

# ORIGEM DA TEORIA QUÂNTICA

3  
aula

## META

Apresentar a origem da mecânica quântica e suas conseqüências.

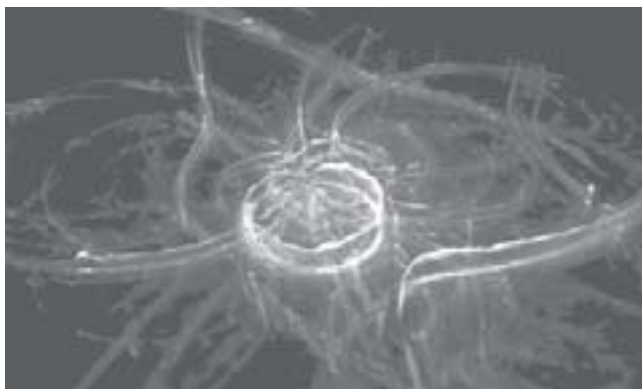
## OBJETIVOS

Ao final da aula, o aluno deverá:

- a hipótese quântica de Max Planck e sua aplicação nos estudos dos espectros atômicos;
- os postulados de Bohr.

## PRÉ-REQUISITOS

Conceito de matéria, reconhecendo sua classificação e propriedades. Os experimentos mais importantes que levaram à descoberta do elétron e ao modelo nuclear atômico.



(Fonte: <http://www.desdanova.com.br>).

**É** preciso imaginação para pensar como um químico. Imaginação química significa que, quando olhamos um objeto da vida cotidiana ou uma amostra de um produto químico, podemos imaginar os átomos que os formam. Mas isso não basta: é preciso

## INTRODUÇÃO

usar a imaginação e mergulhar nos átomos para descobrir sua estrutura interna. Para entendê-la e poder relacioná-la às propriedades químicas dos elementos, é preciso compreender a

**estrutura eletrônica** de um átomo, isto é, como os elétrons se arranjam em torno do seu núcleo.

Assim, quando Rutherford propôs, no começo do século XX, um modelo nuclear para o átomo, ele esperava poder usar a mecânica clássica, isto é, as leis de movimento propostas por Newton, no século XVII, para descrever a estrutura dos elétrons. Afinal, a mecânica clássica tinha obtido enorme sucesso na descrição do movimento de objetos visíveis, como bolas e planetas, por exemplo. Entretanto, logo ficou claro que a mecânica clássica falhava quando aplicada aos elétrons dos átomos. Novas leis, que passaram a ser conhecidas como mecânica quântica, tiveram de ser desenvolvidas.

### Estrutura eletrônica

Arranjo de elétrons de um átomo ou molécula.



Rutherford e Isaac Newton (Fonte: <http://www.imechanica.org>).

Para investigar a estrutura interna de objetos do tamanho dos átomos, é preciso observá-los indiretamente, por meio das propriedades da **radiação eletromagnética** que eles emitem e depois construir um modelo da estrutura do átomo que explique essas propriedades.

## TEORIA QUÂNTICA

### CARACTERÍSTICAS DA RADIAÇÃO ELETROMAGNÉTICA

Um feixe de **radiação eletromagnética** é o produto de campos elétricos e magnéticos oscilantes (isto é, que variam com o tempo) que atravessam o vácuo a  $3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ . Essa velocidade tem o símbolo  $c$  e é chamada de velocidade da luz. A luz visível é uma forma de radiação eletromagnética, como também são as ondas de rádio, as microondas e os raios X.

Uma fotografia instantânea de uma onda eletromagnética que viaja pelo espaço seria semelhante à Figura 9. A onda se caracteriza pela amplitude e pelo comprimento de onda. A amplitude é a altura da onda em relação à linha central. O **comprimento de onda** ( $\lambda$ ) é a distância entre dois máximos sucessivos. A **freqüência** ( $\nu$ ) é o número de vezes que um comprimento de onda completo passa por um ponto de referência numa unidade de tempo (s). A unidade de freqüência é o inverso de segundo ( $\text{s}^{-1}$ ) e é chamada de Hertz (Hz). A relação inversa entre a freqüência e o comprimento de onda de uma radiação eletromagnética pode ser expressa pela seguinte equação  $c = \lambda\nu$ , onde  $\nu$  é a freqüência,  $\lambda$  é o comprimento de onda e  $c$  é a velocidade da luz.

