



1B.1 A radiação, os quanta e os fótons	1
1B.1a A radiação eletromagnética	1
1B.1b A radiação, os quanta e os fótons	2
1B.2 A teoria quântica	2
1B.2a A dualidade onda-partícula da matéria	3
1B.2b O princípio da incerteza	3
1B.3 O modelo atômico de Bohr	4
1B.3a Os níveis de energia	4
1B.3b Os espectros atômicos	5
1B.3c As limitações do modelo de Bohr	5

1B.1 A radiação, os quanta e os fótons

Por muitos anos os cientistas tentaram encontrar respostas para uma importante questão: como os Z elétrons se arranjam em volta do núcleo? Para investigar a estrutura interna de objetos tão diminutos quanto o átomo, é preciso observá-los indiretamente, analisando as propriedades da luz que emitem quando estimulados por calor ou por uma descarga elétrica. A análise da luz emitida ou absorvida por substâncias é chamada de **espectroscopia**.

1B.1a A radiação eletromagnética

A luz é uma forma de **radiação eletromagnética**, que consiste em campos elétricos e magnéticos oscilantes (isto é, variam com o tempo) que atravessam o vácuo a $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$, ou cerca de um bilhão de quilômetros por hora. Essa velocidade tem o símbolo c e é chamada de **velocidade da luz**. A luz visível, as ondas de rádio, as micro-ondas e os raios X são tipos de radiação eletromagnética. Todas essas formas de radiação transferem energia de uma região do espaço para outra. Por exemplo, o calor que você sente quando está exposto ao sol é transmitido através do espaço como radiação eletromagnética.

Quando um feixe de luz encontra um elétron, seu campo elétrico empurra-o primeiro em uma direção, depois na direção oposta, periodicamente. Em outras palavras, o campo oscila em direção e intensidade (Fig. 1B.1). O número de ciclos por segundo é chamado de frequência, f , da radiação. A unidade de frequência, hertz, é definida como 1 ciclo por segundo: $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$. A frequência da radiação eletromagnética que percebemos como luz visível é de cerca de $1 \times 10^{15} \text{ Hz}$, isto é, seu campo magnético muda de direção cerca de mil trilhões de vezes por segundo ao passar por determinado ponto.

A onda se caracteriza pela amplitude e pelo comprimento de onda. A amplitude é a altura da onda em relação à linha central. O quadrado da amplitude determina a intensidade, ou brilho, da radiação. O comprimento de onda, λ (a letra grega lambda), é a distância entre dois máximos sucessivos. Agora imagine a onda viajando em sua velocidade real, a da luz, c .

- Se o comprimento de onda é muito curto, um número muito grande de oscilações completas passa por determinado ponto a cada segundo.

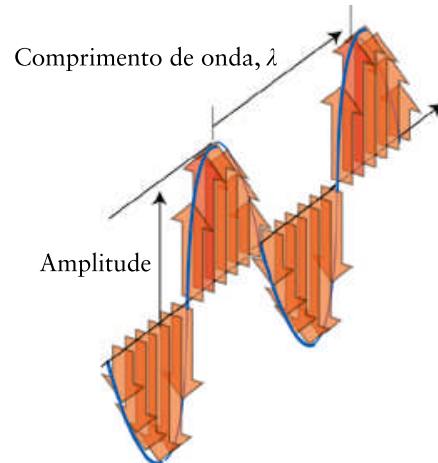


FIG. 1B.1 O campo elétrico da radiação eletromagnética oscila no espaço e no tempo. O diagrama corresponde a uma *foto* de uma onda eletromagnética em um dado instante. O comprimento de uma seta em qualquer ponto representa o valor da intensidade que o campo exerce, nesse ponto, sobre uma partícula carregada. A distância entre dois máximos é o comprimento de onda da radiação, e a altura da onda é a amplitude.

- Se o comprimento de onda é grande, um número muito menor de oscilações completas passa por esse ponto a cada segundo.

Um comprimento de onda curto corresponde, portanto, a uma radiação de alta frequência; um comprimento de onda longo, a uma radiação de baixa frequência. A relação precisa é:

$$c = \lambda \times f \tag{1B.1}$$

EX. 1B.1 Cálculo do comprimento de onda da luz a partir da frequência

Calcule o comprimento de onda da luz vermelha, de frequência $4,3 \times 10^{14} \text{ Hz}$.

Etapa 1. Use a relação entre frequência e comprimento de onda da radiação.

De $\lambda = c/f$

$$\lambda = \frac{3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{4,3 \times 10^{14} \text{ Hz}} = \boxed{700 \text{ nm}}$$

Comprimentos de onda diferentes correspondem a regiões diferentes do espectro eletromagnético (Fig. 1B.2). O comprimento de onda da luz visível é da ordem de 500 nm. O olho humano detecta a radiação eletromagnética de comprimento de onda entre 700 nm (vermelho) e 400 nm (violeta). Neste intervalo, a radiação é chamada de **luz visível**, e a frequência da luz determina sua cor.

- A **radiação ultravioleta** tem frequência mais alta do que a luz violeta. Seu comprimento de onda é inferior a 400 nm. A radiação ultravioleta é o componente prejudicial da radiação do Sol, responsável pelas queimaduras e pelo bronzeamento da pele, e destruiria todas as formas de vida na Terra se não fosse praticamente impedida de atingi-la pela camada de ozônio.
- A **radiação infravermelha**, a radiação que conhecemos como calor, tem frequência menor (comprimento de onda maior) do que a luz vermelha. O comprimento de onda é superior a 800 nm.
- As micro-ondas, que são utilizadas em radares e fornos de cozinha, têm comprimentos de onda na faixa de milímetro a centímetro.

