partículas α passaram diretamente através da chapa, sem desviar.
- Algumas partículas α foram desviadas com ângulos grandes.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Se o modelo do átomo de Thomson estivesse correto, o resultado de Rutherford seria impossível.



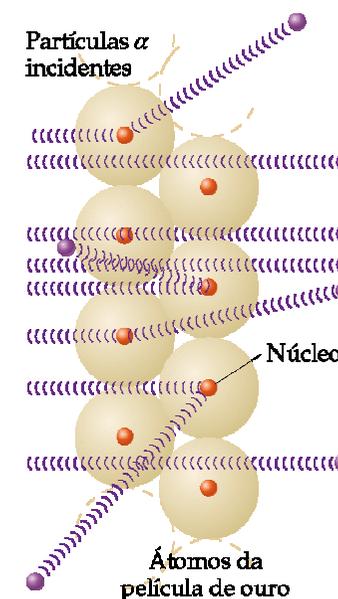
O átomo com núcleo

- Para fazer com que a maioria das partículas α passe através de um pedaço de chapa sem sofrer desvio, a maior parte do átomo deve consistir de carga negativa difusa de massa baixa – o elétron.
- Para explicar o pequeno número de desvios grandes das partículas α , o centro ou núcleo do átomo deve ser constituído de uma carga positiva densa.

© 2005 by Pearson Education

O átomo com núcleo

- Rutherford modificou o modelo de Thomson da seguinte maneira: Suponha que o átomo é esférico mas a carga positiva deve estar localizada no centro, com uma carga negativa difusa em torno dele.

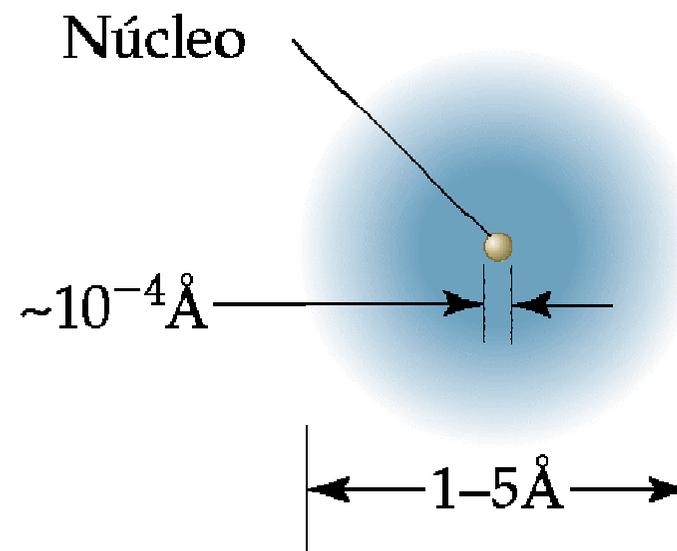


© 2005 by Pearson Education

A visão moderna da estrutura atômica

- O átomo consiste de entidades neutras, positivas e negativas (prótons, elétrons e nêutrons).
- Os prótons e nêutrons estão localizados no núcleo do átomo, que é pequeno. A maior parte da massa do átomo se deve ao núcleo.
- Pode haver um número variável de nêutrons para o mesmo número de prótons. Os isótopos têm o mesmo número de prótons, mas números diferentes de nêutrons.
- Os elétrons estão localizados fora do núcleo. Grande parte do volume do átomo se deve aos elétrons.

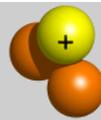
© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Isótopos, Números atômicos e Números de massa

- Número atômico (Z) = número de prótons no núcleo.
- Número de massa (A) = número total de núcleons no núcleo (por exemplo, prótons e nêutrons).
- Por convenção, para um elemento X , escreve-se ${}_Z^A X$.
- Isótopos têm o mesmo Z , porém A é diferente.
- Encontramos o Z na tabela periódica.