Comprimentos de onda diferentes correspondem a regiões diferentes do **espectro** eletromagnético (Fig. 10). Nossos olhos detectam a radiação eletromagnética de comprimento de onda entre 700 nm (luz vermelha) e 400 nm (luz violeta). Nesse intervalo, a radiação é chamada de luz visível e a freqüência da luz determina sua cor. A Chamada luz branca, que inclui a luz do sol, é a mistura de todos os comprimentos de onda da luz visível.

#### Radiação eletromagnética

Forma de energia que tem características de ondas e que se propaga através do vácuo com uma velocidade característica de  $3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ .

#### Freqüência

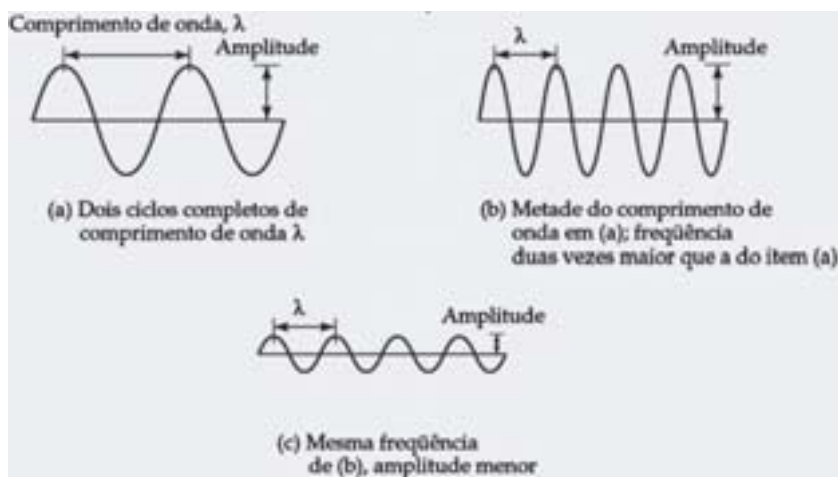
Número de vezes por segundo que um comprimento de onda completo passa por um determinado ponto.

#### Espectro

Distribuição dentre vários comprimentos de onda da energia radiante emitida ou absorvida por um objeto.

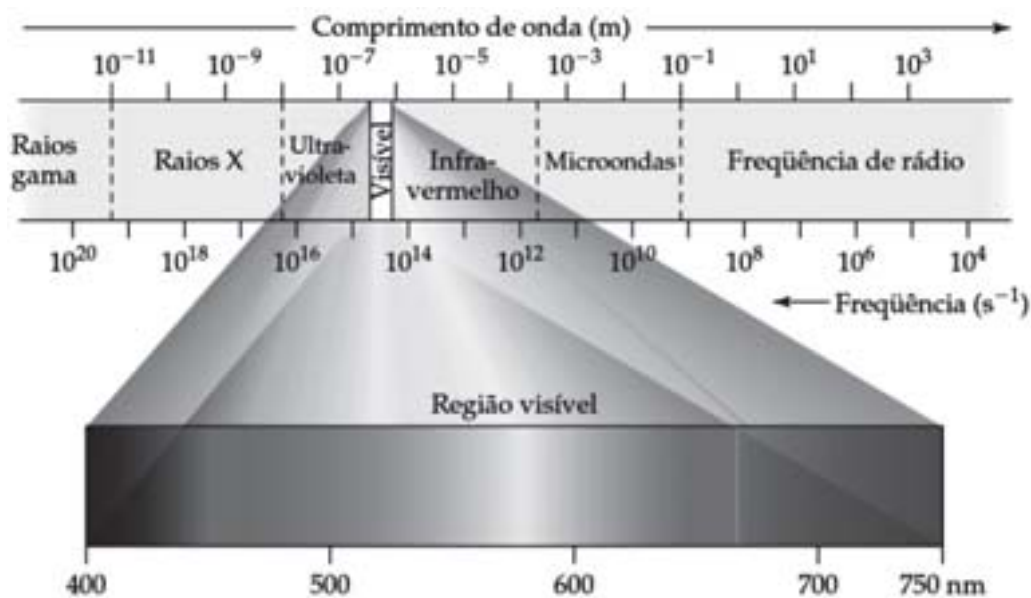
#### Comprimento de onda

Distância entre pontos idênticos em ondas sucessivas.



