

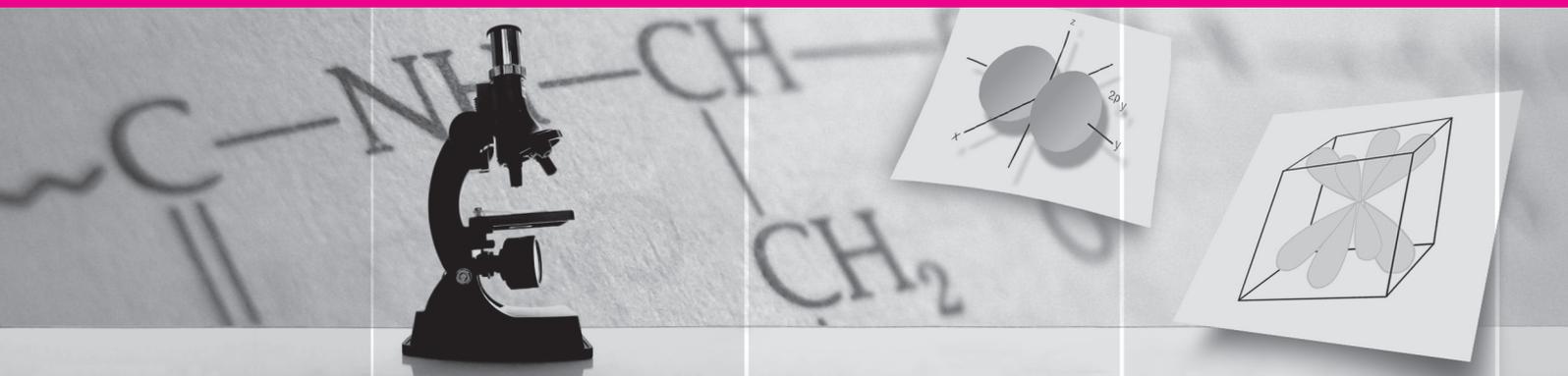
DISCIPLINA

Arquitetura Atômica e Molecular

O modelo atômico atual e os números quânticos

Autores

Ótom Anselmo de Oliveira
Joana D'Arc Gomes Fernandes



aula

04

Governo Federal

Presidente da República

Luiz Inácio Lula da Silva

Ministro da Educação

Fernando Haddad

Secretário de Educação a Distância – SEED

Ronaldo Motta

Universidade Federal do Rio Grande do Norte

Reitor

José Ivonildo do Rêgo

Vice-Reitor

Nilsen Carvalho Fernandes de Oliveira Filho

Secretária de Educação a Distância

Vera Lúcia do Amaral

Secretaria de Educação a Distância- SEDIS

Coordenadora da Produção dos Materiais

Célia Maria de Araújo

Coordenador de Edição

Ary Sergio Braga Olinisky

Projeto Gráfico

Ivana Lima

Revisores de Estrutura e Linguagem

Eugenio Tavares Borges

Marcos Aurélio Felipe

Pedro Daniel Meirelles Ferreira

Revisoras de Língua Portuguesa

Janaina Tomaz Capistrano

Sandra Cristinne Xavier da Câmara

Ilustradora

Carolina Costa

Editoração de Imagens

Adauto Harley

Carolina Costa

Diagramadores

Mariana Araújo Brito

Adaptação para Módulo Matemático

Thaís Maria Simplicio Lemos

Imagens Utilizadas

Banco de Imagens Sedis (Secretaria de Educação a Distância) - UFRN

Fotografias - Adauto Harley

MasterClips IMSI MasterClips Collection, 1895 Francisco Blvd,

East, San Rafael, CA 94901, USA.

MasterFile – www.masterfile.com

MorgueFile – www.morguefile.com

Pixel Perfect Digital – www.pixelperfectdigital.com

FreeImages – www.freeimages.co.uk

FreeFoto.com – www.freefoto.com

Free Pictures Photos – www.free-pictures-photos.com

BigFoto – www.bigfoto.com

FreeStockPhotos.com – www.freestockphotos.com

OneOddDude.net – www.oneodddude.net

Stock.XCHG - www.sxc.hu

Divisão de Serviços Técnicos

Catálogo da publicação na Fonte. UFRN/Biblioteca Central “Zila Mamede”

Oliveira, Ótom Anselmo de

Arquitetura atômica e molecular / Ótom Anselmo de Oliveira, Joana D’arc Gomes

Fernandes – Natal (RN) : EDUFRN – Editora da UFRN, 2006.

280 p.

ISBN 85-7273-278-0

1. Ligações químicas. 2. Modelos atômicos. 3. Tabela periódica. I. Fernandes, Joana D’arc Gomes. II. Título.

RN/UFR/BCZM 2006/18

CDU 541

CDD 541.5

Todos os direitos reservados. Nenhuma parte deste material pode ser utilizada ou reproduzida sem a autorização expressa da UFRN - Universidade Federal do Rio Grande do Norte.

