

El electrón. Naturaleza.  
Distribución de los electrones en el  
átomo.

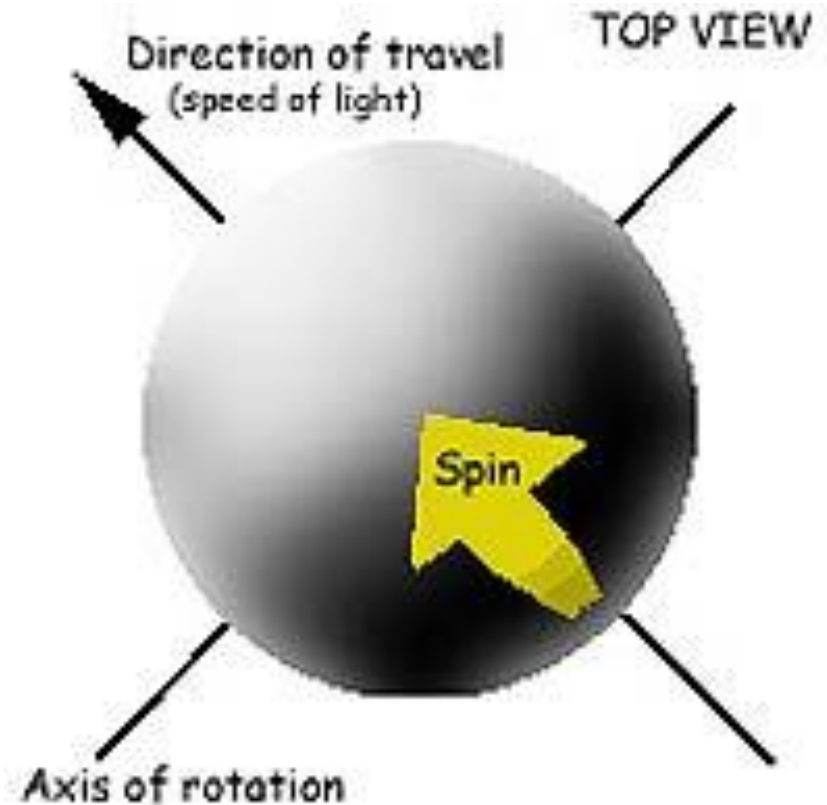
Química General I

# Atención

- **Leer del libro Química de Chang 10ma edición. Capítulo 7, págs 288 a 294.**
  - Ojo, la lectura es para ubicarse en el contexto.
- **Leer del Capítulo 7, págs 294 a 300.**
  - Aquí si mucha atención con la descripción de cada uno de los conceptos.

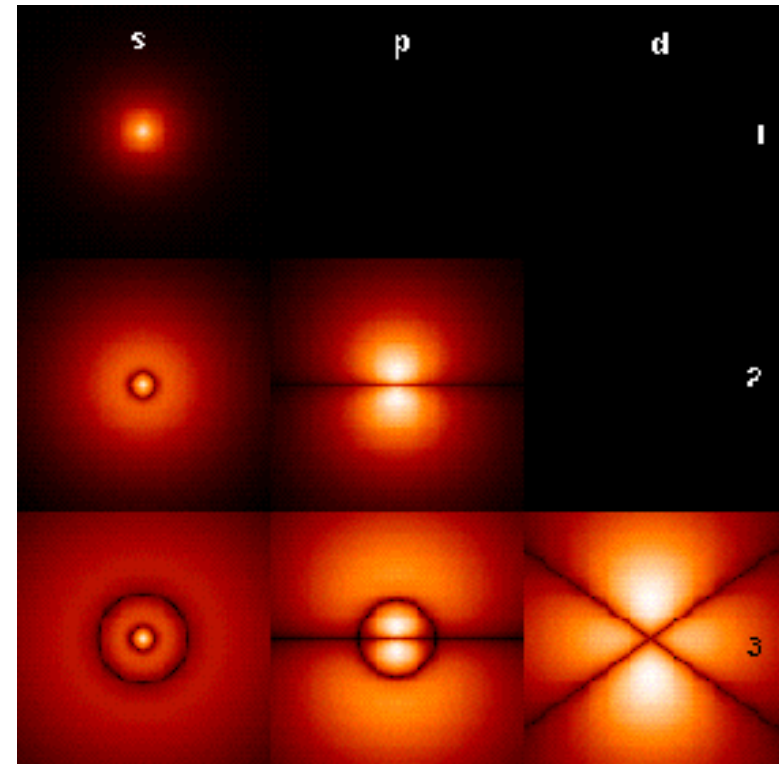
# El electrón

- Es una **partícula** cargada negativamente.
- Está en constante movimiento **ondulatorio**.
- **Este es el principio de dualidad onda-partícula establecido por De Broglie.**
- Son las partículas electromagnéticas que dan origen a la electricidad, al microondas, etc.



