

FRENTE: QUÍMICA I

PROFESSOR(A): SÉRGIO MATOS

ASSUNTO: ESTRUTURA ATÔMICA

EAD – ITA

AULAS 03 A 05

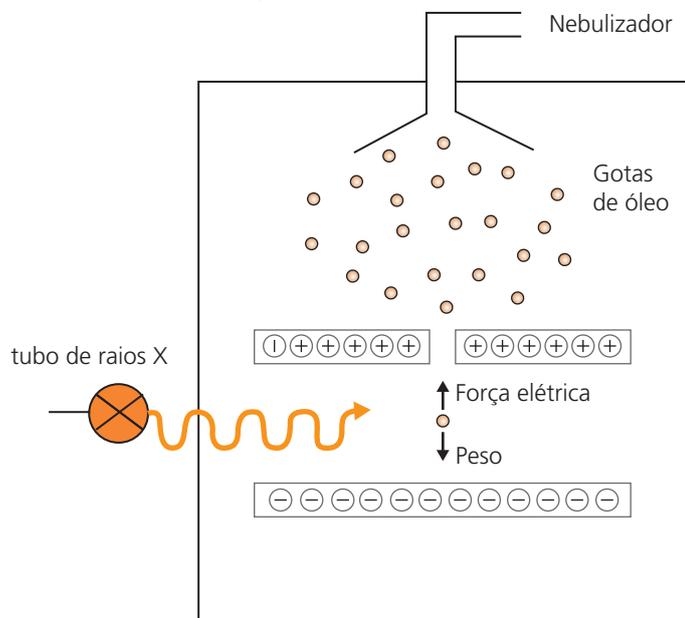


Resumo Teórico

A experiência de Millikan

A determinação da carga do elétron foi feita em 1909 pelo físico estadunidense Robert Millikan, através da observação do movimento, em um campo elétrico, de gotículas de óleo eletrizadas.

O experimento de Millikan consiste em se pulverizar um óleo dentro de uma câmara contendo gás ionizado. Na queda, as gotas de óleo ficam eletrizadas com um ou mais elétrons. Isso ocorrendo com várias gotículas, cada uma delas deve adquirir a carga correspondente a 1 elétron ou mais de um. Medindo-se a carga das várias gotículas, o máximo divisor comum dos resultados obtidos é a carga do elétron. A medição da carga de uma gotícula é feita através de dados obtidos de seu movimento dentro do campo elétrico, ao ser observada com o auxílio de um microscópio.



A experiência de Millikan, da gota de óleo.

A Teoria Quântica de Planck

Os raios gama, os raios X, a luz visível, ultravioleta e infravermelho, as hertzianas (ondas de rádio e TV) e as micro-ondas propagam-se no vácuo sempre à velocidade de 300.000 quilômetros por segundo e são chamadas ondas eletromagnéticas.

Com o objetivo de justificar a distribuição de energia entre as diversas formas de radiação emitidas por um corpo negro, o físico alemão Max Planck formulou, no ano de 1900, uma ideia segundo a qual a energia somente pode ser emitida por quantidades discretas,

ou seja, por quantidades múltiplas de uma mínima chamada *quantum* (plural: *quanta*). Era a Teoria Quântica de Max Planck.

Segundo a Teoria Quântica, a energia das ondas eletromagnéticas é proporcional à frequência da radiação e pode ser calculada pelas expressões:

$$E = hv \text{ ou } E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sendo:

E = energia, em joules (J);

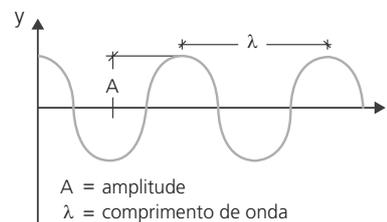
v = frequência da radiação, em hertz (Hz);

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

λ = comprimento de onda da radiação, em metros (m).

c = velocidade da luz no vácuo = $2,9979 \times 10^8$ m/s;

h = constante de Planck = $6,6262 \times 10^{-34}$ J · s.



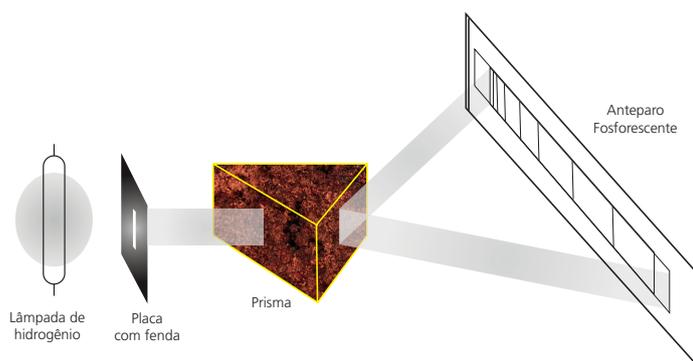
Exemplo de uma onda simples.