Apresentação

Os trabalhos de Heisenberg mostraram a necessidade de se desenvolver um modelo atômico compatível com o seu princípio da incerteza. Isso foi conseguido a partir da equação de onda sugerida por Schrödinger para descrever sistemas microscópicos, que será discutida nesta aula, enfatizando representações gráficas ilustrativas aplicáveis, particularmente, ao átomo de hidrogênio.

Discutiremos também os números quânticos característicos dos estados energéticos de cada elétron num átomo. Três deles, os **números quânticos principal**, do **momento angular orbital** e **magnético** (n , l e m_l , respectivamente), definem cada orbital. O quarto é o **número quântico magnético do spin do elétron**, m_s , que é inerente ao elétron. Com isso, chegaremos a um modelo satisfatório para descrever as estruturas dos átomos e muitas das suas propriedades.

Objetivos

- 1 Interpretar alguns aspectos da equação de onda, formulada por Erwin Schrödinger, para descrever o comportamento dos elétrons nos átomos, dando ênfase à interpretação qualitativa das funções radiais e angulares.
- 2 Definir o significado de cada um dos quatro números quânticos.
- 3 Reconhecer os orbitais atômicos através dos três números quânticos que os descrevem.



O modelo atômico atual

Terminamos de estudar a proposta de **De Broglie** e o **princípio da incerteza de Heisenberg**. Como você deve ter percebido, as duas idéias descrevem separadamente aspectos do comportamento das partículas microscópicas. Entretanto, estudos indicavam a necessidade do desenvolvimento de uma nova teoria que agregasse essas idéias. Como a mecânica clássica não incorporava essas propostas, fazia-se necessário o desenvolvimento de uma nova mecânica que considerasse os fenômenos quânticos, abandonando conceitos clássicos, como o de trajetória de uma partícula, tal como o movimento de um elétron numa órbita.

Essa nova mecânica foi desenvolvida a partir das idéias de De Broglie, Heisenberg, Schrödinger, Dirac, entre outros, e foi chamada de **mecânica quântica**.

A mecânica quântica estabelece que só é possível estudar o comportamento de sistemas microscópicos em termos de “probabilidades”. Assim, não é permitido utilizarmos expressões, como a **trajetória de um elétron**, mas sim a **região de maior probabilidade de se encontrar um elétron**, que é o **orbital atômico**, passando esses sistemas a serem descritos por uma **função de onda**, representada pela letra grega Ψ (Psi).

Em 1926, **Erwin Schrödinger** formulou uma equação de onda para descrever o comportamento de sistemas microscópicos, em que considerava o comportamento dualístico de uma partícula se movimentando em três dimensões. A equação proposta é

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V)\Psi = 0,$$

e nela, Ψ é a função de onda associada à partícula, m é a massa, E , a energia total do sistema, e V , a energia potencial da partícula.

Quando essa equação é resolvida, obtém-se como solução as funções de onda (Ψ) as quais fornecem todas as informações associadas à partícula em cada estado de energia permitido.

Como podemos ver, a equação de onda proposta por Schrödinger é bastante complexa. Para resolvê-la, é necessário um conhecimento matemático avançado, que você ainda não obteve no seu curso. Por isso, vamos abordar alguns aspectos importantes dessa equação de maneira qualitativa, sem entrar em detalhes sobre as operações matemáticas envolvidas.



Erwin Schrödinger

Em 1933, Erwin Schrödinger recebeu o prêmio Nobel de Física pela formulação da Teoria da mecânica quântica.

A função de onda pode assumir qualquer valor numérico positivo ou negativo. Porém, para que ela descreva um sistema real, como o átomo, seus valores devem ser sempre números reais e positivos. Para que isso ocorra, **Max Born** interpretou a função de onda, considerando o quadrado do valor absoluto de Ψ , $|\Psi|^2$, como sendo a **densidade de probabilidade** de se localizar o elétron em uma dada posição em torno do núcleo (Figura 1).

Desse modo, para se obter a probabilidade P de encontrar a partícula, num sistema unidimensional, descrita por Ψ no intervalo entre x e $x + dx$, multiplica-se a densidade de probabilidade, $|\Psi|^2$, pela dimensão infinitesimal da vizinhança dx , estabelecendo-se que:

$$P = |\Psi|^2 \cdot dx$$

Em caso de uma partícula movimentando-se em três dimensões, como um elétron num átomo, a probabilidade de se encontrar o elétron nas vizinhanças de um dado ponto, num volume infinitesimal dv ($dv = dx \, dy \, dz$), é dada por:

