

OBJETIVO

ITA
Química

6

Atinídios
Outros metais
Não-Metais
Casos nobres

Sólidos

25 Mn Manganês 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	
43 Tc Técnetio (84)	44 Ru Rútenio 101.07	45 Rh Ródio 102.90550	46 Pd Paládio 106.42	47 Ag Prata 107.8682
75 Re Rênio 186.207	76 Os Ósmio 190.23	77 Ir Írídio 192.222	78 Pt Platina 195.084	79 Au Ouro 196.96657

50 Sn Estanho 118.710	51 Sb Antimônio 121.757	52 Te Telúrio 127.603	53 I Iodo 126.905	54 Xe Xenônio 131.29
82 Pb Chumbo 207.2	83 Bi Bismuto 208.9804	84 Po Polônio [209]	85 At Astato [210]	86 Rn Radônio [222]



MÓDULOS 21 e 22

Modelos Atômicos

1. Modelo de Demócrito

Por volta do ano 400 a.C., o filósofo grego Demócrito sugeriu que a matéria não é contínua, isto é, ela é feita de minúsculas partículas indivisíveis. Essas partículas foram chamadas de átomos (a palavra átomo significa, em grego, “indivisível”).

Demócrito postulou que todas as variedades de matéria resultam da combinação de átomos.

Demócrito baseou seu modelo na intuição e na lógica. No entanto, foi rejeitado por um dos maiores lógicos de todos os tempos, o filósofo Aristóteles. Este reviveu e fortaleceu o modelo de matéria contínua, ou seja, a matéria como um “todo inteiro”. De acordo com Aristóteles, a matéria seria resultante da combinação de quatro elementos: terra, ar, água e fogo.

Apenas em 1650 d.C., o conceito foi novamente proposto pelo filósofo francês Pierre Gassendi.

2. Modelo de Dalton

Todo modelo não deve ser somente lógico, mas também consistente com a experiência. No século XVII, experiências demonstraram que o comportamento das substâncias era inconsistente com a ideia de matéria contínua, e o modelo de Aristóteles começou a desmoronar.

Em 1803, John Dalton, um professor inglês, propôs a ideia de que as propriedades da matéria podem ser explicadas em termos de comportamento de partículas finitas, unitárias. Dalton acreditou que o átomo seria a partícula elementar, a menor unidade de matéria.

Surgiu assim o modelo de Dalton: átomos vistos como esferas minúsculas, rígidas e indestrutíveis.



O modelo de Dalton, representado como uma esfera maciça.

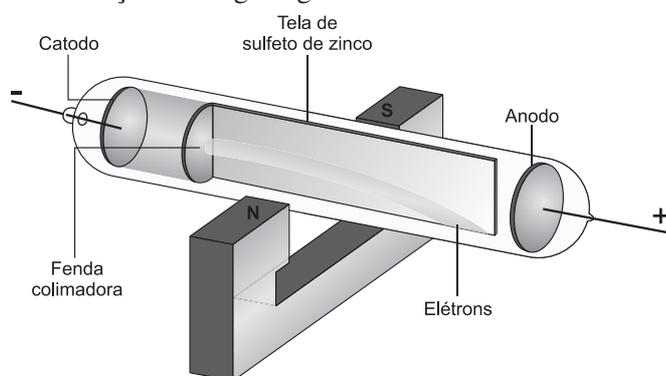
Três dos principais postulados de J. Dalton são:

- os elementos são formados por átomos que apresentam as mesmas propriedades;

- átomos de elementos diferentes apresentam propriedades diferentes;
- compostos são formados pela combinação de átomos de dois ou mais elementos. Em um determinado composto, os números em que os átomos se combinam são definidos e constantes.

3. Modelo de Thomson

Em 1897, o físico J.J. Thomson demonstrou que os raios catódicos podiam ser interpretados como um feixe de partículas carregadas, que foram chamadas de elétrons. A atribuição de carga negativa aos elétrons foi arbitrária.

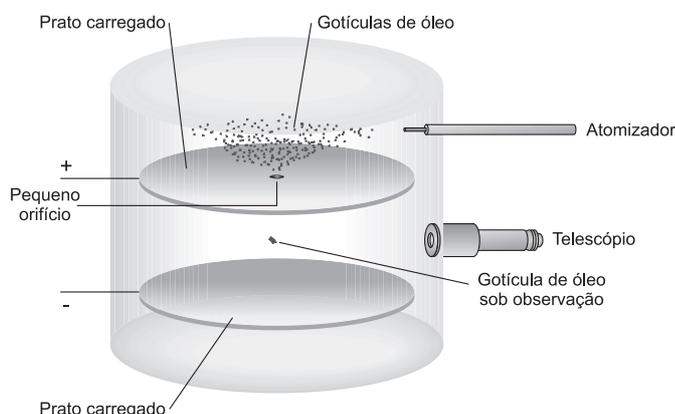


Aplicando-se uma elevada diferença de potencial entre o cátodo e o ânodo, os elétrons escapam do cátodo e migram para o ânodo. No tubo da lâmpada fluorescente (acesa), existem os raios catódicos.

Continuando suas pesquisas, Thomson determinou a razão massa/carga do elétron:

$$\frac{m}{q} = 5,69 \times 10^{-9} \text{ g/C}$$

O importante deste experimento é que o valor encontrado é constante, independentemente do gás estudado, concluindo, portanto, que o elétron é uma partícula de todos os átomos. Em 1909, Millikan determinou a carga do elétron, chegando ao valor de $1,60 \times 10^{-19}$ coulomb.

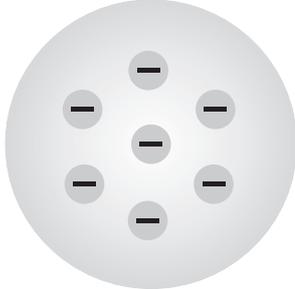


Experimento da gota de óleo, feito por Millikan.

