

Estrutura Atômica

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



Sumário

1 Os elementos e os átomos	1
1.1 Os átomos	1
1.2 O modelo nuclear	1
1.3 Os isotopos	2
2 A observação dos átomos	2
2.1 O modelo nuclear do átomo	2
2.2 A radiação eletromagnética	3
2.3 A radiação, os quanta e os fótons	4
2.4 Os espectros atômicos	5

1 Os elementos e os átomos

A ciência é a busca pela simplicidade. Embora a complexidade do mundo pareça ilimitada, ela tem origem na simplicidade fundamental que a ciência busca descrever. A contribuição da química para essa busca é mostrar como tudo o que nos cerca — montanhas, árvores, pessoas, computadores, cérebros, concreto, oceanos — é, de fato, constituído por um punhado de entidades simples. Com base em experimentos, sabe-se que existem mais de 100 elementos, os quais — em diversas combinações — compõem toda a matéria na Terra.

1.1 Os átomos

Os gregos perguntavam-se o que aconteceria se eles dividissem a matéria em pedaços cada vez menores. Haveria um ponto no qual teriam de parar porque os pedaços não teriam mais as mesmas propriedades do conjunto, ou eles poderiam continuar indefinidamente? Sabe-mos hoje que existe um ponto em que temos de parar. Dito de outro modo, a matéria é formada por partículas incrivelmente pequenas que não podem ser divididas por métodos convencionais. A menor partícula possível de um elemento é chamada de **átomo**.

O primeiro argumento convincente em favor dos átomos, baseado em experimentos, não em especulação, foi apresentado em 1807 pelo professor de escola elementar e químico inglês John Dalton. Ele mediu muitas vezes a razão entre as massas dos elementos que se combinam para formar as substâncias a que chamamos de **compostos** e verificou que as razões entre as massas mostravam uma tendência. Ele encontrou, por exemplo, 8 g de oxigênio para cada 1 g de hidrogênio em todas as amostras de água que estudou, mas em outro composto dos dois elementos (peróxido de hidrogênio), havia 16 g de oxigênio para cada 1 g de hidrogênio. Dados desse tipo levaram Dalton a desenvolver sua **hipótese atômica**:

1. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos.
2. Os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
3. Um composto utiliza uma combinação específica de átomos de mais de um elemento.
4. Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, porém trocam de parceiros para produzir novas substâncias.

TABELA 1 Propriedades das partículas subatômicas

Partícula	Símbolo	q/C	m/kg
Elétron	e ⁻	-1,6 × 10 ⁻¹⁹	9,109 × 10 ⁻³¹
Próton	p	+1,6 × 10 ⁻¹⁹	1,673 × 10 ⁻²⁷
Nêutron	n		1,675 × 10 ⁻²⁷

Atualmente, a instrumentação de que dispomos fornece evidências muito mais diretas da existência dos átomos do que Dalton dispunha. Não existem mais dúvidas de que os átomos existem e que eles são as unidades que formam os elementos. Na verdade, os químicos usam a existência dos átomos para definir o elemento: um elemento é uma substância composta por um único tipo de átomo. Até 2015, 114 elementos haviam sido descobertos ou criados, mas, em alguns casos, somente em quantidades muito pequenas. Assim, quando o elemento 110 foi fabricado, somente dois átomos do elemento foram produzidos e, mesmo assim, eles duraram uma pequena fração de segundo antes de se desintegrar. As alegações de que vários outros elementos foram produzidos estão sendo averiguadas.

Toda a matéria é feita de várias combinações de formas simples da matéria, chamadas de elementos químicos. Um elemento é uma substância formada por um único tipo de átomo.

1.2 O modelo nuclear

De acordo com o modelo nuclear atual, um átomo é formado por um núcleo com carga positiva, que é responsável por quase toda a sua massa, cercado por elétrons com carga negativa (representados por e⁻). Em comparação com o tamanho do núcleo (diâmetro de cerca de 10⁻¹⁴ m), o espaço ocupado pelos elétrons é enorme (diâmetro de cerca de 10⁻⁹ m, cem mil vezes maior). Se o núcleo de um átomo tivesse o tamanho de uma mosca no centro de um campo de futebol, então o espaço ocupado pelos elétrons vizinhos seria aproximadamente igual ao tamanho do estádio inteiro.