Isótopo	Prótons	Elétrons	Nêutrons	Núcleo
Hidrogênio-1 (prótio)	1	1	0	
Hidrogênio-2 (deutério)	1	1	1	
Hidrogênio-3 (trítio)	1	1	2	

© 2005 by Pearson Education

A Teoria Atômica Moderna

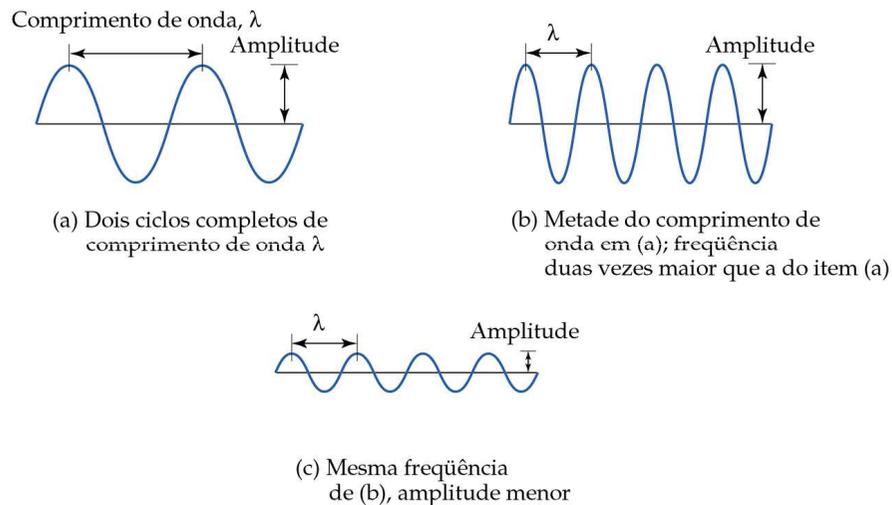
- Rutherford supôs que os elétrons orbitavam o núcleo da mesma forma que os planetas orbitam em torno do sol.
- Entretanto, uma partícula carregada movendo em uma trajetória circular deve perder energia.
- Isso significa que o átomo deve ser instável de acordo com a teoria de Rutherford.
- A “solução” para o problema foi proposta por Bohr, com base em estudos realizados por Einstein e Max Planck no início do século XX, sobre a radiação e sua interação com a matéria.

© 2005 by Pearson Education

Natureza ondulatória da luz

- Todas as ondas têm um comprimento de onda característico, λ , e uma amplitude, A .
- A frequência, ν , de uma onda é o número de ciclos que passam por um ponto em um segundo.
- A velocidade de uma onda, v , é dada por sua frequência multiplicada pelo seu comprimento de onda.
- Para a luz, velocidade = c .

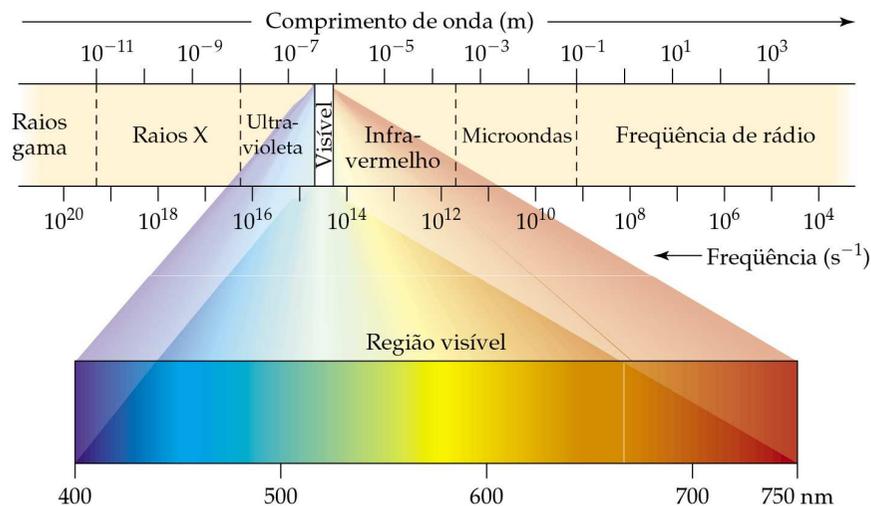
© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

- A teoria atômica moderna surgiu a partir de estudos sobre a interação da radiação com a matéria.
- A radiação eletromagnética se movimenta através do vácuo com uma velocidade de $3,00 \times 10^8$ m/s.
- As ondas eletromagnéticas têm características ondulatórias semelhantes às ondas que se movem na água.
- Por exemplo: a radiação visível tem comprimentos de onda entre 400 nm (violeta) e 750 nm (vermelho).