# El electrón

- Hay una relación directa entre las propiedades químicas y el arreglo de los electrones en la nube electrónica.
- La nube electrónica posee niveles de energía que varían según la probabilidad de encontrar allí a los electrones.



# El electrón

- Todo electrón se encuentra ocupando una región definida en el espacio conocida como orbital.
- Cada orbital tiene un valor de energía asociado.
- Las separaciones de los valores de energía entre orbitales son valores constantes y se denominan “cuantos”.

# El electrón

- Los cuantos describen cantidades de energía propias del electrón.
- Cuando esas cantidades se superan, pasa a un nivel mas alto (situación no muy estable o **estado excitado**). Al regresar a su **estado basal o inicial**, emite energía lumínica (restituye la energía recibida).

# Orbitales atómicos, números cuánticos y configuraciones electrónicas

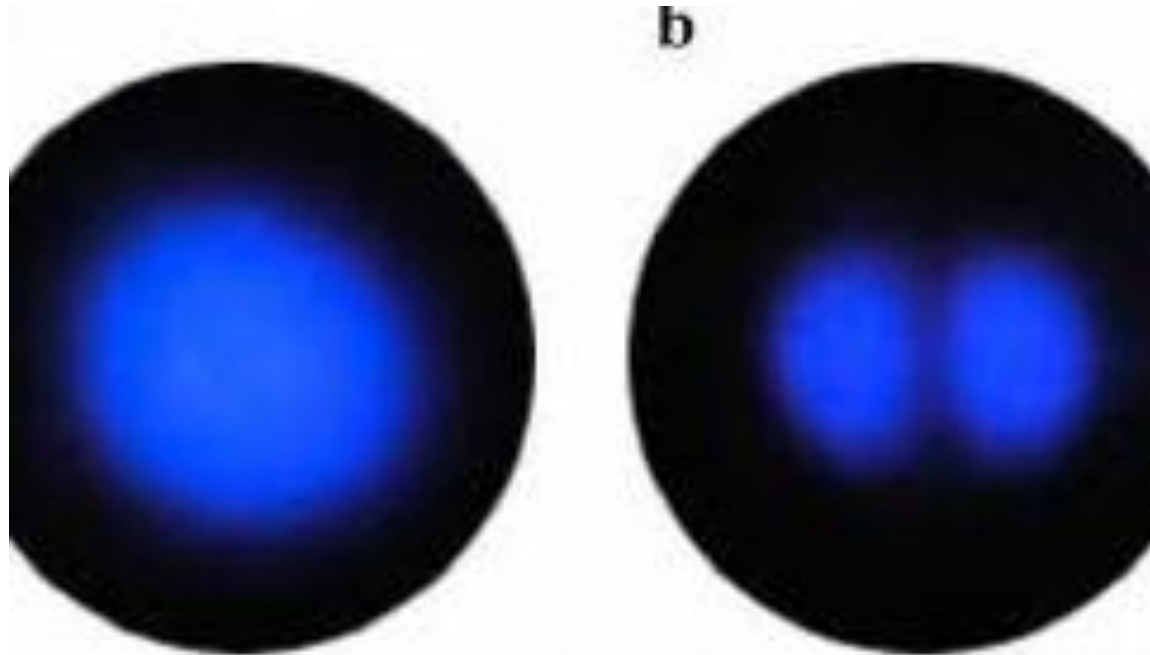
Postulados Principales



**Encontrar una dirección es fácil...**

9na avenida 10-08 apartamento B





The first detailed images of atoms show various arrangements of the clouds of electrons surrounding a carbon atom. A and B depict two different arrangements of the electron clouds.  
Image Credit: Kharkov Institute for Physics and Technology

**En un átomo se utiliza para ello:**

Los números cuánticos

Pero...

De donde vienen???

