

1. INTRODUCCIÓN

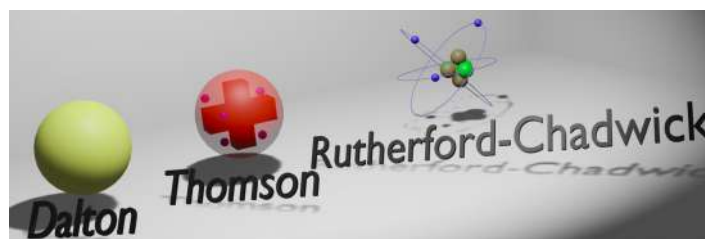
[A finales del siglo XIX, la física era capaz de explicar prácticamente todos los fenómenos físicos y los científicos consideraban que había avanzado tanto que pensaban que en las próximas décadas lo único que iban a hacer era mejorar la precisión de los instrumentos de medida para así obtener valores más exactos de las constantes.

Pero a principios del siglo XX, comenzaron a aparecer una serie de fenómenos que desbaratarían esta idea y que serían el origen de la física cuántica y la relatividad: el efecto fotoeléctrico y la imposibilidad de justificar matemáticamente la radiación del cuerpo negro, fenómeno conocido como catástrofe ultravioleta (para saber más: <https://eltamiz.com/2007/09/24/cuantica-sin-formulas-la-hipotesis-de-planck/>)

Por otro lado, aunque el concepto de átomo surge en la Grecia clásica, no es hasta principios del siglo XIX cuando Dalton formula el primer modelo atómico con una base científica.

El átomo de Dalton era indivisible, pero con el descubrimiento del electrón a finales del siglo XIX, este modelo queda obsoleto, surgiendo el modelo de Thomson: los átomos tienen electrones (de carga negativa) incrustados en el átomo, que es rígido y tiene carga positiva para mantener la neutralidad de la materia.

A principios del siglo XX, las investigaciones de Rutherford sobre radiactividad le llevan a realizar con Geiger y Marsden el experimento de la lámina de oro, lo que conduce a Rutherford a postular su modelo: un núcleo muy pequeño con carga positiva, y una corteza donde están los electrones girando en órbitas fijas al rededor del núcleo. Posteriormente, este modelo se completó añadiendo el neutrón al núcleo, descubierto por Chadwick).



Pero este modelo estaba en contradicción con las leyes de la física: los electrones al girar alrededor del núcleo cambian su dirección de movimiento constantemente debiendo emitir energía, de tal manera que llegaría un momento en el que no podrían mantener la órbita y “caerían” hacia el núcleo y, por lo tanto, el átomo sólo existiría durante una minúscula fracción de tiempo.

Para solucionar este problema y el de los espectros discontinuos de los átomos, Bohr propone su modelo atómico. Pero para poder comprenderlo de forma correcta, es necesario previamente conocer la teoría cuántica...]

2. TEORÍA CUÁNTICA

Las bases fundamentales sobre las cuales se construye esta teoría son la *hipótesis de Planck* y el *efecto fotoeléctrico*. [De estos 2 fenómenos, sólo se estudiará el primero.]

2.1. Hipótesis de Planck.

Intentando encontrar una solución al problema de la *radiación del cuerpo negro*, Planck descubrió que las leyes de la física clásica no se podían aplicar a este fenómeno, por lo que tuvo que plantear nuevas ecuaciones para explicarlo.

Su solución fue la **Hipótesis de Planck** que se caracteriza por que

- los átomos o partículas subatómicas que emiten radiación se comportan como osciladores armónicos, y
- la absorción o emisión de energía de cada oscilador es directamente proporcional a su frecuencia de oscilación (f)

$$E=h \cdot f$$

Donde E es la energía medida en Julios (J).
 f es la frecuencia con la que oscila el átomo (s^{-1}).
 h la constante de Planck $h=6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

Que la energía pueda aumentar o disminuir unas determinadas cantidades enteras h , significa que *la energía de la radiación es discontinua y está cuantizada en la forma $E=n \cdot f \cdot h$* donde n es el número de partículas implicadas.

