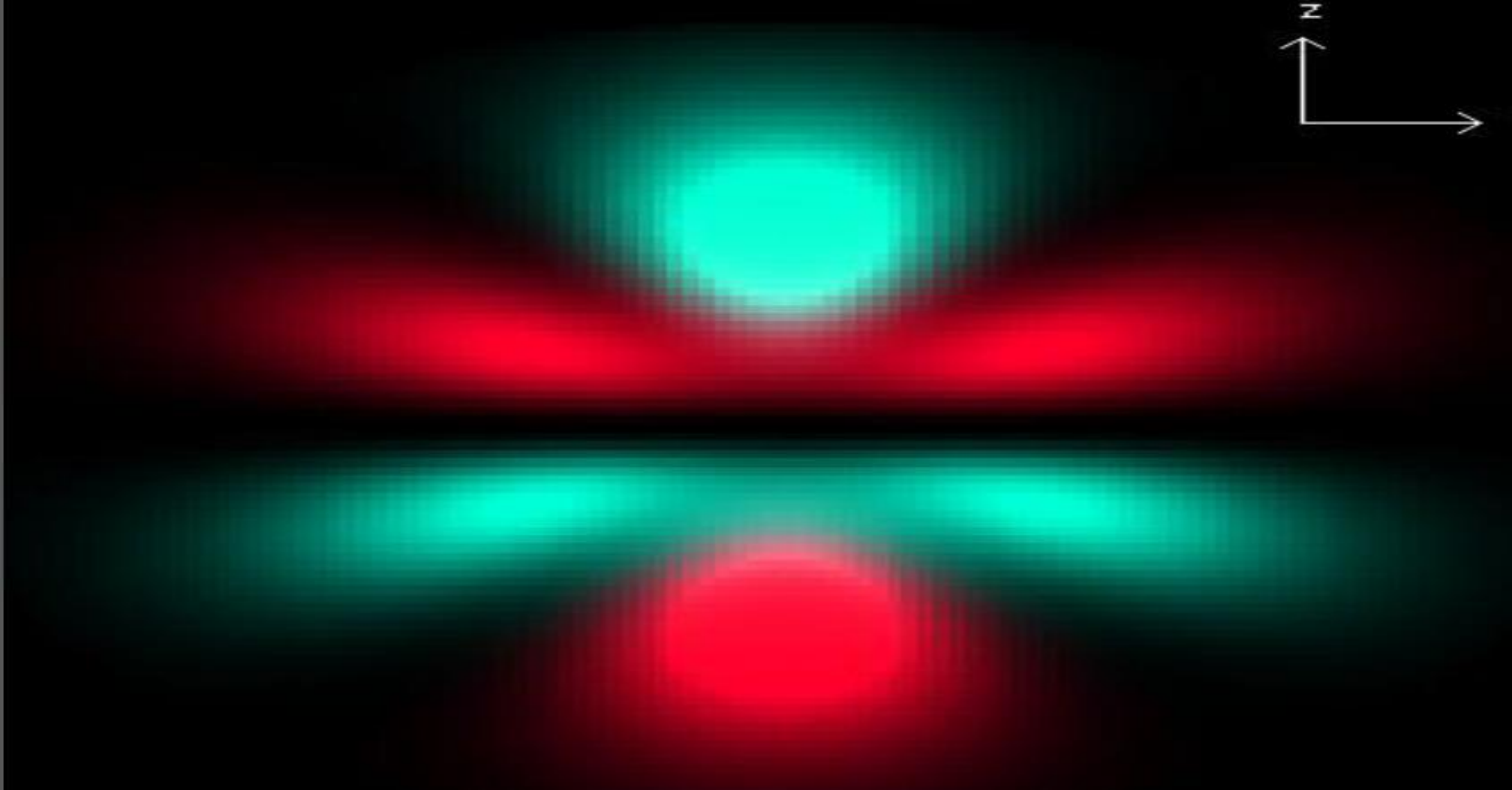







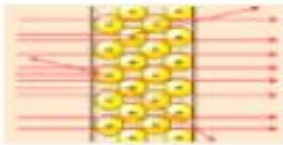


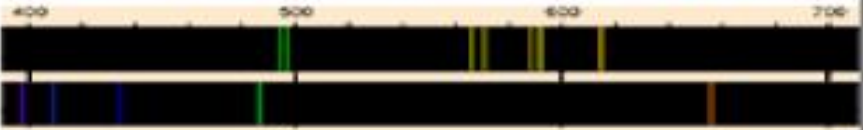
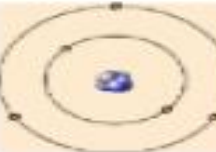




Modelo atómico de Schrödinger MODIFICADO

Profesor Efrén Giraldo T.



Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 John Dalton	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su <i>teoría atómica</i> , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 
1897	 J.J. Thomson	Demostó que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones . 	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones . (Modelo atómico de Thomson.) 
1911	 E. Rutherford	Demostó que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto núcleo . 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una coraza con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (Modelo atómico de Rutherford.) 
1913	 Niels Bohr	Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (Modelo atómico de Bohr.) 

Borh

- **Cualquiera que sea la órbita descrita por un electrón, éste no emite energía.** Las órbitas son consideradas como **estados estacionarios de energía**. A cada una de ellas le corresponde una energía, tanto mayor, cuanto más alejada se encuentre del núcleo.
- **No todas las órbitas son posibles.**
- Solamente son posibles las órbitas para las cuales el número cuántico principal (n) toma valores enteros: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$. **Las órbitas que se correspondan con valores no enteros del número cuántico principal, no existen.** El número cuántico principal 1, describe la orbita 1, el 2, la órbita 2 y así sucesivamente...
- **La energía liberada al caer un electrón desde una órbita superior, de energía E_2 , a otra inferior, de energía E_1 , se emite en forma de luz.**



- El modelo atómico de Schrödinger define al principio los electrones como ondas de materia (dualidad onda-partícula), describiendo de este modo la ecuación ondulatoria que explicaba el desarrollo en el tiempo y el espacio de la onda material en cuestión

- El físico austríaco, **Erwin Schrödinger (1887-1961)**, desarrolló en 1925 la conocida ecuación que lleva su nombre. Esta ecuación es de gran importancia en la mecánica cuántica, donde juega un papel central, de la misma manera que la segunda ley de Newton ($F = m \cdot a$) en la mecánica clásica.

- Son muchos los conceptos previos implicados en la ecuación de Schrödinger, empezando por los modelos atómicos anteriores.
- Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, Sommerfeld... todos ellos contribuyeron al modelo atómico actual, ideado por Erwin Schrödinger, modelo conocido como “Ecuación de onda”.

Segunda derivada
con respecto a x

Función de onda
de Schrödinger

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

Posición Energía Energía potencial

Ψ : función de onda

m : masa del electrón

h : constante de Planck

\mathbf{E} : energía total del electrón (dependen de sus coordenadas x, y, z)

\mathbf{V} : energía potencial del electrón (dependen de sus coordenadas x, y, z)

http://www.google.de/imgres?imgurl=http://3ANZ76ZF3.bp.blogspot.com/27-036p-6P07Mz7Uzpw6PKXN27AAAAAAAQ2N274Mj67H00Cz2F1602N2706rtd_1.png&imgrefurl=http://3ANZ76ZF3.bp.blogspot.com/272012N2711N27a-ecuaion-de-onda-de-schrodinger-1925.html&h=233&w=797&tid=477W56LLV8M3A&zoom=1&docId=9qj0Kj8hemM&ei=K11VevitcUWVWgQ&tm=4&act=rc&act=rc&act=3&dur=91&page=1&turn=0&ndp=19&ved=0CCQ&meAQ

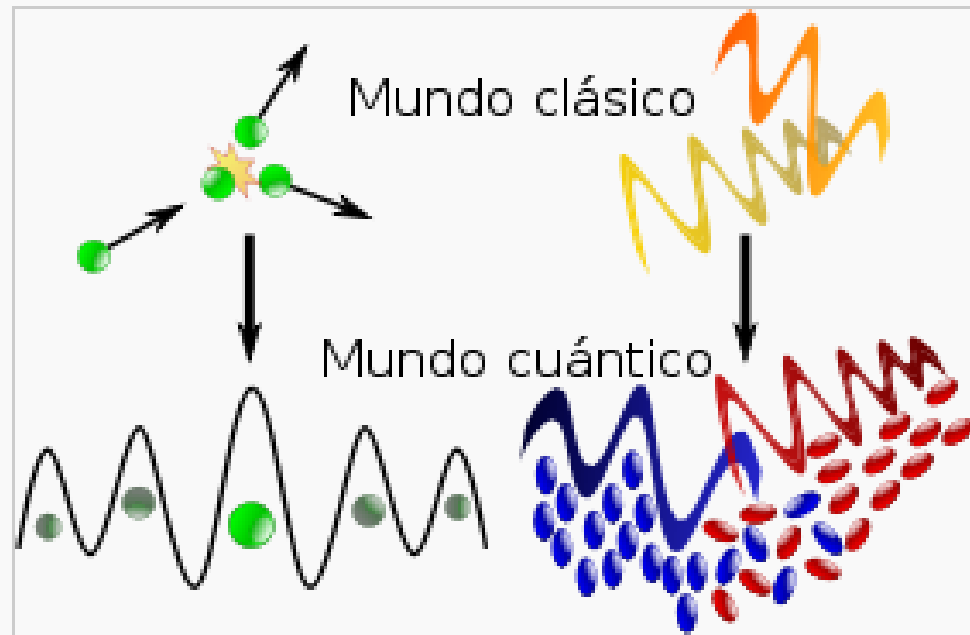
- Esta es una ecuación en derivadas parciales del cálculo que tiene en consideración varios aspectos:
- La existencia de un núcleo atómico, donde se concentra la mayor cantidad de la masa del átomo.
- Los niveles energéticos donde se distribuyen los electrones según su energía.
- La dualidad onda-partícula
- La probabilidad de encontrar al electrón

- Cada solución de la ecuación de ondas de Schrödinger, Ψ , describe un posible estado del electrón. El cuadrado de la función de onda, Ψ^2 , define la distribución de densidad electrónica alrededor del núcleo.
- El concepto de densidad electrónica da la probabilidad de encontrar un electrón en una cierta región del átomo, llamada orbital atómico, concepto diferente al de órbita en el modelo de Bohr.

- Cuando se resuelve esta ecuación, se ve que la función depende de unos parámetros que son los números cuánticos.
- Es por esto, que en el modelo de Schrödinger, aparece un concepto para definir la región del espacio en la cual cabría mayor posibilidad de hallar al electrón: **el orbital**.