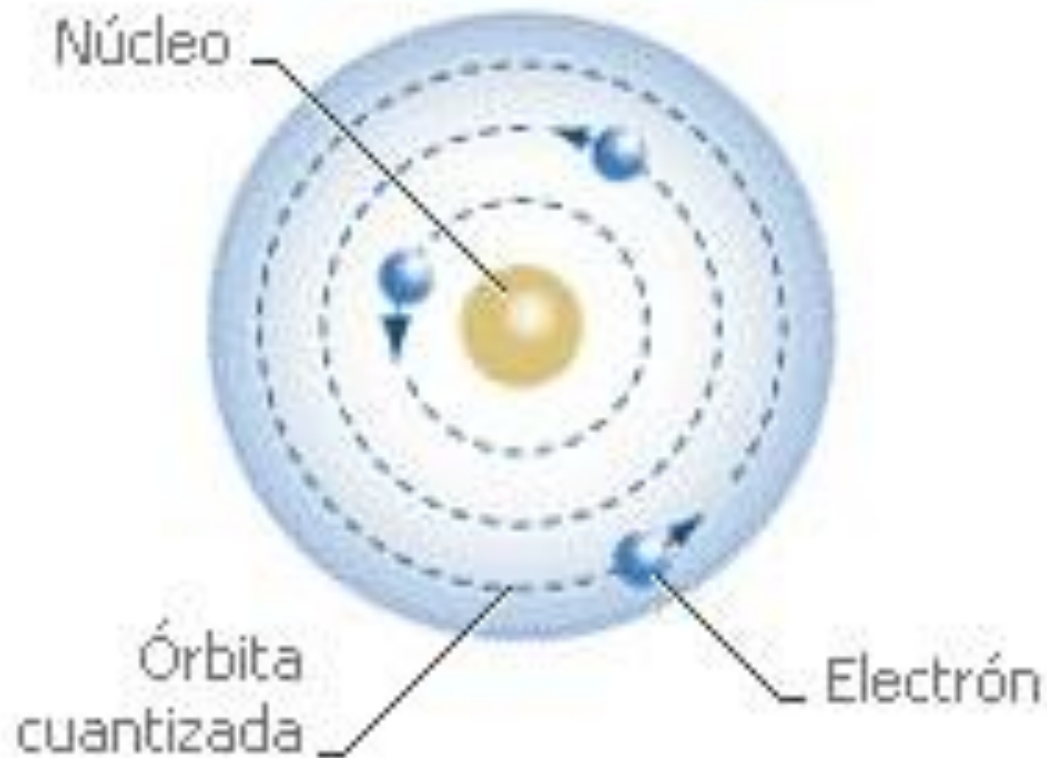
# Postulados del modelo atómico de Bohr.



- Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo en ciertas *órbitas circulares definidas*. (*Esto ahora no es exactamente cierto*)
- Donde  $n = 1, 2, 3, 4\dots$  (órbitas permitidas)
- Los electrones al girar en estas órbitas no absorben ni emiten energía.
- Pero... poseen un nivel energético y mientras mayor sea el valor de  $n$ , mayor será la energía

# Modelo de Bohr

Átomo de Bohr (1913)



# Descubrimiento de Plank

- Descubrió que los electrones absorben o emiten cantidades exactas de energía a lo que llamó “cuantos de energía”.

# Principios básicos de la teoría atómica actual

Con la contribución de Niels Bohr se plantearon, las siguientes bases de la teoría atómica actual.

## Dualidad onda-partícula:

Formulado por Louis de Broglie en 1924.

“Cada partícula lleva asociada una onda”



## Principio de incertidumbre:

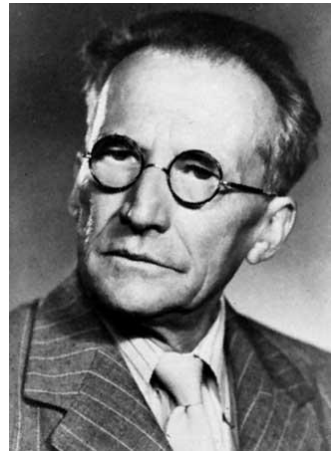
Formulado por Heisenberg en 1927.

“Es imposible conocer simultáneamente con exactitud la posición y la cantidad de movimiento del electrón en el átomo”



## Erwin Schrödinger (1926)

Schrödinger propuso una ecuación de onda que describe el comportamiento de un electrón. Las soluciones de la ecuación de onda, llamadas funciones de onda predicen los estados de energía permitidos para un electrón.



# Ecuación de onda propuesta por Schrodinger

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2\psi(x)}{dx^2} + V(x)\psi(x) = E\psi(x)$$

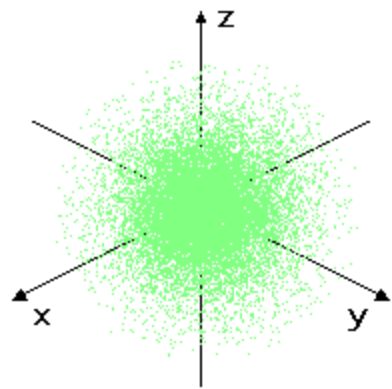
Describe las regiones en el espacio ocupadas por los electrones.

# Qué significa entonces?

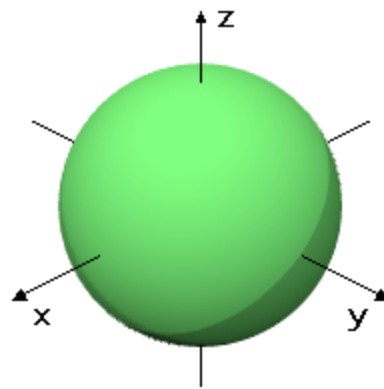
- Sus soluciones, nos da regiones en el espacio conocidas como **orbitales**.
- **Los orbitales** son regiones en los que hay probabilidad de encontrar a un electrón.
- Dentro del orbital hay una probabilidad total de 1 de encontrar al electrón.
- Pero dentro del orbital hay regiones de mayor o menor probabilidad.