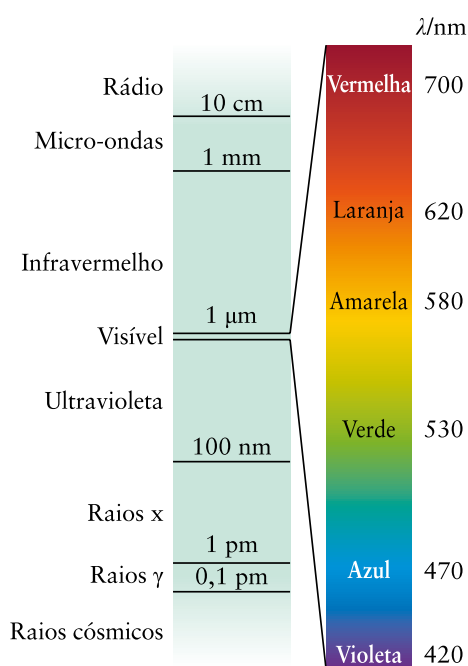


FIG. 1B.2 Espectro eletromagnético e nomes das regiões. A região chamada de **luz visível** ocupa um intervalo muito pequeno de comprimentos de onda. As regiões não estão em escala.

A cor da luz depende da frequência e do comprimento de onda. A radiação de grande comprimento de onda tem frequência menor do que a radiação de pequeno comprimento de onda.

1B.1b A radiação, os quanta e os fótons

Em 1900, o físico alemão Max Planck, que propôs que a troca de energia entre a matéria e a radiação ocorre em quanta, isto é, em pacotes de energia. Planck concentrou sua atenção nos átomos e elétrons quentes do corpo negro, que oscilavam rapidamente. Sua ideia central era que, ao oscilar na frequência f , os átomos só poderiam trocar energia com sua vizinhança, gerando ou absorvendo radiação eletromagnética em pacotes discretos de energia de magnitude

$$E = hf \quad (1B.2)$$

A constante h , hoje conhecida como constante de Planck, é igual a $6,6 \times 10^{-34}$ J s. Se os átomos transferem a energia E para a vizinhança ao oscilarem, a radiação detectada tem frequência $f = E/h$.

PONTO PARA PENSAR

Por que a radiação ultravioleta é muito mais prejudicial para os tecidos vivos do que a radiação infravermelha?

Albert Einstein encontrou uma explicação para essa observação e, no processo, modificou profundamente o pensamento científico sobre o campo eletromagnético. Ele propôs que a radiação eletromagnética é feita de partículas, que mais tarde foram chamadas de **fótons**. Cada fóton pode ser entendido como um pacote de energia, e a energia do fóton relaciona-se com a frequência da radiação pela Eq. 1B.2. Assim, os fótons da luz ultravioleta têm mais energia do que os fótons da luz visível, que têm frequências menores. De acordo com esse modelo de fótons para a radiação eletromagnética, pode-se visualizar um feixe de luz vermelha como um feixe de fótons com uma dada energia, a luz amarela como um feixe de fótons de energia maior, e a luz verde como um feixe de fótons de energia mais alta ainda. É importante notar que a *intensidade* da radiação é uma indicação do *número* de fótons presentes e que $E = hf$ é uma medida da energia de cada fóton, tomado individualmente.

EX. 1B.2 Cálculo da energia do fóton

Calcule a energia de um mol de fótons de luz azul, de comprimento de onda 470 nm.

Etapa 1. Calcule a frequência da radiação.

De $f = c/\lambda$

$$f = \frac{3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{470 \text{ nm}} = 6,4 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

Etapa 2. Calcule a energia de um fóton.

De $E = hf$

$$E = (6,6 \times 10^{-34} \text{ J s}) \times (6,4 \times 10^{14} \text{ Hz}) = 4,2 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Etapa 3. Multiplique a energia de um fóton pelo número de fótons por mol, que é a constante de Avogadro.

$$E_m = (6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \times (4,2 \times 10^{-19} \text{ J}) = \boxed{250 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

Estudos da radiação de corpos negros levaram à hipótese de Planck da quantização da radiação eletromagnética. A energia do fóton é dada por $E = hf$.

1B.2 A teoria quântica

No fim do século XIX, os cientistas estavam cada vez mais perplexos com as informações sobre a radiação eletromagnética que não podiam ser explicadas pela mecânica clássica. Além disso, as linhas do espectro do hidrogênio permaneciam sem solução. Porém, a partir de 1900, vários avanços ocorreram e, já em 1927, esses problemas haviam sido resolvidos, somente para serem substituídos por questões novas e mais intrigantes.

1B.2a A dualidade onda-partícula da matéria

A observação e a interpretação do efeito fotoelétrico dão forte suporte à visão de que a radiação eletromagnética consiste em fótons que se comportam como partículas. Entretanto, existem muitas outras evidências que mostram que a radiação eletromagnética se comporta como uma onda! A mais contundente é a **difração**, o padrão de intensidades máximas e mínimas geradas por um objeto colocado no caminho de um feixe de luz (Fig. 1B.3).