Logo, a massa do elétron é:

$$m = (1,60 \times 10^{-19} \text{ coulomb}) \times (5,69 \times 10^{-9} \text{ g/coulomb}) = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Em 1903, Thomson apresentou o seu modelo atômico: uma esfera positiva na qual os elétrons estão distribuídos mais ou menos uniformemente.

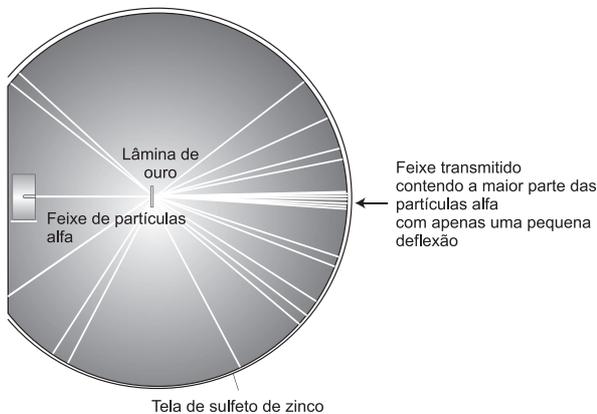


O modelo de Thomson pode ser comparado a um pudim positivo no qual existem passas negativas.

4. O Modelo Nuclear

Em 1911, Lord Rutherford e colaboradores (Geiger e Marsden) bombardearam uma lâmina metálica delgada com um feixe de partículas alfa. Estas eram partículas positivas.

A maior parte das partículas alfa atravessava a lâmina sem sofrer desvio na sua trajetória (para cada 10.000 partículas alfa que atravessavam sem desviar-se, uma era desviada).

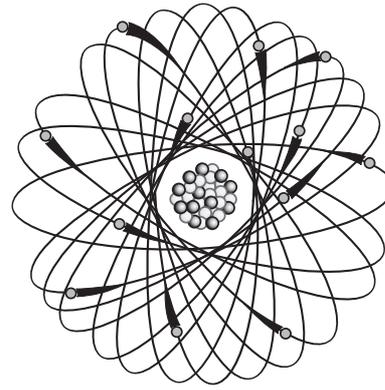


Experiência de Rutherford.

Para explicar a experiência, Rutherford concluiu que o átomo não era uma bolinha maciça. Admitiu uma parte central positiva muito pequena mas de grande massa (o núcleo) e uma parte envolvente negativa e relativamente enorme (a eletrosfera ou coroa). Se o átomo tivesse o tamanho do Estádio do Morumbi, o núcleo teria o tamanho de uma azeitona.

Surgiu assim o **modelo nuclear do átomo**.

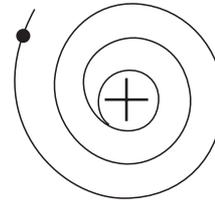
O modelo de Rutherford é o **modelo planetário do átomo**, no qual os elétrons descrevem um movimento circular ao redor do núcleo, assim como os planetas se movem ao redor do Sol.



5. Modelo de Bohr

O modelo planetário de Rutherford apresenta duas falhas:

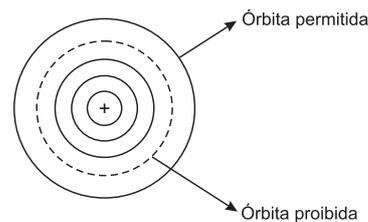
a) uma carga negativa, colocada em movimento ao redor de uma carga positiva estacionária, adquire movimento espiralado em sua direção, acabando por colidir com ela.



Os elétrons deveriam “cair” no núcleo, ocasionando o colapso do átomo, o que não acontece.

b) essa carga em movimento perde energia, emitindo radiação. Ora, o átomo no seu estado normal não emite radiação.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr expôs uma ideia que modificou o modelo planetário do átomo.

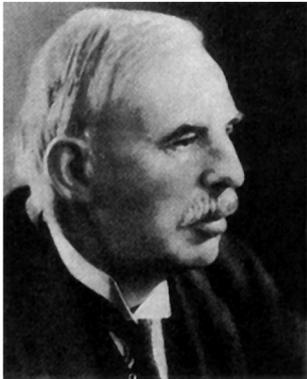
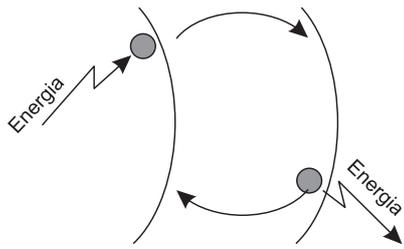


O modelo de Bohr

Um elétron num átomo só pode ter certas energias específicas, e cada uma destas energias corresponde a uma órbita particular. Quanto maior a energia do elétron, mais afastada do núcleo se localiza a sua órbita.

Se o elétron recebe energia, ele pula para uma órbita mais afastada do núcleo (o átomo fica excitado). Por irradiação de energia, o elétron pode cair numa órbita mais próxima do núcleo. No entanto, o elétron não pode cair abaixo de sua órbita normal estável.

O átomo estará no **estado fundamental** quando todos os seus elétrons estiverem nos subníveis de menor energia possível.



Ernest Rutherford (1871-1937).



Niels Henrik David Bohr (1885-1962).