Ejemplo 1

La energía necesaria para ionizar un átomo de sodio es de 5,1 eV, ¿cuál es la frecuencia mínima de la luz? Si se emplease una energía de $8,2 \cdot 10^{-9} \text{ J}$ ¿qué cantidad de átomos podríamos ionizar?

Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

La energía necesaria para la ionización será: $E = 5,1 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 8,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Y la frecuencia de la luz que tenga esa energía: $E = h \cdot f \rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{8,2 \cdot 10^{-19}}{6,626 \cdot 10^{-34}} = 1,2 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

Con la energía que nos da el problema, podremos ionizar: $\frac{8,2 \cdot 10^{-9} \text{ J}}{8,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 10^{10} \text{ átomos}$

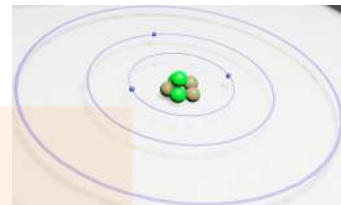
O también: $E = n \cdot h \cdot f \rightarrow 8,2 \cdot 10^{-9} = n \cdot 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 1,2 \cdot 10^{15} \rightarrow n = \frac{8,2 \cdot 10^{-9}}{8,2 \cdot 10^{-19}} = 10^{10} \text{ átomos}$

2.2. EFECTO FOTOELÉCTRICO

(Para saber más <https://eltamiz.com/2007/10/09/cuantica-sin-formulas-el-efecto-fotoelectrico/>)

3. MODELO ATÓMICO DE BOHR

Con el objetivo de solucionar la problemática del modelo atómico de Rutherford y de explicar los espectros atómicos, Bohr, basándose en las ideas de Planck y Einstein, propuso un modelo atómico de tipo planetario en el que los electrones giran en torno a un núcleo central con las restricciones impuestas por tres postulados:



- *Primer postulado.* En un átomo, el electrón describe órbitas circulares en torno al núcleo del átomo sin irradiar energía.
- *Segundo postulado.* Solo son posibles aquellas órbitas en las que se cumple que el momento angular (L) del electrón es un múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$
- *Tercer postulado.* Un electrón puede pasar de una órbita a otra absorbiendo o emitiendo un cuanto de energía igual a la diferencia existente entre las energías de las órbitas inicial y final, de forma que: $E_{\text{fotón}} = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = h \cdot f$

Debido a la cuantización, las órbitas van a estar situadas a una distancia determinada del átomo, pudiendo así hablar de radio de las órbitas, y van a poseer una energía característica.

$$r_n = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m K e^2} = n^2 \cdot r_1 \quad E_n = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{2 K^2 m e^4 \pi^2}{h^2} = -\frac{E_1}{n^2}$$

donde $r_1 = 5,38 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ $E_1 = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

n es el *número cuántico principal* e indica el nivel energético del electrón en el átomo.

Según Bohr se puede definir **órbita** como línea que describe la trayectoria del electrón en su movimiento al rededor del núcleo

3.1. Limitaciones del modelo atómico de Bohr

Este modelo presenta las siguientes limitaciones:

- Aunque para desarrollar su modelo atómico Bohr tuvo en cuenta la teoría cuántica, todavía empleó algunos principios de la física clásica para construir su modelo.
- Las órbitas de los electrones deberían ser elípticas (como los planetas al rededor del Sol) en vez de circulares.
- Solo se aplicaba de forma estricta al átomo de hidrógeno y a otros iones sencillos monoeléctricos (hidrogenoides). Para átomos más complejos los resultados eran incorrectos.
- Los avances en espectroscopía descubrieron espectros atómicos más complejos que este modelo no era capaz de explicar.

4. ESPECTROS ATÓMICOS

[Si nos ceñimos a la región visible del espectro electromagnético,

se denomina **espectro** a la luz que emite o absorbe un objeto cuando se le aporta energía.

