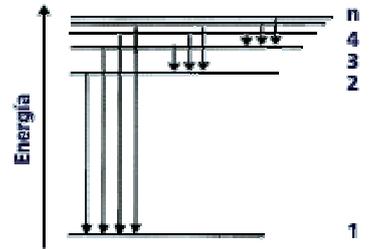
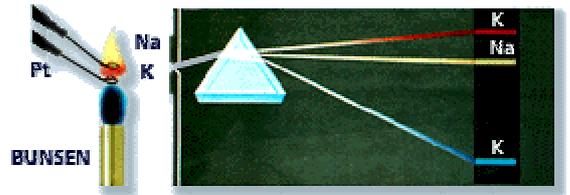
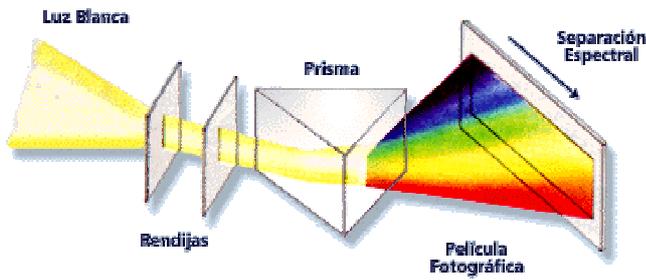


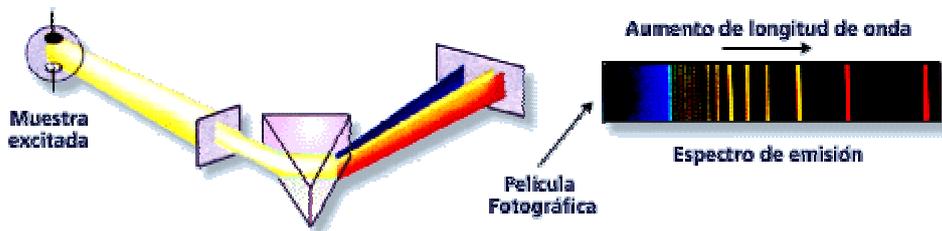
LÍNEAS DE EMISIÓN EXCITADAS POR LA LLAMA DE UN MECHERO BUNSEN



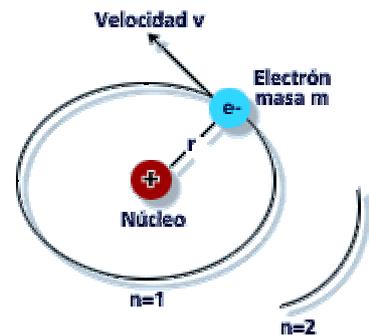
SEPARACION DE LAS DIFERENTES LONGITUDES DE ONDA



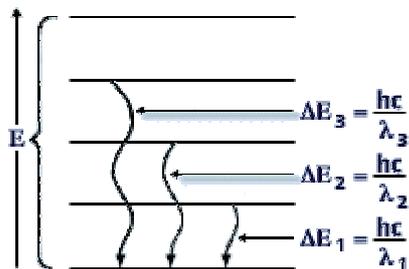
ESPECTRO DE EMISION DE LINEA DE UNA MUESTRA



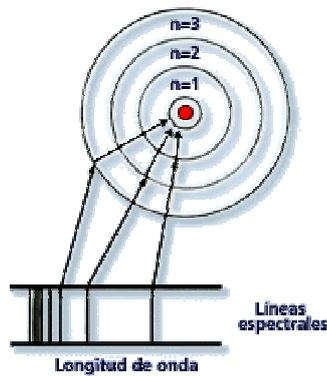
HIDROGENO



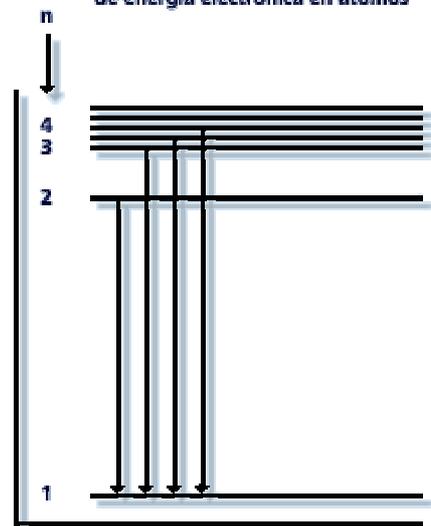
Niveles de energía cuantizada y longitud de onda de luz emitida