- Aunque con la **mecánica cuántica** queda claro que no se puede saber dónde se encuentra un electrón, sí define la región en la que puede encontrarse en un momento dado
- Un orbital atómico es la región del espacio alrededor del núcleo en el que la **probabilidad** de encontrar un electrón es máxima. Cada orbital tiene asociado un valor de Ψ^2 y un cierto **valor de energía**.

- La **solución matemática de la ecuación de Schrödinger** precisa de **tres números cuánticos**. Cada trío de valores de estos números describe un orbital.



Partículas y campos, clásicos y cuánticos. Las nociones clásicas de partícula y campo comparadas con su contrapartida cuántica. Una partícula cuántica está deslocalizada: su posición se reparte en una distribución de probabilidad. Un campo cuántico es equivalente a un colectivo de partículas cuánticas.

1. # cuántico principal (n):

- Toma valores enteros (1, 2, 3,4,5,6,7) y coincide con el mismo nº cuántico introducido por Bohr.
- Este número indica la **capa cuántica principal** a la que pertenece el electrón o nivel principal de energía

El **número máximo** de electrones que puede contener una capa n es **$2n^2$** .

Capa cuántica principal

electrones: $2n^2$

- A una capa cuántica también se le asigna una letra así:

K, L, M, N, O, P, Q

1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 **Niveles de Energía**

$2e^-$ $8e^-$ $18e^-$ $32e^-$ $50e^-$ $72e^-$ $98e^-$ **# max de elect**

2.# Cuántico secundario o subniveles energéticos:

(Azimutal)

Se representa por l que puede tomar los valores de abajo: 0,1,2,3

- A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles energéticos, que tienen orbitales o “casas” donde hay mayor posibilidad de hallar los e-

	s	p	d	f	
$l:$	0	1	2	3	números cuánticos secundarios

Igualmente cada valor de $l:(0,1,2,3)$ puede variar desde su valor negativo – hasta uno positivo +, pasando por 0, lo que genera el tercer # cuántico o # magnético m

Un nivel principal está compuesto por subniveles

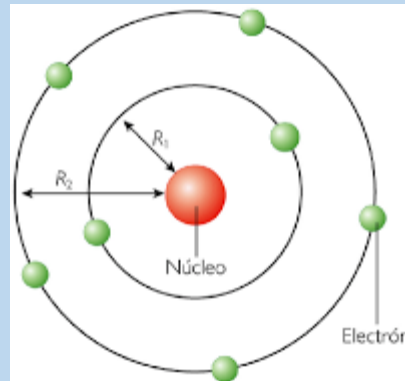
l puede ser las letras s, p, d, f ó los #s $0, 1, 2, 3$

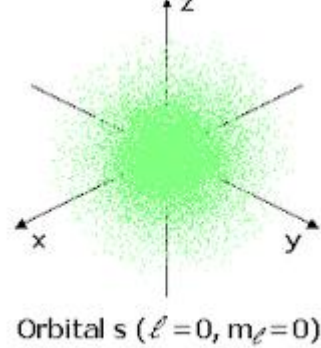
l

Orbitales o Subniveles	Denominación Espectroscópica	Valores de "l"	Forma de los Orbitales
s	sharp	0	esférica 
p	principal	1	dilobular 
d	difuse (difuso)	2	tetralobular 
f	fundamental	3	compleja 

Órbitas y orbitales

- En el **modelo de Rutherford** y en el de **Bohr** se asume que los electrones se encuentran en órbitas circulares a distancias definidas del núcleo. Supone que se puede conocer su velocidad y posición. La orbita es una región bidimensional.

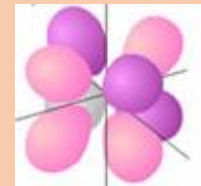
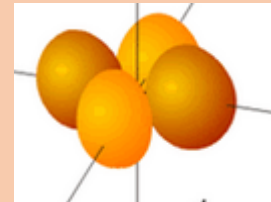
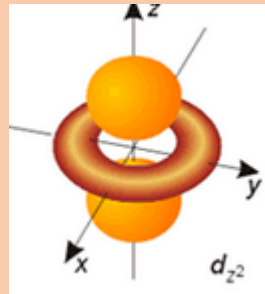
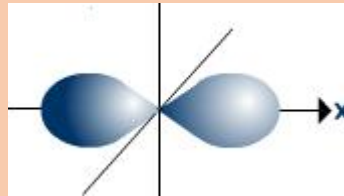
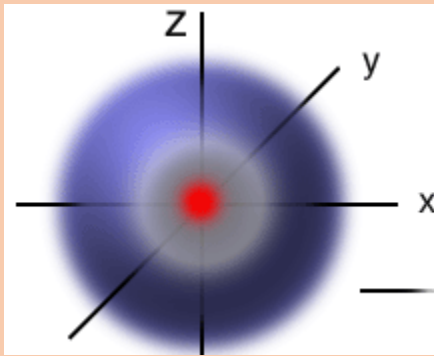




- El **modelo mecánico-cuántico** establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables (orbitales), pero su posición no se puede predecir con total exactitud.
- **LOS ORBITALES SON LAS REGIONES ESPACIALES 3D AL INTERIOR DEL ÁTOMO DONDE HAY MAYOR PROBABILIDAD DE ENCONTAR EL ELECTRÓN (puede que no esté allí). Cada orbital tiene un valor de energía.**

http://3.bp.blogspot.com/-036ip-6PGIY/UJLpwlGPKil/AAAAAAAAAQ8/4tMje7hHOOc/s1600/Orbital_s.png

- Cada forma s, p, d, f puede cambiar y orientarse espacialmente de diversas maneras lo que genera los #s magnéticos m. En ocasiones corresponde a formas casi esféricas o formas toroides y/o elipsoides en 3D. Algunas complejas.



3. # Cuántico magnético $m_l =$ número de orientaciones espaciales

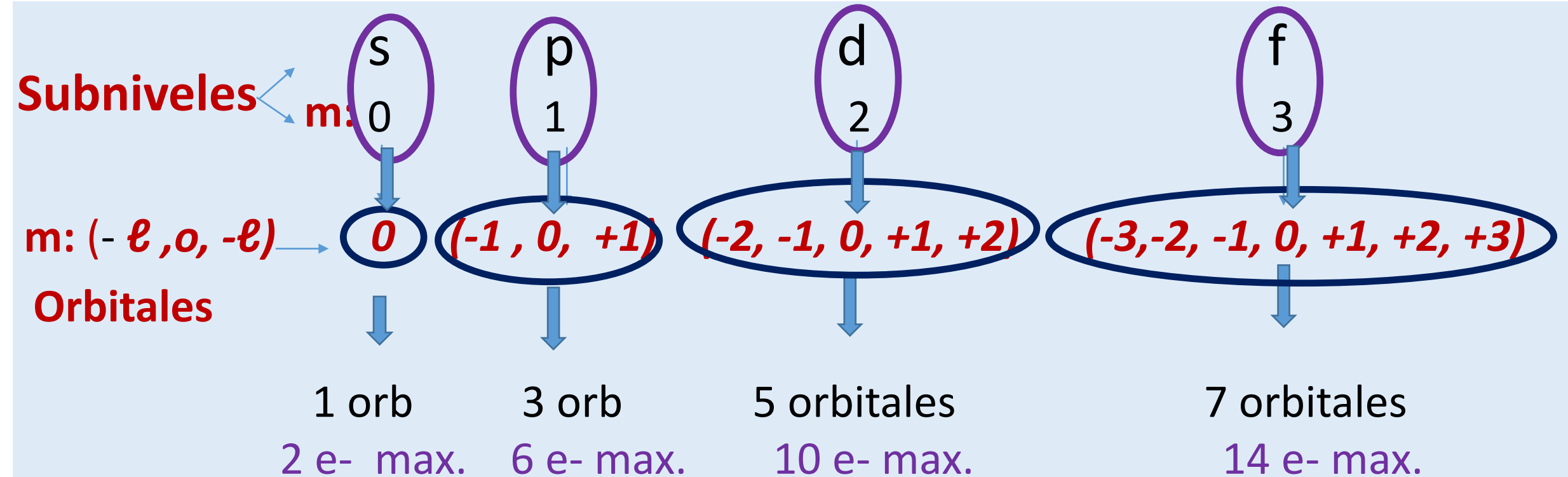
- El número cuántico magnético nos indica las cantidades de orientaciones de los orbitales en el espacio o más exactamente el # de orbitales.
- Cada orbital solo permite 2 electrones.

- Partiendo del número cuántico secundario o azimutal ℓ , se llega al # magnético. Este determina la cantidad de orientaciones u orbitales que pueden existir en un subnivel.
- Si el número cuántico secundario ℓ representa el subnivel, el número m magnético significa la cantidad de valores posibles, orientaciones u orbitales en cada subnivel de energía, como se muestra en las diapositivas siguientes.
- m toma valores enteros desde **$-\ell$ hasta $+\ell$ pasando por 0.**

$$m = -\ell, 0, +\ell$$

- Por ejemplo: al subnivel p le corresponde el # $\ell = 1$.
- ℓ puede variar desde $-\ell$ hasta $+\ell$: $-1, 0, +1$ para generar el # magnético $m = -1, 0, +1$. Lo que significa que en el subnivel p ó 1 pueden existir 3 orientaciones, orbitales o “casas” para alojar a un par de e^- como máximo. Se puede dar el caso que en cada orbital haya un solo e^- o ninguno.

de orbitales a partir de los valores de ℓ



Un subnivel está compuesto por orbitales

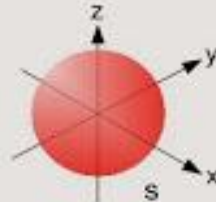
el número cuántico secundario ℓ representa el subnivel, el número m magnético significa la cantidad de valores posibles, orbitales u orientaciones en cada subnivel de energía, como se muestra en la tabla de abajo. m va desde $-\ell$ hasta $+\ell$ pasando por 0 .