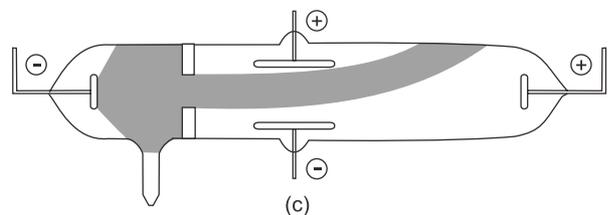
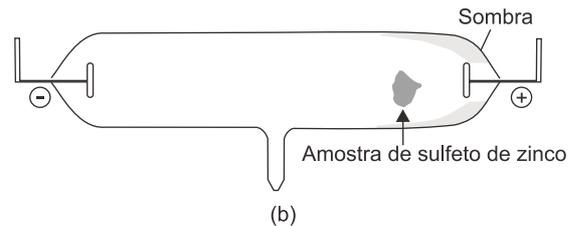
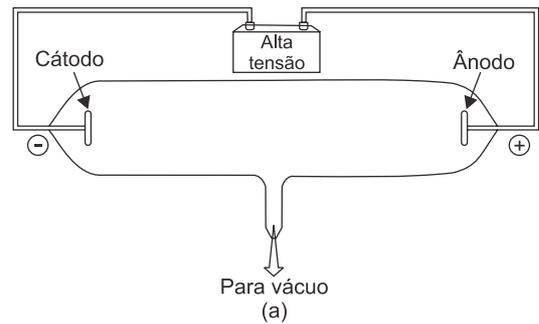
Exercícios

1. (ITA-SP) – Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas.

Assinale a opção que apresenta, na ordem cronológica CORRETA, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.

- Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- Avogadro, Thomson, Bohr e Rutherford.
- Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- Rutherford, Dalton, Bohr e Avogadro.

2. As figuras representam alguns experimentos de raios catódicos realizados no início do século passado, no estudo da estrutura atômica.



O tubo nas figuras (a) e (b) contém um gás submetido à alta tensão. Figura (a): antes de ser evacuado. Figura (b): a baixas pressões. Quando se reduz a pressão, há surgimento de uma incandescência, cuja cor depende do gás no tubo. A figura (c) apresenta a deflexão dos raios catódicos em um campo elétrico.

Em relação aos experimentos e às teorias atômicas, analise as seguintes afirmações:

- Na figura (b), fica evidenciado que os raios catódicos se movimentam numa trajetória linear.
- Na figura (c), verifica-se que os raios catódicos apresentam carga elétrica negativa.
- Os raios catódicos são constituídos por partículas alfa.
- Esses experimentos são aqueles desenvolvidos por Rutherford para propor a sua teoria atômica, conhecida como modelo de Rutherford.

As afirmativas corretas são aquelas contidas apenas em

- I, II e III.
- II, III e IV.
- I e II.
- II e IV.
- IV.

3. Numa experiência igual à realizada por Millikan, foram encontradas gotículas de óleo com diferentes cargas elétricas, entre elas: $3,2 \cdot 10^{-19}\text{C}$, $6,4 \cdot 10^{-19}\text{C}$, $4,8 \cdot 10^{-19}\text{C}$. Com base nesses resultados, a carga provável do elétron deve ser

- a) $3,2 \cdot 10^{-19}\text{C}$.
- b) $6,4 \cdot 10^{-19}\text{C}$.
- c) a média aritmética entre os três valores, ou seja, $4,8 \cdot 10^{-19}\text{C}$.
- d) o mínimo múltiplo comum entre esses valores, ou seja, $19,2 \cdot 10^{-19}\text{C}$.
- e) o máximo divisor comum entre esses valores, ou seja, $1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$.

4. (ITA) – Considerando a experiência de Rutherford, assinale a afirmativa **falsa**:

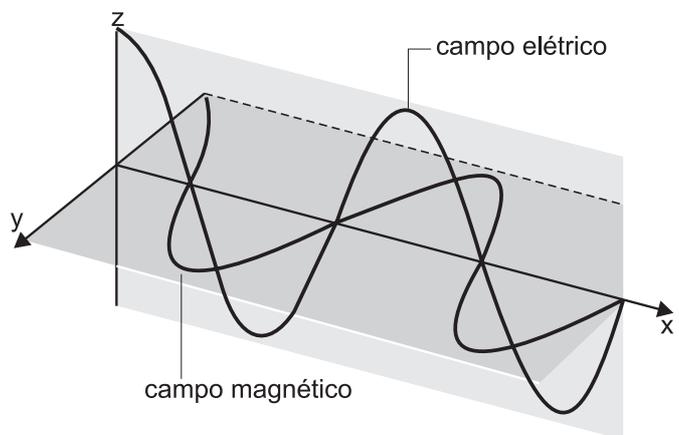
- a) A experiência consistiu em bombardear películas metálicas delgadas com partículas alfa.
- b) Algumas partículas alfa foram desviadas do seu trajeto devido à repulsão exercida pelo núcleo positivo do metal.
- c) Observando o espectro de difração das partículas alfa, Rutherford concluiu que o átomo tem densidade uniforme.
- d) Essa experiência permitiu verificar a existência do núcleo atômico e seu tamanho relativo.
- e) Rutherford sabia antecipadamente que as partículas alfa eram carregadas positivamente.

MÓDULOS 23 e 24

Espectros Atômicos

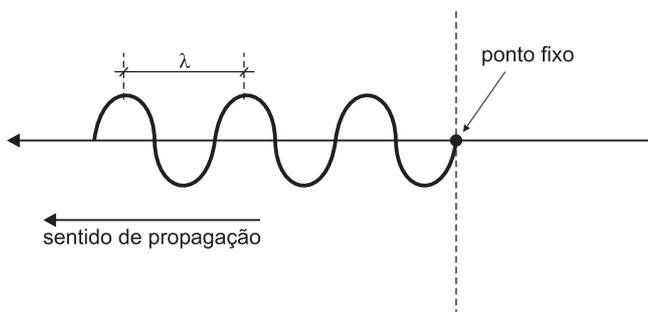
1. Radiação eletromagnética

É energia que se propaga no espaço por ondas eletromagnéticas. Essa radiação se propaga no espaço como campos elétrico e magnético oscilatórios, um perpendicular ao outro.



Estes campos oscilantes provêm de cargas que vibram na fonte da onda, como uma antena de rádio, uma lâmpada etc.

– **Comprimento de onda** (λ) – é a distância entre duas cristas consecutivas.