Líneas espectrales equivalen a traslados de electrones entre distintas orbitas



Modelo de Bohr para los niveles de energía electrónica en átomos



TEMA 1: ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

- 1.1 Los átomos
- 1.2 Propiedades espectrales de los átomos de hidrógeno
- 1.3 Modelo atómico de Bohr - Sommerfeld
- 1.4 Mecánica ondulatoria
 - 1.4.1 Cuantización de la Energía
 - 1.4.2 Interpretación de Born
- 1.5 Orbitales atómicos
 - 1.5.1 Niveles de energía hidrogenoides
 - 1.5.2 Números cuánticos atómicos
 - 1.5.3 Momento angular orbital – Espín del electrón
 - 1.5.4 Formas radiales de los orbitales hidrogenoides
 - 1.5.5 Función de distribución radial
 - 1.5.6 Formas angulares de los orbitales atómicos.

Tabla 1.1: Partículas atómicas fundamentales

	Masa (kg)	Carga (C)
Protón	$1.6725 \cdot 10^{-27}$	$1.60 \cdot 10^{-19}$
Neutrón	$1.6725 \cdot 10^{-27}$	
Electrón	$9.1091 \cdot 10^{-31}$	$- 1.60 \cdot 10^{-19}$

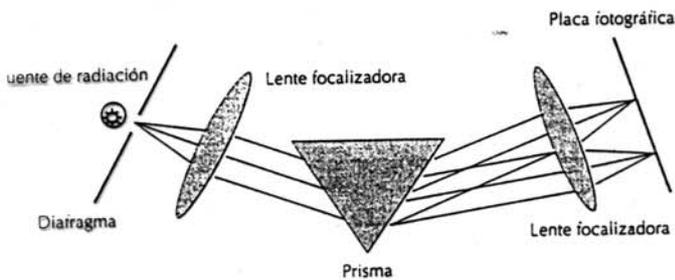


Figura 1.1: Esquema de un espectrofotómetro.

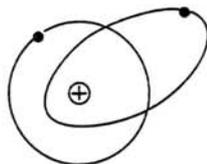


Figura 1.3: Modelo planetario del átomo Bohr - Rutherford.

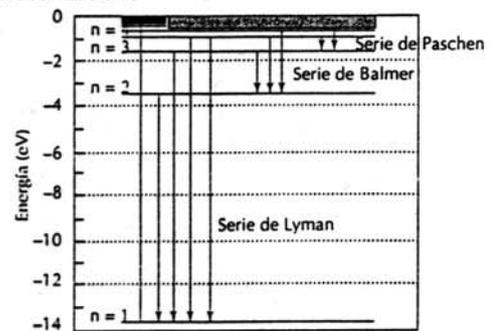


Figura 1.2: Interpretación esquemática de las series espectrales del átomo de hidrógeno.

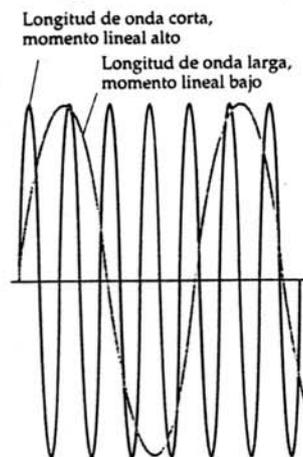


Figura 1.4: Función de onda de una partícula moviéndose libremente.

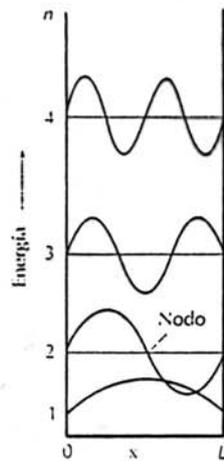


Figura 1.5: Energías (líneas horizontales) de los cuatro niveles inferiores de una partícula en una caja. Las funciones de onda se han superpuesto en los niveles.

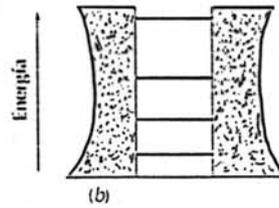
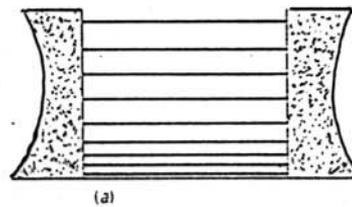


Figura 1.6: Separaciones entre los niveles de energía de una partícula en un pozo cuadrado.