Relación entre números cuánticos				Cantidad de #s magnéticos= orientaciones= orbitales
Orbital	Subniveles	Orbitales	Valores	Cantidad de valores de m
s	$\ell = 0,$	$m = 0$	1 # magnético: 1 sola orientación: 1 orbital	1
p	$\ell = 1,$	$m = -1, 0, +1$	3 #s magnéticos: 3 orientaciones: 3 orbitales	3
d	$\ell = 2,$	$m = -2, -1, 0, +1, +2$	5 orientaciones: 5 orbitales	5
f	$\ell = 3,$	$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7 orientaciones: 7 orbitales	7
g	$\ell = 4,$	$m = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4$		9

La piñata atómica

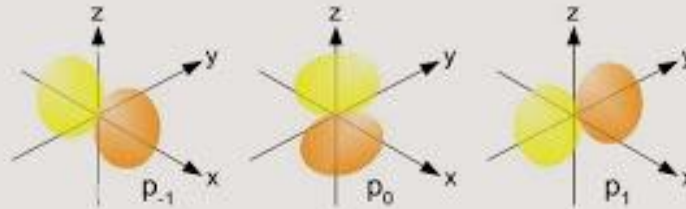
Formas y orientaciones de los orbitales

s:0



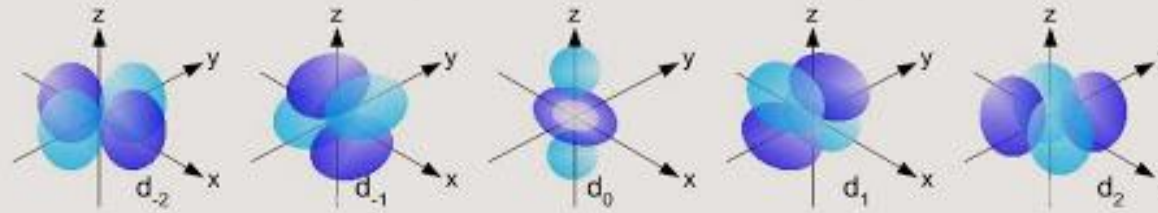
1 orientación = 1 orbital

p:1



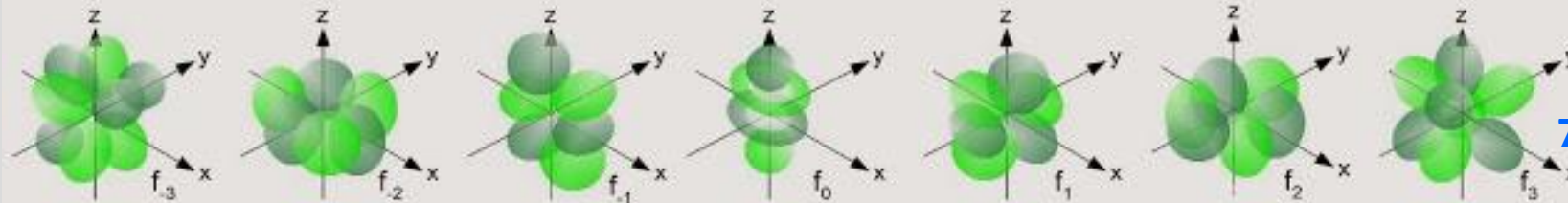
3 orientaciones = 3 orbitales

d:2



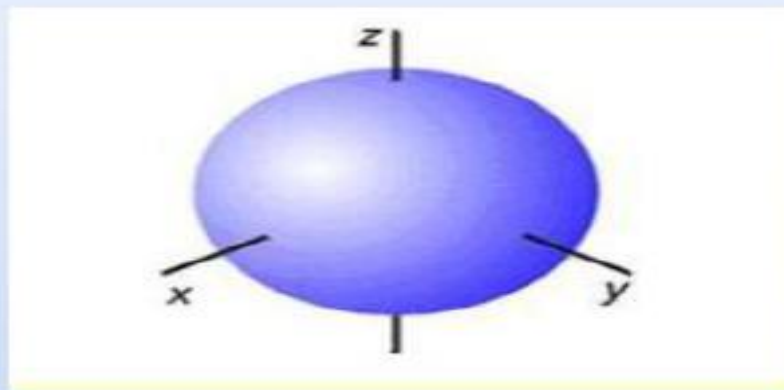
5 orientaciones = 5 orbitales

f:3



7 orientaciones = 7 orbitales

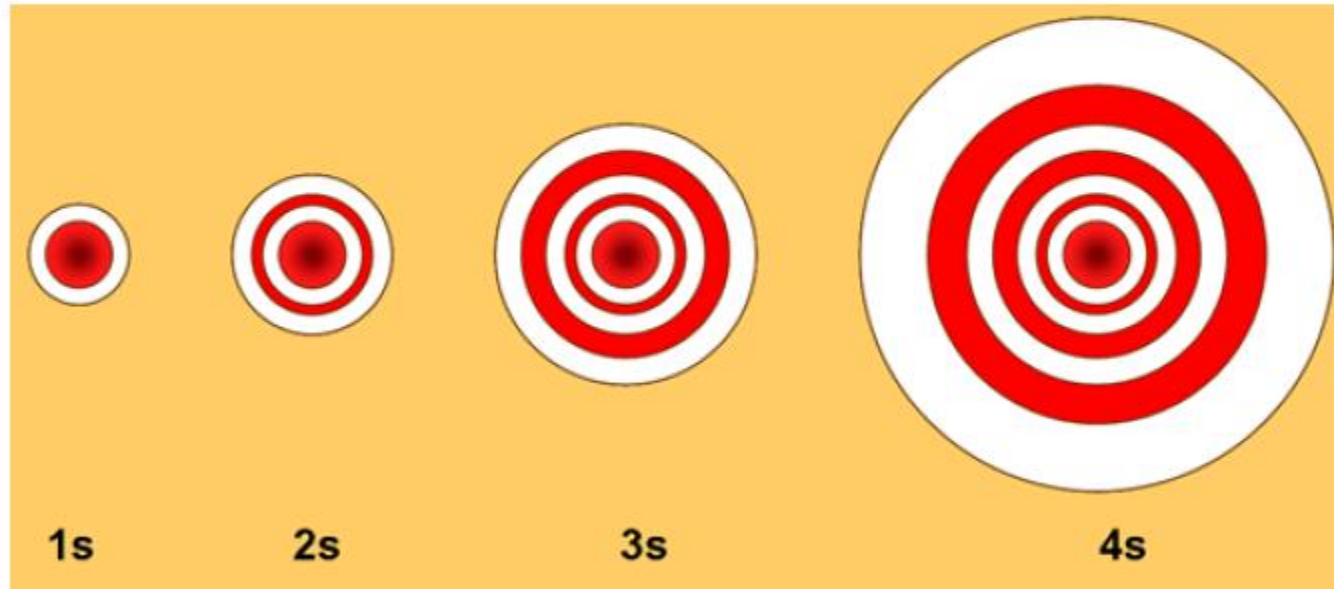
El subnivel **s** y el orbital **s** son lo mismo puesto que es esférico y solo hay una orientación



Un subnivel y orbital **s** coinciden

- Los límites de esta superficie esférica definen la región del espacio para la cual la probabilidad de encontrar al electrón es elevada, generalmente superior al 75%. Cualquier orbital de tipo s se representa con una superficie esférica.
- Solo admite 2 electrones

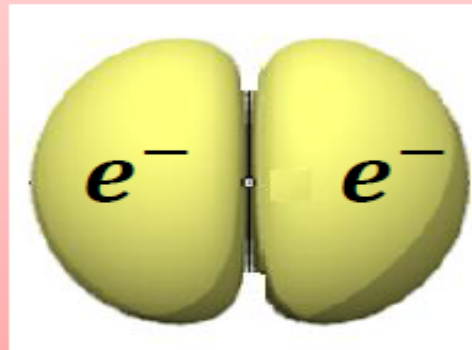
Orbitales s



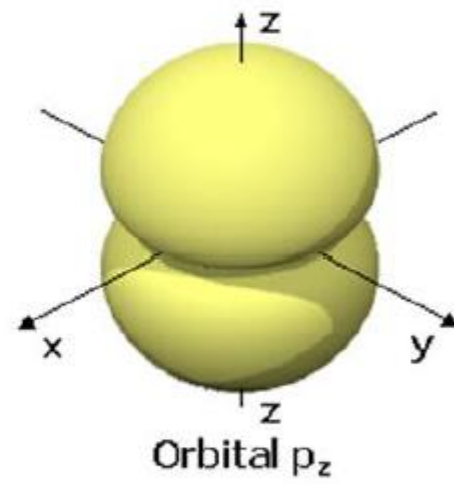
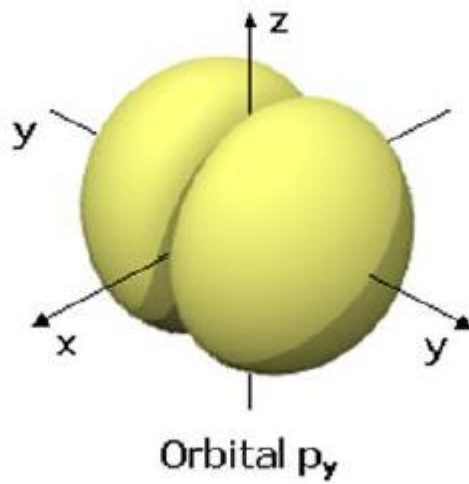
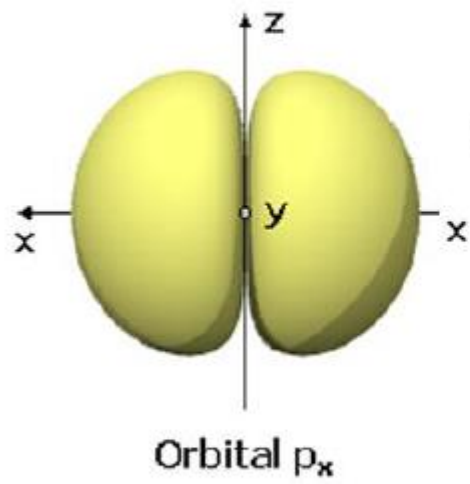
Se asemejan a las capas concéntricas de una cebolla redonda.