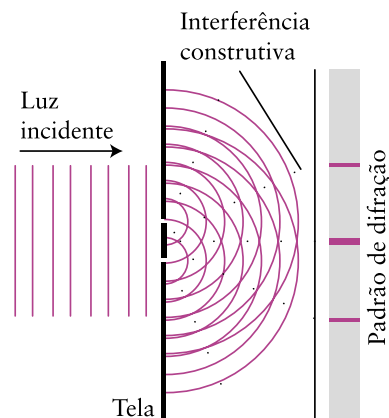


FIG. 1B.3 Nesta ilustração, linhas coloridas representam os picos das ondas da radiação eletromagnética. Quando a radiação que vem da esquerda (as linhas verticais) passa através de duas fendas muito próximas, ondas circulares são geradas em cada fenda. Estas ondas interferem umas nas outras. Onde estas ondas interferem construtivamente (como indicado pelas posições das linhas pontilhadas), uma linha brilhante pode ser vista no anteparo atrás das fendas. Quando a interferência é destrutiva, o anteparo permanece escuro.

Um **padrão de difração** é obtido quando máximos e mínimos de ondas que viajam por um caminho interferem em máximos e mínimos de ondas que viajam por outro caminho. Se os máximos coincidem, a amplitude da onda (sua altura) aumenta e dizemos que ocorre **interferência construtiva**. Se os máximos de uma onda coincidem com os mínimos de outra onda, a amplitude da onda diminui e dizemos que ocorre **interferência destrutiva**. Este efeito é a base física de muitas técnicas úteis para o estudo da matéria. Por exemplo, a difração de raios-X é uma das ferramentas mais importantes de estudo da estrutura de moléculas.

Você consegue imaginar como os cientistas ficaram perplexos! Frente aos resultados de alguns experimentos (o efeito fotoelétrico), a radiação eletromagnética pôde ser vista como algo semelhante a uma partícula. Frente aos resultados de outros experimentos (difração), a radiação eletromagnética pôde ser vista como algo semelhante a uma onda. Isso nos conduz ao coração da física moderna. Os experimentos nos obrigam a aceitar a **dualidade onda-partícula** da radiação eletromagnética, que combina os conceitos de ondas e de partículas.

- No modelo de ondas, a intensidade da radiação é proporcional ao quadrado da amplitude da onda.
- No modelo de partículas, a intensidade é proporcional ao número de fótons presentes em cada instante.

É neste ponto que surge uma noção interessante. Se a radiação eletromagnética, que por muito tempo foi interpretada apenas como uma onda, tem caráter dual, a matéria, que desde a época de Dalton foi entendida como constituída por partículas, poderia ter propriedades de ondas? Em 1924, o cientista francês Louis de Broglie sugeriu que todas as partículas deveriam ser entendidas como tendo propriedades de ondas. Ele sugeriu, também, que o comprimento de onda associado à *onda de matéria* é inversamente

proporcional à massa da partícula, m , e à velocidade, v , e que

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$$

O produto da massa pela velocidade é chamado de momento linear, p , de uma partícula.

O caráter ondulatório dos elétrons pôde ser observado quando foi demonstrado que eles sofrem difração. O experimento foi realizado em 1925 por dois cientistas norte-americanos, Clinton Davisson e Lester Germer, que dispararam um feixe de elétrons rápidos contra um monocristal de níquel. O arranjo regular dos átomos do cristal, cujos núcleos estão separados por 250 pm, funciona como uma rede que difrata as ondas, revelando um padrão de difração. A partir daí provou-se que partículas mais pesadas, como as moléculas, também sofrem difração, acabando com as dúvidas de que as partículas têm caráter de onda. Por isso, a difração de elétrons é agora uma técnica importante na determinação da estrutura de moléculas e na exploração da estrutura de superfícies sólidas.

Os elétrons (e a matéria em geral) têm propriedades de ondas e de partículas.

1B.2b O princípio da incerteza

A descoberta da dualidade onda-partícula não somente mudou a compreensão dos cientistas sobre a radiação eletromagnética e a matéria, como também abalou as fundações da física clássica. Na mecânica clássica, uma partícula tem uma **trajetória** definida, isto é, segue um caminho em que a localização e o momento linear são especificados a cada instante. Compare com a trajetória de uma bola: a princípio, você poderia dar a localização e o momento a cada instante do percurso. Por outro lado, não é possível especificar a localização precisa de uma partícula se ela se comporta como onda: imagine uma onda em uma corda de violão, que se espalha por toda a corda, sem se localizar em um ponto determinado. Uma partícula com um momento linear determinado tem comprimento de onda preciso, mas, como não faz sentido falar da localização de uma onda, não é possível especificar a localização da partícula que tem determinado momento linear. Esta dualidade onda-partícula da matéria significa que o elétron de um átomo de hidrogênio não pode ser descrito como estando em uma órbita ao redor do núcleo com uma trajetória definida. A ideia popular do elétron em uma órbita ao redor do núcleo está errada.

Esta dificuldade não pode ser resolvida. A dualidade onda-partícula elimina a possibilidade de descrever a localização se o momento linear é conhecido e, assim, não se pode especificar a trajetória das partículas com exatidão. A incerteza é insignificante quando a partícula é pesada, mas pode ser enorme para partículas subatômicas. Logo, se você souber que a partícula está aqui neste instante, nada poderá dizer sobre onde ela estará um instante depois! A impossibilidade de conhecer a posição com precisão se o momento linear é precisamente conhecido é um aspecto da **complementaridade** de posição e momento, isto é, se uma propriedade é conhecida, a outra não o pode ser. O **princípio da incerteza de Heisenberg**, formulado pelo cientista alemão Werner Heisenberg, em 1927, expressa quantitativamente essa complementaridade ao estabelecer que, se a localização de uma partícula é conhecida com incerteza Δx , então o momento linear, p , paralelo ao eixo x , somente pode ser conhecido simultaneamente com a incerteza Δp , em que

$$\Delta x \times \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

O \hbar (lido como *h barrado*), significa $\frac{h}{2\pi}$ uma combinação útil que ocorre muito na mecânica quântica.