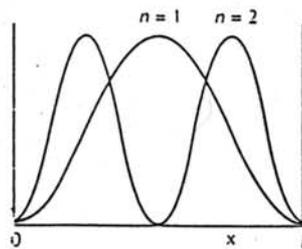


Figura 1.7: Densidad de probabilidad de una partícula en una caja con $n=1$ y 2 .

- **Número Cuántico Principal n** que puede adquirir los valores $n=1,2,3,\dots$. Este número cuántico se relaciona directamente con el tamaño y la energía del orbital.
- **Número Cuántico azimutal l** , adquiere los valores enteros desde 0 hasta $n-1$, para cada valor de n . Este número l se relaciona directamente con la **forma** que adquiere ese orbital en el espacio.

Números Cuánticos Azimutales y sus correspondientes Orbitales Atómicos					
Valor de l	0	1	2	3	4
Letra usada	s	p	d	f	g

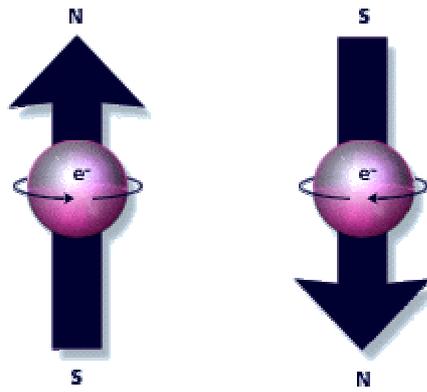
- **Número Cuántico Magnético m_l** , adquiere "todos" los valores comprendidos entre $-l$ y $+l$, y se relaciona con la **orientación** del orbital en el espacio, relativo a los otros orbitales en el átomo.

En resumen, estos números cuánticos pueden llegar a tomar valores como se muestra a continuación:

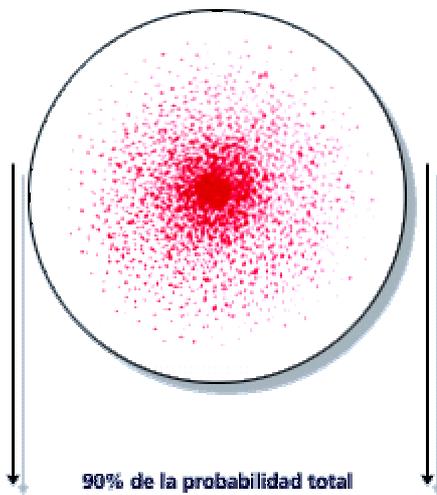
$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$
$l = 0, 1, 2, 3, 4, \dots (n-1)$ para cada n
$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

Números Cuánticos de los primeros cuatro niveles de Orbitales en el átomo H				
n	l	Designación orbital	m_l	Nº de orbitales
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1,0,+1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1,0,+1	3
	2	3d	-2,-1,0,+1,+2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1,0,+1	3
	2	4d	-2,-1,0,+1,+2	5
	3	4f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7

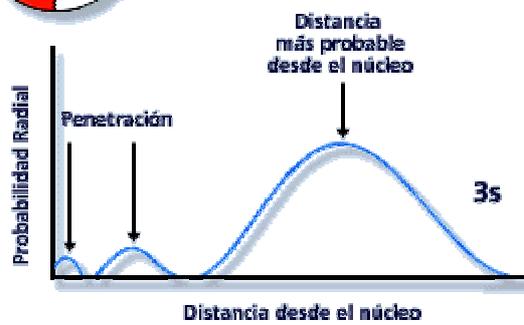
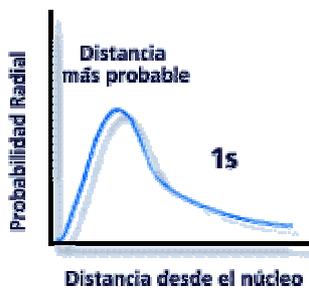
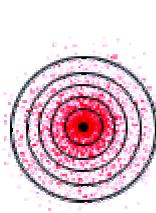
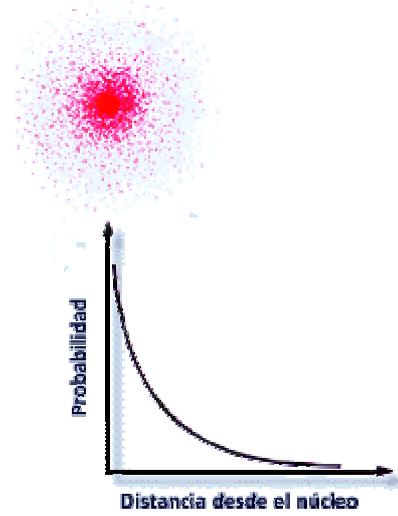
El Spin del electrón