Fonte: Livro – Química: A ciência central.

**Figura 9** - A energia radiante tem características de onda e constitui-se de ondas eletromagnéticas. Note que quanto mais curto o comprimento de onda, mais alta é a frequência.



Fonte: Livro – Química: A ciência central.

**Figura 10** - Comprimentos de onda de radiação eletromagnética característicos de várias regiões do espectro eletromagnético. Note que a cor pode ser expressa quantitativamente pelo comprimento de onda.

## ENERGIA QUANTIZADA E FÓTONS

Apesar de o modelo ondulatório da luz explicar muitos aspectos de seu comportamento, existem vários fenômenos que ele não pode explicar. Três desses são especialmente pertinentes para o entendimento de como a radiação eletromagnética e os átomos interagem. Esses três fenômenos são: (1) a emissão de luz por objetos quentes (chamada *radiação do corpo negro* porque os objetos estudados parecem pretos antes do aquecimento); (2) a emissão de elétrons a partir de uma superfície metálica onde a luz incide (efeito fotoelétrico) e (3) a emissão de luz a partir de átomos de gás excitados eletronicamente (*espectros de emissão*).



**Max Planck**

Físico alemão (1858-1947). Pesquisou as radiações eletromagnéticas e desenvolveu a fórmula da radiação, afirmando que a energia se difunde em pequenos pacotes chamados *quanta*. Criou, assim, a Teoria Quântica, cuja fórmula estabelece que a energia de cada *quantum* é igual a sua frequência de difusão multiplicada pela *constante de Planck*. Essa descoberta rendeu-lhe o Nobel de Física de 1918.

### Quantum

Menor quantidade de energia que pode ser absorvida ou emitida como radiação eletromagnética.

## OBJETOS QUENTES E QUANTIZAÇÃO DA ENERGIA

Quando sólidos são aquecidos, eles emitem radiação. A distribuição do comprimento de onda de uma radiação depende da temperatura; um objeto “vermelho quente” é mais frio do que um objeto “quente branco”. No final do século XIX, alguns físicos estudavam esse fenômeno, tentando entender a relação entre a temperatura e a intensidade e os comprimentos de onda da radiação emitida. As leis predominantes da *física clássica* não podiam explicar essas observações.

Em 1900, um físico alemão **Max Planck** resolveu o problema fazendo uma suposição audaciosa: ele propôs que a energia podia ser liberada (ou absorvida) por átomos apenas em “pedaços” distintos de tamanhos mínimos. Desenvolveu a fórmula teórica que descrevia a intensidade da luz de várias frequências emitida por um corpo sólido em diferentes temperaturas. Planck deu o nome de **quantum** (significando quantidade fixa) para a menor quantidade de energia que podia ser emitida ou absorvida como radiação eletromagnética; observou que os átomos oscilantes de um sólido só poderiam ter certas energias dadas por:

$$E = nh\nu$$

## Constante de Planck

Constante que relaciona a energia e a frequência de um fóton,  $E = hv$ . Seu valor é  $6,626 \cdot 10^{-34}$  J.s.

Onde  $h$  é uma constante chamada de **constante de Planck**, cujo valor é  $6,63 \times 10^{-34}$  J.s. O valor de  $n$  pode ser 1, 2, 3, .... (qualquer número inteiro). Assim, a energia é emitida ou absorvida pela matéria em múltiplos inteiros de  $hn$ ,  $2hn$ ,  $3hn$  e assim por diante. Além disso, dizemos que as energias permitidas são quantizadas, isto é, seus valores são restritos a determinadas quantidades. A proposta revolucionária de Planck sobre a energia ser quantizada foi comprovada, e ele ganhou o Prêmio Nobel de Física em 1918 por seu trabalho sobre teoria quântica.

Se a teoria quântica de Planck está correta, por que seus efeitos não são tão óbvios no nosso dia-a-dia? Por que as variações de energia parecem ser contínuas em vez de quantizadas? Observe que a constante de Planck é um número extremamente pequeno. Portanto, um *quantum* de energia,  $hn$ , será uma quantidade extremamente pequena. As regras de Planck com respeito à obtenção ou perda de energia são sempre as mesmas se estivermos preocupados com objetos na escala do tamanho de nossas experiências cotidianas ou com objetos microscópicos. Para objetos macroscópicos como os seres humanos, a obtenção ou a perda de energia de um único *quantum* de energia passa completamente despercebido. Entretanto, quando lidamos com matéria em nível atômico, o impacto das energias quantizadas é muito mais significativo.