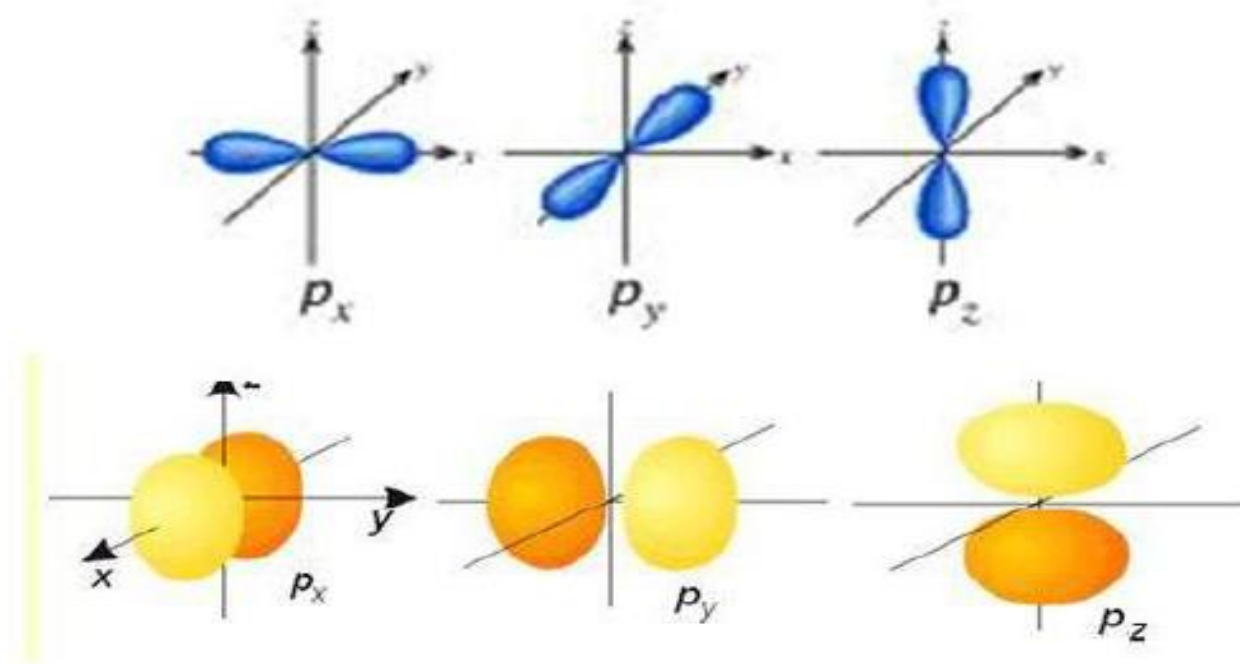
Los orbitales p

- Puesto que cada electrón requiere su propio lugar siempre aparecerá este orbital compuesto por 2 regiones contrarias: cada una para c/electrón



- Al orientarse en las direcciones x,y,z queda así:



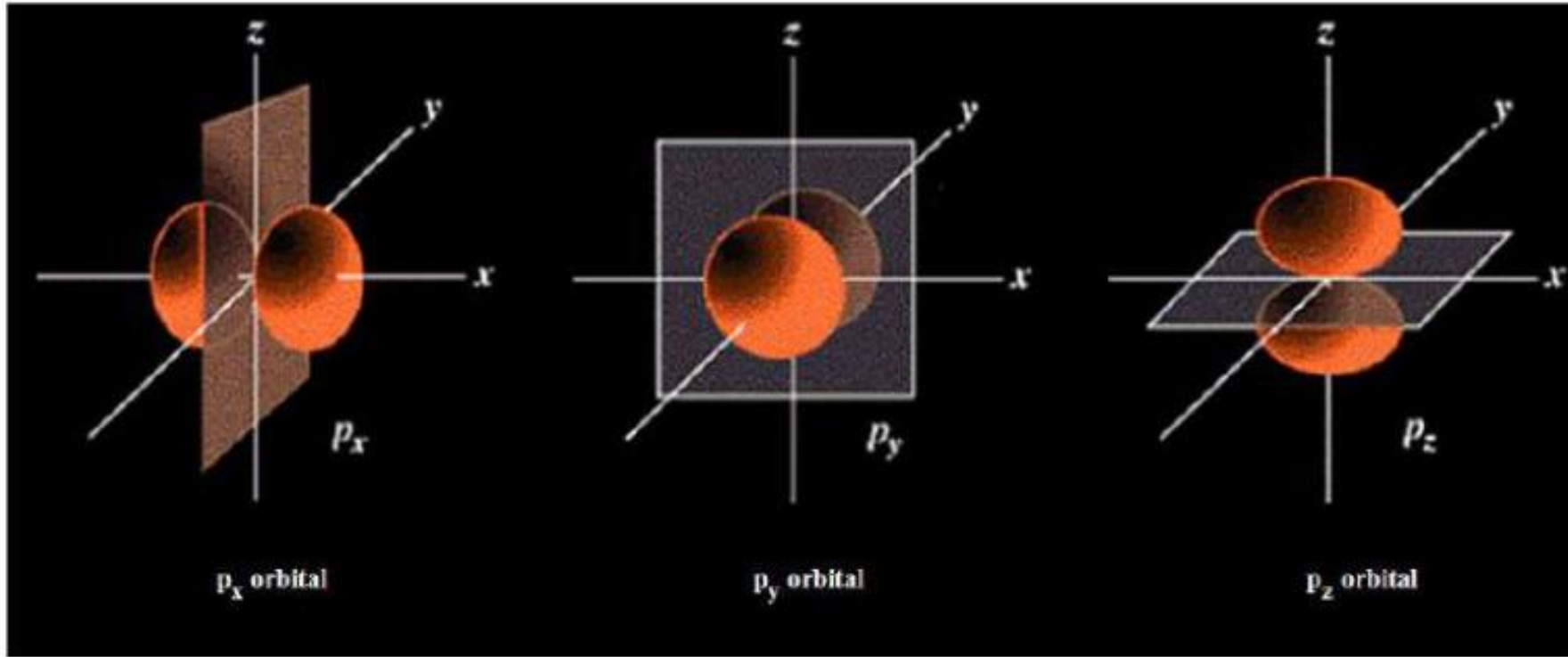


En el subnivel "p" existen tres orbitales que son p_x , p_y , p_z .
3 orbitales **p** orientados en x, y, z

Por tanto el subnivel **p** tiene 3 orbitales con 2 electrones cada uno para dar un total de **6 electrones**

Equivalencia entre letras y #s de los orbitales p

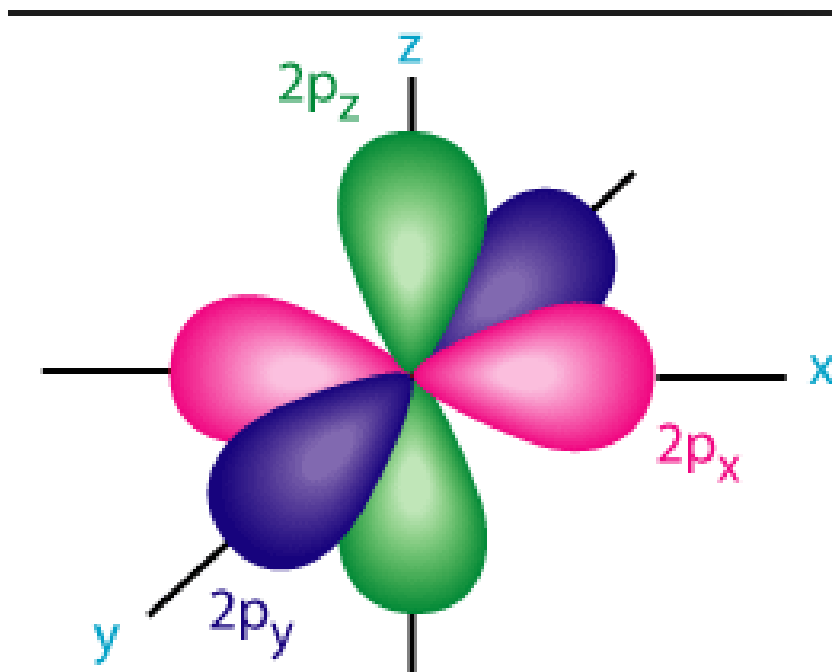
• [



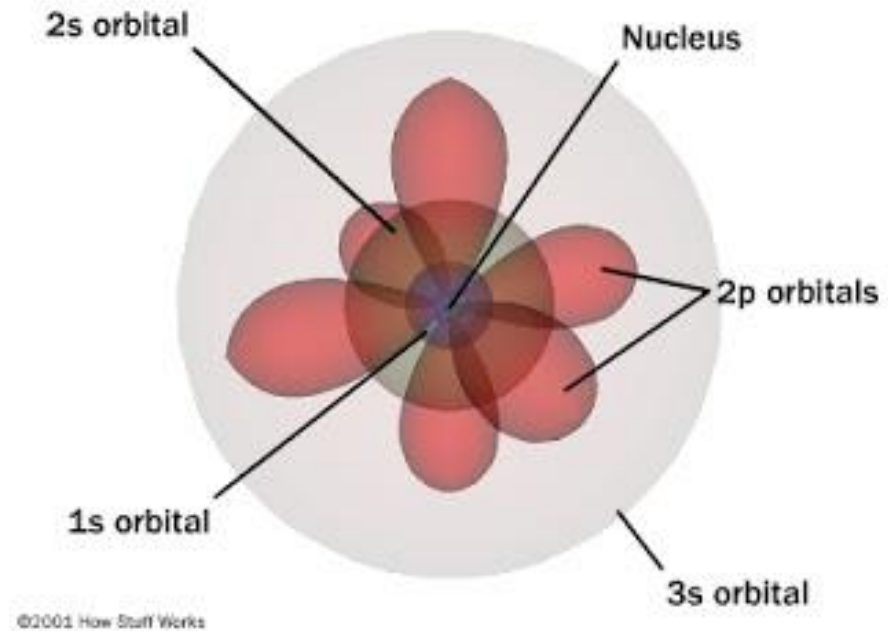
A la orientación u orbital p_x
le corresponde 1