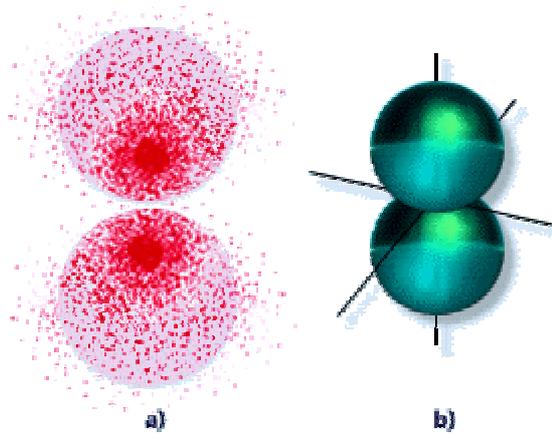


Densidad de probabilidad de presencia de un electrón en el espacio atómico

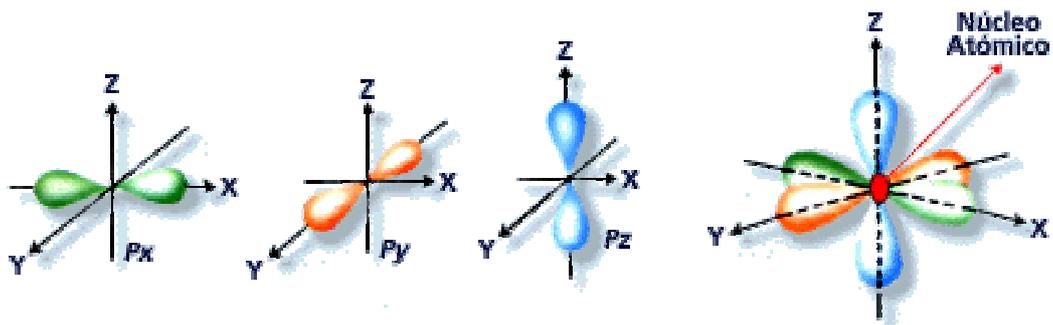


Probabilidad de ubicar un electrón dentro del átomo de Bohr

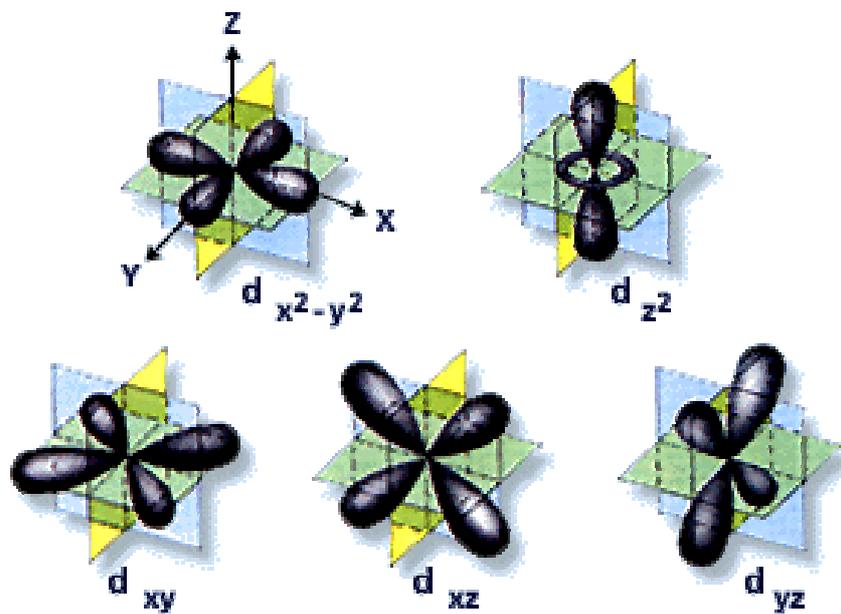