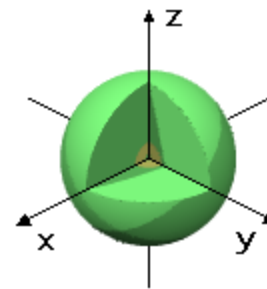
# El orbital mas sencillo: s



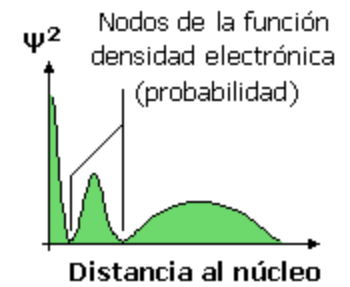
Orbital s ( $\ell = 0, m_\ell = 0$ )



n = 1 (H)



n = 3 (Na)



# Soluciones de la ecuación de onda.

- Las soluciones de la ecuación de onda que nos da los distintos orbitales se han simplificado.
- Esto a través de su asociación con los valores de números específicos que se conocen como **números cuánticos**.

# Números cuánticos.

- Cada electrón viene determinado por 4 números cuánticos:  $n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$  y  $m_s$  (los tres primeros determinan cada orbital, y el cuarto “ $m_s$ ” sirve para diferenciar a cada uno de los dos  $e^-$  que componen el mismo).
- Los valores de éstos son los siguientes:
  - $n = 1, 2, 3, 4, \dots$  (nº de capa, es decir nos da el tamaño, distancia al núcleo y una idea de su energía)
  - $\ell = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$  (tipo de orbital, forma y simetría)
  - $m_\ell = -\ell, \dots, 0, \dots, \ell$  (orientación en el espacio del orbital)
  - $m_s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$  (sentido del giro del electrón)

# 1er número cuántico o número cuántico principal (n)

- Este número identifica al **nivel de energía** al cual pertenece el electrón.
- Los valores de n son enteros positivos.
- Estos niveles son regiones donde la probabilidad de encontrar un electrón es alta.
- Si n es un valor bajo, el electrón está mas cerca del núcleo.

# 1er número cuántico o número cuántico principal (n)

- Si n es un valor alto, más lejos se encuentra el electrón del núcleo.
- Los **electrones de valencia** son los electrones con el valor de n mas altos en un átomo. Son los mas activos químicamente dado que están menos protegidos por el núcleo.
- También indican la Energía del electrón que contiene.

# 1er número cuántico o número cuántico principal (n)

- Una fórmula teórica que permite calcular el número máximo de electrones por nivel es:

$$2n^2$$

- Y una para conocer el número máximo de orbitales es:

$$n^2$$

# El número cuántico secundario (l)

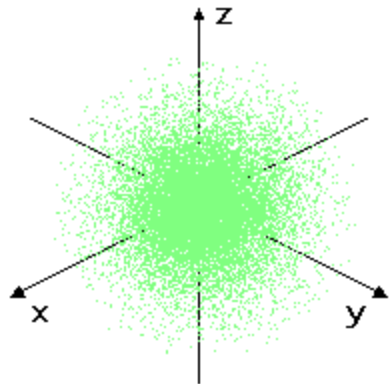
- Conocido también como número cuántico de momento angular.
- Indica el “subnivel” de energía al que pertenece el electrón.
- Esto quiere decir que indica la “forma y la simetría” del orbital. Dicho de otra manera, indica el “tipo de orbital”.

# El número cuántico secundario ( $l$ )

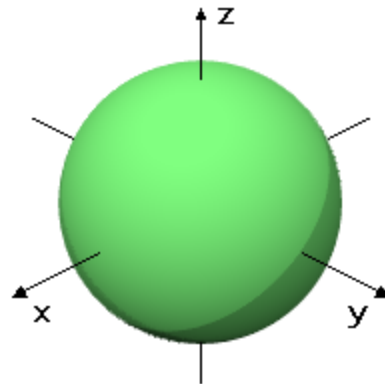
- Los valores numéricos de  $l$  son valores enteros que van desde 0 hasta  $n-1$ .
- De tal manera que cada valor de  $l$  se asocia siempre a un tipo de orbital.
  - Un valor de 0 corresponde a un orbital s
  - Un valor de 1 corresponde a un orbital p
  - Un valor de 2 corresponde a un orbital d
  - Un valor de 3 corresponde a un orbital f



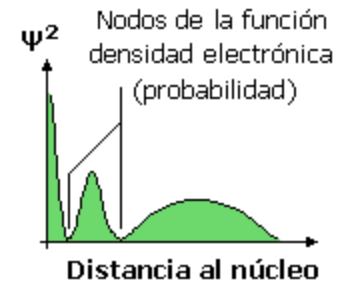
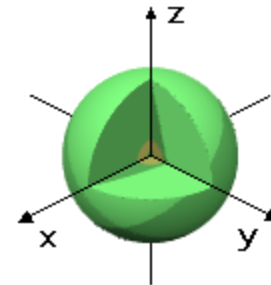
# Orbitales atómicos s ( $\ell=0$ )



Orbital s ( $\ell=0, m_\ell=0$ )