A la orientación u orbital p_y
le corresponde -1

A la orientación u orbital p_z
le corresponde 0



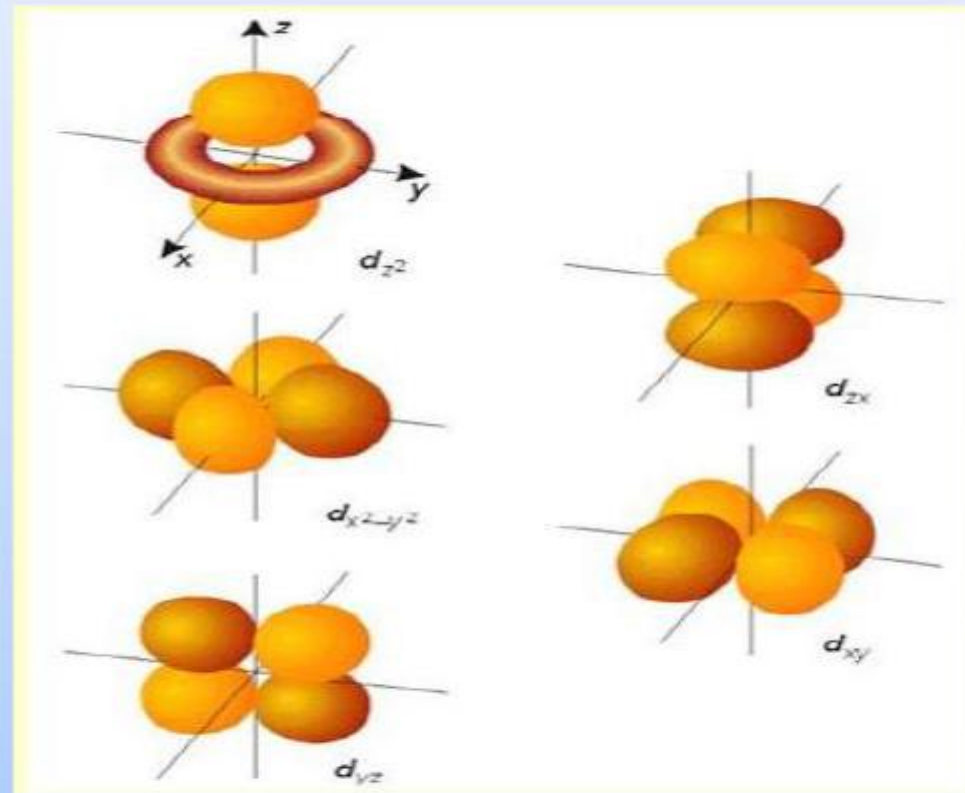
Orbitales P juntos



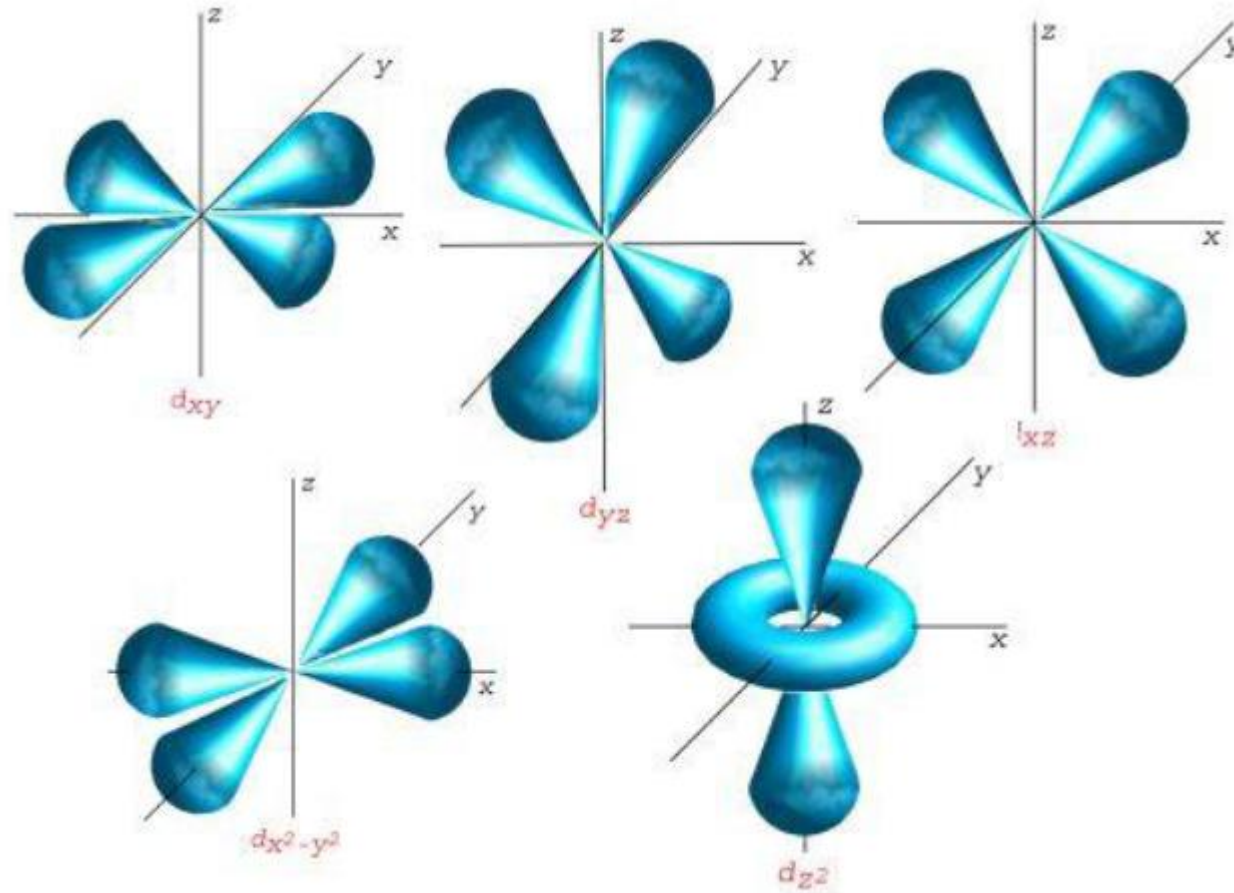
Orbitales P y s juntos

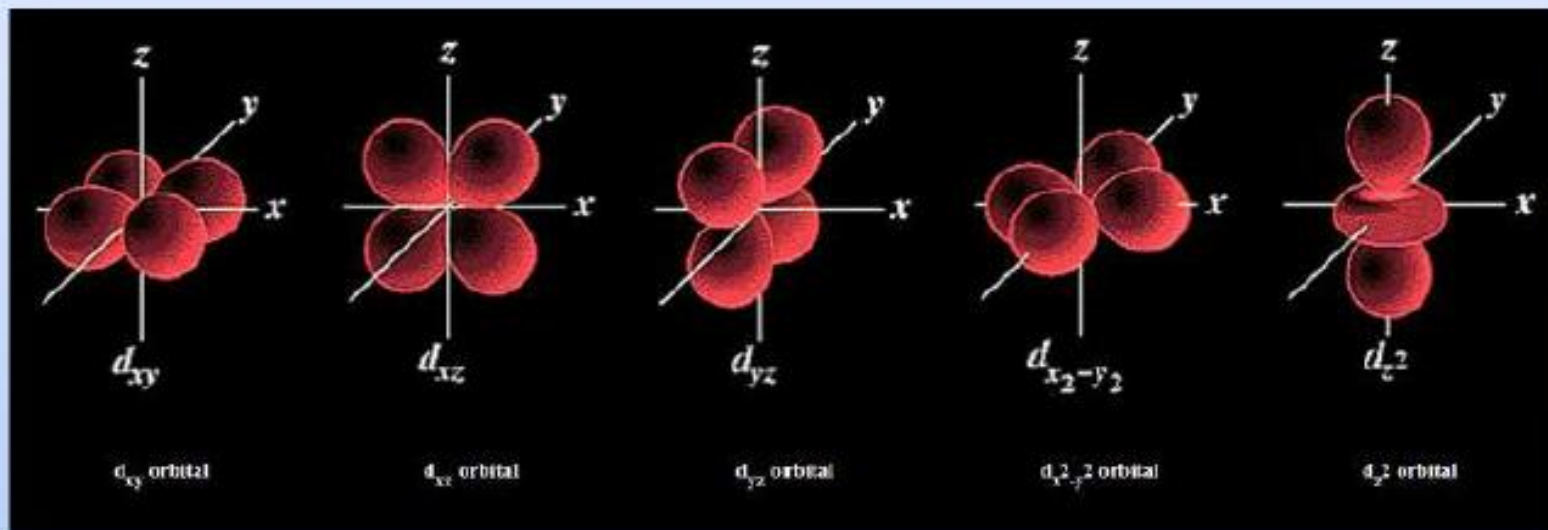
http://2.bp.blogspot.com/_pO6_LWzFSx4/TEUdrWUJTcl/AAAAAAAAADok/o_lg4mWTAs4/s1600/atocuantico.jpg

Los orbitales d



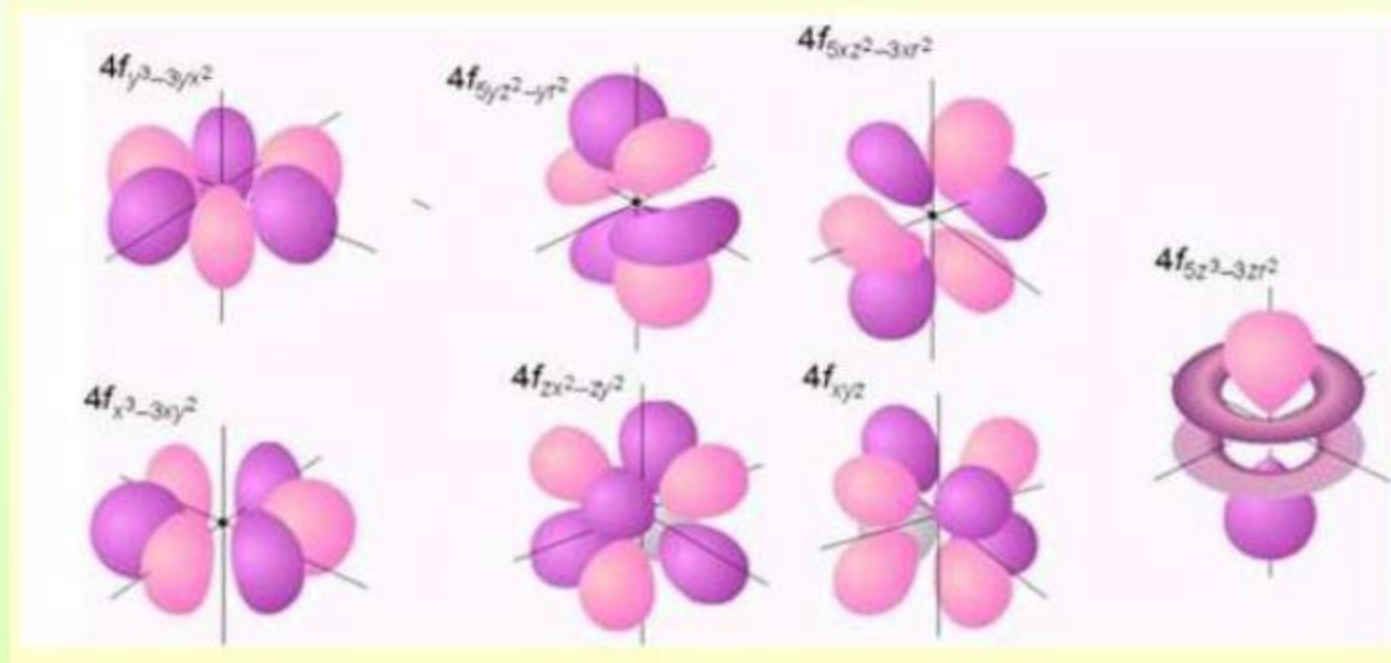
Subnivel **d** con 5 orbitales= 10 electrones