$$P = |\Psi|^2 \cdot dv$$

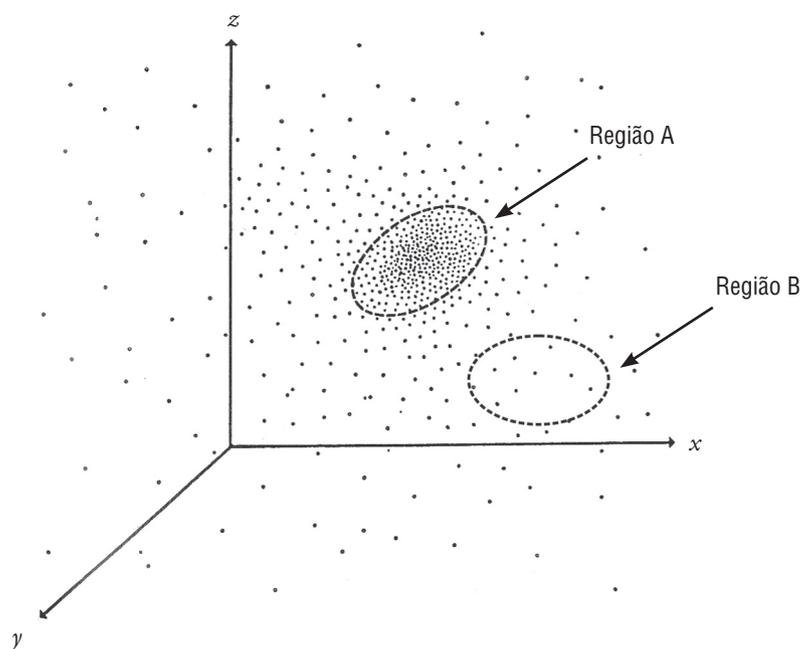


Figura 1 – Cada ponto representa uma região de probabilidade. Há regiões do espaço com altos valores de densidade de probabilidade, $|\Psi|^2$, como a região **A** e regiões onde é menor a probabilidade de se detectar uma partícula como em **B**.

Como vemos, a probabilidade (P), não indica em que ponto ao redor do núcleo o elétron está, e sim qual a probabilidade do elétron se encontrar neste ponto. Portanto, P nos dá uma informação estatística sobre o elétron.

A equação de onda para o átomo de hidrogênio

Para resolver a equação de Schrödinger aplicada ao átomo de hidrogênio, é conveniente substituir as coordenadas cartesianas x , y e z por coordenadas esféricas r , θ (**teta**) e ϕ (**fi**). Elas estão relacionadas entre si pelas expressões:

$$x = r \operatorname{sen}\theta \cos\phi$$

$$y = r \operatorname{sen}\theta \operatorname{sen}\phi$$

$$z = r \cos\theta$$

conforme é mostrado na **Figura 2**.

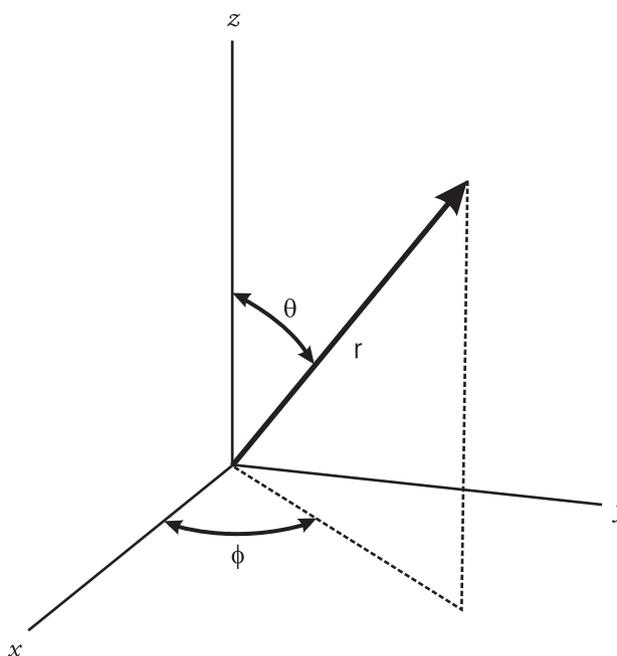


Figura 2 – Relação entre as coordenadas esféricas polares r , θ e ϕ e as coordenadas cartesianas x , y e z . Considere o núcleo na origem e o elétron na extremidade do vetor.

Assim, podemos reescrever a equação de onda em termos de novas funções relacionadas ao seno e co-seno dos ângulos θ e Φ :

$$\Psi(r, \theta, \phi) = R(r)Y(\theta, \phi)$$

Escrita dessa maneira, podemos interpretá-la separadamente, em termos de uma parte radial, chamada **função radial**, $R(r)$, e de uma parte angular, chamada **função angular**, $Y(\theta, \phi)$.