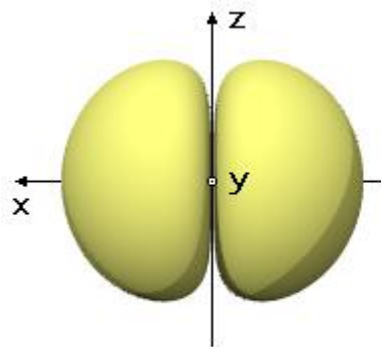


n = 1 (H)

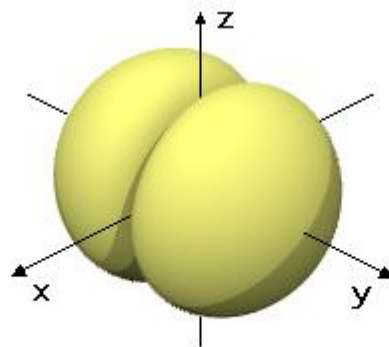


n = 3 (Na)

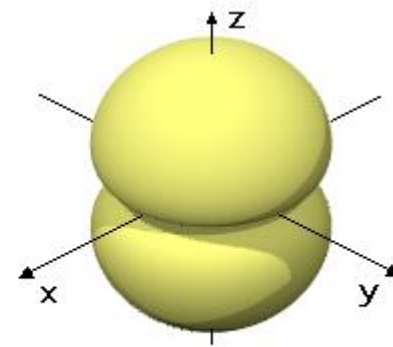
# Orbitales p ( $\ell=1$ )



Orbital  $p_x$

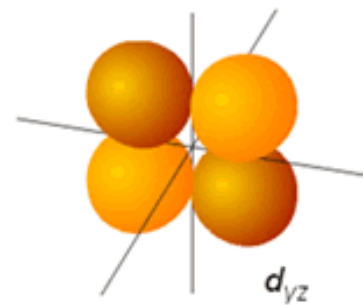
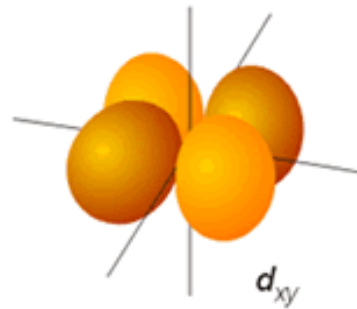
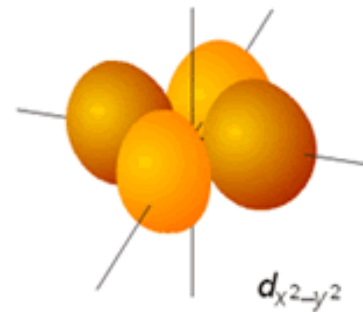
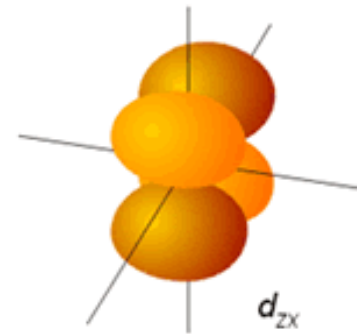
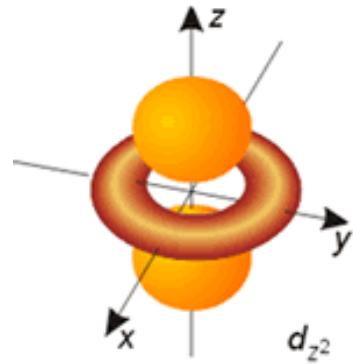