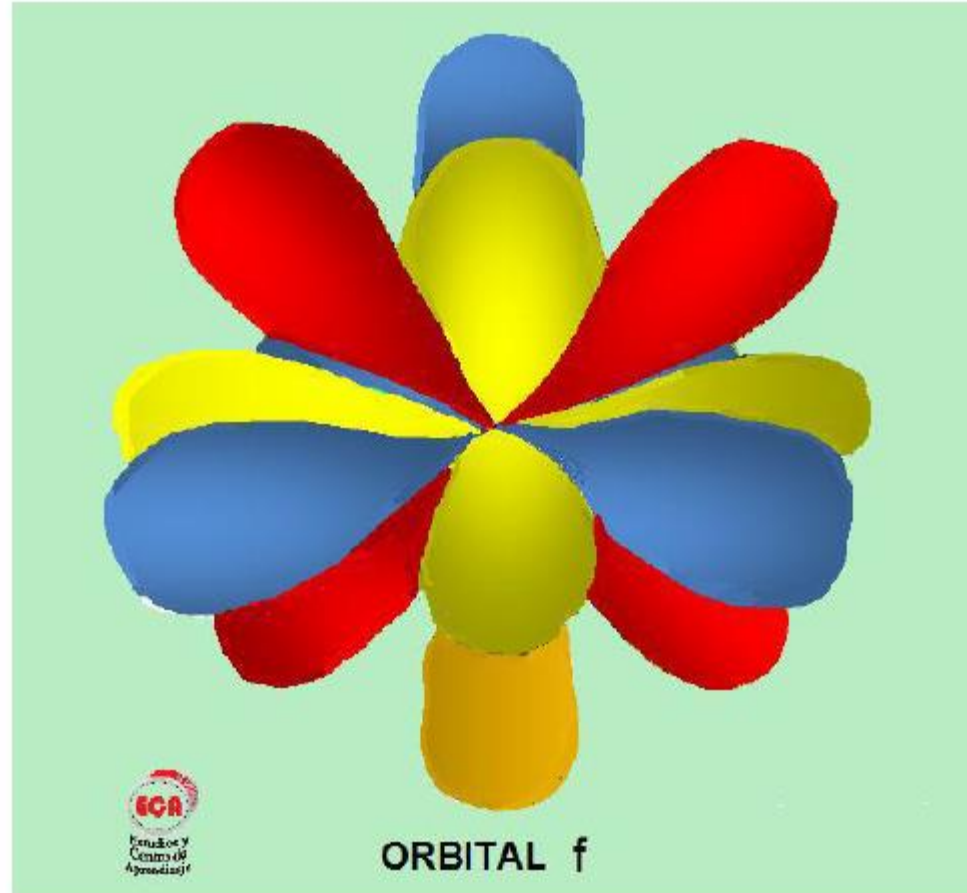
<http://library.thinkquest.org/3659/structures/shapes.html>

Subnivel f con 7 orbitales



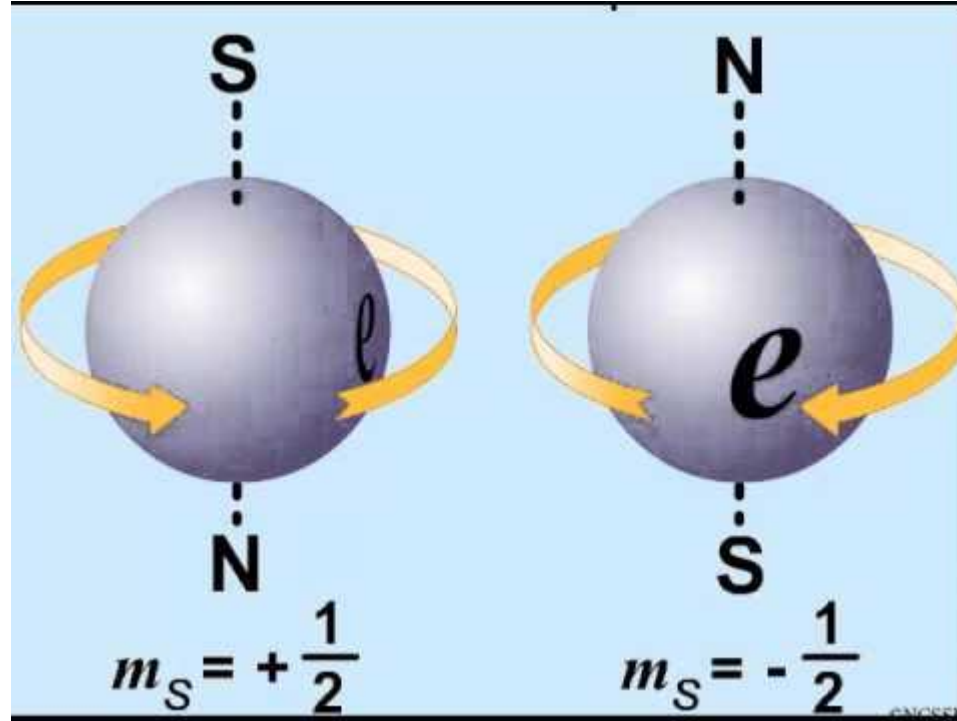
Tiene 14 electrones

Reunidos



4. # cuántico de espín (m_s)

- Da la dirección de giro en un orbital dado de un electrón. Los 2 electrones solo pueden girar en torno a un eje, bien en el sentido de las agujas del reloj o en el sentido contrario.
- Para caracterizar esta doble posibilidad se introdujo el nº **cuántico de espín (m_s)** que toma los valores de $+ \frac{1}{2}$ o $- \frac{1}{2}$.



<http://i.ytimg.com/vi/qboXpFZyR5I/hqdefault.jpg>

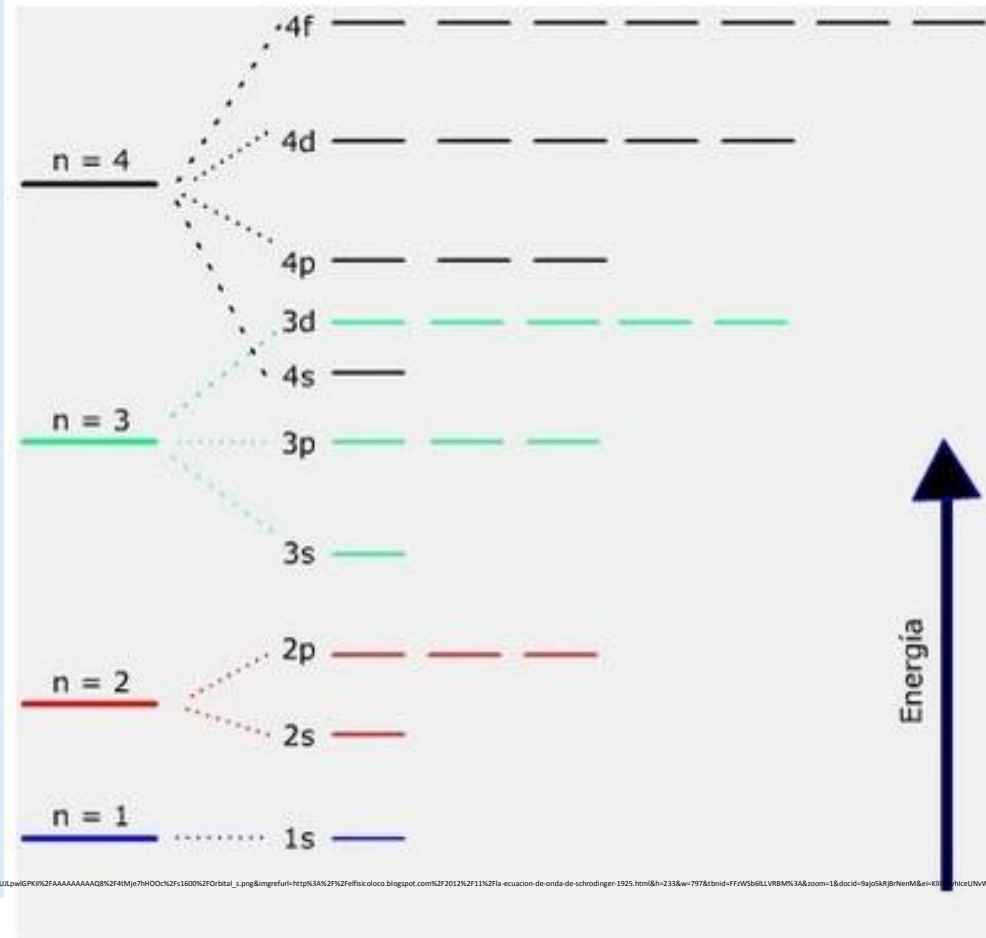
∅ el principio de exclusión de Pauli:

- 2 electrones de un átomo no deben tener los cuatro números cuánticos iguales.
- Esto implica que en un mismo orbital atómico sólo pueden coexistir dos electrones con espines opuestos.

La regla de Hund

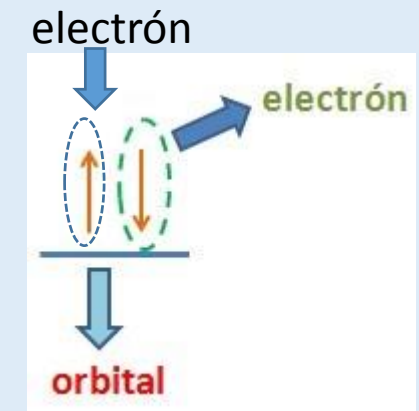
- Establece que si hay más de un orbital en un mismo subnivel, los electrones están lo más desapareados posibles, ocupando el mayor número de ellos.

cada electrón ocupa un orbital atómico definido por el conjunto de los números cuánticos los cuales a su vez determinan el nivel de energía principal, el subnivel y el orbital. La dirección de giro del e- la da el 4 # el spin:



Si los orbitales s,p,d,f estuvieran llenos quedarían así:

Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales	Número máximo de electrones
s (l = 0)	$\frac{\uparrow\downarrow}{0}$	1	2
p (l = 1)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1}$	3	6
d (l = 2)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+2}$	5	10
f (l = 3)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-3} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+3}$	7	14

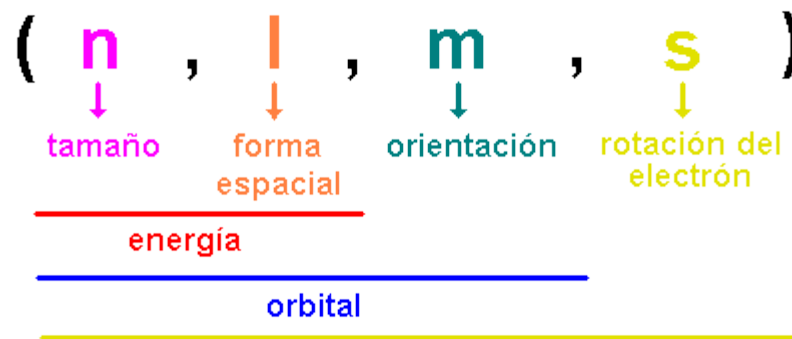


En un orbital un e- gira en un sentido y el otro e en el otro sentido

Los 3 primeros #s cuánticos (n, ℓ, m_ℓ) determinan un orbital:
definen el nivel principal y el tamaño, la forma y la orientación del orbital.