O QUE ESTA EQUAÇÃO REVELA?

- O produto das incertezas em duas medidas simultâneas não pode ser inferior a um certo valor constante.
- Se a incerteza na posição é muito pequena, então a incerteza no momento linear deve ser muito grande e vice-versa

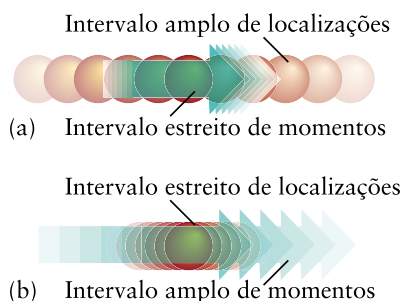


FIG. 1B.4 Representação do princípio da incerteza. (a) A localização da partícula está mal definida; assim, o momento da partícula (representado pela flecha) pode ser especificado com precisão razoável. (b) A localização da partícula está bem definida e, assim, o momento não pode ser especificado com muita precisão.

A localização e o momento de uma partícula são complementares, isto é, os dois não podem ser conhecidos simultaneamente com precisão arbitrária.

1B.3 O modelo atômico de Bohr

Em 1913, Niels Bohr propôs um modelo atômico que desafiava a física clássica. Segundo ele, os elétrons orbitam o núcleo em níveis de energia específicos, e a emissão de luz ocorre quando um elétron salta de um nível para outro. O modelo de Bohr, apesar de suas limitações, representou um marco na compreensão da estrutura da matéria.

1B.3a Os níveis de energia

Para evitar a contradição do modelo atômico com a teoria clássica do eletromagnetismo, Bohr elaborou os seguintes postulados:

- O elétron pode se mover em determinadas órbitas sem irradiar. Essas órbitas estáveis são denominadas **estados estacionários**.
- As órbitas estacionárias são aquelas nas quais o momento angular do elétron em torno do núcleo é igual a um múltiplo inteiro de $h/2\pi$. Isto é: $mvr = nh/2\pi$.
- O elétron dissipa energia na forma de um fóton quando salta de um estado estacionário superior para outro inferior (Fig. 1B.5):

$$\Delta E = E_{\text{superior}} - E_{\text{inferior}} = hf$$

Esta relação é chamada de **condição de frequência de Bohr**.

A partir dos postulados, Bohr demonstrou que os níveis de energia permitidos para um elétron no átomo de hidrogênio são:

$$E_n = -(hc\mathcal{R}) \frac{1}{n^2} = -(13,6 \text{ eV}) \frac{1}{n^2} \quad n = 1, 2, \dots$$

com

$$\mathcal{R} = \frac{m_e e^4}{8h^3 \epsilon_0^2 c} = 1,1 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

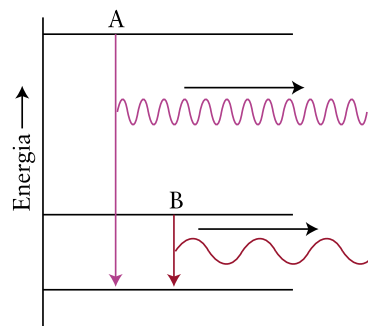


FIG. 1B.5 Quando um átomo sofre uma transição de um estado de energia mais alta para um estado de energia mais baixa, ele perde energia que é dissipada na forma de um fóton. Quanto maior for a diferença de energia, maior será a frequência da radiação emitida.

Uma expressão muito semelhante se aplica a outros íons **hidrogenoides**, isto é, com apenas um elétron, como o He^+ e mesmo C^{5+} , com o número atômico Z :

$$E_n = -(hc\mathcal{R}) \frac{Z^2}{n^2} \quad n = 1, 2, \dots$$

O QUE ESTA EQUAÇÃO REVELA?

- Todas as energias são negativas, isto é, um elétron tem energia menor no átomo do que quando está distante do núcleo.
- n só pode ter valores inteiros, o que significa que as energias só podem ter valores discretos.
- À medida que n aumenta, as energias dos níveis sucessivos também sobem (isto é, tornam-se menos negativas), aproximando-se de zero quando o elétron está a ponto de escapar do átomo.
- Quanto maior for a carga do núcleo, Z , mais fortemente o elétron estará ligado a ele.

O nível de energia mais baixo, que é o mais negativo possível para o elétron em um átomo de hidrogênio, é obtido quando $n = 1$ e é $-13,6 \text{ eV}$. Esse estado de energia é conhecido como o estado **fundamental do átomo**. Um átomo de hidrogênio normalmente é encontrado em seu estado fundamental. Quando o elétron ligado é excitado pela absorção de um fóton ou é bombardeado por outras partículas, sua energia aumenta a um nível maior de n . Ele atinge $E = 0$, quando n tende a infinito. Nesse ponto, o elétron efetivamente se liberou do átomo, no processo denominado ionização. A energia de ionização, discutida em detalhes no Tópico 1D, é a energia necessária para atingir a ionização a partir do estado fundamental. Qualquer energia adicional, além da energia de ionização, simplesmente se soma à energia cinética do elétron liberado.

O modelo de Bohr também permite calcular o raio da órbita do elétron em um átomo de hidrogenoide:

$$r_n = \left(\frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2} \right) \frac{n^2}{Z} = a_0 \frac{n^2}{Z} = (52,9 \text{ pm}) \frac{n^2}{Z}$$

Em que $a_0 = 52,9 \text{ pm}$ é chamado de **raio de Bohr**.