## EFEITO FOTOELÉTRICO E FÓTONS

Em 1905, Albert Einstein usou a teoria quântica de Planck para explicar o efeito fotoelétrico, ilustrado na Figura 11. Os experimentos tinham mostrado que a luz incidindo em uma superfície metálica limpa leva esta superfície a emitir elétrons. Para cada metal existe uma frequência mínima de luz abaixo da qual nenhum elétron é emitido. Por exemplo, a luz com frequência de  $4,60 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$  ou maior faz com que o césio metálico emita elétrons, mas a luz de frequência mais baixa não tem efeito.

Para explicar o efeito fotoelétrico, Einstein supôs que a energia radiante atingindo a superfície metálica é um fluxo de pacotes minúsculos de energia. Cada pacote de energia, chamado de fóton, comporta-se como uma partícula minúscula. Ampliando a teoria quântica de Planck, Einstein deduziu que cada fóton deveria ter uma energia proporcional à frequência da luz. Portanto, a própria energia radiante é quantizada.

$$\text{Energia do fóton} = E = h\nu$$

Então, o efeito fotoelétrico é a emissão de elétrons pela superfície de um metal iluminado por luz. Por exemplo, a luz violeta provoca a emissão de elétrons da superfície do potássio metálico, mas a luz vermelha, que possui uma frequência menor, não provoca. Para ocorrer o efeito fotoelétrico, os fótons que atingem a superfície do metal têm que ter energia suficiente para arrancar o elétron. Se a energia não for suficiente, não importa o número de fótons que atinge a superfície, nenhum elétron é arrancado. Quando o fóton atinge a superfície, sua energia é incorporada ao elétron e o fóton desaparece.

Apesar de a teoria da luz de Einstein explicar o efeito fotoelétrico e muitas outras observações, ela apresentou uma situação embaraçosa. A luz é uma onda ou ela compõe-se de partículas? O fato é que ela possui propriedades de ambas. Comporta-se macroscopicamente como uma onda, mas consiste em um conjunto de fótons. Quando examinamos o fenômeno em nível atômico, observamos suas propriedades de partículas. É como se passássemos da descrição de uma praia inteira para começar a examinar os grãos de areia dos quais a praia é constituída.

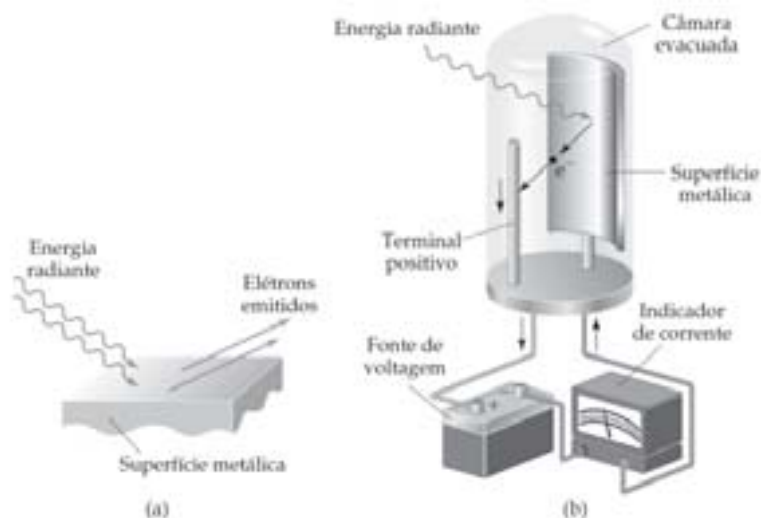


Figura 11 - Efeito fotoelétrico. Quando fótons de energia suficientemente alta colidem com uma superfície metálica, elétrons são emitidos do metal, como em (a). O efeito fotoelétrico é a base da fotocélula mostrada em (b). Os elétrons emitidos são puxados para o terminal positivo. Como resultado, a corrente flui no circuito. As fotocélulas são usadas em medidores de luz para fotografia, bem como em dispositivos eletrônicos (Fonte: Brown, 2005).