Los 4 #s cuánticos (n, ℓ, m_ℓ, m_s) definen a un electrón en un orbital determinado girando en un sentido u en el otro.



- Varios orbitales diferentes pueden tener el mismo número cuántico principal, y de hecho lo tienen, agrupándose en formas parecidas a capas no uniformes.
- Los orbitales que tienen el mismo número cuántico principal forman una capa o nivel principal electrónico

- $(3,0,0)$ = significa que en el nivel principal 3 está el orbital s (a s le corresponde el 0 con orientación 0 (el orbital s no tiene orientación)= $3s$
- $(3,1,-1)$ = significa que en el nivel principal 3 está el orbital p (a p le corresponde el 1) con orientación -1 (-1 es la orientación x)= orbital $3p_x$
- $(3,1,0)$ = orbital $3p_y$
- $(3,1,1)$ = orbital $3p_z$

Cuando $n = 1$ sólo existe un orbital, el (1,0,0) ó 1s.

$$n = 1 \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0 \quad (1, 0, 0) \rightarrow 1s$$

Para $n = 2$ existen cuatro orbitales, de acuerdo con el rango de validez de los números cuánticos:

$$n = 2 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0 \\ \rightarrow l = 1 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow m = -1 \\ \rightarrow m = 0 \\ \rightarrow m = 1 \end{array} \right. \end{array} \right. \begin{array}{l} (2, 0, 0) \rightarrow 2s \\ (2, 1, -1) \rightarrow 2p_y \\ (2, 1, 0) \rightarrow 2p_y \\ (2, 1, 1) \rightarrow 2p_x \end{array}$$

y para $n = 3$ serán 9 orbitales posibles:

$$n = 3 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0 \\ \rightarrow l = 1 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow m = -1 \\ \rightarrow m = 0 \\ \rightarrow m = 1 \end{array} \right. \\ \rightarrow l = 2 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow m = -2 \\ \rightarrow m = -1 \\ \rightarrow m = 0 \\ \rightarrow m = 1 \end{array} \right. \end{array} \right. \begin{array}{l} (3, 0, 0) \rightarrow 3s \\ (3, 1, -1) \rightarrow 3p_y \\ (3, 1, 0) \rightarrow 3p_y \\ (3, 1, 1) \rightarrow 3p_x \\ (3, 2, -2) \rightarrow 3d_{xy} \\ (3, 2, -1) \rightarrow 3d_{yz} \\ (3, 2, 0) \rightarrow 3d_{z^2} \\ (3, 2, 1) \rightarrow 3d_{xz} \end{array}$$

En cada capa "n" hay n^2 orbitales. Compruébalo para $n=4$ y $n=5$.

Nºcuántico "n"	1	2	3	4	5	...	n
Nº de orbitales	1	4	9	16	25	...	n^2



	$s (l=0)$	$p (l=1)$			$d (l=2)$					$f (l=3)$						
	$m=0$	$m=0$	$m=\pm 1$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=\pm 3$	
	s	p_z	p_x	p_y	d_{z^2}	d_{xz}	d_{yz}	d_{xy}	$d_{x^2-y^2}$	f_{z^3}	f_{xz^2}	f_{yz^2}	f_{xyz}	$f_{z(x^2-y^2)}$	$f_{x(x^2-3y^2)}$	$f_{y(3x^2-y^2)}$
$n=1$																
$n=2$																
$n=3$																
$n=4$																
$n=5$									
$n=6$				
$n=7$	

Tabla de orbitales. Se muestra todos los orbitales posibles para cada nivel principal de energía, desde el 1 al 7. Los átomos irían alojando sus electrones en dichos grupos de orbitales. También la relación entre las diferentes letras s,p,d,f y los valores de los #s magnéticos m ó orbitales.

http://es.wikipedia.org/wiki/Orbital_at%C3%B3mico

Resumen

- **Nº cuántico principal (n):** puede tomar valores enteros **(1, 2, 3...7)** y coincide con el mismo nº cuántico introducido por Bohr. Está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo en un determinado orbital y, por tanto, con el tamaño de este e **indica el nivel principal de energía.**
- **Nº cuántico secundario (ℓ):** puede ser representado por **s,p,d,f** o por los valores 0,1,2,3. Está relacionado con la forma del orbital e **indica el subnivel de energía.**
- **Nº cuántico magnético (m_ℓ):** puede tener todos los valores desde - ℓ hasta + ℓ pasando por cero. **Describe la orientación espacial del orbital e indica el número de orbitales presentes en un subnivel determinado.**

FORMA DE INDICAR LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA	ELEMENTO QUÍMICO	
	${}^2\text{He}$ 2 electrones	${}^3\text{Li}$ 3 electrones
Configuración electrónica	$1s^2$	$1s^2 2s^1$
Diagrama orbital	 1s	 1s 2s
Números cuánticos	$(1,0,0,+\frac{1}{2})$ $(1,0,0,-\frac{1}{2})$	$(1,0,0,+\frac{1}{2})$ $(2,0,0,+\frac{1}{2})$ $(1,0,0,-\frac{1}{2})$

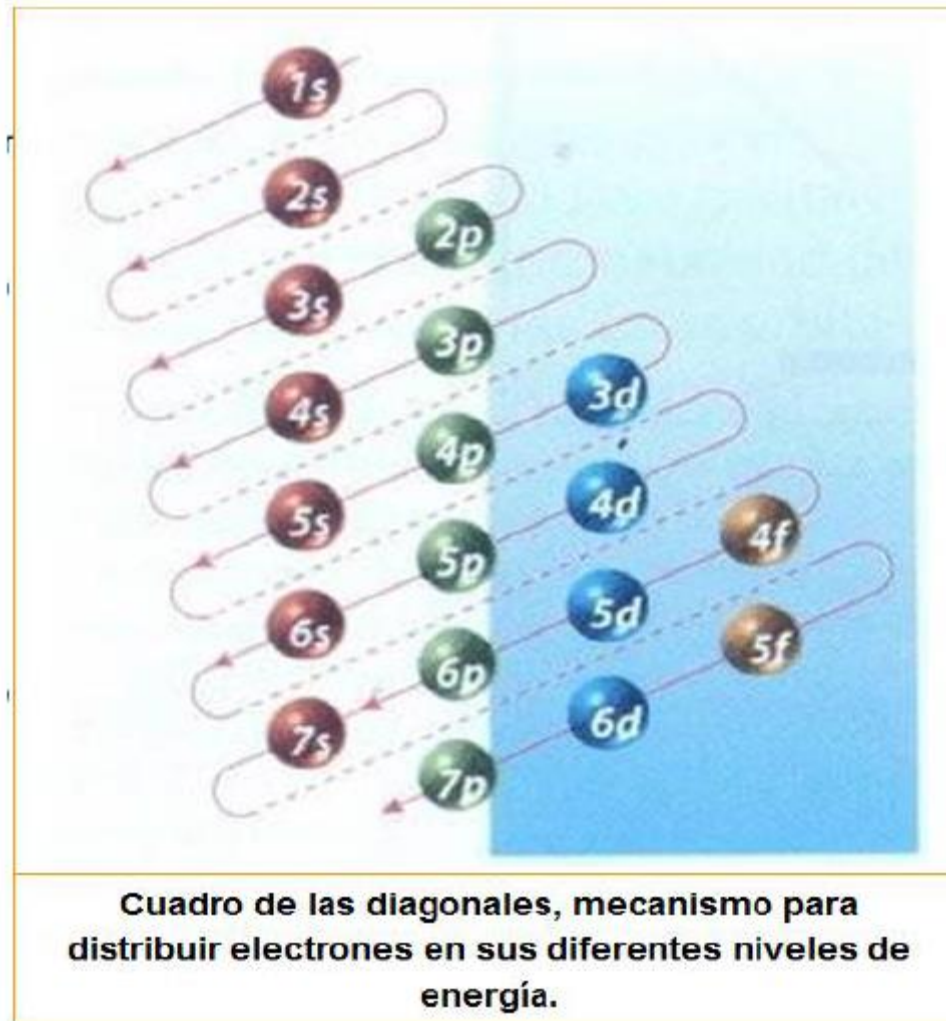
Configuración electrónica estándar

Se representa la configuración electrónica que se obtiene usando el **cuadro de las diagonales**.

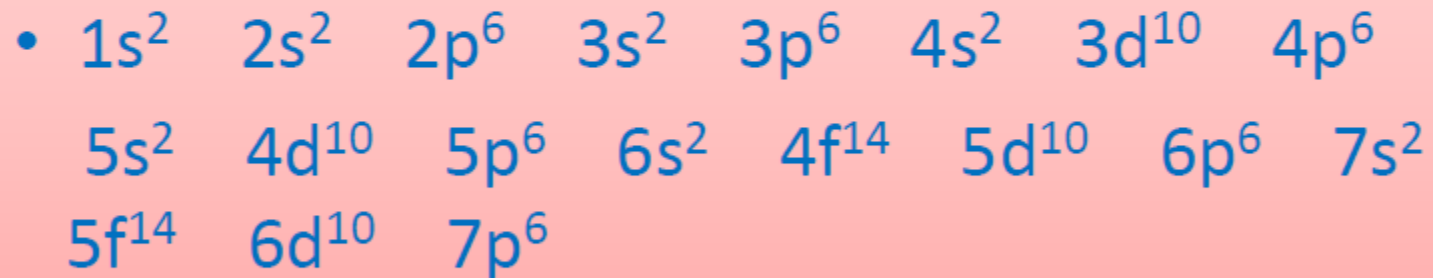
Es la manera ordenada de repartir los electrones de un átomo en los niveles y subniveles de energía.