– **Frequência** (f) – é o número de ondas que passam por um ponto fixo na unidade de tempo. Na figura acima, passam pelo ponto fixo três ondas em 1 segundo. A frequência é 3 ciclos por segundo ou 3 hertz (Hz).

$$1\text{Hz} = 1\text{s}^{-1}$$

– **Velocidade de propagação das ondas** (v) – é dada pela fórmula:

$$v = \lambda f$$

No exemplo da figura, se o comprimento da onda for 1 cm, teremos:

$$v = 1\text{ cm} \cdot \frac{3}{\text{s}} = 3\text{ cm/s}$$

2. Teoria dos Quanta

Max Planck concebeu a ideia de que um corpo, ao emitir ou absorver energia, o faz de forma descontínua, ou seja, sob a forma de pacotinhos unitários de energia.



Cada pacotinho de energia ■ denomina-se **quantum** ou **fóton**. Cada radiação contém fótons com energia específica, que é função de sua frequência. O fóton da luz verde é diferente do da luz vermelha, e assim por diante.

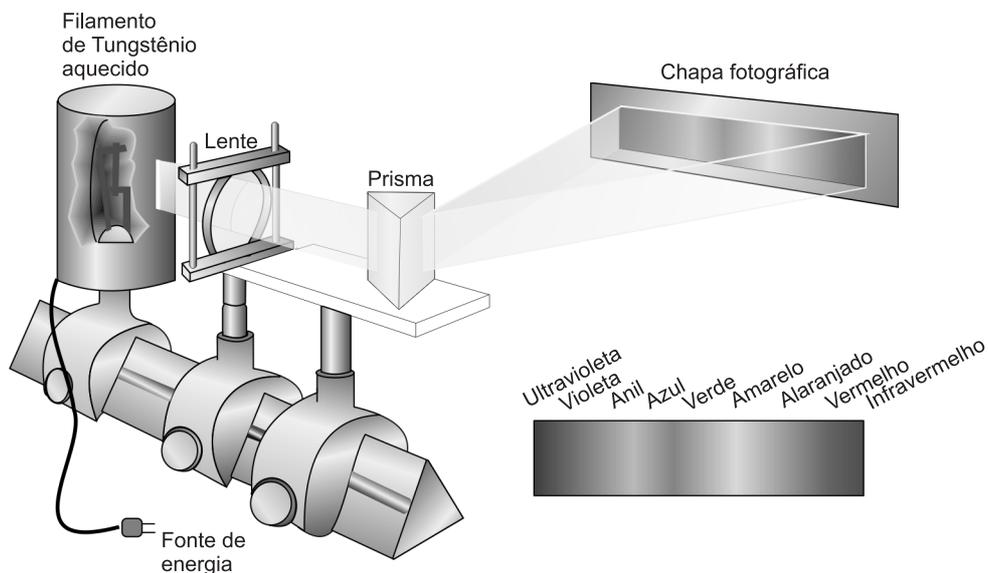
A energia de um fóton é dada pela relação: $E = hf$, em que h é a constante de Planck: $6,6262 \times 10^{-34}$ Js, sendo f a frequência.

3. Espectro do hidrogênio

Espectro: é um fenômeno observado quando as radiações eletromagnéticas obtidas a partir de uma fonte de luz são separadas ao atravessar um prisma.

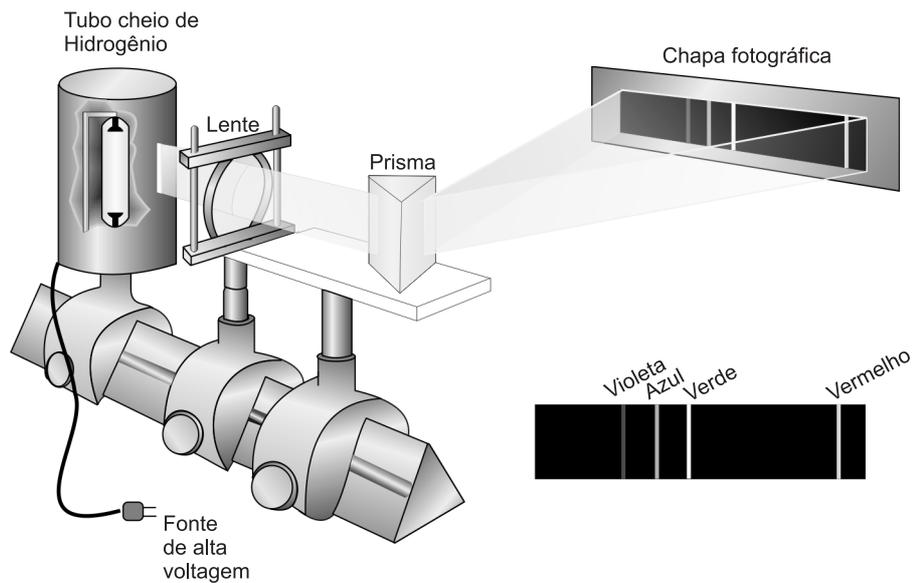
Exemplos

- Luz natural: espectro contínuo



A ilustração acima mostra um **espectro contínuo**, pois as cores vão variando gradativamente do vermelho ao violeta – que são os dois limites extremos para nossa visão.

- Lâmpada de hidrogênio: espectro atômico ou espectro de raias (espectro linear).



O espectro visível do hidrogênio apresenta quatro raias: vermelha, verde, azul e violeta.

Em lugar do espectro contínuo (isto é, contendo todas as cores), vemos agora no anteparo algumas raias coloridas, permanecendo o restante totalmente escuro.

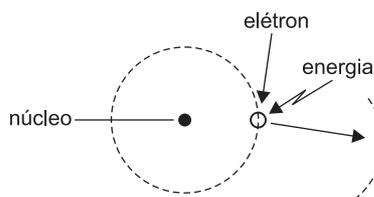
A descontinuidade do espectro não ocorre só com o hidrogênio, mas com todos os elementos químicos. É também muito importante notar que as raias do espectro mudam de um elemento químico para outro, isto é, cada elemento químico tem seu espectro atômico característico.