As funções radiais

No Quadro 1, estão listadas as funções radiais de alguns orbitais, que são representadas por $R_{n,l}$. Tais funções definem a distância média do elétron em relação ao núcleo e, quando são resolvidas, surgem como soluções naturais os números quânticos n e l característicos de cada tipo de orbital.

n	l	$R_{n,l}$	Função Radial – $R_{n,l}$	Orbitais
1	0	$R_{1,0}$	$2 \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} e^{-Zr/a_0}$	1s
2	0	$R_{2,0}$	$\left(\frac{1}{2\sqrt{2}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} \left(1 - \frac{Zr}{2a_0} \right) e^{-Zr/2a_0}$	2s
2	1	$R_{2,1}$	$\left(\frac{1}{2\sqrt{6}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} r e^{-Zr/2a_0}$	2p
3	0	$R_{3,0}$	$\left(\frac{2}{3\sqrt{3}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} \left(1 - \frac{2Zr}{3a_0} + \frac{2Z^2r^2}{27a_0^2} \right) e^{-Zr/3a_0}$	3s
3	1	$R_{3,1}$	$\left(\frac{8}{27\sqrt{6}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0} - \frac{Z^2r^2}{6a_0} \right) e^{-Zr/3a_0}$	3p
3	2	$R_{3,2}$	$\left(\frac{4}{81\sqrt{30}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{7/2} r^2 e^{-Zr/3a_0}$	3d

Z : número atômico; a_0 : raio de Bohr

Quadro 1 – Funções radiais para o átomo de hidrogênio

Estamos interessados em examinar a probabilidade de encontrar o elétron em qualquer ponto que esteja localizado a uma distância r do núcleo, em volumes infinitesimais, próximo ao ponto em que r está sendo determinado. Para isso, é necessário definir a **função de probabilidade radial**, que é o produto do módulo da função radial elevado ao quadrado, $|R_{n,l}|^2$, pelo volume da “casca” esférica próximo ao ponto r que está sendo determinado, $4\pi r^2 dr$. Assim a função da probabilidade radial é dada pela expressão $4\pi r^2 dr |R_{n,l}|^2$.

Na **Figura 3**, a seguir, são mostradas como as probabilidades radiais das funções variam em relação à distância do núcleo, para os orbitais dos três primeiros níveis de energia.

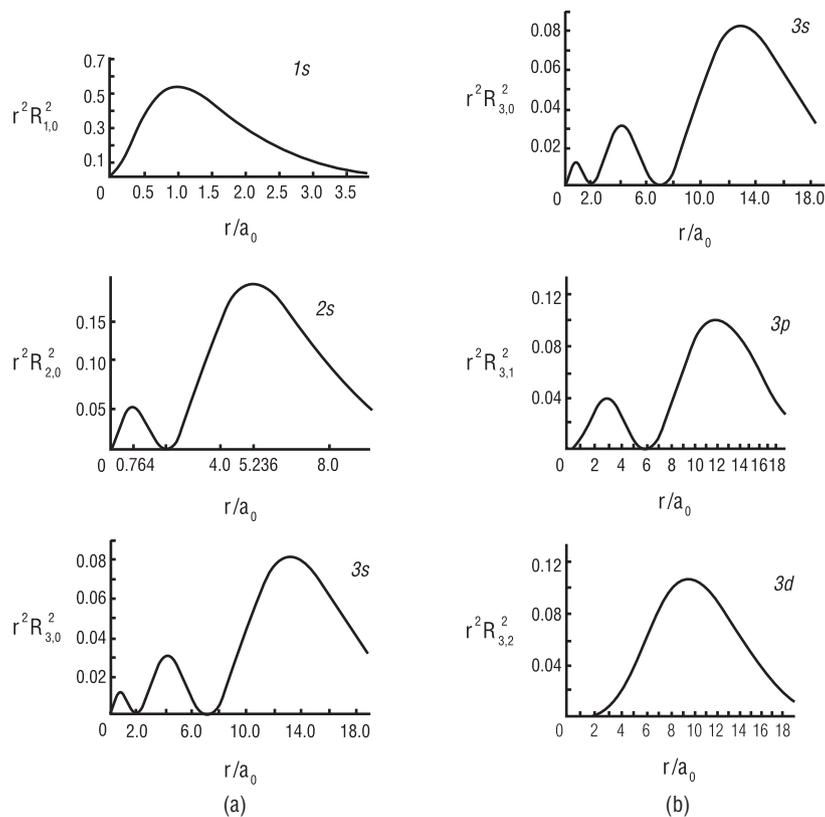


Figura 3 – Densidade de probabilidade radial para alguns orbitais do átomo de hidrogênio. (a) Orbitais 1s, 2s e 3s. (b) Orbitais 3d, 3p e 3s.