## ESPECTROS DE LINHAS E O MODELO DE BOHR

Os trabalhos de Planck e Einstein abriram caminho para a compreensão de como os elétrons são distribuídos nos átomos. Em 1913, Niels Bohr propôs uma explicação teórica dos espectros de linhas, outro fenômeno que intrigava os cientistas no século XIX.

### ESPECTRO DE LINHAS

A radiação composta por um único comprimento de onda é chamada *monocromática*. Entretanto, a maioria das radiações comuns, incluindo lâmpadas incandescentes e estrelas, produz radiação contendo muitos comprimentos de ondas diferentes. Quando a radiação de fontes como essa é separada em seus diferentes comprimentos de onda componentes, um espectro é produzido (Fig. 12). Um espectro contínuo é aquele que contém luz de todos os compri-



mentos de ondas, como o arco-íris, mas nem todas as fontes de radiação produzem um **espectro contínuo**.

Quando diferentes gases são colocados sob pressão em um tubo e uma alta voltagem é aplicada, os gases emitem diferentes cores de luz. A luz emitida pelo gás neônio é a familiar incandescência vermelho-alaranjada de muitos letreiros luminosos. Quando a luz vinda de tais fontes passa através de um prisma, apenas linhas de poucos comprimentos de onda estão presentes nos espectros resultantes, como mostrado na Figura 13. As linhas coloridas são separadas por regiões pretas que correspondem a comprimentos de onda ausentes na luz. Um espectro contendo apenas radiações de comprimentos de onda específicos é chamado de **espectro de linhas**.

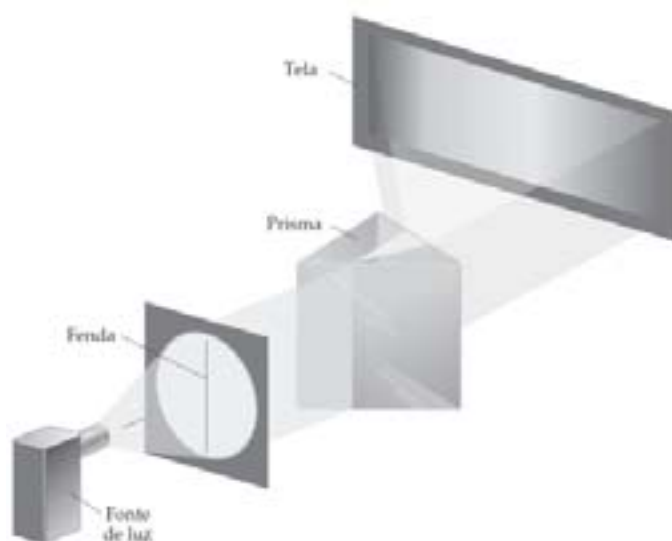


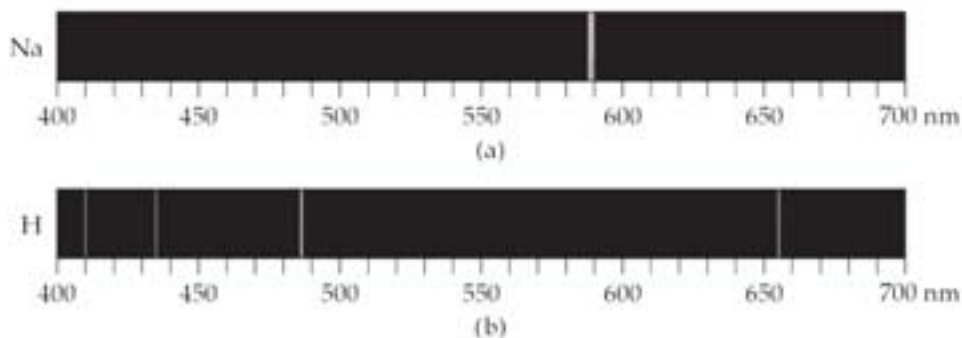
Figura 12 - Um espectro visível contínuo é produzido quando um feixe estreito de luz branca atravessa um prisma. A luz branca poderia ser a luz do sol ou a luz de uma lâmpada incandescente (Fonte: Brown, 2005).