Coube ao cientista dinamarquês Niels Bohr explicar o espectro atômico do hidrogênio, isto é, relacionar o espectro com a estrutura atômica.

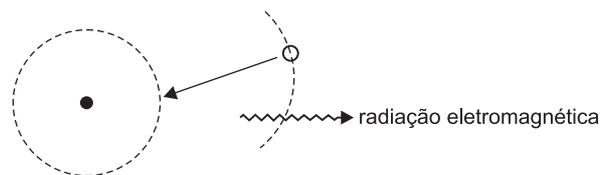
4. Modelo atômico de Bohr

Em 1913, Niels Bohr propôs um modelo que conseguia explicar o espectro de raias.

- Os elétrons nos átomos movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de camadas ou níveis.
- Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia.
- Não é permitido a um elétron permanecer entre dois desses níveis.
- Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que absorva energia externa (térmica, elétrica ou luminosa). Quando isso acontece, dizemos que o átomo foi excitado.



- O retorno do elétron ao nível inicial se faz acompanhar da liberação de energia na forma de radiações eletromagnéticas, por exemplo, como luz visível ou ultravioleta.



Para o espectro de raias do átomo de hidrogênio, temos:

- elétron salta da camada 6 para a camada 2 – emite luz violeta.
- elétron salta da camada 5 para a camada 2 – emite luz azul.
- elétron salta da camada 4 para a camada 2 – emite luz verde.
- elétron salta da camada 3 para a camada 2 – emite luz vermelha.

5. Energias das raias espectrais atômicas para o átomo de hidrogênio

Bohr mostrou que a energia de cada nível para o átomo de hidrogênio pode ser calculada pela seguinte equação:

$$E = - \frac{R h c}{n^2}$$

R = constante de Rydberg = $1,097 \cdot 10^7 / m$

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

c = velocidade da luz = $2,998 \cdot 10^8 m/s$

n = número do nível ou camada (número quântico principal)

O nível mais próximo do núcleo ($n = 1$) tem energia mais baixa e mais negativa e o elétron do átomo de hidrogênio está, normalmente, neste nível de energia. Quando o átomo está com o seu elétron no nível de energia mais baixo, diz-se que está no **estado fundamental**.

$$E_1 = - \frac{R h c}{n^2} = - \frac{R h c}{1^2} = - R h c$$

$$E_1 = - 2,18 \cdot 10^{-18} J$$

É necessário dar energia ao átomo para afastar o elétron do núcleo, pois o núcleo positivo e o elétron negativo atraem-se mutuamente. Quando o elétron do átomo de hidrogênio ocupa nível com n maior do que 1, o átomo tem mais energia do que no estado fundamental (a sua energia é menos negativa) e se diz que está num **estado excitado**.

$$E_2 = - \frac{R h c}{n^2} = - \frac{R h c}{2^2}$$

$$E_2 = - 5,45 \cdot 10^{-19} J = - 0,545 \cdot 10^{-18} J$$

Com a Equação de Bohr, podemos calcular a quantidade de energia necessária para passar de $n = 1$ para $n = 2$.

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = E_2 - E_1$$

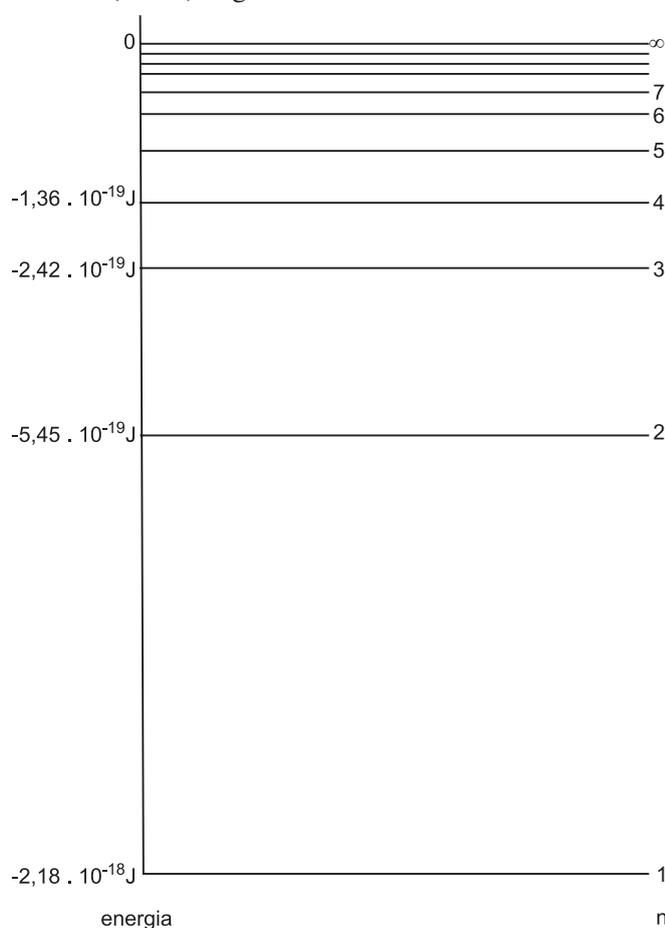
$$\Delta E = \left(- \frac{R h c}{2^2} \right) - \left(- \frac{R h c}{1^2} \right)$$

$$\Delta E = \frac{3}{4} R h c = 0,75 R h c \begin{cases} 1,63 \cdot 10^{-18} J/\text{átomo} \\ 984 \text{ kJ/mol de átomos} \end{cases}$$

A quantidade de energia que deve ser absorvida pelo átomo de hidrogênio para o elétron passar de $n = 1$ para $n = 2$ é $0,75 R h c$, **nem mais nem menos**. Se o átomo receber $0,7 R h c$, não é possível a transição entre os dois estados.