Tipo de onda	Comprimento de onda (em nanômetros, nm)
Ondas de rádio e TV (hertzianas)	> 10 ⁸
Micro-ondas	10 ⁸ a 10 ⁵
Infravermelho	10 ⁵ a 700
Luz visível	700 a 400
Ultravioleta	400 a 1
Raios X	1 a 0,01
Raios gama	< 0,01

O átomo de Bohr

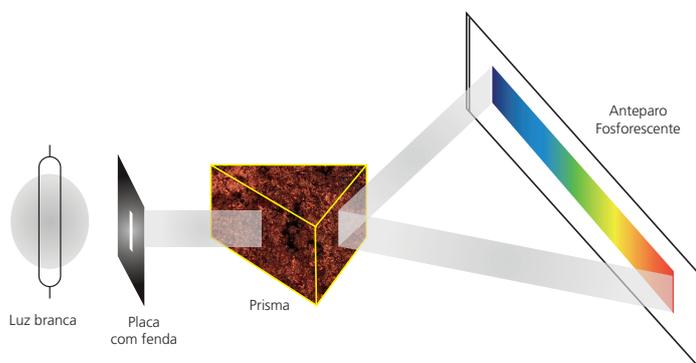
No início do século XX, havia uma dificuldade em se aceitar o modelo atômico planetário, pois se sabia que uma carga elétrica que gira em torno de outra de sinal contrário perde energia continuamente, resultando em uma aproximação entre as duas, conforme mostravam os estudos de Eletrodinâmica. Isso significava que os elétrons deveriam se aproximar continuamente do núcleo até haver a colisão, o que tornava inviável a ideia sobre os átomos.

Para resolver o impasse, o físico dinamarquês Niels Bohr formulou, em 1913, o seu modelo atômico, observando o espectro de emissão do átomo de hidrogênio e baseando-se na Teoria Quântica de Planck.



O espectro do átomo de hidrogênio (um espectro descontínuo)

Compare esse espectro com um espectro contínuo, por exemplo, o da luz solar:



O espectro contínuo

O modelo de Bohr consistia nos seguintes postulados:

Postulados mecânicos

- O elétron descreve órbitas circulares em torno do núcleo sem absorver ou emitir energia espontaneamente.
- Somente são possíveis certas órbitas com energias fixas (energias quantizadas). As órbitas permitidas são aquelas para as quais o momento angular do elétron (mvr) é um múltiplo inteiro de $h/2\pi$:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

Sendo h a constante de Planck e n um número inteiro maior que zero.

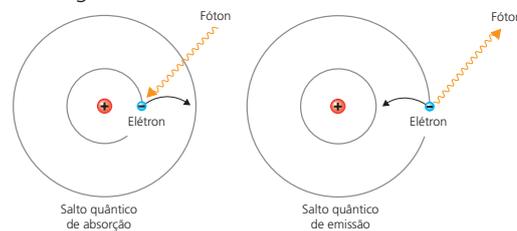


O modelo das órbitas circulares, de Bohr.

Os níveis de energia são numerados de $n = 1$ até $n = \infty$ (infinito). Quanto mais afastado do núcleo estiver o elétron, maior a energia.

Postulado óptico

Ao receber energia, o elétron salta para órbitas mais externas. Ao retornar para órbitas mais internas, emite energia na forma de ondas eletromagnéticas.



Salto quântico do elétron no átomo de Bohr.

A energia absorvida ou emitida pelo elétron no chamado **salto quântico** é dada pela diferença entre as energias dos níveis envolvidos:

$$\Delta E = |E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}|$$

Essa energia absorvida ou emitida, ΔE , é dependente da frequência da radiação eletromagnética envolvida, de acordo com a Teoria Quântica de Planck:

$$\Delta E = h\nu \quad \text{ou} \quad \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Observações:

(1) Átomos **hidrogenóides** são aqueles que possuem apenas 1 elétron. Para esse tipo de átomo se aplica também a Teoria de Bohr, com a energia do elétron na órbita sendo dada por:

$$E_n = -\frac{me^4Z^2}{8\epsilon_0^2n^2h^2} \quad \text{ou} \quad E_n = -\frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2} \text{ eV}$$