Si ese objeto es macroscópico, se obtiene un espectro continuo (por ejemplo la dispersión de la luz blanca por un prisma) pero si es un átomo se produce un espectro discontinuo.

Ese espectro no se podía explicar ni con las leyes de la física clásica ni con el modelo atómico de Rutherford.]

Un átomo en estado gaseoso emite luz cuando se le calienta hasta la incandescencia o se le irradia con una radiación electromagnética determinada. Si a esta luz la hacemos pasar por un prisma para dispersarla, se obtiene un **espectro** discontinuo **de emisión**, que consta de diferentes líneas de color, cada una de ellas correspondientes a determinadas longitudes de onda (o frecuencias).



Por otro lado, si iluminamos una muestra de gas atómico con luz blanca y volvemos a hacer pasar la luz emitida por los átomos por un prisma, se obtendrá un **espectro** discontinuo **de absorción**, formado por unas líneas donde no aparece luz sobre un fondo iluminado. Si el elemento es el mismo, las franjas oscuras aparecen a la misma longitud de onda a la que aparecerían las líneas iluminadas en el espectro de emisión.



Se dice que los dos espectros para un mismo átomo son complementarios.

2.1. ECUACIÓN DE RYDBERG

Este científico supuso acertadamente que las líneas que aparecían en los espectros de emisión eran debidas a transiciones electrónicas entre 2 orbitales distintos del átomo de Bohr. De tal manera, que cuando un electrón recibe energía suficiente va a pasar de una órbita inferior a otra superior, generando un átomo excitado. Cuando el electrón pierde esa energía extra (que era la responsable de mantenerle en la órbita más externa), vuelve a su órbita original emitiendo energía. Esa energía (que lleva asociada una longitud de onda) es la luz que se ve.

Rydberg desarrolló una ecuación que relaciona la longitud de onda implicada en el salto entre orbitales con los números cuánticos principales de éstos:

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right)$$

Donde: $\tilde{\nu}$ es el número de onda.

λ es la longitud de onda.

n_i es el menor número cuántico principal del orbital

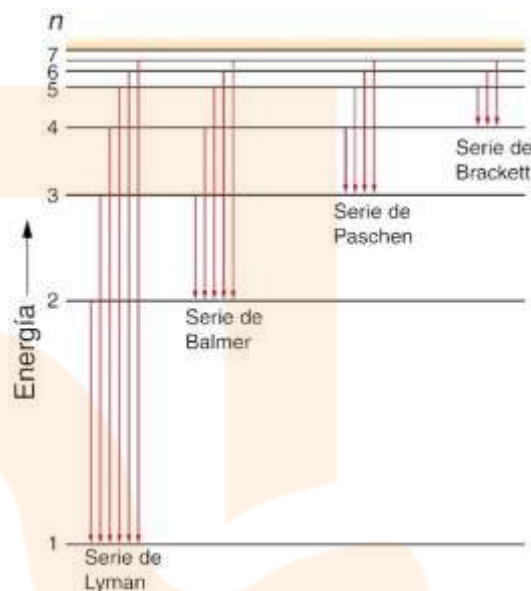
n_j es el menor número cuántico principal del orbital

R es la constante de Rydberg, con un valor de: $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Balmer descubrió que las líneas del espectro del átomo de hidrógeno están organizadas en grupos. Cada uno de estos grupos o series reciben el nombre del investigador que la estudió: Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund.

En la tabla se dan los valores de n_i y n_j para cada una de estas series y la zona del espectro en la que aparecen la mayoría de las líneas de la serie.

Series espectrales del hidrógeno			
Serie	n_i	n_j	Zona del espectro
Lyman	1	2, 3, 4, 5...	ultravioleta
Balmer	2	3, 4, 5, 6...	visible
Paschen	3	4, 5, 6, 7...	infrarojo
Brackett	4	5, 6, 7, 8...	infrarojo
Pfund	5	6, 7, 8, 9...	infrarojo



Ejemplo 2

Indica qué línea de la serie de Lyman aparece a una longitud de onda de 103 nm.