6. Diagrama dos níveis de energia no átomo de hidrogênio

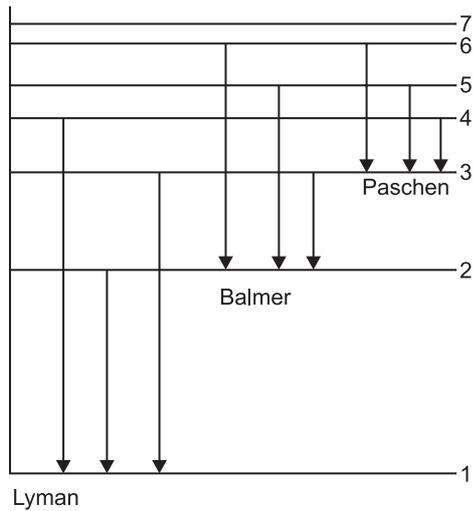
O nível de energia é representado por uma linha horizontal. As energias estão em joules por átomo. Observe que a **diferença** entre os níveis de energia sucessivos fica cada vez menor à medida que n fica maior. Por convenção, a energia do elétron em um nível bastante afastado ($n = \infty$) é igual a zero.



Dependendo da energia injetada numa população de átomos de H, alguns átomos terão os respectivos elétrons excitados de $n = 1$ para $n = 2$ ou 3 ou para níveis mais altos. Depois de absorver a energia, os elétrons retornam naturalmente a níveis mais baixos (não necessariamente para o nível $n = 1$) e emitem a energia que o átomo absorveu inicialmente. Isto é, há emissão de energia no processo, e esta energia aparece como luz. Esta é a origem das raias observadas no espectro de emissão dos átomos de H, e a mesma explicação vale, em princípio, para os átomos de outros elementos.

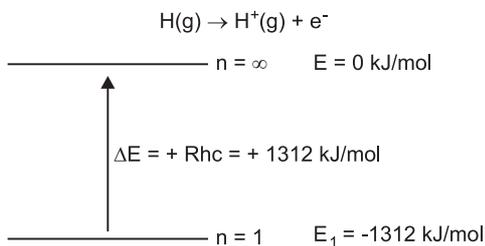
Para o átomo de hidrogênio, temos três séries de raias de emissão:

- Série de Lyman: emissão de luz ultravioleta (provém de elétrons que passam de níveis com $n > 1$ para o nível com $n = 1$)
- Série de Balmer: emissão de luz visível (provém de elétrons que passam de níveis com $n > 2$ para o nível com $n = 2$).
- Série de Paschen: emissão de luz infravermelha (provém de elétrons que passam de níveis com $n > 3$ para o nível com $n = 3$).



7. Energia de ionização do átomo de hidrogênio

Se o elétron do átomo de hidrogênio fosse deslocado do estado fundamental, com $n = 1$, para o nível de energia com n infinitamente grande, o elétron seria removido do átomo. Isto é, o átomo estaria ionizado.



$$\Delta E = -R h c \left(\frac{1}{n_{\text{final}}^2} - \frac{1}{n_{\text{inicial}}^2} \right)$$

$$\Delta E = -R h c \left(\frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{1^2} \right)$$

$$\Delta E = +R h c$$

A energia para deslocar um elétron de $n = 1$ para $n = \infty$ é 1312 kJ/mol de átomos de H. Esta energia é chamada de energia de ionização do átomo de hidrogênio.

Se a energia é expressa em elétron-volt (eV), podemos usar a equação:

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

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

em que 13,6 eV é a energia de ionização do átomo de hidrogênio.

Exercícios

1. Um estudante imergiu a extremidade de um fio de níquel-crômio limpo em uma solução aquosa de ácido clorídrico e, a seguir, colocou esta extremidade em contato com uma amostra de um sal iônico puro. Em seguida, expôs esta extremidade à chama azulada de um bico de Bunsen, observando uma coloração amarela na chama. Assinale a opção que contém o elemento químico responsável pela coloração amarelada observada.

- a) Bário. b) Cobre. c) Lítio.
d) Potássio. e) Sódio.

2. (ITA) – Sabendo que o estado fundamental do átomo de hidrogênio tem energia igual a $-13,6 \text{ eV}$, considere as seguintes afirmações:

- O potencial de ionização do átomo de hidrogênio é igual a $13,6 \text{ eV}$.
- A energia do subnível $1s^1$ no átomo de hidrogênio é igual a $-13,6 \text{ eV}$.
- A afinidade eletrônica do átomo de hidrogênio é igual a $-13,6 \text{ eV}$.
- A energia do estado fundamental da molécula de hidrogênio, $\text{H}_2(\text{g})$, é igual a $-(2 \times 13,6) \text{ eV}$.
- A energia necessária para excitar o elétron do átomo de hidrogênio do estado fundamental para o subnível $2s$ é menor do que $13,6 \text{ eV}$.

Nota: eV é o símbolo de elétron-volt, unidade para medir energia ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)

Das afirmações feitas, estão **erradas**

- a) apenas I, II e III. b) apenas I e III.
c) apenas II e V. d) apenas III e IV.
e) apenas III, IV e V.

3. (ITA) – Considere as seguintes configurações eletrônicas e respectivas energias da espécie atômica (A), na fase gasosa, na forma neutra, aniônica ou catiônica, no estado fundamental ou excitado:

- I. $ns^2 np^5 (n + 1) s^2$; E_I
II. $ns^2 np^6 (n + 1) s^1 (n + 1)p^1$; E_{II}
III. $ns^2 np^4 (n + 1) s^2$; E_{III}
IV. $ns^2 np^5$; E_{IV}
V. $ns^2 np^6 (n + 1) s^2$; E_V
VI. $ns^2 np^6$; E_{VI}
VII. $ns^2 np^5 (n + 1) s^1 (n + 1)p^1$; E_{VII}
VIII. $ns^2 np^6 (n + 1) s^1$; E_{VIII}

Sabendo que $|E_I|$ é a energia, em módulo, do primeiro estado excitado do átomo neutro (A), assinale a alternativa **errada**.