Os níveis de energia de um átomo de hidrogênio são definidos pelo número quântico principal, $n = 1, 2, \dots$ e formam uma série convergente.

1B.3b Os espectros atômicos

Quando uma corrente elétrica passa por uma amostra de hidrogênio em baixa pressão, o gás emite luz. Embora o gás hidrogênio não conduza eletricidade, o forte campo elétrico formado arranca elétrons das moléculas de H_2 desmanchando-as e criando um *plasma* de íons H^+ e elétrons, que conduzem a corrente. Mas os elétrons retornam para os íons H^+ , formando átomos de hidrogênio excitados. Esses átomos liberam rapidamente o excesso de energia emitindo radiação eletromagnética e recombinando-se, em seguida, para formar novas moléculas de H_2 .

Quando a luz branca, que é formada por todos os comprimentos de onda da radiação visível, passa por um prisma, obtém-se um espectro contínuo de luz. Entretanto, quando a luz emitida pelos átomos excitados de hidrogênio passa pelo prisma, a radiação mostra diversos componentes distintos, isto é, **linhas espectrais**. A linha mais brilhante (em 656 nm) é vermelha e os átomos excitados do gás brilham com esta cor. Os átomos excitados de hidrogênio também emitem as radiações ultravioleta e infravermelha, que são invisíveis a olho nu, mas podem ser detectadas eletronicamente e em filmes fotográficos especiais.

A primeira pessoa a identificar uma tendência nas linhas da região visível do espectro do hidrogênio foi o professor de escola primária suíço Johann Balmer. Ele percebeu, em 1885, que os comprimentos de todas as linhas até então conhecidas obedeciam à expressão

$$\lambda \propto \frac{n^2}{n^2 - 4} \quad n = 3, 4, \dots$$

Pouco tempo depois, o espectroscopista sueco Johannes Rydberg sugeriu uma nova forma para a mesma expressão, que foi muito mais reveladora:

$$\frac{1}{\lambda} \propto \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \quad n = 3, 4, \dots$$

Esta expressão é facilmente estendida a outras séries de linhas descobertas posteriormente, simplesmente substituindo 2^2 por 3^2 , 4^2 , etc. A forma atual da expressão geral é escrita como

$$\frac{1}{\lambda} = \mathcal{R} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (3)$$

Onde $n_1 = 1, 2, \dots$, e $n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$. Aqui, \mathcal{R} é uma constante conhecida como constante de Rydberg. Seu valor é $1,1 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$. A **série de Balmer** é formada pelo conjunto de linhas com $n_1 = 2$. A **série de Lyman**, um conjunto de linhas na região do ultravioleta do espectro, tem $n_1 = 1$.

EX. 1B.3 Cálculo de uma linha no espectro do hidrogênio

Calcule o comprimento de onda da radiação emitida por um átomo de hidrogênio para $n_1 = 2$ e $n_2 = 3$.

Etapa 1. Use a equação de Rydberg.

De

$$\frac{1}{\lambda} = 1,1 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1,5 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$$

logo,

$$\lambda = \frac{1}{1,5 \times 10^6 \text{ m}^{-1}} = \boxed{657 \text{ nm}}$$

Se luz branca é passada através de um gás formado por átomos de hidrogênio será possível ver seu **espectro de absorção**, isto é,

uma série de linhas escuras sobre um fundo contínuo. As linhas do espectro de absorção têm as mesmas frequências das linhas do espectro de emissão, o que sugere que um átomo só pode absorver radiação naquelas frequências. Os astrônomos usam os espectros de absorção para identificar elementos na atmosfera das estrelas porque cada um tem o seu próprio espectro de absorção.

A presença de linhas espectrais em um espectro de emissão é explicada com base na suposição de que, quando faz parte de um átomo de hidrogênio, um elétron só pode existir com pacotes discretos de energia, chamados de **níveis de energia**, e que uma linha em um espectro de emissão provém de uma **transição** entre dois níveis de energia permitidos, isto é, uma mudança de estado energético. A diferença entre as energias dos dois níveis corresponde à radiação eletromagnética emitida pelo átomo. Se isto é verdade, a fórmula de Rydberg sugere que as energias permitidas são proporcionais a \mathcal{R}/n^2 , pois as diferenças de energia entre os estados envolvidos nas transições são dadas por uma expressão semelhante no lado direito da fórmula de Rydberg.

A observação de linhas espectrais discretas sugere que um elétron em um átomo só pode ter certas energias.

1B.3c As limitações do modelo de Bohr

O modelo de Bohr apresentava limitações quando se tratavam de elementos diferentes do hidrogênio, pois não conseguia explicar o espectro de raia, formado por elementos com mais elétrons, onde Sommerfeld propõe alterações ao modelo atômico de Bohr. Arnold. J. W. Sommerfeld, em 1916, interpretou espectros com múltiplas linhas justapostas e segundo ele, as camadas enunciadas por Bohr (K, L, M, N...) eram constituídas por subcamadas, de órbitas elípticas e de diferentes momentos angulares.

A proposta de Sommerfeld conseguira, através da instituição do segundo número quântico, explicar como os espectros de emissão apresentavam o fenômeno de linhas múltiplas nas raiaes espectrais. Segundo este modelo, as múltiplas linhas seriam os subníveis de energia que compõem o nível ou camada de energia e estes subníveis foram caracterizados como s, p, d e f, derivados de conceitos relativos à espectroscopia.

Sommerfeld propôs um novo modelo atômico para explicar o espectro de átomos polieletrônicos.