Na **Figura 3a**, são registrados os gráficos de distribuição radial dos orbitais 1s, 2s e 3s. Podemos verificar que, conforme aumenta o número quântico n , a região de maior probabilidade de se encontrar um elétron se afasta do núcleo, tornando-se mais extensa, ou seja, mais volumosa. Assim, a probabilidade máxima de se encontrar um elétron nas proximidades do núcleo vai diminuindo com o aumento do n . Como a energia do orbital aumenta quando n cresce, os elétrons que ocupam os orbitais mais afastados do núcleo têm maior energia.

Nos gráficos da **Figura 3b**, o número quântico do momento angular orbital, l , varia enquanto n permanece constante. Analisando esses gráficos, percebemos que o primeiro orbital a alcançar o ponto de máxima probabilidade é o 3d, seguido pelo 3p e, finalmente, o 3s.

Entretanto, se você considerar o intervalo entre $r = 0$ e $r = a \cdot 2 \text{ \AA}$, observa que a maior densidade radial nesse intervalo corresponde ao orbital 3s, em seguida ao 3p e é zero para o 3d. Isso indica que um elétron no orbital 3s pode se aproximar mais do núcleo do que em um orbital 3p. Esse fato é denominado **efeito de penetração** ou **penetrabilidade dos orbitais**. Podemos dizer, então, que o orbital 3s é mais penetrante do que o 3p; e que o 3d praticamente não penetra nessa região. A consequência disso é que um elétron no orbital 3s é mais atraído pelo núcleo do que nos orbitais 3p ou 3d. Daí a diferença de energia entre os orbitais com um mesmo número quântico principal. Ou seja: para um mesmo n , a energia dos orbitais cresce na seguinte ordem:

$$ns < np < nd < nf.$$



Atividade 1

A região onde a amplitude da função de onda é igual a zero é denominada região nodal. Essa região pode ser unidimensional (um ponto nodal), bidimensional (um plano nodal) e tridimensional (uma esfera nodal). Veja o gráfico do orbital $3s$ da Figura 3a e responda quantas esferas nodais tem este orbital.

As funções angulares

Enquanto as funções radiais determinam a energia dos orbitais, as funções angulares A_{l,m_l} indicam as orientações dos orbitais e independem de n , mas dependem de l e m_l .

Observando o Quadro 2, podemos ver que a função de onda correspondente aos orbitais s , $l = 0$ e $m_l = 0$, independem dos ângulos θ e ϕ , enquanto as funções dos orbitais p , d e dependem das coordenadas angulares θ e ϕ , conferindo a esses orbitais orientações específicas.

Orbital	l	m_l	Símbolo	A_{l,m_l}
s	0	0	$A_{0,0}$	$\left(\frac{1}{4}\pi\right)^{1/2}$
p_z	1	0	$A_{1,0}$	$\left(\frac{3}{4}\pi\right)^{1/2} \cos \theta$
d_{z^2}	2	0	$A_{2,0}$	$\left(\frac{5}{16}\pi\right)^{1/2} (3 \cos^2 \theta - 1)$

Quadro 2 – Funções angulares A_{l,m_l} para o átomo de hidrogênio

Para obtermos a função de onda correspondente a um determinado orbital, multiplicamos a função radial pela função angular. Por exemplo, a função de onda ($\Psi_{(1,0,0)}$) correspondente ao orbital $1s$, é obtida multiplicando-se a função radial $R_{(1,0)}$ pela função angular $A_{(0,0)}$. Assim, a função de onda de um orbital $1s$ é

$$\Psi_{(1,0,0)} = \left(\frac{1}{\sqrt{\pi}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} e^{-Zr}$$

Como essa função independe dos ângulos, a região de maior probabilidade de se encontrar um elétron é representada por uma esfera. Por essa razão, os orbitais s são esferossimétricos. Veja a **Figura 4**.

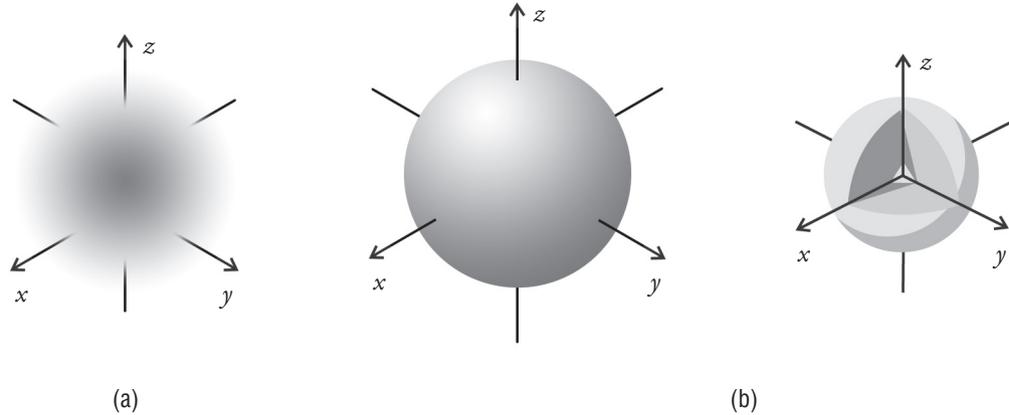


Figura 4 – Orbital $1s$ (a) em termos das densidades de elétrons (representadas pela intensidade do sombreamento). (b) Superfície de contorno de um orbital s , dentro da qual há 90% de probabilidade de estar o elétron.