A carga negativa dos elétrons cancela a carga positiva do núcleo central com exatidão. Em consequência, o átomo é eletricamente neutro (sem carga). Como cada elétron tem carga negativa, podemos dizer que um núcleo contém uma partícula com carga positiva para cada elétron circulante (fato este confirmado em laboratório). Essas partículas com carga positiva são denominadas **prótons** (representados por p) e suas propriedades estão listadas na Tabela 1. Um próton é praticamente 2 mil vezes mais pesado do que um elétron.

O número de prótons do núcleo atômico de um elemento é chamado de número atômico, Z, do elemento. O núcleo de um átomo de hidrogênio tem um próton, logo, seu número atômico é Z = 1; o núcleo de um átomo de hélio tem dois prótons, logo, o seu número atômico é Z = 2. Um jovem cientista britânico, Henry Moseley, foi o primeiro a determinar números atômicos com precisão, pouco tempo antes de ser morto em ação na Primeira Guerra Mundial. Moseley sabia que, quando os elementos

são bombardeados com elétrons rápidos, eles emitem raios X. Ele descobriu que as propriedades dos raios x emitidos por um elemento dependem de seu número atômico e, estudando os raios x de muitos elementos, foi capaz de determinar seus valores de Z. Desde então, os cientistas determinaram o número atômico de todos os elementos conhecidos.

Os avanços tecnológicos da eletrônica, no início do século XX, levaram à invenção do **espectrômetro de massas**, um instrumento que permite a determinação da massa de um átomo. A espectrometria de massas já foi usada na determinação das massas dos átomos de todos os elementos. Hoje sabe-se que a massa de um átomo de hidrogênio, por exemplo, é $1,6 \times 10^{-27}$ kg e que a massa de um átomo de carbono é $2,0 \times 10^{-26}$ kg. As massas dos átomos mais pesados não passam de 5×10^{-25} kg, aproximadamente. Conhecendo-se a massa de determinado átomo, o número de átomos em determinada amostra do elemento pode ser determinado pela simples divisão da massa da amostra pela massa do átomo.

EXEMPLO 1 Cálculo do número de átomos em uma amostra

A massa de um átomo de carbono é $2,0 \times 10^{-26}$ kg.

Calcule átomos existem em uma amostra de carbono de massa 10 g.

Etapas 1. Calcule o número de átomos.

De $N = m_{\text{amostra}} / m_{\text{átomo}}$

$$N = \frac{1 \times 10^{-2} \text{ kg}}{2,0 \times 10^{-26} \text{ kg}} = \boxed{5 \times 10^{23}}$$

No modelo nuclear do átomo, a carga positiva e quase toda a massa estão concentradas no pequeno núcleo, e os elétrons com carga negativa que o rodeiam tomam quase todo o espaço. O número atômico é o número de prótons do núcleo.

1.3 Os isotopos

Como frequentemente acontece na ciência, uma técnica nova e mais precisa leva a uma descoberta muito importante. Quando os cientistas usaram os primeiros espectrômetros de massas, eles descobriram — o que causou surpresa — que nem todos os átomos de um elemento têm a mesma massa. Por essa razão, o modelo de Dalton não está exatamente correto. Em uma amostra de neônio perfeitamente puro, por exemplo, a maior parte dos átomos tem $3,3 \times 10^{-26}$ kg, isto é, cerca de 20 vezes a massa do átomo de hidrogênio. Alguns átomos de neônio, entretanto, são cerca de 22 vezes mais pesados do que o hidrogênio e, outros, cerca de 21 vezes mais. Os três tipos de átomos têm o mesmo número atômico e são, sem dúvida, átomos de neônio. Porém, contrariando a visão de Dalton, eles não são idênticos.

A observação de que existem diferenças de massa entre os átomos de um elemento ajudou os cientistas a refinar o modelo nuclear. Eles perceberam que o núcleo atômico deveria conter outras partículas subatômicas além dos prótons e propuseram a existência de partículas eletricamente neutras, denominadas **nêutrons** (representados por n). Como os nêutrons não têm carga, sua presença não afeta a carga do núcleo nem o número de elétrons do átomo. Entretanto, eles têm aproximadamente a mesma massa que os prótons, assim, aumentam substancialmente a massa do núcleo. Portanto, diferentes números de nêutrons em um núcleo geram átomos de massas distintas, mesmo quando os átomos são do mesmo elemento. Exceto pela carga, os nêutrons e os prótons

são muito semelhantes (Tabela 1). Conjuntamente, prótons e nêutrons são chamados de **núcleons**.