Orbital  $p_y$



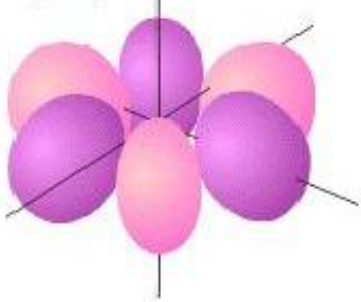
Orbital  $p_z$

# Orbitales d ( $\ell=2$ )

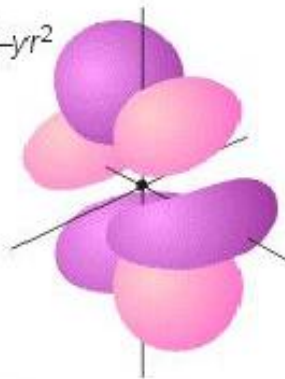


# Orbitales f ( $\ell=3$ )

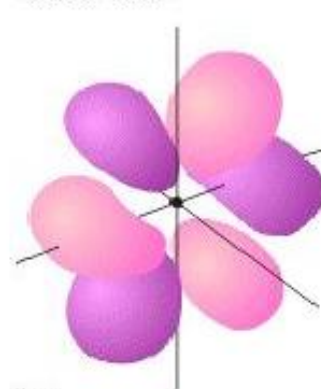
$$4f_{y^3-3yx^2}$$



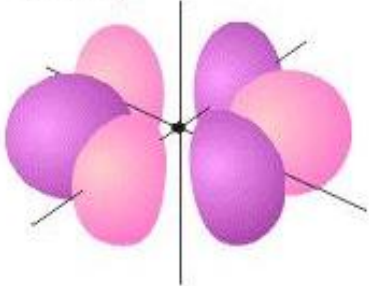
$$4f_{5yz^2-yr^2}$$



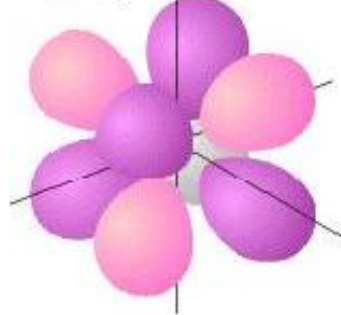
$$4f_{5xz^2-3xr^2}$$



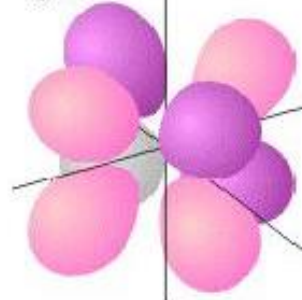
$$4f_{x^3-3xy^2}$$



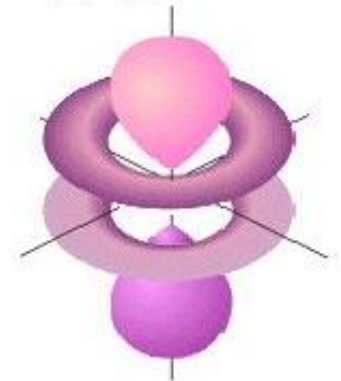
$$4f_{zx^2-zy^2}$$



$$4f_{xyz}$$



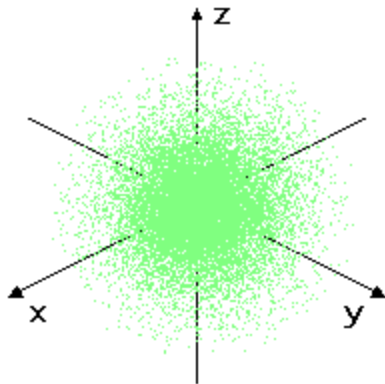
$$4f_{5z^3-3zr^2}$$



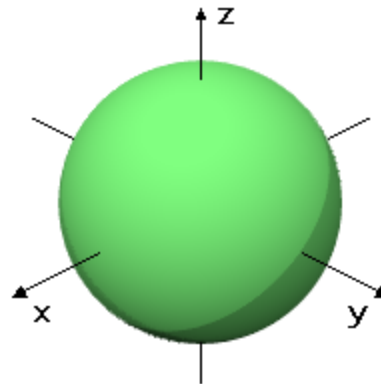
# Número cuántico magnético ( $m_\ell$ )

- Indica la orientación en el espacio que tiene el orbital según la forma que este tenga (depende de  $\ell$ )
- Los valores que puede tomar van desde  $-\ell$  hasta  $+\ell$ , pasando por 0.
- Cada uno de los valores corresponde a una orientación en el espacio.

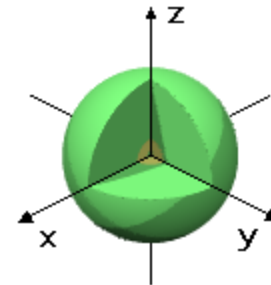
# Orbitales atómicos s ( $\ell=0$ )



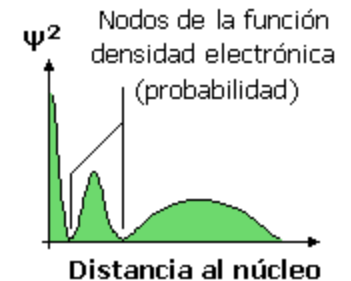
Orbital s ( $\ell=0, m_\ell=0$ )



$n = 1$  (H)



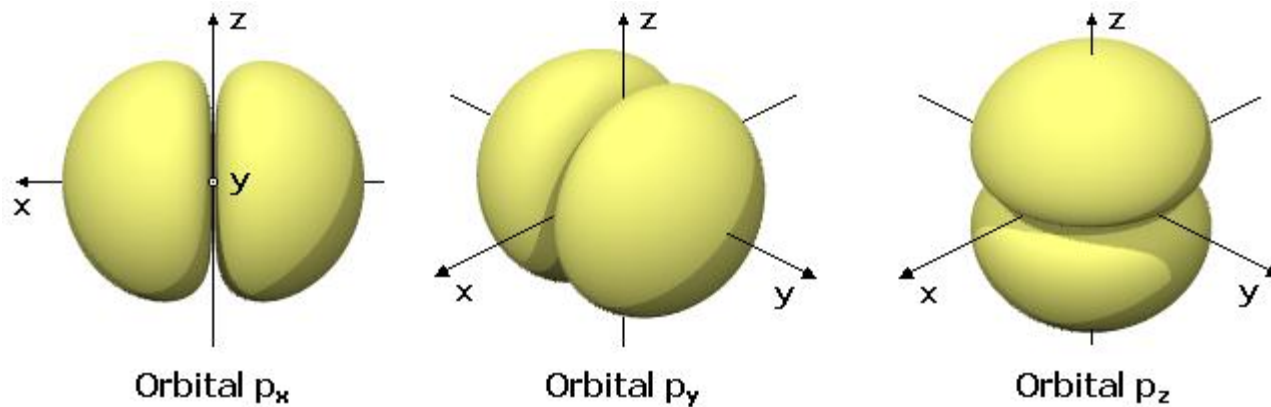
$n = 3$  (Na)