Ao contrário dos orbitais s , os orbitais p , d e f não são esferossimétricos, uma vez que dependem das coordenadas angulares, θ e ϕ . Tal fato pode ser verificado observando-se o Quadro 3, no qual estão apresentadas as funções de onda completas para o átomo de hidrogênio. Como podemos verificar, os três orbitais p são idênticos, pois nas funções de onda desses orbitais os termos independentes de θ e ϕ são iguais, sendo expressos por:

$$\left(\frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \right) \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{5/2} r e^{-Zr/2a_0}$$

Entretanto, possuem diferentes termos em θ e ϕ conferindo aos orbitais p distintas orientações espaciais, com as regiões de máxima probabilidade coincidindo com as coordenadas cartesianas (x , y e z), conforme está ilustrado na **Figura 5**.

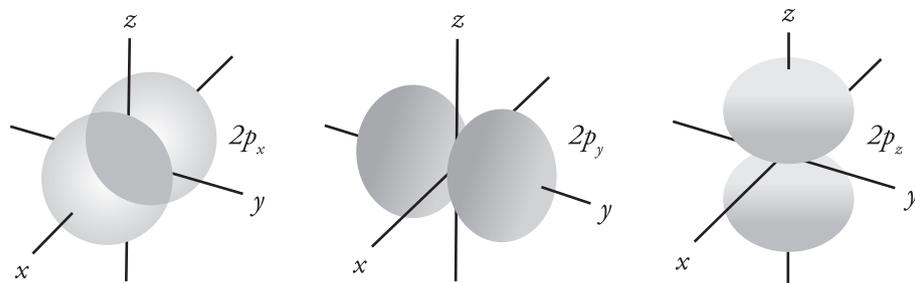


Figura 5 – Superfície de contorno dos orbitais p . Os orbitais p apresentados a você são designados por p_x , p_y e p_z .

Análise idêntica pode ser feita para os orbitais d , que possuem cinco diferentes orientações, e para os f , que possuem sete orientações. Os mapas de contorno desses orbitais são mostrados nas **Figuras 6 e 7**.