O número total de prótons e nêutrons de um núcleo é denominado **número de massa**, A, do átomo. Um núcleo que tem número de massa A é cerca de A vezes mais pesado do que um átomo de hidrogênio, cujo núcleo tem um só próton. Portanto, se você sabe que um átomo é um certo número de vezes mais pesado do que um átomo de hidrogênio, poderá deduzir o número de massa do átomo. Por exemplo, como a espectrometria de massas mostra que existem três tipos de átomos de neônio que são 20, 21 e 22 vezes mais pesados do que um átomo de hidrogênio, é possível inferir que os números de massa dos três tipos de átomos de neônio são 20, 21 e 22. Como, para cada um deles, Z = 10, esses átomos de neônio devem conter 10, 11 e 12 nêutrons, respectivamente.

Um átomo com determinados valores de número atômico e número de massa é denominado **nuclídeo**. Logo, o oxigênio-16 (Z = 8, A = 16) e o neônio-20 (Z = 10, A = 20) são nuclídeos. Os átomos que têm o mesmo número atômico (isto é, são do mesmo elemento) e diferentes números de massa são chamados de isotopos do elemento. Todos os isotopos de um elemento têm exatamente o mesmo número atômico; logo, eles têm o mesmo número de prótons e elétrons, mas números de nêutrons diferentes. Um isótopo é nomeado escrevendo-se seu número de massa após o nome do elemento, como em neônio-20, neônio-21 e neônio-22. Seu símbolo é obtido escrevendo-se o número de massa como um sobrescrito à esquerda do símbolo químico do elemento, como em ^{20}Ne , ^{21}Ne e ^{22}Ne . Ocasionalmente, coloca-se o número atômico do elemento como um subscrito à esquerda, como no símbolo $^{22}_{10}\text{Ne}$.

Como os isotopos de um elemento têm o mesmo número de prótons e, portanto, o mesmo número de elétrons, eles têm essencialmente as mesmas propriedades físicas e químicas. Entretanto, as diferenças de massa entre os isotopos do hidrogênio são comparáveis à massa atômica, o que leva a diferenças consideráveis em algumas propriedades físicas e pequenas variações de algumas propriedades químicas. O hidrogênio tem três isotopos. O mais comum, ^1H , não tem nêutrons; logo, o núcleo é formado por um próton isolado. Os outros dois isotopos são menos comuns, mas são tão importantes em química e física nuclear que recebem nomes e símbolos especiais. O isótopo que tem um nêutron, ^2H , é chamado de deutério, D e o outro, com dois nêutrons ^3H , de trítio, T.

Os isotopos de um elemento têm o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. Seus núcleos têm o mesmo número de prótons, mas número diferente de nêutrons.

2 A observação dos átomos

John Dalton descreveu os átomos como esferas simples, como bolas de bilhar. Mas, hoje sabe-se que os átomos têm estrutura interna: eles são formados por partículas subatômicas, ainda menores. Abordaremos as três partículas subatômicas mais importantes: o elétron, o próton e o nêutron. Ao entender a estrutura interna dos átomos, você verá como um elemento difere de outro e como suas propriedades estão relacionadas às estruturas dos átomos.

2.1 O modelo nuclear do átomo

A primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos foi obtida em 1897. O físico britânico J. J. Thomson investigava os *raios catódicos*, os raios emitidos quando uma grande diferença de potencial (alta voltagem) é aplicada entre dois contatos de metal, chamados de eletrodos, em um tubo de vidro sob

vácuo. Ao observar a direção do desvio do feixe causado por um campo elétrico aplicado aos eletrodos, Thomson demonstrou que os raios catódicos são fluxos de partículas negativas oriundas do interior dos átomos do eletrodo de carga negativa, o *catodo*. Thomson descobriu que as partículas carregadas, que depois foram chamadas de **elétrons**, eram as mesmas, independentemente do metal usado no catodo.

Thomson conseguiu medir o valor de e/m , a razão entre a carga do elétron, e , e sua massa, m . Os valores de e e m , porém, não foram conhecidos até mais tarde, quando outros pesquisadores, principalmente o físico americano Robert Millikan, conduziram experimentos que permitiram a determinação de e . Millikan projetou uma aparelhagem engenhosa, na qual pôde observar pequenas gotas com carga elétrica. A partir da intensidade do campo elétrico necessária para vencer a gravidade que age sobre as gotículas, ele determinou as cargas das partículas. Como cada gotícula de óleo tinha mais de um elétron extra, ele considerou que a carga de um elétron era igual à menor diferença de carga entre as gotículas. O valor aceito hoje, $e = 1,6 \times 10^{-19}$, é obtido por metodologia muito mais sofisticada. A carga de $-e$ é considerada “uma unidade” de carga negativa, e e , denominada carga fundamental, é considerada “uma unidade” de carga positiva. A massa do elétron foi calculada pela combinação desta carga com o valor de e/m medido por Thomson. O valor adotado hoje é $9,1 \times 10^{-31}$ kg.