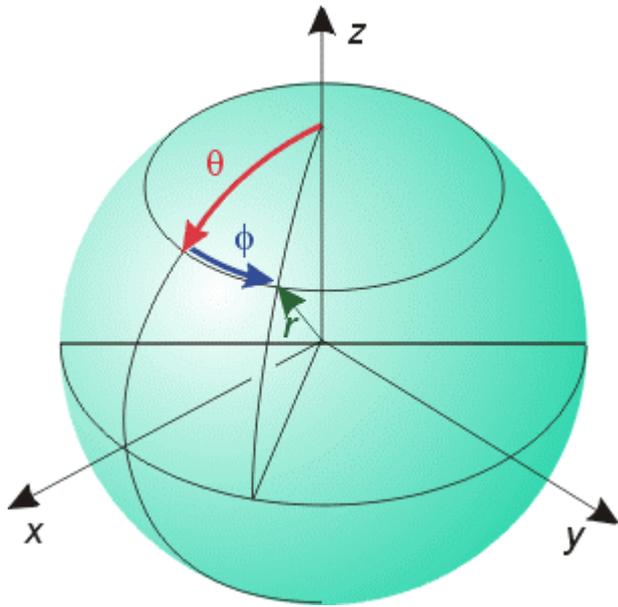


Carácter direccional de los orbitales atómicos 2p



Caracter direccional de los orbitales atómicos 3d



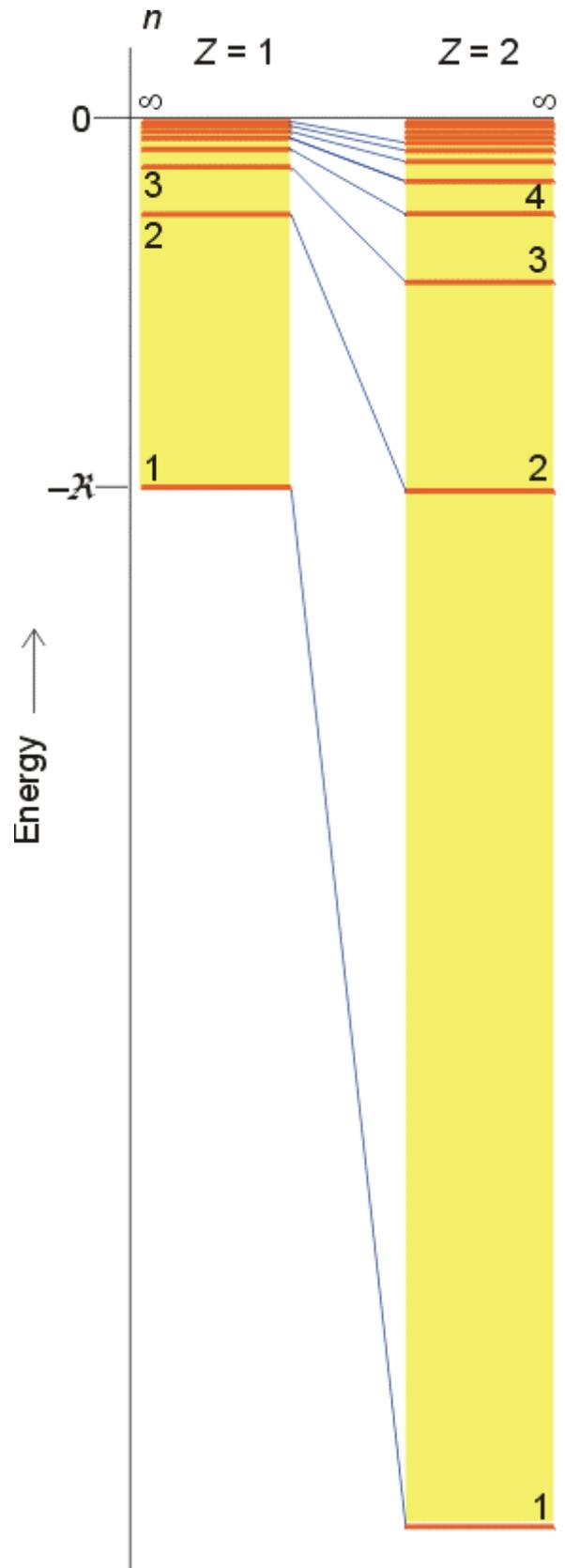


$$x = r \cdot \text{sen} \theta \cdot \text{cos} \varphi$$