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Unidades de comprimentos de onda comuns para radiações eletromagnéticas

Unidade	Símbolo	Comprimento (m)	Tipo de radiação
Angström	Å	10 ⁻¹⁰	Raios X
Nanômetro	nm	10 ⁻⁹	Ultravioleta, visível
Mícron	μm	10 ⁻⁶	Infravermelho
Milímetro	mm	10 ⁻³	Infravermelho
Centímetro	cm	10 ⁻²	Microondas
Metro	m	1	TV, rádio

© 2005 by Pearson Education

A Teoria Quântica de Planck

- **Planck:** a energia só pode ser liberada (ou absorvida) por átomos em certos “pacotes” de tamanho mínimo, cada um dos quais chamado *quantum*.
- A relação entre a variação de energia e a frequência é $\Delta E = nh\nu$, onde n é um número inteiro e h é a constante de Planck ($6,626 \times 10^{-34}$ J s).
- Para entender a quantização, considere a subida em uma rampa *versus* a subida em uma escada:
- Para a rampa, há uma alteração constante na altura, enquanto na escada há uma alteração gradual e quantizada na altura.

© 2005 by Pearson Education

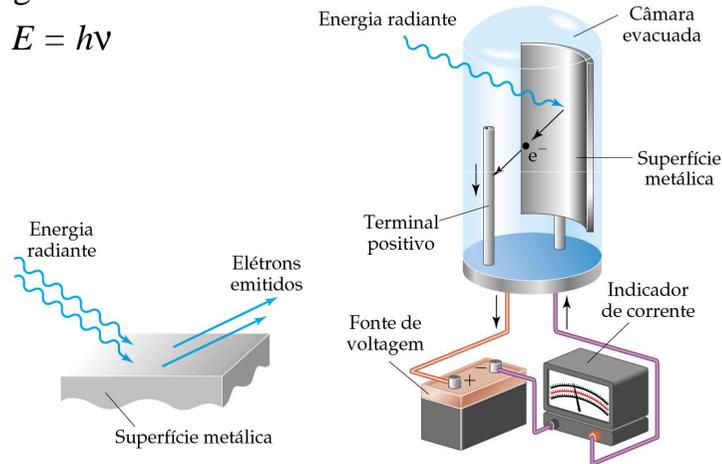
Fótons e o Efeito Fotoelétrico

- O efeito fotoelétrico fornece evidências para a natureza de partícula da luz - “quantização”.
- Se a luz brilha na superfície de um metal, há um ponto no qual os elétrons são expelidos do metal.
- Os elétrons somente serão expelidos se a frequência mínima é alcançada.
- Abaixo da frequência mínima, nenhum elétron é expelido.
- Acima da frequência mínima, o número de elétrons expelidos depende da intensidade da luz.

© 2005 by Pearson Education

- Einstein supôs que a luz trafega em pacotes de energia denominados fótons.
- A energia de um fóton:

$$E = h\nu$$



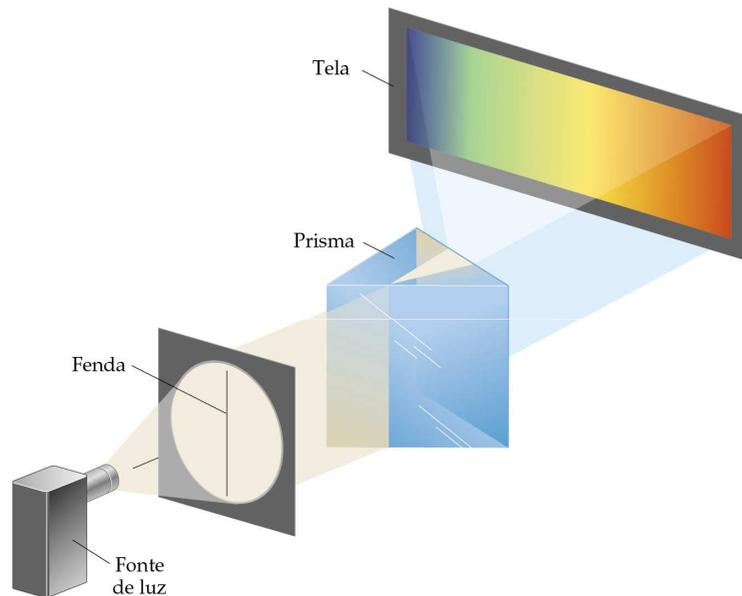
© 2005 by Pearson Education

O modelo Atômico de Bohr

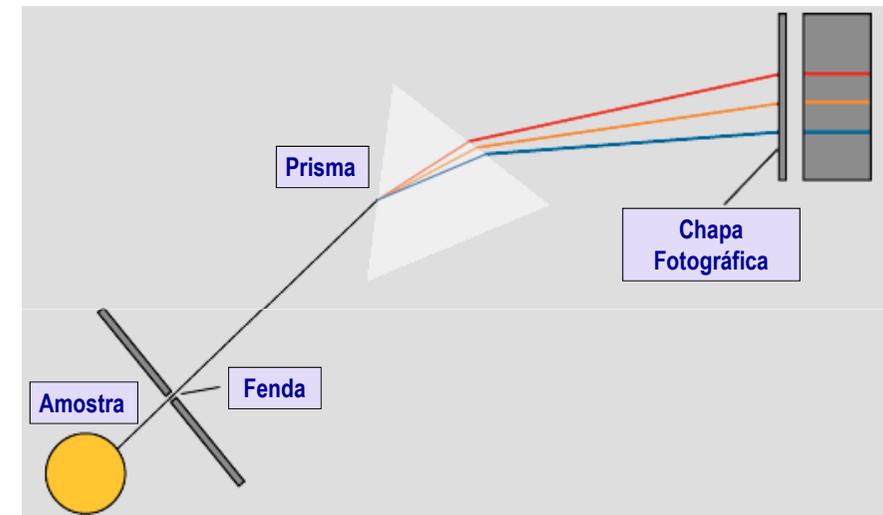
Espectros de linhas

- A radiação composta por um único comprimento de onda é chamada de monocromática.
- A radiação que varre uma matriz completa de diferentes comprimentos de onda é chamada de contínua.
- A luz branca pode ser separada em um espectro contínuo de cores.
- Observe que não há manchas escuras no espectro contínuo que corresponderiam a linhas diferentes.

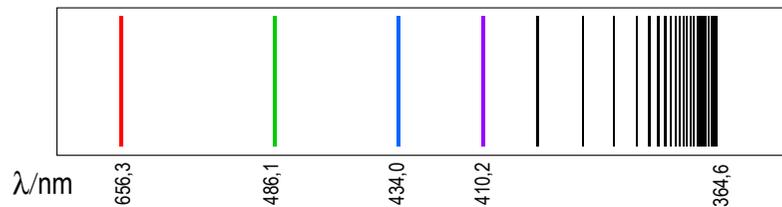
© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education



- As radiações da luz solar se distribuem numa faixa contínua de frequências.
- As radiações emitidas por vapores a baixa pressão, submetidos a elevadas temperaturas ou diferenças de potencial, possuem apenas algumas frequências, as quais são características de cada elemento.
- O espectro do hidrogênio é o mais simples e, na região do visível, ele pode ser esquematizado da seguinte maneira:



- Verifica-se que o espaçamento entre as raia diminui e a série converge para um limite em que $\lambda = 364,6 \text{ nm}$.
- A descontinuidade dos espectros atômicos pode ser explicada pela quantização de energia proposta por Planck.
- Bohr, em 1913, foi quem reconheceu a aplicabilidade da idéia de quantização da energia à estrutura atômica.