### Espectro contínuo

Espectro que contém a radiação distribuída sobre todos os comprimentos de onda.

### Espectro de linhas

Espectro que contém radiação apenas em determinados comprimentos de onda.



Fonte: Livro – Química: A ciência central

Figura 13: O espectro de linhas de (a) Na, (b) H.

Quando os cientistas detectaram pela primeira vez o espectro de linhas do hidrogênio na metade do séc. XIX, ficaram fascinados pela sua simplicidade. Em 1885, um professor chamado Johann Balmer observou que os comprimentos de onda das quatro linhas na região do visível, mostrados na Figura 13, encaixam de maneira intrigante em uma fórmula simples. Rapidamente a equação de Balmer foi estendida para uma equação mais geral, chamada de equação de Rydberg, que permitiu calcular os comprimentos de onda de todas as linhas espectrais do hidrogênio:

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

$\lambda$  é o comprimento de onda de uma linha espectral,  $R_H$  é a constante de Rydberg ( $1,096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ ) e  $n_1$  e  $n_2$  são números inteiros e positivos, sendo  $n_2$  maior que  $n_1$ .

Como a extraordinária simplicidade dessa equação poderia ser explicada?

## OS POSTULADOS DE BOHR

Depois que Rutherford descobriu a natureza nuclear do átomo, os cientistas pensavam no átomo como um sistema solar microscó-

pico no qual os elétrons descreviam uma órbita ao redor do núcleo. Para explicar o espectro de linhas do hidrogênio, Bohr começou supondo que os elétrons moviam-se em órbitas circulares ao redor do núcleo. Entretanto, de acordo com a física clássica, uma partícula carregada (como um elétron) que se move em uma trajetória circular perderia energia continuamente pela emissão de radiação eletromagnética. À medida que o elétron perde energia, ele deve mover-se em forma de espiral em direção ao núcleo. Bohr abordou esse problema quase da mesma forma que Planck tinha abordado o problema da natureza da radiação emitida por objetos quentes. Assumindo que as leis predominantes da física eram inadequadas para descrever todos os aspectos dos átomos. Além disso, ele adotou a idéia de Planck de que as energias eram quantizadas.

Bohr baseou seu modelo em três postulados:

1. Somente órbitas de certos raios, correspondendo a certas energias definidas, são permitidas para os elétrons em um átomo.
2. Um elétron em certa órbita permitida tem certa energia específica e está em um estado de energia permitido. Um elétron em estado de energia permitido não irradiará energia e, portanto, não se moverá em forma de espiral em direção ao núcleo.
3. A energia só é emitida ou absorvida por um elétron quando ele muda de um estado de energia permitido para outro. Essa energia é emitida ou absorvida como **fóton**,  $E = h\nu$ .

## OS ESTADOS DE ENERGIA DO ÁTOMO DE HIDROGÊNIO

Em um átomo, um elétron só pode ter certos valores de energia, que são chamados de níveis de energia. Bohr calculou as energias correspondentes a cada órbita permitida. Essas energias encaixavam-se na seguinte fórmula:

$$E = \frac{R_H}{n^2}, \quad n = 1, 2, 3, \dots, \infty \text{ (para o átomo de hidrogênio)}$$

### Fóton

Partícula de massa de repouso nula, carga elétrica nula, e que consiste no *quantum* de radiação eletromagnética; sua energia é dada por  $h \times f$ , onde  $h$  é a constante de Planck e  $f$ , a frequência da radiação em hertz [Os fótons se deslocam no vácuo à velocidade da luz e sua natureza de partícula é importante na explicação de certos fenômenos físicos, como, p.ex., o efeito fotoelétrico].

onde  $R_H$  é uma constante (expressa em unidades de energia) valendo  $-2,179 \times 10^{-18}$  J. Os valores possíveis de energia dos elétrons são obtidos na fórmula com diferentes valores de  $n$  (inteiros).