- a) $|E_{III} - E_{VI}|$ pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do cátion (A^+).
- b) $|E_{II} - E_V|$ pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do ânion (A^-).
- c) $|E_{IV} - E_{VI}|$ pode representar a energia equivalente à ionização do cátion (A^+).
- d) $|E_{II} - E_{VIII}|$ pode representar a energia equivalente à afinidade eletrônica do átomo neutro (A).
- e) $|E_{VII} - E_{VIII}|$ pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do átomo neutro (A).

exercícios-tarefa

❑ Módulos 21 e 22 – Modelos Atômicos

1. A experiência de Rutherford permitiu evidenciar que o modelo de Thomson estava correto? Comente.
2. O conhecimento sobre estrutura atômica evoluiu à medida que determinados fatos experimentais foram sendo observados, gerando a necessidade de proposição de modelos atômicos com características que os explicassem.

Fatos observados

- I. Investigação sobre a natureza elétrica da matéria e descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos.
- II. Determinação das leis ponderais das combinações químicas.
- III. Análise dos espectros atômicos (emissão de luz com cores características para cada elemento).
- IV. Estudos sobre radioatividade e dispersão de partículas alfa.

Características do modelo atômico

1. Átomos maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
2. Átomos com núcleo denso e positivo, rodeado pelos elétrons negativos.
3. Átomos com uma esfera positiva onde estão distribuídas, uniformemente, as partículas negativas.
4. Átomos com elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares – denominadas níveis – com valor determinado de energia.

A associação correta entre o fato observado e o modelo atômico proposto, a partir deste subsídio, é

- a) I – 3; II – 1; III – 2; IV – 4
- b) I – 1; II – 2; III – 4; IV – 3
- c) I – 3; II – 1; III – 4; IV – 2
- d) I – 4; II – 2; III – 1; IV – 3
- e) I – 1; II – 3; III – 4; IV – 2

3. Na experiência de Rutherford foi utilizada uma lâmina fina de ${}_{79}\text{Au}$ que foi bombardeada por partículas positivas chamadas de alfa. Que diferença irá ocorrer na experiência se usarmos uma lâmina fina de ${}_{26}\text{Fe}$ em vez da lâmina fina de ouro?

4. Assinale a alternativa **falsa**:

- a) A relação carga / massa dos raios catódicos não depende da natureza do cátodo nem do gás residual.
- b) A relação carga / massa dos raios canais, ou raios positivos, ou raios anódicos, depende da natureza do gás residual, mas não depende da natureza do cátodo.
- c) Numa ampola de Goldstein cujo gás residual é o hidrogênio, são obtidos os raios canais com o menor valor da relação carga/massa.
- d) Tanto os raios catódicos como os raios canais são defletidos sob a ação de um campo elétrico.
- e) Numa descarga em gás a baixa pressão (da ordem de 10mmHg), formam-se raios positivos ou anódicos, mesmo que o cátodo não seja perfurado.

5. Dentre os fatos citados abaixo, assinale aquele que é suficientemente explicado pelo modelo atômico de Rutherford.

- a) O raio do íon sódio é menor do que o raio do átomo de sódio.
- b) A chama de um fogão fica amarela em presença de cloreto de sódio.
- c) A massa de um átomo de sódio é menor do que a massa de um átomo de cloro.
- d) A primeira energia de ionização do sódio é menor do que sua segunda energia de ionização.
- e) O número de elétrons na camada de valência do átomo de sódio.

6. (UNISINOS-RS) – Considere as afirmativas a seguir.

- I) Dalton propôs que todas as substâncias químicas são formadas por átomos, partículas maciças e indivisíveis, e que esses átomos não podem ser transformados em átomos de outros elementos. Dessas propostas, pode-se dizer que a única não aceita hoje em dia é a que diz respeito à impossibilidade de os átomos se transformarem em outros átomos.
- II) A contribuição de J.J. Thomson à compreensão da estrutura atômica foi a comprovação da existência de partículas subatômicas.
- III) Rutherford propôs que o átomo possui um núcleo denso e eletricamente positivo e uma eletrosfera em que os elétrons giram em órbitas circulares ao redor do núcleo. Propôs, ainda, que esse átomo, quando no estado fundamental, é eletricamente neutro.

IV) O modelo de Bohr introduziu importantes inovações, propondo que os elétrons se encontram ao redor do núcleo em níveis permitidos de energia e que os elétrons podem passar de um nível mais afastado para outro mais próximo do núcleo, por meio da absorção de uma quantidade de energia.

Das afirmações acima,

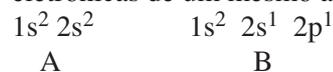
- a) apenas I e III estão corretas.
- b) apenas II e III estão corretas.
- c) apenas I, II e III estão corretas.
- d) apenas I, II e IV estão corretas.
- e) I, II, III e IV estão corretas.

❑ Módulos 23 e 24 – Espectros Atômicos

1. (ITA) – Um átomo de hidrogênio com o elétron inicialmente no estado fundamental é excitado para um estado com número quântico principal (n) igual a 3. Em correlação a este fato, qual das opções abaixo é a correta?

- a) Este estado excitado é o primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio.
- b) A distância média do elétron ao núcleo será menor no estado excitado do que no estado fundamental.
- c) Será necessário fornecer mais energia para ionizar o átomo a partir deste estado excitado do que para ionizá-lo a partir do estado fundamental.
- d) A energia necessária para excitar um elétron do estado com $n = 3$ para um estado com $n = 5$ é a mesma para excitá-lo do estado com $n = 1$ para um estado com $n = 3$.
- e) O comprimento de onda da radiação emitida quando este elétron retornar para o estado fundamental será igual ao comprimento de onda da radiação absorvida para ele ir do estado fundamental ao mesmo estado excitado.