Embora os elétrons tenham carga negativa, um átomo tem carga total zero: ele é eletricamente neutro. Isso significa que o átomo deve conter carga positiva suficiente para neutralizar a carga negativa. Mas onde estaria essa carga positiva? Thomson sugeriu um modelo atômico que ficou conhecido como o “modelo do pudim de passas”, segundo o qual um átomo é como uma esfera de material gelatinoso com carga positiva sobre a qual os elétrons estão suspensos, como passas de uva em um pudim. Esse modelo, entretanto, foi descartado em 1908 por outra observação experimental. Ernest Rutherford sabia que alguns elementos, incluindo o radônio, emitem partículas de carga positiva, que ele chamou de partículas α (partículas alfa). Ele pediu a dois de seus estudantes, Hans Geiger e Ernest Marsden, que fizessem passar um feixe de partículas através de uma folha de platina muito fina, cuja espessura era de apenas uns poucos átomos. Se os átomos fossem realmente uma gota de gelatina com carga positiva, as partículas α passariam facilmente pela carga positiva difusa da folha, com pequenos e raros desvios em sua trajetória.

As observações de Geiger e Marsden espantaram a todos. Embora quase todas as partículas α passassem e sofressem eventualmente um desvio muito pequeno, cerca de 1 em cada 20 000 sofria um desvio superior a 90° , e algumas poucas partículas voltavam na direção da trajetória original. “Foi quase inacreditável”, declarou Rutherford, “foi como se você disparasse uma bala de canhão de 15 polegadas contra um lenço de papel e ela rebatesse e o atingisse”.

Os resultados do experimento de Geiger-Marsden sugeriam um **modelo nuclear** do átomo, no qual um centro muito pequeno e denso de carga positiva, o **núcleo**, era envolvido por um volume muito grande de espaço praticamente vazio que continha os elétrons. Rutherford imaginou que quando uma partícula α com carga positiva atingia diretamente um dos núcleos muito pequenos, porém pesados, de platina, a partícula sofria um desvio muito grande, como uma bola de tênis se chocando com uma bala de canhão parada. Trabalhos posteriores realizados por físicos nucleares mostraram que o núcleo de um átomo contém partículas, chamadas de prótons, cada uma com carga $+e$, que são responsáveis pela carga positiva, e nêutrons, partículas sem carga com massa praticamente idêntica à massa dos prótons. Como prótons e nêutrons têm massas semelhantes e a massa do elétron é muito menor, quase toda a massa de um átomo deve-se a seu núcleo. A carga total do núcleo do átomo de número atômico Z é $+Ze$ e, para tornar os átomos eletricamente neutros, deve haver

Z elétrons ao redor do núcleo para que eles tenham carga total negativa igual a $-Ze$.

No modelo nuclear do átomo, toda a carga positiva e quase toda a massa estão concentradas no pequeno núcleo, enquanto os elétrons, com carga negativa, o cercam. O número atômico é o número de prótons do núcleo.

2.2 A radiação eletromagnética

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**.

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 3×10^8 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. O número de ciclos (isto é, a mudança completa de direção e intensidade até voltar à direção e intensidade iniciais) 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 radiação eletromagnética de frequência 1 Hz empurra uma carga em uma direção, depois na direção oposta e então retorna à direção original uma vez a cada segundo. A frequência da radiação eletromagnética que percebemos como luz visível é de cerca de 1×10^{15} 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. 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

$$c = \lambda \times f \quad (1)$$

EXEMPLO 2 Cálculo do comprimento de onda da luz a partir da frequência

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

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

$$\text{De } \lambda = c/f$$

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

Comprimentos de onda diferentes correspondem a regiões diferentes do espectro eletromagnético. 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 (luz vermelha) e 400 nm (luz violeta). Neste intervalo, a radiação é chamada de luz visível, e a frequência da luz determina sua cor. A luz branca é a mistura de todos os comprimentos de onda da luz visível. Não se sabe se existe um limite inferior para os comprimentos de onda da radiação eletromagnética. 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.