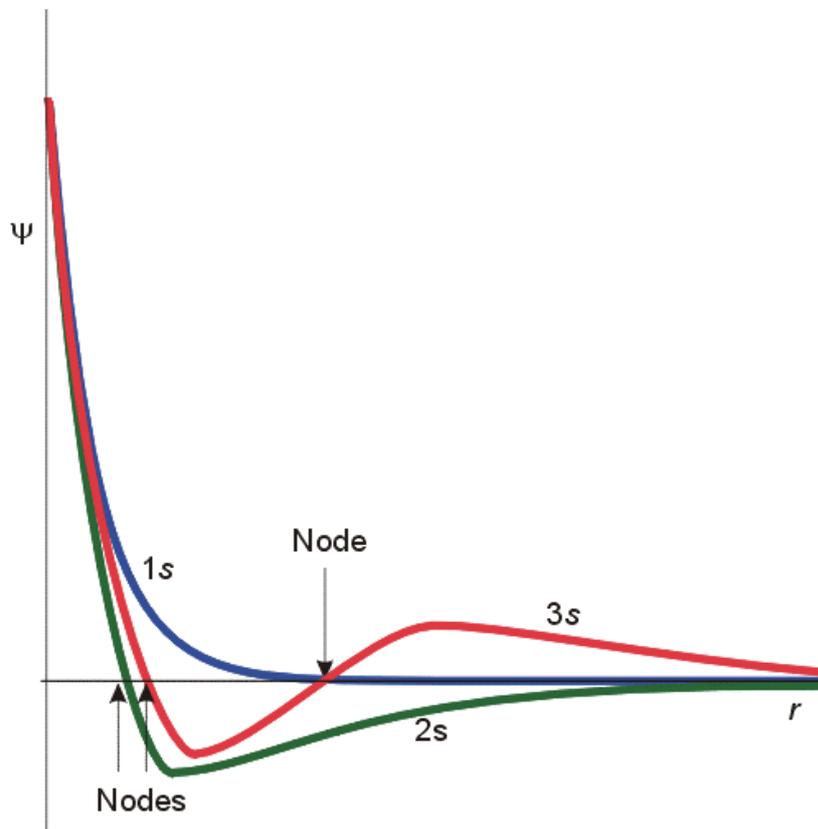
$$y = r \cdot \text{sen} \theta \cdot \text{sen} \varphi$$

$$z = r \cdot \text{cos} \theta$$

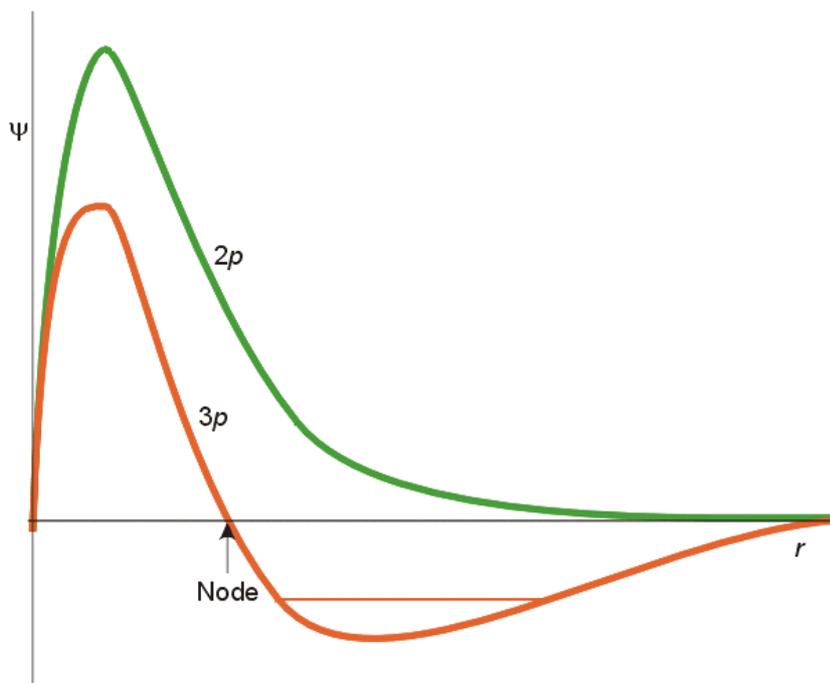
Coordenadas polares esféricas: r , θ , φ .