Dado que el valor de  $\ell=0$ , los valores de  $m_\ell$  se restringen a un solo valor:  $m_\ell=0$  lo que corresponde a una sola orientación en el espacio.

De hecho dado que el orbital s es una esfera, no importa cuánto la giremos que siempre obtendremos el mismo orbital.

# Orbitales p ( $\ell=1$ )

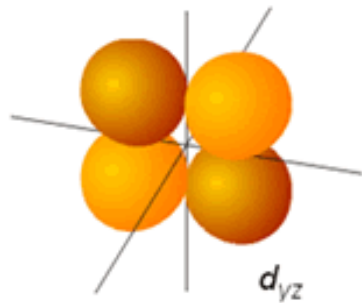
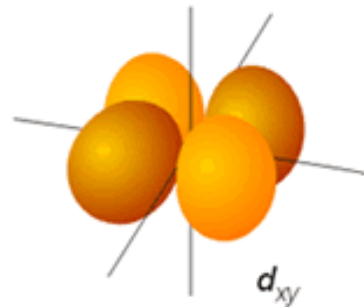
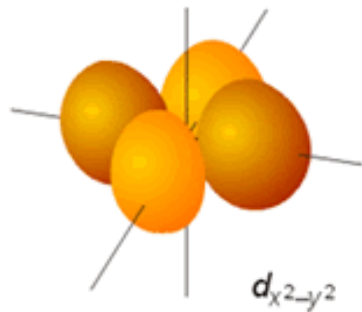
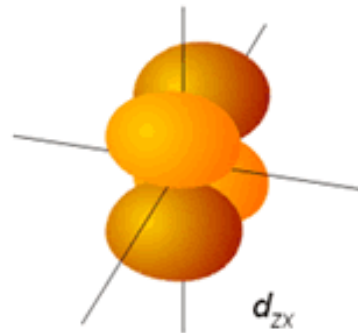
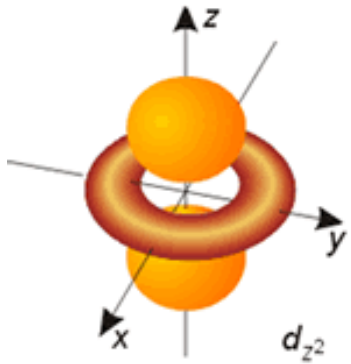


En este caso, los valores del número cuántico magnético pueden ser: -1, 0 +1 y cada uno de ellos corresponde a una de las tres posibles orientaciones en el espacio que pueden tener los orbitales p.

Que número cuántico magnético le asigno a que orbital, no tiene relevancia dado que los 3 orbitales tienen la misma energía.

A los orbitales que del mismo tipo que tienen la misma energía y que varían únicamente en su posición en el espacio se les llama **orbitales degenerados**.

# Orbitales d ( $\ell=2$ )



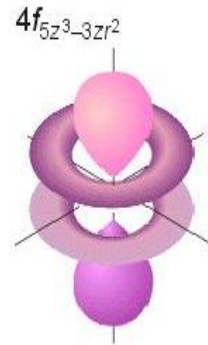
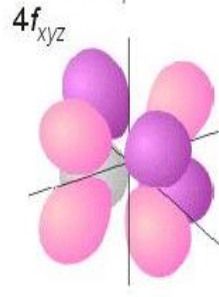
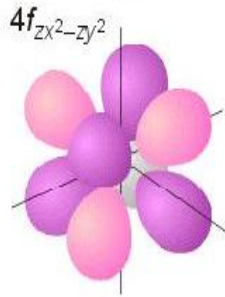
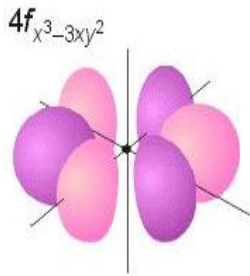
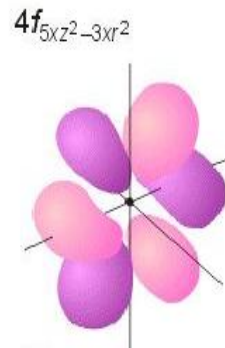
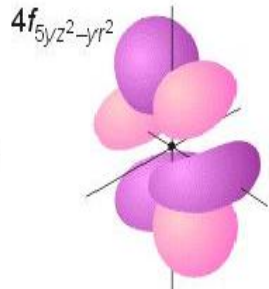
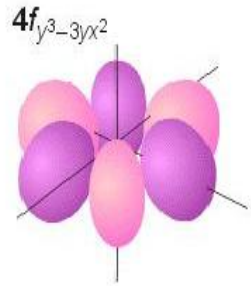
En este caso hay 5 posibles valores para el número cuántico magnético:

$$-2, -1, 0, +1, +2$$

Cada uno de ellos corresponde a un orbital degenerado.