2. No esquema a seguir, temos duas configurações eletrônicas de um mesmo átomo neutro:



Identifique a alternativa correta:

- a) A é uma configuração excitada.
- b) B é uma configuração fundamental.
- c) A passagem de A para B libera energia na forma de ondas eletromagnéticas.
- d) A é um gás nobre.
- e) A passagem de A para B absorve energia.

3. (ITA) – Considere as duas configurações eletrônicas de um mesmo átomo: (Dado: ${}_{11}\text{Na}$)

- I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- II. $1s^2 2s^2 2p^6 6s^1$

Identifique a alternativa **falsa**:

- a) É necessário fornecer energia para passar de I para II.

- b) A passagem de II para I emite radiação eletromagnética.
 c) I representa a configuração eletrônica de um átomo de sódio não excitado.

- d) A energia necessária para retirar um elétron de II é menor que a de I.
 e) I e II representam eletrosferas de elementos diferentes.

resolução dos exercícios-tarefa

■ MÓDULOS 21 E 22

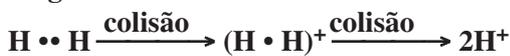
1) Não. A experiência de Rutherford evidenciou que o modelo de Thomson estava incorreto, pois o resultado indicou que o átomo apresenta mais espaços vazios do que preenchidos.

2) I – 3 (Thomson)
 II – 1 (Dalton)
 III – 4 (Bohr)
 IV – 2 (Rutherford)
 Resposta: C

3) Como o núcleo do átomo de ferro tem menos prótons que o núcleo do átomo de ouro, o desvio das partículas alfa será menos acentuado.

4) a) *Correta.* Os raios catódicos são elétrons emitidos pelo cátodo devido à alta tensão elétrica do sistema.

b) *Correta.* Os raios canais são produzidos devido às colisões dos raios catódicos com as moléculas do gás residual.



c) *Falsa.* A relação carga / massa será maior, pois os íons H^+ apresentam massa menor do que qualquer íon que venha a ser utilizado.

d) *Correta.* Os raios catódicos e anódicos, por serem partículas eletrizadas, são desviados por um campo elétrico.

e) *Correta.* Vide alternativa b.

Resposta: C

5) A massa de um átomo de sódio é menor do que a massa de um átomo de cloro, pois tem menos prótons no núcleo; isso é evidenciado na experiência do espalhamento das partículas alfa.

As alternativas a, b, d e e envolvem conceito de camada eletrônica, proposto por Bohr.

Resposta: C

6) I) *Incorreta.* Os átomos não são maciços, são divisíveis e podem ser transformados em átomos de outros elementos (transmutação nuclear).

II) *Correta.* Deve-se a Thomson a descoberta do elétron.

III) *Correta.* Rutherford apresentou o modelo nuclear do átomo.

IV) *Incorreta.* Quando os elétrons passam de um nível mais afastado para outro mais próximo do núcleo, ocorre emissão de energia.

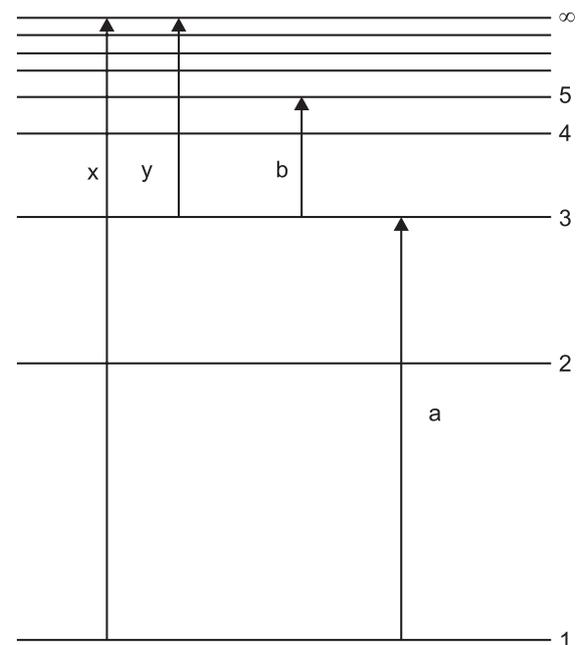
Resposta: B

■ MÓDULOS 23 E 24

1) a) *Errada.* O primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio é quando $n = 2$.

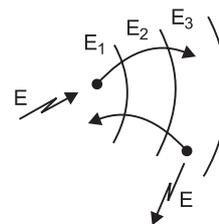
b) *Errada.* Maior $n \rightarrow$ maior distância

c) *Errada.*
 d) *Errada.* } Ver diagrama



$$x > y \quad a > b$$

e) *Correta.*



Ao promover um elétron do nível 1 para o nível 3, é necessário fornecer energia.

Quando o elétron volta ao nível 1, a mesma quantidade de energia é liberada.

Como a energia é a mesma, o comprimento de onda é o mesmo, admitindo-se apenas uma radiação emitida.

Resposta: E

- 2) a) *Errada*. A é uma configuração fundamental, pois os elétrons estão nos subníveis de menor energia possível.
- b) *Errada*. B é uma configuração excitada, pois os elétrons não estão nos subníveis de menor energia possível.
- c) *Errada*. A passagem de A para B absorve energia, pois um elétron passou para o subnível 2p.
- d) *Errada*. Dois elétrons na camada de valência caracterizam gás nobre somente quando for a camada K (He: 1s²).
- e) *Correta*.

Resposta: E

- 3) a) *Correta*. Absorção de energia para passar para a camada de maior n.
- b) *Correta*. Emissão de energia para passar para a camada de menor n.
- c) *Correta*. Os onze elétrons estão nos subníveis de menor energia possível.
- d) *Correta*. O elétron mais afastado do núcleo é mais fácil de ser retirado.
- e) *Errada*.
- I) Configuração do estado fundamental do átomo de sódio.
- II) Configuração de um estado excitado do átomo de sódio.

Resposta: E