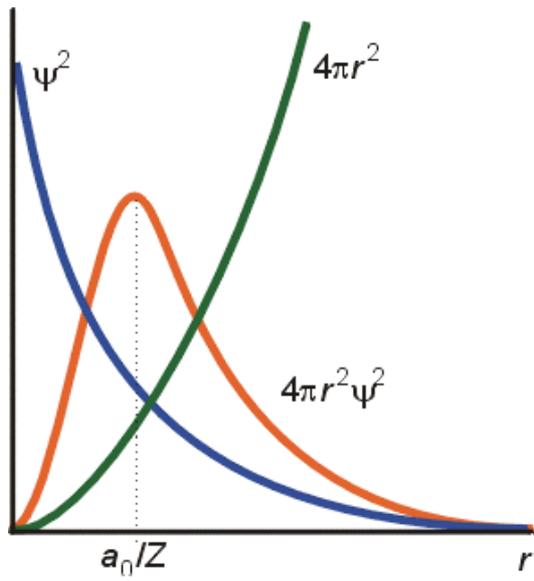
Niveles de energía cuantizados de un átomo de H ($Z = 1$) y un He^+ ($Z = 2$)



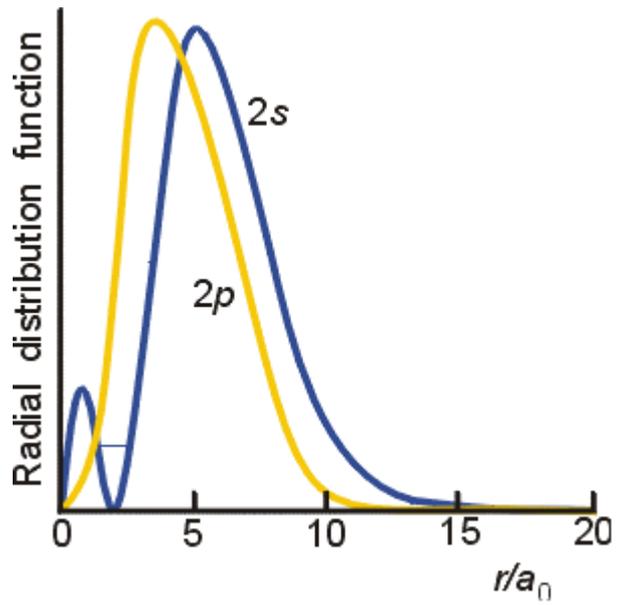
Amplitudes de los orbitales 1s, 2s y 3s del hidrógeno en función de la distancia al núcleo.



Amplitudes de los orbitales 2p y 3p del hidrógeno en función de la distancia al núcleo.



Función de distribución radial de un orbital 1s hidrogenoide.



Función de distribución radial de los orbitales 2s y 2p hidrogenoides.

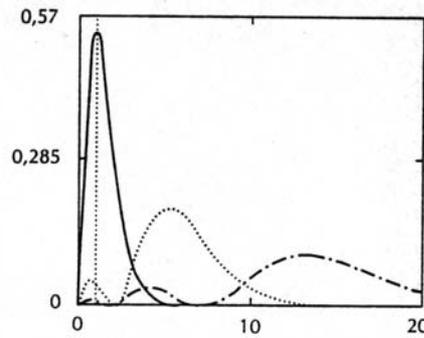


Figura 1.13: Funciones de distribución radial $4\pi r^2 \Psi_{ns}^2$: 1s(-), 2s(...) y 3s(-·-·-).