Nível I

1B.01 J.J. Thompson chamou inicialmente os raios produzidos em sua aparelhagem de raios canais. Os raios canais sofrem desvios ao passar entre os polos de um ímã e depois atingem a tela de fósforo. A razão carga-massa das partículas que compõem os raios canais é:

$$q/m = 2,4 \times 10^7 \text{ C kg}^{-1}$$

O catodo e o anodo do aparelho são feitos de lítio, e o tubo contém hélio.

Assinale a alternativa com a partícula que forma os raios canais.

- A** e^- **B** He^- **C** He^+ **D** He_2^+ **E** Li^+

Dados

- $m_e = 9,10 \times 10^{-31} \text{ kg}$
- $m_n = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
- $m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

1B.02 Considere os fenômenos.

1. Diminuição na velocidade da radiação.
2. Aumento no comprimento de onda da radiação.
3. Diminuição na medida da variação no campo elétrico em determinado ponto.
4. Aumento da energia da radiação.

Assinale a alternativa que relaciona os fenômenos que acontecem quando a frequência da radiação eletromagnética diminui.

- A** 2 **B** 3 **C** 2 e 3
D 1, 2 e 3 **E** 2, 3 e 4

1B.03 Considere o número de fótons existentes em 1 joule de luz verde, 1 joule de luz vermelha e 1 joule de luz azul.

Assinale a alternativa *correta*.

- A** Existem mais fótons em 1 joule de luz verde que em 1 joule de luz vermelha e existem mais fótons em 1 joule de luz verde que em 1 joule de luz azul.
- B** Existem mais fótons em 1 joule de luz vermelha que em 1 joule de luz verde e existem mais fótons em 1 joule de luz verde que em 1 joule de luz azul.
- C** Existem mais fótons em 1 joule de luz azul que em 1 joule de luz verde e existem mais fótons em 1 joule de luz vermelha que em 1 joule de luz azul.
- D** Existem mais fótons em 1 joule de luz verde que em 1 joule de luz azul e existem mais fótons em 1 joule de luz verde que em 1 joule de luz vermelha.
- E** Existem mais fótons em um joule de luz vermelha que em 1 joule de luz azul e existem mais fótons em 1 joule de luz azul que em 1 joule de luz verde.

1B.04 Uma estação de rádio transmite em 98,4 MHz.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda do sinal emitido pela estação.

- A** 1,8 m **B** 2,3 m **C** 3,0 m **D** 3,9 m **E** 5,0 m

1B.05 **Assinale** a alternativa que relaciona os tipos de radiação em ordem crescente de energia.

- A** Radiação infravermelho, luz visível, radiação ultravioleta, raios x, raios γ .
- B** Luz visível, radiação infravermelho, radiação ultravioleta, raios x, raios γ .
- C** Radiação infravermelho, radiação ultravioleta, luz visível, raios x, raios γ .
- D** Radiação infravermelho, luz visível, raios x, radiação ultravioleta, raios γ .
- E** Radiação infravermelho, luz visível, radiação ultravioleta, raios γ , raios x.

1B.06 **Assinale** a alternativa que relaciona os tipos de radiação em ordem crescente de energia.

- A** Ondas de rádio, micro-ondas, radiação infravermelho, radiação ultravioleta, luz visível.
- B** Ondas de rádio, micro-ondas, luz visível, radiação infravermelho, radiação ultravioleta.
- C** Ondas de rádio, radiação infravermelho, micro-ondas, luz visível, radiação ultravioleta.
- D** Micro-ondas, ondas de rádio, radiação infravermelho, luz visível, radiação ultravioleta.
- E** Ondas de rádio, micro-ondas, radiação infravermelho, luz visível, radiação ultravioleta

1B.07 Um átomo de hidrogênio emite radiação com $n_1 = 2$ e $n_2 = 5$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda da radiação emitida.

- A** 249 nm **B** 430 nm **C** 742 nm
D 1280 nm **E** 2210 nm

1B.08 Um átomo de hidrogênio emite radiação ao decair do segundo para o primeiro estado excitado.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda da radiação emitida.

- A** 374 nm **B** 660 nm **C** 1160 nm
D 2050 nm **E** 3620 nm

1B.09 Uma lâmpada de 40 W emite luz azul de comprimento de onda 470 nm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de fótons de luz azul que a lâmpada pode gerar em 2 s.

- A** $1,5 \times 10^{-4}$ mol **B** $2,8 \times 10^{-4}$ mol **C** $5,3 \times 10^{-4}$ mol
D 0,001 mol **E** 0,002 mol

1B.10 Uma lâmpada de neon brilha com luz laranja e emite radiação com comprimento de onda igual a 865 nm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da variação de energia resultante da emissão de fótons nesse comprimento de onda.

- A** 140 kJ mol⁻¹ **B** 228 kJ mol⁻¹ **C** 372 kJ mol⁻¹
D 605 kJ mol⁻¹ **E** 986 kJ mol⁻¹

1B.11 Os níveis de energia dos íons hidrogenoides, com um elétron e número atômico Z , diferem dos níveis de energia do hidrogênio por um fator igual a Z^2 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda da transição de $n = 2$ para $n = 1$ no He⁺.

- A** 9 nm **B** 13 nm **C** 20 nm **D** 30 nm **E** 45 nm

1B.12 Alguns *lasers* funcionam pela excitação de átomos de um elemento e colisão posterior entre esses átomos excitados e os de outro elemento, com transferência da sua energia de excitação para esses átomos. A transferência é mais eficiente quando a separação dos níveis de energia é a mesma nas duas espécies.