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.

2.3 A radiação, os quanta e os fótons

Informações importantes sobre a natureza da radiação eletromagnética vêm da observação de objetos aquecidos. Em altas temperaturas, um objeto aquecido brilha com muita intensidade — o fenômeno da **incandescência**. À medida que a temperatura sobe, ele brilha com mais intensidade, e a cor da luz emitida passa sucessivamente do vermelho ao laranja e ao amarelo, até chegar ao branco. Mas estas observações são qualitativas. Para entender o que significa a mudança de cor, os cientistas tiveram de estudar esse efeito da perspectiva quantitativa. Eles mediram a intensidade da radiação em cada comprimento de onda e repetiram as medidas em várias temperaturas diferentes. Esses experimentos provocaram uma das maiores revoluções já ocorridas na ciência.

O *objeto quente* é conhecido como **corpo negro** (embora ele esteja emitindo a cor branca porque está muito quente!). Para os cientistas do século XIX, a única maneira de explicar as leis da radiação dos corpos negros era usar a física clássica, a teoria do movimento proposta, com muito sucesso, por Newton dois séculos antes. Entretanto, esses cientistas descobriram, com muita surpresa, que as características deduzidas com base na física clássica não estavam de acordo com as observações experimentais. O pior de tudo era a catástrofe do ultravioleta: a física clássica previa que qualquer corpo negro que estivesse em uma temperatura diferente de zero deveria emitir radiação ultravioleta intensa, além de raios X e raios γ ! De acordo com a física clássica, qualquer objeto muito quente deveria devastar a região em volta dele com radiação de alta frequência. Até mesmo o corpo humano, em 37 °C, deveria brilhar no escuro. Dito de outro modo, a escuridão simplesmente não existiria.

A sugestão que resolveu o problema foi apresentada em 1900 pelo físico alemão Max Planck, que propôs que a troca de ener-

gia 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

$$E = hf \quad (2)$$

A constante h , hoje conhecida como constante de Planck, é igual a $6,6 \times 10^{-34} \text{ J s}$. 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 Equação 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.

EXEMPLO 3 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.

$$\text{De } f = c/\lambda$$

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

Etapa 2. Calcule a energia de um fóton

$$\text{De } E = hf$$

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

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 $E = hf$.

2.4 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 $n_1 = 1$.

EXEMPLO 4 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 $n_2 = 3$.

Etapas 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,

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

e você passar luz branca através de um gás formado por átomos de hidrogênio e analisar a luz gerada, verá o 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.

Problemas

Testes

PROBLEMA 1.1

1A01

Um imã de ferro possui 25 g de massa. A massa de um átomo de ferro é $9,3 \times 10^{-26} \text{ kg}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de átomos de ferro no imã.

- A** $1,3 \times 10^{21}$ **B** $7,8 \times 10^{21}$ **C** $4,6 \times 10^{22}$
D $2,7 \times 10^{23}$ **E** $1,6 \times 10^{24}$

PROBLEMA 1.2

1A02

Um garimpeiro que procurava ouro em um riacho do Alasca coletou 12 g de peças finas de ouro conhecidas como *pó de ouro*. A massa de um átomo de ouro é $3,3 \times 10^{-25} \text{ kg}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de átomos de ouro coletados.

- A** $3,6 \times 10^{19}$ **B** $2,0 \times 10^{20}$ **C** $1,2 \times 10^{21}$
D $6,6 \times 10^{21}$ **E** $3,8 \times 10^{22}$

PROBLEMA 1.3

1A03

Quando J.J. Thompson fez seus experimentos com raios catódicos, a natureza do elétron foi colocada em cheque. Alguns o imaginavam como uma forma de radiação, como a luz; outros acreditavam que o elétron era uma partícula. Algumas das observações feitas com raios catódicos eram usadas para apoiar uma ou outra visão.

1. Eles passam através de folhas de metal.
2. Eles viajam em velocidades inferiores às da luz.
3. Se um objeto é colocado em sua trajetória, observa-se uma sombra.
4. Sua trajetória muda quando eles passam entre placas com carga elétrica.

Assinale a alternativa que relaciona as propriedades que podem servir de suporte para o modelo de partícula do elétron.

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

PROBLEMA 1.4 1A04

J.J. Thompson inicialmente chamou 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 compõe os raios canais é

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

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

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

PROBLEMA 1.5 1A05

Considere os átomos de boro-11, ^{10}B , Fósforo-31 e ^{238}B .