Postulados de Bohr

- 1) No átomo de hidrogênio, o elétron gira em torno do núcleo em órbitas circulares. O raio dessas órbitas não podem ser quaisquer, mas apenas aqueles que correspondem a certas energias permitidas (estados estacionários ou níveis de energia).
- 2) O elétron pode mudar de um estado estacionário para outro mediante emissão ou absorção de uma quantidade de energia igual à diferença de energia entre os dois estados. A frequência da energia radiante envolvida na transição eletrônica é dada por:

$$\Delta E = h\nu$$

No modelo de Bohr, as energias permitidas para o elétron no átomo de hidrogênio são dadas pela equação:

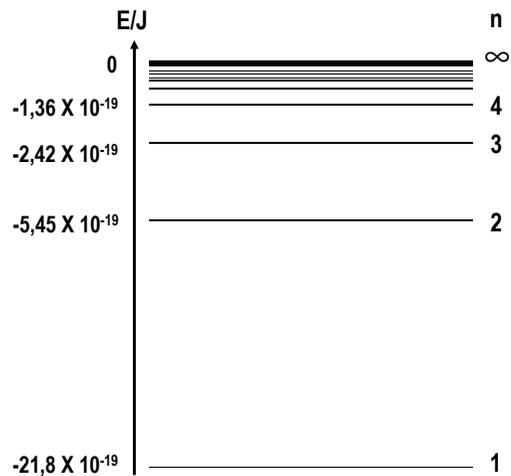
$$E = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

onde R_H é uma constante igual a $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ e n é um número inteiro característico de cada órbita permitida (ou nível de energia).

Os níveis de energia no átomo de hidrogênio são **quantizados**; n é denominado número quântico principal.

Segundo o modelo de Bohr, o número máximo de elétrons por nível é dado por $2n^2$.

Diagrama de níveis de energia - Hidrogênio



Qual a diferença de energia entre dois estados de energia n_1 e n_2 quaisquer?

A energia de cada um dos níveis será dada por:

$$E_1 = -R_H \left(\frac{1}{n_1^2} \right) \quad E_2 = -R_H \left(\frac{1}{n_2^2} \right)$$

A diferença, portanto, será dada por:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -R_H \left(\frac{1}{n_2^2} \right) + R_H \left(\frac{1}{n_1^2} \right)$$

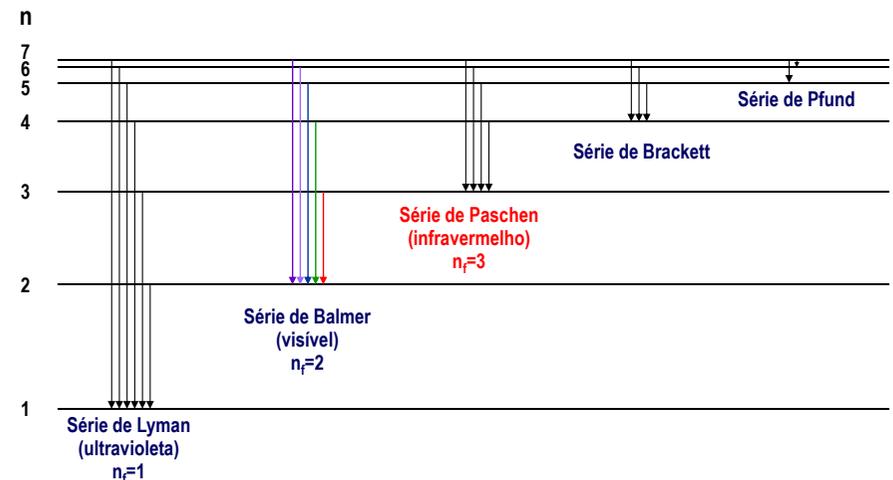
Rearranjando e colocando R_H em evidência, tem-se que:

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Exercício

- 1) Calcule o valor da energia envolvida na transição de um elétron no átomo de hidrogênio do nível $n=3$ para o nível $n=2$. A energia é absorvida ou liberada?
- 2) Calcule a frequência e comprimento de onda da radiação correspondente a essa transição.
- 3) A partir da equação acima, deduzir uma expressão para o cálculo do inverso do comprimento de onda ($1/\lambda$).

Para um conjunto de transições com o mesmo valor de n (final), tem-se uma série de linhas espectrais, sendo que algumas recebem nomes especiais:



Exercício

- 1) Utilizando a equação de Rydberg, calcule, para três algarismos significativos, o comprimento de onda das três primeiras linhas na série de Lyman.
- 2) À medida que n_i se aproxima do infinito, de que valor limite se aproxima λ ?
- 3) O que representa $n = \infty$?