Dato: $R=1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

La serie de Lyman forma parte del espectro de emisión del hidrógeno y tiene como orbital base el $n_i=1$. Lo que está pidiendo el problema es calcular el orbital (n_j) del que decae el electrón a ese orbital.

$$k = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right) \rightarrow \frac{1}{103 \cdot 10^{-9}} = 1,907 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_j^2} \right) \rightarrow 0,885 = 1 - \frac{1}{n_j^2}$$

$$\frac{1}{n_j^2} = 1 - 0,885 \rightarrow \frac{1}{0,115} = n_j^2 \rightarrow n_j = \sqrt{1/0,115} = 2,95 \approx 3 \rightarrow n_j = 3$$

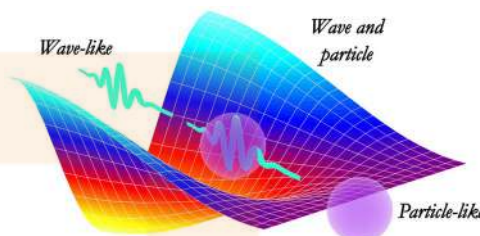
5. LA MECÁNICA CUÁNTICA MODERNA

La Mecánica Cuántica, es capaz de explicar el átomo, sus partículas constituyentes y la formación de los enlaces químicos. Además predijo una serie de fenómenos físico-químicos que posteriormente se comprobaron experimentalmente.

Las bases de la mecánica cuántica son *la teoría de Planck*, *la hipótesis de de Broglie: dualidad onda-corpúsculo* y el *Principio de Indeterminación de Heisenberg*.

5.1. Hipótesis de De Broglie: dualidad onda-corpúsculo

Al igual que la luz, que algunas veces se considera como una onda (en la reflexión, refracción, difracción, etc.) o como una partícula (en el efecto fotoeléctrico) De Broglie, considera que las partículas atómicas también pueden presentar ese comportamiento y desarrolla su ecuación matemática igualando la ecuación de Planck con la de la energía de Einstein.



La **hipótesis de De Broglie** establece que cualquier partícula con masa que está en movimiento lleva asociada una longitud de onda:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

donde: λ es la longitud de onda de la radiación (m)

h es la constante de Planck (J·s)

m es la masa de la partícula (kg)

v es la velocidad de la partícula (m/s)

Experimentalmente está comprobado que cuanto menor es el tamaño de la partícula que se mueve, mayor es su comportamiento ondulatorio, y viceversa.

Posteriormente, Bohr propone el **principio de complementariedad**: una radiación se puede comportar como onda o como partícula pero nunca los dos comportamientos a la vez.

Ejemplo 3

Calcula la longitud de onda de un neutrón emitido en una fisión, si su energía es de 0,16 eV.

Dato: masa del neutrón = $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ J $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s

Primero calculamos la velocidad de la partícula, a partir de su energía en unidades del SI:

$$0,16 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 2,56 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

Esta energía está en forma de energía cinética:

$$Ec = \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot Ec}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 2,56 \cdot 10^{-20}}{1,67 \cdot 10^{-27}}} = 5537,03 \text{ m/s}$$

Reemplazando en la ecuación de De Broglie queda:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{1,67 \cdot 10^{-27} \cdot 5537,03} = 7,16 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

5.2 Principio de indeterminación (o de incertidumbre) de Heisenberg

El **principio de indeterminación** o de incertidumbre establece que es imposible determinar simultáneamente y con precisión, ciertos pares de variables físicas, como son la posición y el momento lineal, o la energía y el tiempo.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{\hbar}{2} \quad \text{o} \quad \Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{\hbar}{2} \quad \text{donde} \quad \hbar = \frac{h}{2\pi}$$

[Interpretación del principio de incertidumbre: Este principio establece que es imposible conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón, y por tanto es imposible determinar su trayectoria. Cuanto mayor sea la exactitud con que se conozca la posición, mayor será el error en la velocidad, y viceversa. Solamente es posible determinar la probabilidad de que el electrón se encuentre en una región determinada.. Un ejemplo de que la idea de trayectoria clásica no tiene sentido es el experimento de la doble rendija (<https://youtu.be/Y9ScxCemsPM>).]