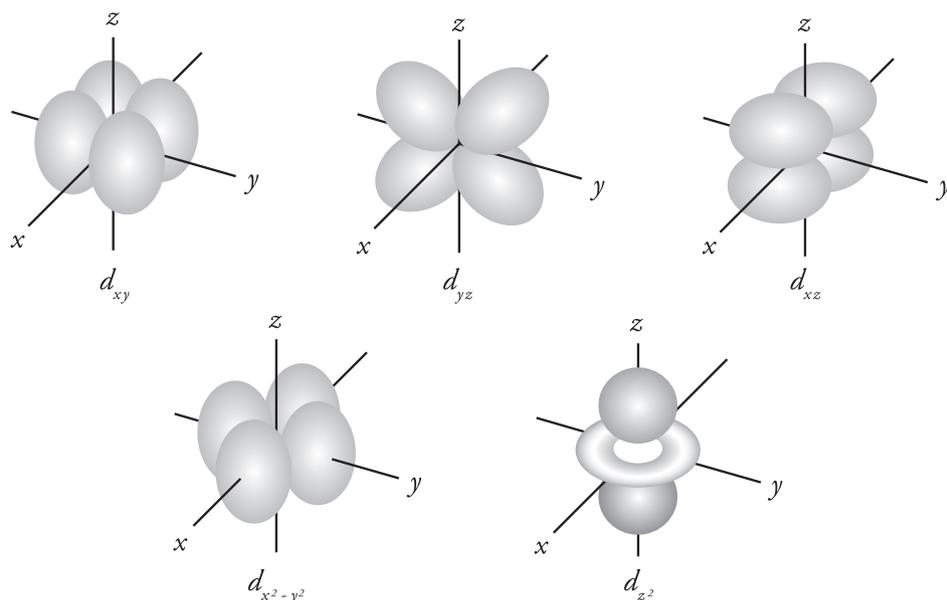


Figura 6 – Superfície de contorno dos orbitais d

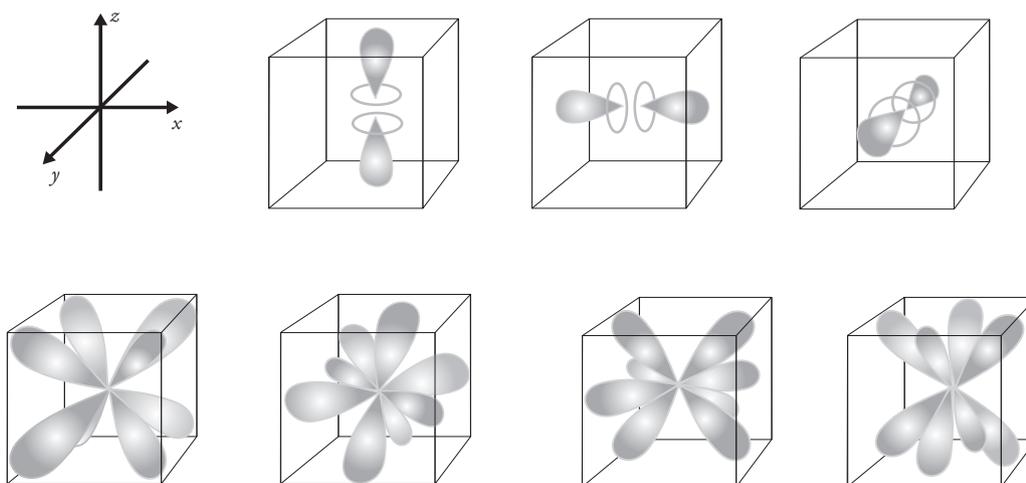


Figura 7 – Superfície de contorno dos orbitais f

Em resumo, podemos dizer que quando essa equação é aplicada a sistemas como o átomo de hidrogênio, ela só pode ser resolvida para determinados valores de energia, E , caracterizados por três **números quânticos** inteiros, cujos símbolos e denominações são, respectivamente:

n – número quântico principal;
 l – número quântico momento angular orbital ou número quântico azimutal;
 m_l – número quântico magnético.

Um aspecto interessante a ser ressaltado é que os **números quânticos** surgem como soluções da **equação de Schrödinger**, ao contrário do que ocorreu com o **modelo atômico de Bohr**, no qual esses números foram impostos através de postulados.

Como já discutimos, a função quadrada $\Psi_{(n, l, m_l)}^2$ corresponde à densidade de probabilidade de encontrar o elétron no átomo. Portanto, podemos dizer que ela define os espaços tridimensionais, ou regiões, em torno do núcleo que encerram as maiores probabilidades de localização do elétron.

Esses espaços, ou regiões, são denominados de **orbitais** e cada um deles é descrito por um conjunto particular de números quânticos n , l e m_l .

Os números quânticos

O **número quântico principal** n define a distância média do elétron ao núcleo atômico e está relacionado à energia do orbital, podendo assumir qualquer valor inteiro positivo. Os valores permitidos para n são: 1, 2, 3, 4, ..., ∞ . Todos os orbitais com o mesmo valor de n estão no mesmo nível de energia.

O **número quântico momento angular orbital**, l , também denominado de **número quântico azimutal**, define o momento angular do elétron e especifica o orbital. Como o n limita o l , os valores assumidos por l são inteiros e variam entre 0 e $n-1$. Por exemplo: para $n = 4$, os valores de l são 0, 1, 2 e 3, correspondentes, respectivamente, aos orbitais s , p , d e f .

As letras s , p , d e f derivam das palavras **sharp**, **principal**, **difuse** e **fundamental**, que são as denominações dadas a linhas que aparecem no espectro do átomo de hidrogênio. Valores de l superiores a 3 seguem a ordem alfabética, conforme apresentado a seguir.

Valor de n	1	2	3	4	5	6 ...
Valor de l	0	1	2	3	4	5 ...
Designação dos orbitais	s	p	d	f	g	$h \dots$

Cada conjunto de orbitais com os mesmos valores de n e l constitui um subnível de energia e, para átomos multieletrônicos, a energia do subnível depende de n e l . Por exemplo: para $n = 3$, existem três subníveis. O $3s$, que corresponde a $n = 3$ e $l = 1$; o $3p$, para $n = 3$ e $l = 2$; e o $3d$, para $n = 3$ e $l = 2$, cujas energias crescem na seguinte ordem:

$$3s < 3p < 3d$$

Número quântico magnético m_l dá a orientação dos orbitais. O m_l é um número inteiro que pode assumir $2l + 1$ valores distintos, compreendidos entre $+l$ e $-l$. Por exemplo, para $l = 2$, os valores de m_l variam de $+2$ a -2 , podendo assumir $2(2 + 1) = 5$, valores que são $-2, -1, 0, +1, +2$. Como vimos, m_l é limitado pelos valores de l . As funções de onda com o mesmo n e l , mas diferentes m_l , têm a mesma energia, porém, orientações diferentes.

O Quadro 4 apresenta um resumo dos números quânticos correspondentes aos orbitais atômicos.