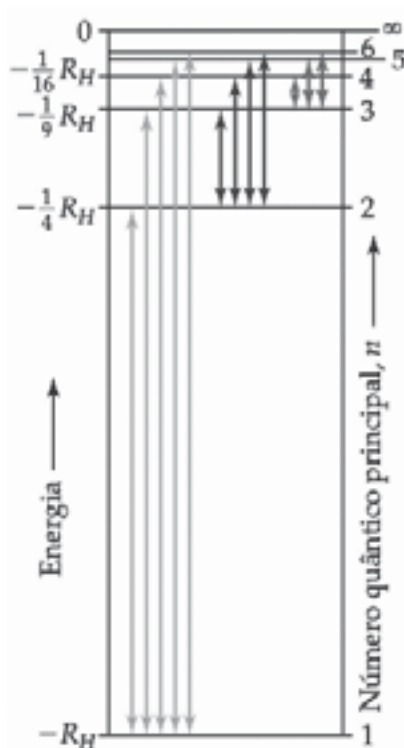
O número inteiro  $n$ , que pode assumir valores de 1 a infinito, é chamado número quântico. O estado de energia mais baixa ( $n=1$ ) é chamado **estado fundamental** do átomo. Quando o elétron está em uma órbita de energia mais alta (menos negativa), diz-se que o átomo está em **estado excitado**. A Figura 6 mostra a energia do elétron em um átomo de hidrogênio para vários valores de  $n$ .

**Estado fundamental**

Estado mais baixo de energia, ou mais estável.

**Estado excitado**

Estado de mais alta energia.



Fonte: Livro – Química: A ciência central

Figura 14 - Níveis de energia no átomo de hidrogênio a partir do modelo de Bohr. As setas referem-se às transições do elétron de um estado de energia permitido para outro. Os estados mostrados são aqueles para os quais  $n=1$  a  $n=6$ , e o estado para  $n=\infty$ , para o qual a energia,  $E=0$ .

As transições entre os níveis de energia de um elétron, num átomo, só podem alterar a sua energia passando de um nível de energia ao outro. Esta passagem é chamada de *transição*.

No seu terceiro postulado, Bohr supôs que o elétron poderia pular de um estado de energia permitido para outro, absorvendo ou emitindo fótons cuja energia radiante corresponda exatamente à diferença entre os dois estados. Um elétron deve absorver energia para que ele mude para um estado de mais alta energia (um estado com um valor mais alto de  $n$ ). De maneira contrária, a energia radiante é emitida quando o elétron pula para um estado de energia mais baixa (um estado com menor valor de  $n$ ). Assim, se o elétron pula de um estado inicial, com energia  $E_i$  para um estado final, com energia  $E_f$ , a variação de energia é dada pela seguinte relação:

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{\text{fóton}} = h\nu$$

Portanto, o modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio afirma que apenas frequências específicas de luz que satisfazem a equação acima, podem ser absorvidas ou emitidas pelo átomo.

O modelo de Bohr oferece uma explicação para o espectro de linhas do átomo de hidrogênio; ele não pode explicar o espectro de outros átomos, a não ser de uma maneira muito incipiente. Esse modelo é apenas um importante passo em direção ao desenvolvimento de um modelo mais abrangente.

### Exemplo:

Qual a diferença entre dois níveis de energia do átomo de sódio, sabendo-se que a luz emitida tem o comprimento de onda de 589 nm?

$$h\nu = E_f - E_i$$

$$c = \lambda\nu$$

$$\text{Dados: } \lambda = 589 \text{ nm} = 5,89 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$h\nu = hc / \lambda = \Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta E = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}) / 5,89 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\Delta E = 3,38 \times 10^{-19} \text{ J}$$

A estrutura eletrônica de um átomo descreve as energias e os arranjos dos elétrons ao redor do átomo. Muito do que se sabe sobre a estrutura eletrônica dos átomos foi obtido pela ob-

servação da interação da luz com a matéria.

Planck propôs que a quantidade mínima de energia radiante que um objeto pode ganhar ou perder está relacionado com a frequência

## CONCLUSÃO

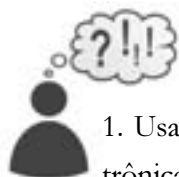
da radiação:  $E = h\nu$ . Essa menor quantidade de energia é chamada *quantum* de energia. Na teoria quântica, a energia é quantizada, o que significa que ela pode ter certos valores permitidos. Einstein usou a teoria quântica para explicar o efeito fotoelétrico, a emissão de elétrons a partir da superfície de metais pela luz. Ele supôs que a luz se comporta como se consistisse de pacotes de energia quantizada chamados de fótons. A dispersão da radiação em seus comprimentos de onda componentes produz um espectro. Se contiver apenas certos comprimentos de onda específicos é chamado de espectro de linhas. A radiação emitida pelos átomos de hidrogênio excitados forma um espectro de linhas; as frequências observadas no espectro seguem uma relação matemática simples que envolve pequenos números inteiros. Bohr propôs um modelo para o átomo de hidrogênio que explica o espectro de linhas. Nesse modelo, a energia do átomo de hidrogênio depende do valor de um número  $n$ , chamado número quântico.