# Orbitales f ( $\ell=3$ )



En este caso hay 7 posibles valores para el número cuántico magnético:

-3,-2,-1,0,+1,+2,+3

# Número cuántico de spin $m_s$

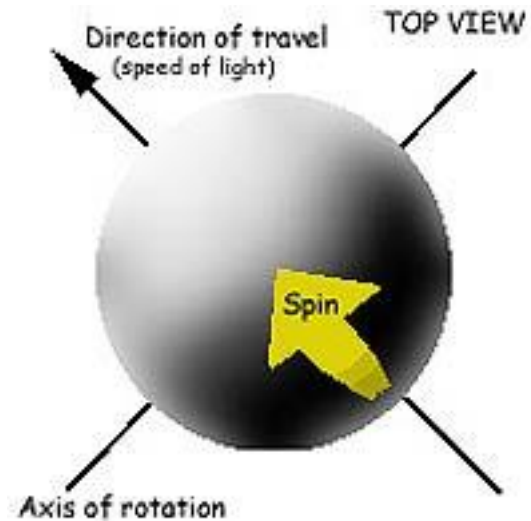
- Con los primeros 3 números cuánticos se describen completamente las regiones en el espacio en las cuales se encuentran los electrones.
- Esos tres número cuánticos están relacionados con las soluciones de la ecuación de onda.

# Número cuántico de spin $m_s$

- **Sin embargo en cada orbital hay un máximo de 2 electrones.**
- Los tres primeros números cuánticos no permiten diferenciar entre los dos electrones.
- Entonces se introdujo un cuarto número cuántico que se basaba en una propiedad física del electrón: “el spin”.

# Número cuántico de spin $m_s$

- El electrón es una partícula en movimiento que gira sobre su propio eje.
- Una partícula con carga girando sobre su eje, genera un campo magnético.
- Ambos electrones en un orbital tienen que girar en sentido contrario para que sus spines se anulen uno con otro (spines complementarios)



# Número cuántico de spin $m_s$

- Si los espines no fueran opuestos, los campos magnéticos se repelerían y esto se añadiría a la repulsión electrostática que de hecho sigue allí.
- Para diferenciar el giro, el valor del número cuántico de spin puede tomar uno de dos valores posibles:

$$+1/2 \text{ o } -1/2$$

## Valores permitidos de números cuánticos para cada número cuántico

	$n$	$l$	$m$	$s$
$1s$	1	0	0	$\pm 1/2$
$2s$	2	0	0	$\pm 1/2$
$2p$	2	1	-1, 0, +1	$\pm 1/2$
$3s$	3	0	0	$\pm 1/2$
$3p$	3	1	-1, 0, +1	$\pm 1/2$
$3d$	3	2	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$
$4s$	4	0	0	$\pm 1/2$
$4p$	4	1	-1, 0, +1	$\pm 1/2$
$4d$	4	2	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$
$4f$	4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm 1/2$

**Ejemplo: a)** Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón.

**b)** Indique en que tipo de subnivel estarían situados los que son posibles

Series	$n$	$\ell$	$m_l$	$m_s$
I	0	0	0	$+1/2$
II	1	1	0	$+1/2$
III	1	0	0	$-1/2$
IV	2	1	-2	$+1/2$
V	2	1	-1	$+1/2$

- Imposible. ( $n < 1$ )
- Imposible. ( $\ell = n$ )
- Posible. subnivel "1 s"
- Imposible ( $m \neq -1, 0, 1$ )
- Posible. Orbital "2 p"

# Ejercicios

- Indique cuantos orbitales hay y cual es el número máximo de electrones en el nivel 6 de energía.
- Indique los tipos de orbital (subniveles que hay en el nivel 5 de energía)
- Indique cuantos orbitales hay en el subnivel 3p



# Ejercicios

- Indique que tipo de subnivel (orbital esta descrito por los siguientes números cuánticos:  $n= 5$  y  $\ell=3$
- Cual es el número máximo de electrones que puede haber cuando  $n= 4$ ,  $\ell=2$  y  $m \ell= 0$ .
- **Iniciar con los 6 primeros ejercicios de la hoja de trabajo no. 3**

# Principio de exclusión de Pauli

- “En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Al menos deben diferenciarse en uno”
- Lo que se entiende también como:
  - Ningún electrón puede tener sus 4 números cuánticos iguales a otro electrón dentro de un mismo átomo.