Spin

O spin do elétron é considerado um fenômeno puramente quântico, sem nenhum análogo clássico, não sendo possível interpretá-lo por modelos clássicos.

Valores de n $n = 1, 2, 3, \dots \infty$	Valores de l $n = 0, 1, 2, \dots \infty$	Valores de m_l $m_l = -l \dots +l$	Subnível
1	0	0	$1s$
2	0	0	$2s$
	1	-1, 0, 1	$2p$
3	0	0	$3s$
	1	-1, 0, 1	$3p$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$3d$
4	0	0	$4s$
	1	-1, 0, 1	$4p$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$4d$
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$4f$
5	0	0	$5s$
	1	-1, 0, 1	$5p$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$5d$
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$5s$
	4	-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4	$5f$

Quadro 4 – Resumo das relações entre os números quânticos n , l e m_l

Para definir completamente o estado de energia do elétron no átomo, são necessários quatro números quânticos. Três relacionados ao orbital e um quarto, ao **spin** do elétron, que é o **número quântico magnético de spin do elétron**, representado por m_s .

Em 1925, os físicos Goudsmit e Uhlenbeck, tentando interpretar o desdobramento de algumas linhas do espectro do hidrogênio e de outros átomos como o sódio, propuseram a existência de um quarto número quântico, o **número quântico magnético de spin**. Para eles, o m_s teria dois valores possíveis, que seriam positivos ou negativos, dependendo da orientação do spin $+\frac{1}{2}$ (\uparrow) ou $-\frac{1}{2}$ (\downarrow), em relação à direção do campo magnético interno do átomo.

Em 1929, usando postulados da mecânica quântica, Dirac demonstrou que um elétron deve ter um momento angular intrínseco, $s = \frac{1}{2}$, o qual limita o **número quântico magnético de spin**, m_s , a dois valores, $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$, mostrando que a proposição de Goudsmit e Uhlenbeck é totalmente compatível com a mecânica quântica.

Resumo

Como vimos nesta aula, na mecânica quântica a equação de onda de Schrödinger descreve o comportamento dos elétrons nos átomos. Você observou que a resolução matemática dessa equação leva a um conjunto de funções matemáticas chamadas de **funções de onda**, representadas pela letra grega psi (Ψ). O **quadrado da função de onda**, Ψ^2 , é a **densidade de probabilidade** e representa a probabilidade de se encontrar o elétron numa região do espaço em torno do núcleo denominada de orbitais. As **funções radiais**, $R_{n,l}$, definem a distância média do elétron em relação ao núcleo, determinando a energia dos orbitais. Já as **funções angulares**, A_{l,m_l} , indicam as orientações dos orbitais e independem de n . A função de onda correspondente a um determinado orbital é obtida multiplicando-se a função radial pela função angular. Um orbital é identificado por um conjunto de números quânticos, n , l e m_l (**número quântico principal**, **momento angular orbital** e **magnético**, respectivamente). A forma e a energia dos orbitais variam de acordo com esse conjunto. Todos os orbitais s são esferossimétricos; enquanto os p , d e f possuem orientações específicas. Portanto, um orbital é descrito por um conjunto particular de números quânticos representados por n , l e m_l . Para definir completamente o estado de energia do elétron no átomo, é necessário um quarto número quântico denominado **número quântico magnético de spin** do elétron representado por m_s .

Auto-avaliação

- 1 Na descrição pelo modelo quântico do átomo de hidrogênio, qual o significado físico do quadrado da função de onda, Ψ^2 ?
- 2 Em média, que elétron estará mais afastado do núcleo, um elétron num orbital $3s$ ou outro num orbital $3p$? Justifique sua resposta em função da penetrabilidade dos orbitais.
- 3 Quais os números quânticos n e l correspondentes aos seguintes orbitais:
a) $4d$;
b) $3s$;
c) $4p$.
- 4 Quantos subníveis de energia há no nível designado por $n = 4$? Quantos orbitais existe nesse nível? Qual o orbital de maior energia?
- 5 Quantos orbitais existe no subnível f ? Quais os valores de m_l para cada um dos orbitais f ?
- 6 Escreva os conjuntos de valores possíveis dos números quânticos (n, l, m_l) para os orbitais $5f$ e $4p$.
- 7 Que observação sobre as raias espectrais dos átomos levou à idéia da existência do spin do elétron?

Referências

- ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípio de química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- BRADY, J. E.; RUSSEL, J. E.; HOLUM, J. R. **Química: a matéria e suas transformações**. 3.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.
- GARRITZ, A., CHAMIZO, J. A. **Química**. São Paulo: Prentice Hall, 2003.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1 e 2.
- J. D. LEE. **Química inorgânica não tão concisa**. 5.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1999.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química: um curso universitário**. 4.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1993.
- SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. **Química inorgânica**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2003.

Secretaria de
Educação a Distância

Ministério
da Educação