Sendo:

Z = número atômico

m = massa do elétron = $9,1095 \times 10^{-31}$ kg

e = carga do elétron = $1,6022 \times 10^{-19}$ C

ϵ_0 = permissividade do vácuo = $8,8542 \times 10^{-12}$ C² · N⁻¹ · m⁻²

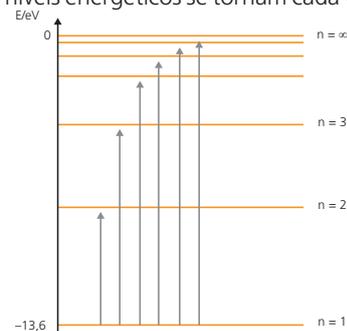
h = constante de Planck = $6,626 \times 10^{-34}$ J · s

eV = elétron-Volt (unidade de energia que equivale a $1,6022 \times 10^{-19}$ J).

Desse modo, a energia do elétron em uma órbita do átomo de hidrogênio ($Z = 1$) é dada por:

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

(2) À medida que o elétron se afasta do núcleo, a energia aumenta, mas os níveis energéticos se tornam cada vez mais próximos:



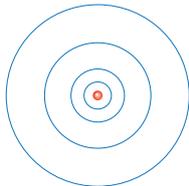
Os níveis de energia em um átomo de hidrogênio. Os níveis energéticos se tornam cada vez mais próximos, quando n aumenta.

(3) O raio da órbita de um átomo hidrogenóide é dado por:

$$r = \frac{\epsilon_0 n^2 h^2}{\pi m e^2 Z} \text{ ou } r = \frac{0,0529 n^2}{Z} \text{ nm}$$

1 nm = 10⁻⁹ m

(4) Os raios das órbitas também aumentam à medida que cresce o valor de **n**. No entanto, o afastamento entre as órbitas também cresce:



As órbitas de Bohr. A diferença entre os raios das órbitas cresce com n².

As séries espectrais

Por meio da Teoria de Bohr se pode calcular o número de onda (recíproco do comprimento de onda) da radiação eletromagnética emitida pelo elétron, utilizando-se, para isso, a equação a seguir:

$$\bar{\nu} = RZ^2 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \text{ (Equação de Rydberg)}$$

Sendo:

$\bar{\nu}$ = número de onda = 1/λ, medido em m⁻¹

R = constante de Rydberg, 1,097 × 10⁷ m⁻¹

Z = número atômico

n_i = nível inicial do salto quântico de emissão, n_i > n_f

n_f = nível final do salto quântico de emissão

As linhas (raias) observadas no espectro do átomo de **hidrogênio** (Z = 1) podem ser classificadas de acordo com o tipo de radiação eletromagnética emitida e, conseqüentemente, com o nível final do salto quântico. São as chamadas **séries espectrais**. Pela equação de Rydberg, temos:

Série de Lyman: n_f = 1 (ultravioleta)

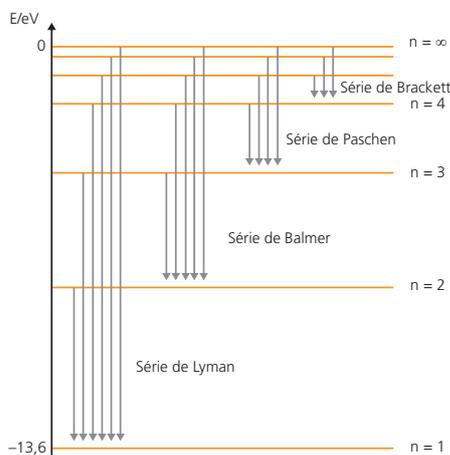
Série de Balmer: n_f = 2 (visível)

Série de Paschen: n_f = 3 (infravermelho)

Série de Brackett: n_f = 4 (infravermelho)

Série de Pfund: n_f = 5 (infravermelho)

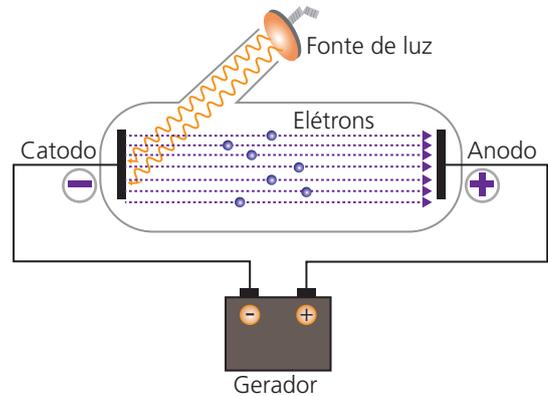
Série de Humphries: n_f = 6 (infravermelho)



As séries espectrais.