Assinale a alternativa com a transição do cátion He^+ que pode ser excitada por colisão com átomos de hidrogênio no primeiro estado excitado.

- A** $n_1 = 1$ e $n_2 = 2$ **B** $n_1 = 1$ e $n_2 = 4$
C $n_1 = 2$ e $n_2 = 3$ **D** $n_1 = 2$ e $n_2 = 4$
E $n_1 = 2$ e $n_2 = 5$

1B.13 **Assinale** a alternativa com o comprimento de onda de uma partícula de 1 g se movendo com velocidade de 1 m s^{-1} .

- A** $6,6 \times 10^{-28} \text{ m}$, um valor apreciável do ponto de vista experimental;
B $6,6 \times 10^{-29} \text{ m}$, um valor desprezível do ponto de vista experimental;
C $6,6 \times 10^{-30} \text{ m}$, um valor sem significado físico do ponto de vista experimental;
D $6,6 \times 10^{-31} \text{ m}$, um valor muito menor que as dimensões nucleares, o que corresponde as nossas observações macroscópicas onde não observamos a dualidade onda-partícula;
E $6,6 \times 10^{-32} \text{ m}$, um valor de grande importância física.

Dados

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

1B.14 O conceito clássico de trajetória de uma partícula não é adequado para descrever sistemas subatômicos, onde devemos considerar a Mecânica Quântica. A própria ideia de localização de uma partícula é um tanto inapropriado. Ao invés da localização de uma partícula temos geralmente regiões onde há maior ou menor probabilidade de detectá-la ao fazermos uma medida.

Assinale a alternativa com o princípio segundo o qual não podemos, em um mesmo instante, determinar a localização e a velocidade da partícula com precisão arbitrária.

- A** Princípio da Incerteza de Heisenberg
B Princípio da Complementariedade de Bohr
C Princípio da Correspondência de Bohr
D Princípio de Pascal
E Princípio de Arquimedes

1B.15 Um trecho da música “*quanta*” de Gilberto Gil contém os versos:

- “*Quantum granulado no mel...*”
- “*Quantum ondulado no sal...*”

Assinale a alternativa com o princípio físico a qual os versos se referem.

- A** Princípio da Incerteza.
B Bolinha de Sabão.
C Causalidade
D Imparcialidade
E Dualidade Onda-Partícula.

Nível II

1B.16 Um elétron em um átomo de hidrogênio se move a partir da camada Q e pertence à série espectral de Paschen.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda da radiação emitida.

- A** 334 nm **B** 501 nm **C** 800 nm
D 1002 nm **E** 2004 nm

Dados

- $\mathcal{R} = 1,10 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$

1B.17 A incerteza com relação a velocidade de um próton é de $2,8 \times 10^2 \text{ m/s}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da incerteza com relação a posição deste próton.

- A** $4,52 \times 10^{-10} \text{ m}$ **B** $2,26 \times 10^{-10} \text{ m}$
C $1,10 \times 10^{-10} \text{ m}$ **D** $7,50 \times 10^{-11} \text{ m}$
E $3,75 \times 10^{-11} \text{ m}$

Dados

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$ $m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

1B.18 Um átomo de hidrogênio inicialmente no estado fundamental, i.e., nível $n = 1$, absorve um fóton até atingir o nível de energia $n = 4$. Considere a mesma transição eletrônica para a espécie ${}_2\text{He}^+$. Sendo a constante de Planck $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$, pode-se afirmar que as frequências dos fótons emitidas pelo hidrogênio e pelo ${}_2\text{He}^+$ são, respectivamente:

- A** $3,08 \times 10^{15} \text{ Hz}$ e $6,16 \times 10^{15} \text{ Hz}$
B $3,08 \times 10^{15} \text{ Hz}$ e $1,23 \times 10^{16} \text{ Hz}$
C $6,16 \times 10^{15} \text{ Hz}$ e $2,46 \times 10^{16} \text{ Hz}$
D $3,08 \times 10^{15} \text{ Hz}$ e $3,08 \times 10^{15} \text{ Hz}$
E $6,16 \times 10^{15} \text{ Hz}$ e $6,16 \times 10^{15} \text{ Hz}$

1B.19 Considere as transições eletrônicas no hidrogênio, sendo n o número quântico principal.

Assinale a alternativa *correta*.

- A** Um elétron livre absorve energia quando é incorporado ao íon H^+ em $n = 2$.
- B** O comprimento de onda da luz emitida é maior quando um elétron retorna do estado $n = 3$ para $n = 1$, do que do estado $n = 3$ para $n = 2$.
- C** Quando um elétron se desloca do estado $n = 3$ para $n = 2$, a energia absorvida é equivalente a um quantum de energia.
- D** Quando o elétron se desloca do estado $n = 2$ para $n = 1$, o átomo emite energia radiante, sob forma de um fóton.
- E** Quando a intensidade ou brilho da radiação incidente em um átomo for suficientemente elevada, para qualquer frequência de onda eletromagnética, um elétron sempre sofrerá uma transição, ou seja, uma mudança de nível.

1B.20 Assinale a alternativa com a expressão da velocidade do elétron de um átomo hidrogenoide em função do número atômico, Z , da carga elementar e , da constante de Planck, h , da permissividade do vácuo, ϵ_0 , e do número do nível eletrônico, n .