Assinale a alternativa com o número de elétrons dos átomos, respectivamente.

- A** 6, 5, 15, 92 **B** 5, 5, 15, 92 **C** 5, 5, 16, 92
D 5, 5, 15, 146 **E** 6, 5, 16, 92

PROBLEMA 1.6 1A06

Considere os átomos de ^{40}K , ^{58}Co , tântalo-180 e ^{210}At .

Assinale a alternativa com o número de nêutrons dos átomos, respectivamente.

- A** 19, 31, 107, 125 **B** 21, 27, 107, 125
C 21, 31, 107, 125 **D** 21, 31, 73, 125
E 21, 31, 107, 85

PROBLEMA 1.7 1A07

Considere os átomos de argônio-40, potássio-40 e cálcio-40.

Assinale a alternativa com a relação nuclear desses átomos.

- A** Isótopos. **B** Isótonos. **C** Isóbaros.
D Isômeros. **E** Isodiáferos.

PROBLEMA 1.8

1A08

Considere os átomos de manganês-55, ferro-56 e níquel-58.

Assinale a alternativa com a relação nuclear desses átomos.

- A** Isótopos. **B** Isótonos. **C** Isóbaros.
D Isômeros. **E** Isodiáferos.

PROBLEMA 1.9

1A09

Considere os átomos de carbono-12, carbono-13 e carbono-14.

Assinale a alternativa com a relação nuclear desses átomos.

- A** Isótopos. **B** Isótonos. **C** Isóbaros.
D Isômeros. **E** Isodiáferos.

PROBLEMA 1.10

1A10

Considere os átomos de urânio-238, tório-234 e rádio-230.

Assinale a alternativa com a relação nuclear desses átomos.

- A** Isótopos. **B** Isótonos. **C** Isóbaros.
D Isômeros. **E** Isodiáferos.

PROBLEMA 1.11

1A39

Considere três átomos A, B e C, sendo A e B isótopos, A e C isótonos, B e C isóbaros e o número de massa de A é 39. A soma do número de prótons de A, B e C é 58 e a soma do número de nêutrons é 61.

Assinale a alternativa com o número de nêutrons do átomo B.

- A** 17 **B** 18 **C** 19
D 20 **E** 21

PROBLEMA 1.12

1A40

Considere três átomos, A, B e C, com números atômicos consecutivos. B e C são isóbaros, A e C são isodiáferos, B possui 32 nêutrons e o número de massa de A é 38.

Assinale a alternativa com o número de prótons do átomo B.

- A** 19 **B** 17 **C** 20
D 18 **E** 21

PROBLEMA 1.13

1A11

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração da massa total de um átomo de carbono-12 que é decorrente dos elétrons.

- A** $7,4 \times 10^{-5}$ **B** $1,4 \times 10^{-4}$ **C** $2,7 \times 10^{-4}$
D $5,2 \times 10^{-4}$ **E** $9,9 \times 10^{-4}$

Dados

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

PROBLEMA 1.14

1A12

Suponha que a massa total de um automóvel de uma tonelada seja devido ao ferro-56.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de nêutrons no automóvel.

- A** 540 kg **B** 940 kg **C** 1600 kg
D 2900 kg **E** 5000 kg

Dados

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

PROBLEMA 1.15

1A13

Considere os fenômenos.

1. Diminuição na velocidade da radiação.
2. Diminuição 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

PROBLEMA 1.16

1A14

Considere as proposições.

1. Os raios X viajam a uma velocidade maior do que a da radiação infravermelha porque têm energia maior.
2. O comprimento de onda da luz visível aumenta a medida que sua cor passa de azul a verde.
3. A frequência da radiação infravermelha, cujo comprimento de onda é $1 \times 10^3 \text{ nm}$, é mil vezes menor que a frequência das ondas de rádio, que têm comprimento de onda igual a $1 \times 10^6 \text{ nm}$.
4. A frequência da radiação infravermelha, cujo comprimento de onda é $1 \times 10^3 \text{ nm}$, é mil vezes maior que a frequência das ondas de rádio, que têm comprimento de onda igual a $1 \times 10^6 \text{ nm}$.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

PROBLEMA 1.17

1A15

Um sinal de trânsito emite luz vermelha com frequência $5,15 \times 10^{14} \text{ Hz}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda da luz emitida pelo sinal.