Es importante recordar que los orbitales se van llenando en el orden en que aparecen, siguiendo esas diagonales, empezando siempre por el 1s.

- El número que precede al orbital es igual al número cuántico principal, por ejemplo para los electrones que están en el orbital 4p, el nivel = 4.
- Recordar que el número máximo de electrones que admite cada subnivel es:
 - 2 electrones en el s (1 solo orbital)
 - 6 en el p (2 electrones x 3 orbitales)
 - 10 en el d (2 x 5 orbitales)
 - 14 en el f (2 x 7 orbitales)



- Aplicando el mencionado cuadro de las diagonales la configuración electrónica estándar, para cualquier átomo, es la siguiente:



- Para determinar la configuración electrónica de un elemento sólo hay que saber cuantos electrones debemos acomodar y distribuir en los subniveles empezando con los de menor energía e ir llenando hasta que todos los electrones estén ubicados donde les corresponde. Recordemos que partiendo desde el **subnivel s**, **hacia p**, **d** o **f** se aumenta el nivel de energía.
- En cada subnivel hay un número determinado de **orbitales** que pueden contener, como máximo, 2 electrones cada uno. Así, hay 1 orbital tipo *s*, 3 orbitales *p*, 5 orbitales *d* y 7 del tipo *f*. De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el *s*; 6 en el *p* (2 electrones x 3 orbitales); 10 en el *d* (2 x 5); 14 en el *f* (2 x 7)..

- El último nivel de energía de un átomo se llama *nivel de valencia* y puede estar lleno con el número máximo de electrones permitidos o tener electrones en defecto
- Como este último nivel de energía está incompleto puede aceptar o ceder alguno de los electrones a otro átomo de otro elemento que cumpla la misma condición y así formar uniones de átomos diferentes que comparten uno o mas electrones

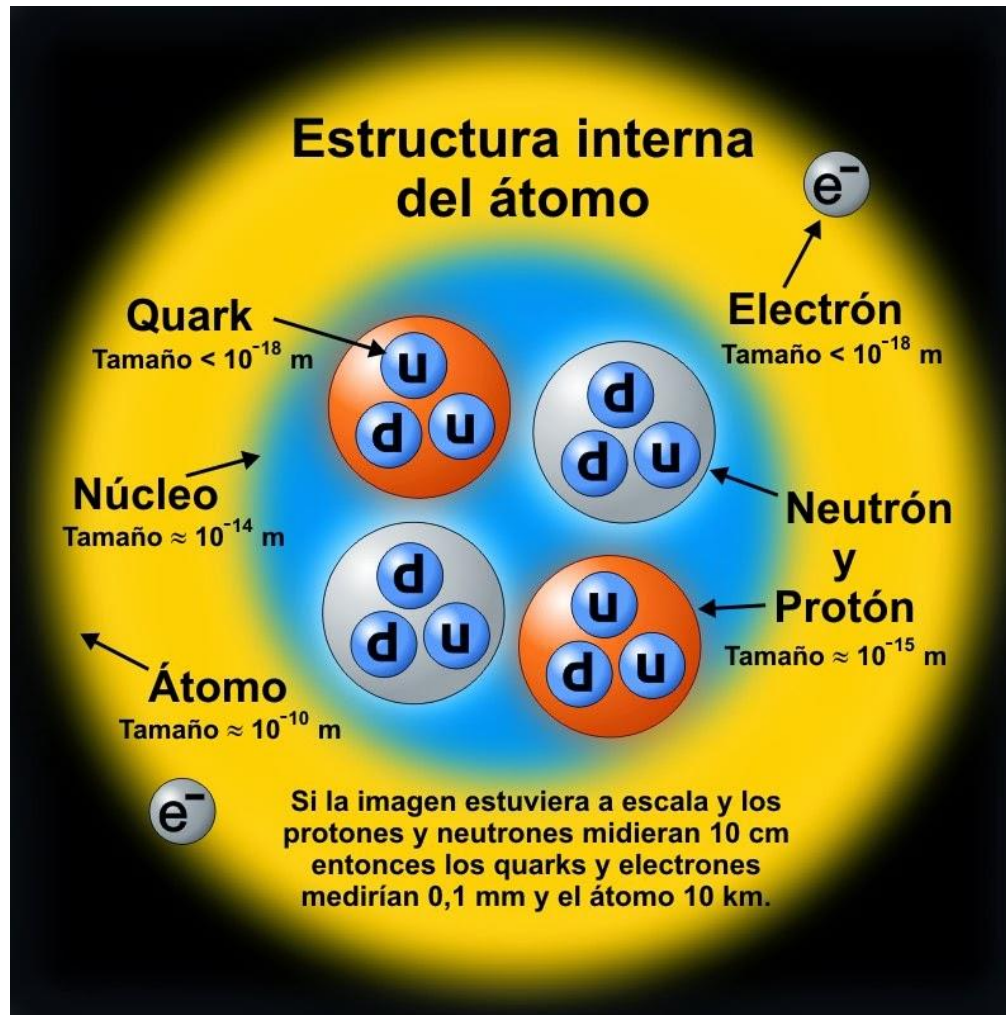
Último nivel energético

- Este [enlace](#) de átomos constituye la base de la comprensión de las reacciones químicas para formar sustancias complejas a partir de elementos simples
- Cuando el último nivel está completo el átomo no puede compartir electrones siendo una sustancia muy estable y que no forma compuestos con otros elementos en condiciones normales, estas sustancias son los llamados gases nobles.

Resumen

- **1. # Cuántico principal.** Existen 7 niveles de energía o capas donde pueden situarse los electrones para girar alrededor del núcleo, numerados del 1, el más interno o más cercano al núcleo (el que tiene menor nivel de energía), al 7, el más externo o más alejado del núcleo (el que tiene mayor nivel de energía).
- **2. # Cuántico secundario.** A su vez, cada nivel de energía o capa tiene sus electrones repartidos en distintos **subniveles**, que pueden ser de cuatro tipos: *s, p, d, f*.
- **3. # Cuántico magnético.** Cada subnivel tiene diferentes orientaciones espaciales lo que genera los orbitales
- **4. # Cuántico de Spin.** En cada orbital un e^- gira en sentido contrario al otro

- El modelo de Schrödinger, nos hace abandonar por completo el concepto anterior de los electrones, que venían definidos como pequeñísimas esferas cargadas que daban vueltas en torno al núcleo, para dar paso a ver los electrones como una función de onda, y añadiéndonos un útil concepto, el de orbital.



http://www.google.de/imgres?imgurl=http://3ANZFN2F33.bp.blogspot.com/2F036ip-6PGIYNZFUlpwGPKiN2FAAAAAAAAAA8N2F4Mje7H00c%2F1600%2F0bital_s.png&imgrefurl=http://3ANZFN2F33.bp.blogspot.com/2F2012N2F11%2F16 ecuacion-de-onda-de-schrodinger-1925.html&h=233&w=797&tbid=FFWS6LLV8M%3A&zoom=1&docid=9aj5KjRjBtHenM&ei=KXIVevhceUNWigDgOkbmsch&act=rckuacti-3&dur=691&page=1&start=0&endp=15&ved=0CCQjQMwAQ

Aciertos de Borh

- http://www.google.de/imgres?imgurl=http%3A%2F%2F3.bp.blogspot.com%2F-036ip-6PGIY%2FUJLpwlGPKil%2FAAAAAAAAAAAQ8%2F4tMje7hHOOc%2Fs1600%2FOrbital_s.png&imgrefurl=http%3A%2F%2Felfisicoloco.blogspot.com%2F2012%2F11%2Fla-ecuacion-de-onda-de-schrodinger-1925.html&h=233&w=797&tbnid=FFzWSb6ILLVRBM%3A&zoom=1&docid=9ajo5kRjBrNenM&ei=KllVevhIceUNvWlgOgO&tbm=isch&iact=rc&uact=3&dur=691&page=1&start=0&ndsp=19&ved=0CCQQRQMwAQ

Bibliografía

- <http://www.falstad.com/mathphysics.html#qm>
- <http://matomicosra.blogspot.com/2009/05/modelo-de-schrodinger.html>
- <http://www.antonibatista.es/videos/atomo%20y%20modelos%20atomicos.html>
- <http://quimicaeo10.wordpress.com/2012/04/09/4/>
- <http://rabfis15.uco.es/Modelos%20at%C3%B3micos%20.NET/modelos/ModSchrodinger.aspx>

- <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/applets/numeroscuanticosyorbitales-1/teoria-NumerosCuanticos12.htm>
- Simulación Rutherford:
<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/1-Estructura%20A/ExperienciaRutherford/Thomson-Rutherford.htm>
- Emisión de energía por e-:
- <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/Q1/EstructuraAtomica.htm>

- [Del átomo al Higgs VIII: Los quarks, desde su propuesta hasta su “descubrimiento” \(1961 a 1974\):](https://unavistacircular.wordpress.com/2013/10/13/del-atomo-al-higgs-viii-los-quarks-desde-su-propuesta-hasta-su-descubrimiento-1961-a-1974/)
- <https://unavistacircular.wordpress.com/2013/10/13/del-atomo-al-higgs-viii-los-quarks-desde-su-propuesta-hasta-su-descubrimiento-1961-a-1974/>

<https://unavistacircular.wordpress.com/2013/08/31/atomos-y-vacio-donde-democrito-conoce-a-higgs/>

Átomos y vacío: donde Demócrito conoce a Higgs

Publicado el [2013/08/31](#)

Por convención es dulce y amargo, caliente y frío, por convención es el color; realmente son átomos y el vacío.

Demócrito (aprox. 460–370 aC)

La vida no es más que una sombra que pasa, un pobre cómico que se pavonea y agita una hora sobre la escena y después no se le oye más; es un cuento contado por un idiota, lleno de ruido y de furia, que no significa nada.

Shakespeare, Macbeth, Acto V, Escena V

El vacío es un mar borboteante de nada, lleno de ruido y furia, y que significa mucho.

Anónimo moderno

- “Uno de los descubrimientos más sorprendentes y hasta cierto punto antiintuitivos de la física del S. XX es precisamente esto: que *el vacío es drásticamente diferente de la nada y que es sede de burbujeantes fluctuaciones cuánticas*. Una imagen de estas fluctuaciones —que debe tomarse siempre con el proverbial grano de sal— es que se trata de parejas partícula-antipartícula, a veces denominadas virtuales, que permanentemente están surgiendo y desapareciendo tras una efímera aparición en escena que dura el tiempo durante el cual la relación de indeterminación de Heisenberg permite su existencia. De manera que incluso “en el vacío” permanece irreducible un “residuo” de todos los campos cuánticos.”