## RESUMO



Introduzimos alguns aspectos da teoria atual da estrutura atômica, a *mecânica quântica*. Felizmente, esta poderosa teoria considera os conceitos da quantização da energia eletrônica, a mais importante contribuição de Bohr, sendo que a idéia das órbitas de elétrons deve ser modificada. Assim, o conhecimento de estrutura eletrônica é resultado de um dos principais desenvolvimentos da ciência no século XX, a teoria quântica.

Enfatizamos o desenvolvimento da teoria quântica e como esta levou a uma descrição consistente das estruturas eletrônicas dos elementos. Exploramos algumas ferramentas usadas na mecânica quântica, a nova física que teve de ser desenvolvida para descrever os átomos corretamente.



## ATIVIDADES

1. Usando a Figura 14, determine qual das seguintes transições eletrônicas produz a linha espectral de comprimento de onda mais longo:  $n=2$  para  $n=1$ ,  $n=3$  para  $n=2$  ou  $n=4$  para  $n=3$ .

## COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

O comprimento de onda aumenta à medida que a frequência diminui ( $\lambda = c/\nu$ ). Naturalmente o comprimento de onda mais longo estará associado à menor frequência. De acordo com a equação de Planck,  $E = h\nu$ , a frequência mais baixa está associada à energia mais baixa. Na Figura 6, a linha mais curta representa a menor variação de energia. Portanto, a transição  $n=4$  para  $n=3$  produz a linha de comprimento de onda mais longa (frequência mais baixa).

## AUTO-AVALIAÇÃO



1. Organize os seguintes tipos de energia eletromagnética em ordem crescente de comprimento de onda: infravermelho, luz verde, luz vermelha, ondas de rádio, raios X, luz ultravioleta.
2. Qual é o comprimento de onda da luz amarela do sódio, cuja frequência é  $5,09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ?
3. Qual a diferença entre dois níveis de energia do átomo de sódio, sabendo-se que a luz emitida tem o comprimento de onda de 589 nm?
4. (a) Um laser emite luz com frequência de  $4,69 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ . Qual é a energia da radiação desse laser? (b) Se o laser emite uma explosão ou pulso de energia contendo  $5,0 \times 10^{17}$  fótons de radiação, qual é a energia total desse pulso? (c) Se o laser emite  $1,3 \times 10^2 \text{ J}$  de energia durante um pulso, quantos fótons são emitidos durante o pulso?
5. (a) O que significa dizer que a energia é quantizada? (b) Por que não notamos a quantização da energia nas atividades cotidianas?
6. Uma das linhas de emissão do átomo de hidrogênio tem comprimento de onda de 93,8 nm. (a) Em qual região do espectro eletromagnético essa emissão é encontrada? (b) Determine os valores inicial e final de  $n$  associados a essa emissão.
7. Explique como a existência de espectro de linhas é consistente com a teoria de Bohr sobre energias quantizadas para o elétron no átomo de hidrogênio.
8. Para cada uma das seguintes transições eletrônicas para o átomo de hidrogênio, calcule a energia, a frequência e o comprimento de onda da radiação associada, e determine se a radiação é emitida ou absorvida durante a transição: (a) de  $n=5$  para  $n=1$ ; (b) de  $n=4$  para  $n=2$ ; (c) de  $n=4$  para  $n=6$ . Alguma dessas transições emite ou absorve luz visível?



## REFERÊNCIAS

- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3 ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
- BROWN, T. L. et al. **Química, a ciência central.** 9 ed., São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química Geral.** v. 1 e 2. Trad. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química: um curso universitário,** 4 ed. São Paulo: Edgard Blucher, 1995.
- RUSSEL, J. B. **Química Geral.** v. 1 e 2. São Paulo: Ed. Makron Books do Brasil, 1994.