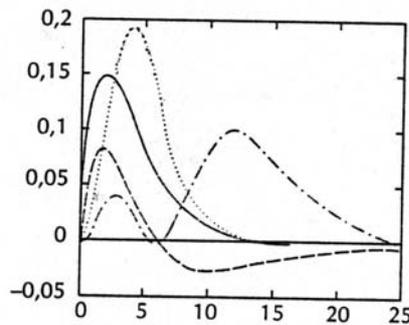
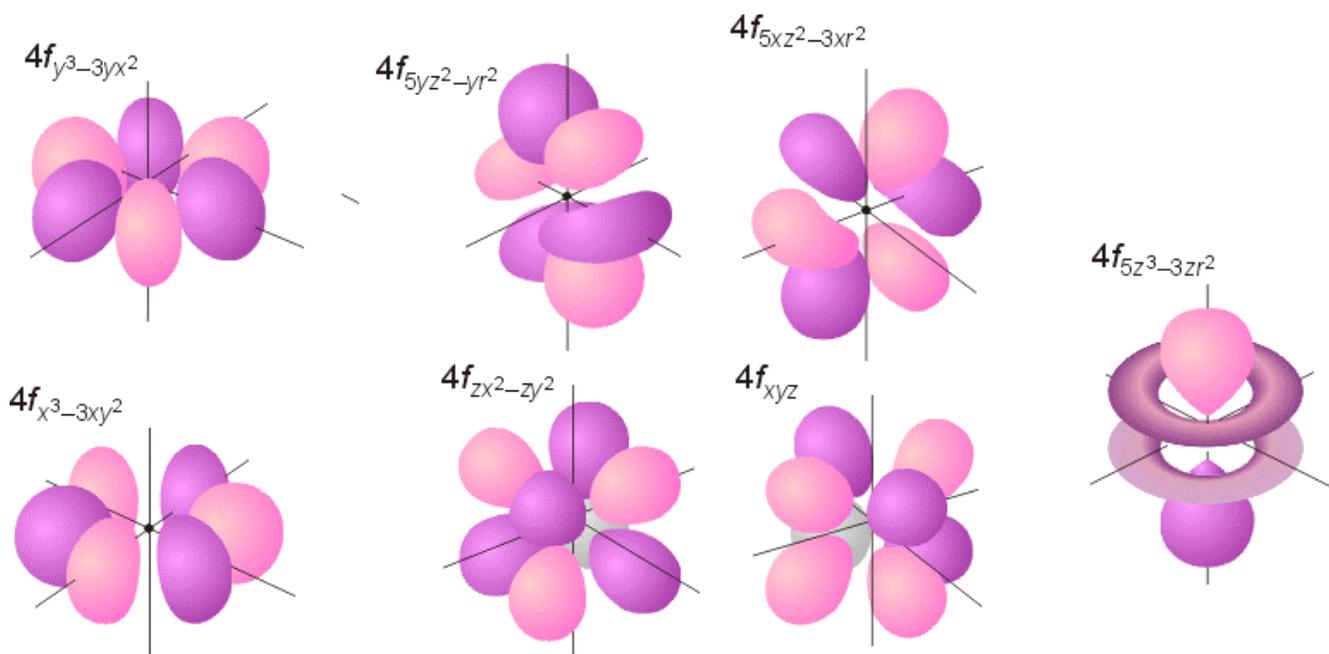


Figura 1.14: Funciones de distribución radial Ψ_{2p} (-), Ψ_{3p} (---), $r^2\Psi_{2p}$ (...) y $r^2\Psi_{3p}$ (-·-·-).



Carácter direccional de los orbitales atómicos $4f$.

Tabla 1.1 **Funciones de onda hidrogenoides: $\psi = R(r) \cdot Y(\theta, \varphi)$**

n	l	m_l	$R(r)$	$Y(\theta, \varphi)$	ψ
1	0	0	$2\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} e^{-Zr/a_0}$	$\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{1/2}$	1s
2	0	0	$\left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(2 - \frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{1/2}$	2s
2	1	0	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \cos \theta$	2p ₀
2	1	+1	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{3}{8\pi}\right)^{1/2} \sin \theta e^{-i\varphi}$	2p ₊₁
2	1	-1	$\frac{1}{\sqrt{3}} \left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{3}{8\pi}\right)^{1/2} \sin \theta e^{+i\varphi}$	2p ₋₁

Tabla 1.2 **Las tres funciones 2p reales.**

$R(r)$	$Y(\theta, \varphi)$	ψ
$\frac{1}{\sqrt{3}} \left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \cos \theta$	2p _z
$\frac{1}{\sqrt{3}} \left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \sin \theta \cos \varphi$	2p _x
$\frac{1}{\sqrt{3}} \left(\frac{Z}{2a_0}\right)^{3/2} \left(\frac{Zr}{a_0}\right) e^{-Zr/2a_0}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \sin \theta \sin \varphi$	2p _y