- A** 700 nm **B** 1200 nm **C** 2200 nm
D 3900 nm **E** 6900 nm

PROBLEMA 1.18

1A16

Uma estação de rádio transmite em 98,4 MHz.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda da luz emitida pelo sinal.

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

PROBLEMA 1.19

1A17

Os fótons de raios γ emitidos durante decaimento nuclear de um átomo de tecnécio-99 usado em produtos radiofarmacêuticos têm energia igual a 140 keV.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do comprimento de onda desses raios γ .

- A** 4,6 pm **B** 6,3 pm **C** 8,8 pm
D 12 pm **E** 17 pm

PROBLEMA 1.20

1A18

Quando um feixe de elétrons choca-se com um bloco de cobre, são emitidos raios X com frequência $1,2 \times 10^{17} \text{ Hz}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da energia dos fótons emitidos.

- A** $8,0 \times 10^{-17} \text{ J}$ **B** $3,5 \times 10^{-16} \text{ J}$ **C** $1,6 \times 10^{-15} \text{ J}$
D $6,9 \times 10^{-15} \text{ J}$ **E** $3,1 \times 10^{-14} \text{ J}$

PROBLEMA 1.21

1A19

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.

PROBLEMA 1.22

1A20

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.

PROBLEMA 1.23

1A21

Um átomo de hidrogênio emite radiação com $n_1 = 1$ e $n_2 = 3$.

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

- A** 490 nm **B** 850 nm **C** 1500 nm
- D** 2600 nm **E** 4500 nm

PROBLEMA 1.24

1A22

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** 430 nm **B** 740 nm **C** 1300 nm
- D** 2200 nm **E** 3800 nm

PROBLEMA 1.25

1A23

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** 660 nm **B** 1200 nm **C** 2100 nm
- D** 3600 nm **E** 6400 nm

PROBLEMA 1.26

1A24

Assinale a alternativa com o decaimento para o átomo de hidrogênio que leva à emissão de um fóton com maior comprimento de onda.

- A** $n_1 = 1$ e $n_2 = 2$ **B** $n_1 = 2$ e $n_2 = 3$
- C** $n_1 = 3$ e $n_2 = 4$ **D** $n_1 = 4$ e $n_2 = 5$
- E** $n_1 = 5$ e $n_2 = 6$

Problemas Integrados**PROBLEMA 2.1**

1A25

Uma lâmpada de 32 W emite luz violeta de comprimento de onda 420 nm.

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

- A** $2,7 \times 10^{19}$ **B** $1,4 \times 10^{20}$ **C** $7,3 \times 10^{20}$
- D** $3,8 \times 10^{21}$ **E** $2,0 \times 10^{22}$

PROBLEMA 2.2

1A26

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** $2,8 \times 10^{-4}$ mol **B** $5,3 \times 10^{-4}$ mol
- C** $1,0 \times 10^{-3}$ mol **D** $2,0 \times 10^{-3}$ mol
- E** $3,7 \times 10^{-3}$ mol

PROBLEMA 2.3

1A27

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** 32 kJ mol^{-1} **B** 53 kJ mol^{-1} **C** 86 kJ mol^{-1}
- D** 140 kJ mol^{-1} **E** 230 kJ mol^{-1}

PROBLEMA 2.4

1A28

As lâmpadas de vapor de sódio usadas na iluminação pública emitem luz amarela de comprimento de onda 590 nm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da energia emitida por 5 mg de sódio que emitem luz nesse comprimento de onda.

- A** 19 J **B** 29 J **C** 44 J
- D** 67 J **E** 100 J

PROBLEMA 2.5

1A29

A exposição de uma amostra de iodo gasoso à luz com comprimentos de onda inferiores a 500 nm leva à formação de iodo atômico conforme a reação:



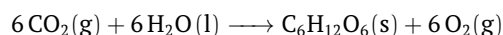
Assinale a alternativa que mais se aproxima da energia de decomposição do iodo gasoso.

- A** 240 kJ mol^{-1} **B** 400 kJ mol^{-1} **C** 670 kJ mol^{-1}
- D** 1100 kJ mol^{-1} **E** 1900 kJ mol^{-1}

PROBLEMA 2.6

1A30

A mensuração da eficiência quântica da fotossíntese em plantas revelou que 8 fótons de luz vermelha a 690 nm são necessários para liberar uma molécula de oxigênio pela reação:



A quantidade média de energia armazenada no processo fotoquímico é 470 kJ por mol de oxigênio liberado.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da eficiência da fotossíntese.