- A** $v = \frac{Ze^2}{2\epsilon_0 n h}$ **B** $v = \frac{Ze^2}{\epsilon_0 n h}$ **C** $v = \frac{2Ze^2}{\epsilon_0 n h}$
- D** $v = \frac{Ze^2}{4\epsilon_0 n h}$ **E** $v = \frac{Ze^2}{8\epsilon_0 n h}$

1B.21 Em 1924, em sua tese de doutorado, o físico francês, Louis de Broglie (1892-1987), formulou uma hipótese na qual afirmava que:

- Toda a matéria apresenta características tanto ondulatórias como corpusculares comportando-se de um ou outro modo dependendo do experimento específico.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda relativo a uma bola de massa igual a 420 g se movendo com velocidade de 20 m/s.

- A** $3,45 \times 10^{-19}$ m **B** $7,90 \times 10^{-19}$ m
- C** $3,45 \times 10^{-35}$ m **D** $7,90 \times 10^{-35}$ m
- E** $1,88 \times 10^{-34}$ m

1B.22 A luz dos conceitos de energia potencial e do modelo atômico de Bohr, é possível calcular a energia de ionização para espécies hidrogenoides (que apresentam um único elétron).

Assinale a alternativa que mais se aproxima da razão entre as primeiras energias de ionização das espécies Li^{2+} e Be^{3+} , ambas em seu estado fundamental.

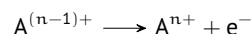
- A** 1 **B** $\frac{2}{3}$ **C** $\frac{3}{4}$ **D** $\frac{4}{9}$ **E** $\frac{9}{16}$

1B.23 A seguir são apresentados importantes acontecimentos da história da química.

Assinale a alternativa que apresenta o que ocorreu por último:

- A** A descoberta da radioatividade por Henri Becquerel.
- B** O modelo atômico de orbitas elípticas de Arnold Sommerfeld.
- C** A descoberta da carga do elétron por Robert Millikan.
- D** A descoberta dos raios anódicos ou canais por Eugen Goldstein.
- E** O conceito de número atômico por Henri Moseley.

1B.24 Um átomo A com n elétrons, após $(n-1)$ sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação:



A energia de ionização do processo descrito é 122,4 eV

Assinale a alternativa com o átomo A

- A** H ($Z = 1$)
- B** He ($Z = 2$)
- C** Li ($Z = 3$)
- D** Be ($Z = 4$)
- E** É impossível determinar o átomo A pelos dados.

1B.25 Para a determinação da primeira energia de ionização de um determinado elemento químico, forneceu-se uma radiação eletromagnética de 1152 eV ao seu átomo. O elétron foi então ejetado a uma velocidade de 2×10^7 m/s.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da primeira energia de ionização do elemento analisado.

- A** 1392 kJ/mol **B** 1683 kJ/mol **C** 1904 kJ/mol
- D** 2410 kJ/mol **E** 2258 kJ/mol

1B.26 Um átomo de hidrogênio sofre uma transição de um estado com $n = 3$ para o estado com $n = 1$.

- Determine** a energia do fóton emitido.
- Determine** o momento linear do fóton emitido.
- Determine** o comprimento de onda do fóton emitido.

1B.27 Uma linha é observada em 434 nm no espectro do átomo de hidrogênio.

- Determine** a energia do fóton emitido.
- Determine** a transição eletrônica do átomo de hidrogênio que corresponde a essa emissão.

1B.28 Uma linha é observada em 103 nm no espectro do átomo de hidrogênio.

- Determine** a energia do fóton emitido.
- Determine** a transição eletrônica do átomo de hidrogênio que corresponde a essa emissão.

1B.29 Um feixe de luz solar passa através de um filtro de radiação ultravioleta, o qual não permite passar fótons de comprimento de onda menor que 300 nm, sendo direcionado para uma amostra de hidrogênio atômico gasoso. A amostra é mantida em um recipiente transparente à luz visível e opaco à radiação infravermelha com comprimento de onda superior a 660 nm. Após passarem pela amostra, os fótons são detectados por sensores posicionados ortogonalmente ao feixe de luz.

- Determine** a faixa de energia dos fótons que podem ser detectados pelo sensor.
- Determine** as energias dos fótons detectados.

1B.30 Considere transições eletrônicas no átomo de hidrogênio, espécies hidrogenoides e séries espectrais. Uma linha espectral do átomo de hidrogênio a partir da camada P pertence à série espectral de Balmer.

- Determine** o comprimento de onda da radiação correspondente à essa linha
- Verifique** se a linha espectral está no visível do espectro eletromagnético.
- Determine** a quantidade de energia em joules emitida na transição.
- Explique** se o comprimento de onda da radiação para uma transição entre os mesmos níveis inicial e final para o ${}^2\text{He}^+$ seria o mesmo.

Dados

- $\mathcal{R} = 1,10 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$

Gabarito: Nível I

1B.01	C	1B.02	C	1B.03	B	1B.04	C	1B.05	A	1B.06	E
1B.07	B	1B.08	B	1B.09	B	1B.10	A	1B.11	D	1B.12	D
1B.13	D	1B.14	A	1B.15	E						

Gabarito: Nível II

1B.16	D	1B.17	C	1B.18	B	1B.19	D	1B.20	A	1B.21	D
1B.22	E	1B.23	B	1B.24	C	1B.25	A				

- 1B.26 a. 12,1 eV
b. $6,45 \times 10^{-27} \text{ kg m/s}$
c. 102,6 nm
- 1B.27 a. 2,9 eV
b. $n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 5$
- 1B.28 a. 12 eV
b. $n_1 = 1 \rightarrow n_2 = 3$
- 1B.29 1,8 eV, 4,3 eV, 1,9 eV, 2,6 eV, 2,9 eV e 3,0 eV.
- 1B.30 a. 410 nm
b. Sim
c. $4,8 \times 10^{-19} \text{ J}$
d. Não