O efeito fotoelétrico

Quando um feixe de luz incide sobre uma placa metálica, verifica-se, em determinadas condições, uma emissão de elétrons pela placa irradiada.



Segundo Albert Einstein, para que haja emissão de um elétron é necessária uma energia mínima característica do metal (a sua energia de ionização). Quando o fóton incidente tem energia maior que a energia de ionização, a diferença entre as duas parcelas passa a ser a energia cinética do elétron emitido, ou seja:

$$E_c = E_{tot} - I \text{ ou } \frac{1}{2}mv^2 = hv - I$$

Sendo:

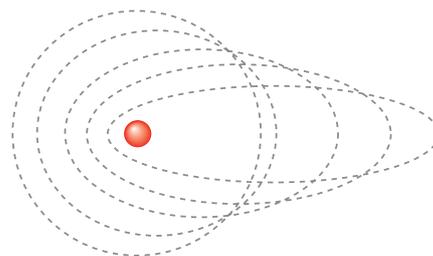
E_{tot} = hv = energia do fóton;

I = energia de ionização;

E_c = 1/2mv² = energia cinética do elétron emitido.

O átomo de Sommerfeld

Em 1916, Arnold Sommerfeld, ao estudar com mais cuidado os espectros atômicos, observou que as raias possuíam subdivisões. Sommerfeld tentou explicar o fato estabelecendo que, para cada camada eletrônica, haveria 1 órbita circular e n – 1 órbitas elípticas de diferentes excentricidades (razão entre a distância focal e o eixo maior da elipse). Por exemplo, para a 5^a camada, haveria 1 órbita circular e 4 órbitas elípticas. O modelo de Sommerfeld deu a primeira ideia a respeito das **subcamadas eletrônicas**.



Exemplo de um átomo segundo Sommerfeld.



Exercícios

01. (ProfSM) A evolução dos modelos atômicos passa pela descoberta das partículas subatômicas e também pelos experimentos que forneceram conclusões sobre a estrutura da eletrosfera. As descobertas do próton e do elétron são atribuídas, respectivamente, a

- A) Goldstein e Crookes.
- B) Goldstein e Thomson.
- C) Rutherford e Crookes.
- D) Rutherford e Thomson.
- E) Rutherford e Millikan.

02. (ProfSM) De acordo com o modelo atômico de Bohr, a maior frequência de um fóton emitido na região do infravermelho do espectro para um átomo de hidrogênio é

- A) 125 THz
- B) 289 THz
- C) 367 THz
- D) 415 THz
- E) 594 THz

03. (ProfSM) A 1ª energia de ionização do nióbio é de 6,75 eV. São dados:

- Massa do elétron (e) = $9,0 \cdot 10^{-31}$ kg
- Velocidade da luz no vácuo (c) = $3,0 \cdot 10^8$ m \cdot s $^{-1}$
- Constante de Planck (h) = $6,6 \cdot 10^{-34}$ J \cdot s $^{-1}$
- 1eV (elétron-volt) = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J
- 1nm (nanômetro) = 10^{-9} m

O comprimento de onda do fóton capaz de ejetar o elétron do átomo de nióbio a uma velocidade limite de $\sqrt{2} \cdot 10^6$ m \cdot s $^{-1}$ é igual a

- A) 10 nm
- B) 50 nm
- C) 100 nm
- D) 200 nm
- E) 500 nm

04. (ProfSM) Admitindo o modelo atômico de Bohr e o espectro visível do átomo de hidrogênio, é possível prever que o menor comprimento de onda para um fóton emitido, sendo R a constante de Rydberg, é

- A) 1/R
- B) 2/R
- C) 4/R
- D) R
- E) R/4

05. (ProfSM) De acordo com o modelo atômico de Niels Bohr para átomos monoelétrônicos, o momento angular do elétron seria um múltiplo inteiro de $h/(2\pi)$. Assim, é possível prever que a energia potencial do elétron na órbita circular, em função da massa do elétron (m) e de sua velocidade (v) seria:

- A) $E_p = -mv^2$
- B) $E_p = mv^2$

C) $E_p = -\frac{mv^2}{2}$

D) $E_p = \frac{mv^2}{2}$

- E) $E_p = -2mv^2$

06. (ProfSM) Considere as constantes: e (carga elementar), h (constante de Planck) e K (constante eletrostática do vácuo). De acordo com o modelo atômico de Bohr, a maior velocidade que o elétron do hidrogênio pode possuir orbitando ao redor do núcleo é