- A** 0,14 **B** 0,18 **C** 0,23
- D** 0,30 **E** 0,39

PROBLEMA 2.7

1A31

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** 20 nm **B** 30 nm **C** 45 nm
D 67 nm **E** 100 nm

PROBLEMA 2.8

1A32

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 $n_2 = 5$

Desafios

PROBLEMA 3.1

1A33

A dissociação do cloro molecular é um processo endotérmico que requer 240 kJ mol^{-1} de energia



A energia necessária para essa reação pode ser fornecida por irradiação.

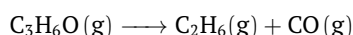
Um recipiente de 10 L contendo gás cloro e gás hidrogênio é irradiado durante 2,5 s com luz UV com comprimento de onda 250 nm proveniente de uma lâmpada de mercúrio com potência de 10 W. A mistura gasosa absorve 2% da energia fornecida, levando à formação de 65 mmol de ácido clorídrico.

- a. **Determine** os possíveis valores de comprimento de onda da luz em que se espera que ocorra a dissociação do cloro molecular.
- b. **Determine** o rendimento quântico para a formação de ácido clorídrico.
- c. **Explique**, qualitativamente, o valor obtido para o rendimento quântico.

PROBLEMA 3.2

1A34

Um recipiente de quartzo é irradiado por um *laser* de 1,5 mW que emite luz UV com comprimento de onda 330 nm. O recipiente contém propanal gasoso, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, que absorve 6% da radiação incidente decompondo-se em etano, C_2H_6 , e monóxido de carbono, CO, gasosos:



São formados 56 μg de monóxido de carbono por segundo.

- a. **Determine** a taxa de incidência de fótons no recipiente.
- b. **Determine** o rendimento quântico para a decomposição do propanal.
- c. **Explique**, qualitativamente, o valor obtido para o rendimento quântico.

PROBLEMA 3.3

1A35

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

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

PROBLEMA 3.4

1A36

Uma linha violeta é observada 434 nm no espectro do átomo de hidrogênio em.

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

PROBLEMA 3.5

1A37

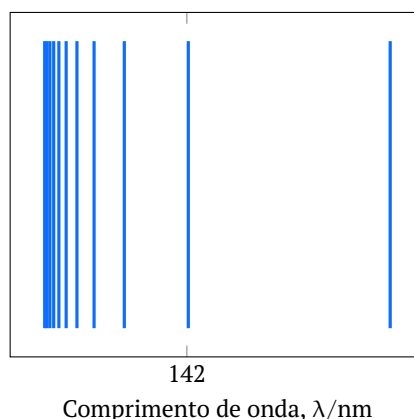
Um feixe de luz solar passa atravessar um filtro de radiação ultravioleta, o qual não permite passar fótons de comprimento de onda menor que 300 nm, sendo direcionado para uma amostra de hidrogênio atômico gasoso. A amostra é mantida em um recipiente transparente à luz visível e opaco à radiação infravermelho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

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

PROBLEMA 3.6

1A38

Considere parte do espectro de emissão para um íon monoelétrico em fase gasosa. Todas as linhas resultam de transições eletrônicas para o segundo estado excitado.



- a. **Determine** o número atômico do íon monoelétrico.
- b. **Determine** o comprimento de onda para a linha de menor energia.

Gabarito

Testes

- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 1. D | 2. E | 3. C | 4. C | 5. B | 6. C |
| 7. C | 8. B | 9. A | 10. E | 11. E | 12. A |
| 13. C | 14. A | 15. C | 16. C | 17. A | 18. C |
| 19. C | 20. A | 21. A | 22. E | 23. A | 24. A |
| 25. A | 26. E | | | | |

Problemas Integrados

- | | | | | | |
|------|------|------|------|------|------|
| 1. B | 2. A | 3. D | 4. C | 5. A | 6. D |
| 7. B | 8. D | | | | |

Desafios

- 491 nm
 - 6×10^4
 - Reação em cadeia.
- $2,5 \times 10^{15}$ fótons por segundo
 - 8000
 - Reação em cadeia.
- 12 eV
 - $n_1 = 2$ e $n_2 = 5$
- 2,9 eV
 - $n_1 = 1$ e $n_2 = 3$
- 1,88 eV a 4,13 eV
 - 1,9 eV, 2,6 eV, 2,9 eV, 3,0 eV
- $Z = 4$, Be^{3+}
 - 122 nm