A) $v = \frac{\pi Ke^2}{4h}$

B) $v = \frac{4\pi^2 Ke}{h^2}$

C) $v = \frac{2\pi Ke^2}{h}$

D) $v = \frac{2Ke}{2\pi h}$

E) $v = \frac{2Ke}{2\pi h}$

07. (ProfSM) O comprimento de onda da luz visível varia de 400nm (extremo violeta) a 700nm (extremo vermelho). A constante de Rydberg vale $1,0 \times 10^7$ m $^{-1}$. Para que o elétron do átomo de hidrogênio emita um fóton correspondente ao extremo violeta do espectro, deve saltar para 2ª camada eletrônica partindo do nível:

- A) 2
- B) 3
- C) 4
- D) 5
- E) ∞

08. (ProfSM) O modelo atômico de Arnold Sommerfeld considerava os elétrons descrevendo órbitas. Uma ideia que surgiu com o modelo de Sommerfeld foi a de que a eletrosfera é composta de

- A) níveis eletrônicos.
- B) subníveis eletrônicos.
- C) um grande espaço vazio.
- D) partículas com carga negativa.
- E) elétrons comportando-se como ondas.

09. (ProfSM) As descobertas dos raios X, do nêutron e da carga do elétron são atribuídas, respectivamente, a

- A) Wilhelm Röntgen, James Chadwick e Robert Millikan.
- B) Wilhelm Röntgen, James Chadwick e Joseph Thomson.
- C) Wilhelm Röntgen, Ernest Rutherford e Robert Millikan.
- D) Henri Becquerel, James Chadwick e Robert Millikan.
- E) Wilhelm Röntgen, Eugen Goldstein e Robert Mulliken.

10. (ProfSM) Determine a energia (em elétrons-volt, eV) do fóton necessário para ejetar o elétron do átomo de He $^+$ a partir do estado fundamental, se a velocidade de escape é de $4,0 \cdot 10^6$ m/s.

11. (ProfSM) Descreva sucintamente o experimento que levou à descoberta da carga do elétron.

12. (ProfSM) O espectro visível é a faixa do espectro eletromagnético que abrange os comprimentos de onda de luz que podem ser detectadas pelo olho de um ser humano normal. Admitindo o modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio é possível estimar os extremos do espectro visível.

Dados:

- Constante de Rydberg: $R = 1,1 \cdot 10^7$ m $^{-1}$
- 1 nanômetro = 1nm = 10^{-9} m

Calcule e mostre como chegou ao resultado:

- A) O comprimento de onda do extremo vermelho do espectro visível, em nanômetros.
- B) O comprimento de onda do extremo violeta do espectro visível, em nanômetros.

13. (ProfSM) A adição de um elétron a uma partícula α resulta em um átomo X. Estime a frequência do fóton capaz de ejetar esse elétron com uma velocidade de $1,32 \cdot 10^6$ m/s.

Dados:

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \cdot 10^8$ m/s

Constante de Rydberg = $1,1 \cdot 10^7$ m⁻¹

Massa do elétron = $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg

Constante de Planck = $6,6 \cdot 10^{-34}$ J · s

14. (ProfSM) A energia de ionização do átomo de colbalto (₂₇Co) é 760 kJ/mol. Calcule o comprimento de onda de um fóton capaz de ejetar o elétron mais energético do átomo de cobalto com uma velocidade terminal de $2,5 \cdot 10^6$ m/s. Mostre os cálculos.

Dados:

Massa do elétron = $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg

Constante de Planck = $6,6 \cdot 10^{-34}$ J · s

Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \cdot 10^8$ m/s

15. (ProfSM) O elemento ítrio, importante na preparação de cerâmicas supercondutoras, possui energia de ionização de 600kJ/mol. Calcule o comprimento de onda do fóton necessário para ejetar o elétron mais energético do ítrio a uma velocidade de escape de $4,0 \times 10^6$ m/s. Mostre os cálculos.

Dados:

Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$ mol⁻¹

Massa do elétron = $9,0 \times 10^{-31}$ kg

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \times 10^8$ m/s

Constante de Planck = $6,6 \times 10^{-34}$ J · s

Gabarito

01	02	03	04	05
D	C	C	C	A
06	07	08	09	10
C	E	B	A	–
11	12	13	14	15
–	–	–	–	–

– Demonstração