Ejemplo 4

Calcula la indeterminación de la velocidad de un electrón confinado en una región de 10 \AA de longitud

Datos: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

El máximo error que se puede cometer en la medida de la posición es el tamaño de la región donde se encuentra la partícula: $\Delta x = 10 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

Aplicamos el principio de indeterminación $\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{\hbar}{2} \rightarrow m \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi \cdot \Delta x} \rightarrow \Delta v \geq \frac{h}{4\pi \cdot \Delta x \cdot m}$

$$\Delta v \geq \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{4\pi \cdot 10 \cdot 10^{-10} \cdot 9,11 \cdot 10^{-31}} \geq 5,79 \cdot 10^3 \text{ m/s}$$

6. MODELO MECANOCUÁNTICO DEL ÁTOMO

Este modelo surge para solucionar las deficiencias del modelo de Bohr. Para ello, en 1926 Schrödinger desarrolla *la mecánica cuántica ondulatoria*, tomando como base la teoría cuántica de Planck y la dualidad onda-corpúsculo de De Broglie. Elabora un tratamiento matemático que le permite estudiar el comportamiento del electrón en el átomo, así como calcular sus valores energéticos. Para ello, emplea una función matemática de tipo ondulatorio, denominada función de onda, ψ , que es capaz de describir la evolución de la posición del electrón en el entorno atómico en que se halla. Su tratamiento físico-matemático conduce a la llamada ecuación de ondas que escrita en forma simbólica es:

$$\hat{H} \psi = E \psi$$

donde \hat{H} (hamiltoniano) representa un operador matemático relacionado con las energías cinética y potencial del electrón en cuestión.

La ecuación de ondas nos indica que si operamos adecuadamente la función de onda del electrón, obtendremos la misma función multiplicada por un número que corresponde a la energía de dicho electrón.

6.1. Números cuánticos

Pero no todas las soluciones derivadas de la aplicación de esta ecuación conducen a resultados reales.

Los parámetros restrictivos (condiciones de contorno) que hacen que la ecuación de onda tenga significado físico se denominan **números cuánticos**

Los números cuánticos solo pueden tomar ciertos valores para que la solución de la ecuación de Schrödinger sea aceptable. Así, sólo son permitidos los siguientes:

número	descripción	significado	Posibles valores
<i>n</i>	número cuántico principal	tamaño del orbital	1, 2, 3...
<i>l</i>	nº cuántico secundario o azimutal	forma del orbital	0, ..., <i>n</i> -1
<i>m</i>	número cuántico magnético	orientación espacial del orbital	- <i>l</i> , ..., 0, ..., + <i>l</i>
<i>s</i>	spin	giro del electrón	+1/2 -1/2

Los 4 primeros valores de *l* se representan por letras:

$$l=0 \rightarrow s \quad l=1 \rightarrow p \quad l=2 \rightarrow d \quad l=3 \rightarrow f$$

Ejemplo 5.

Determina si es posible que un electrón tenga los siguientes números cuánticos (3, 2, -3, +1/2)

Los números cuánticos permitidos para un electrón tienen que cumplir las siguientes restricciones:

- El número cuántico principal debe ser un número natural
- El secundario puede tomar todos los números enteros comprendidos entre 0 y una unidad menos que el principal.
- El magnético puede tomar todos los enteros comprendidos entre el número secundario negativo y el positivo pasando por el cero.
- El de spin sólo puede tomar 2 valores para los electrones: +1/2 o -1/2

El número cuántico principal del electrón (3) si es posible, porque es un número natural.

El 2 también es posible, porque cumpla la regla correspondiente al número cuántico secundario (es un valor entero menor que *n*).

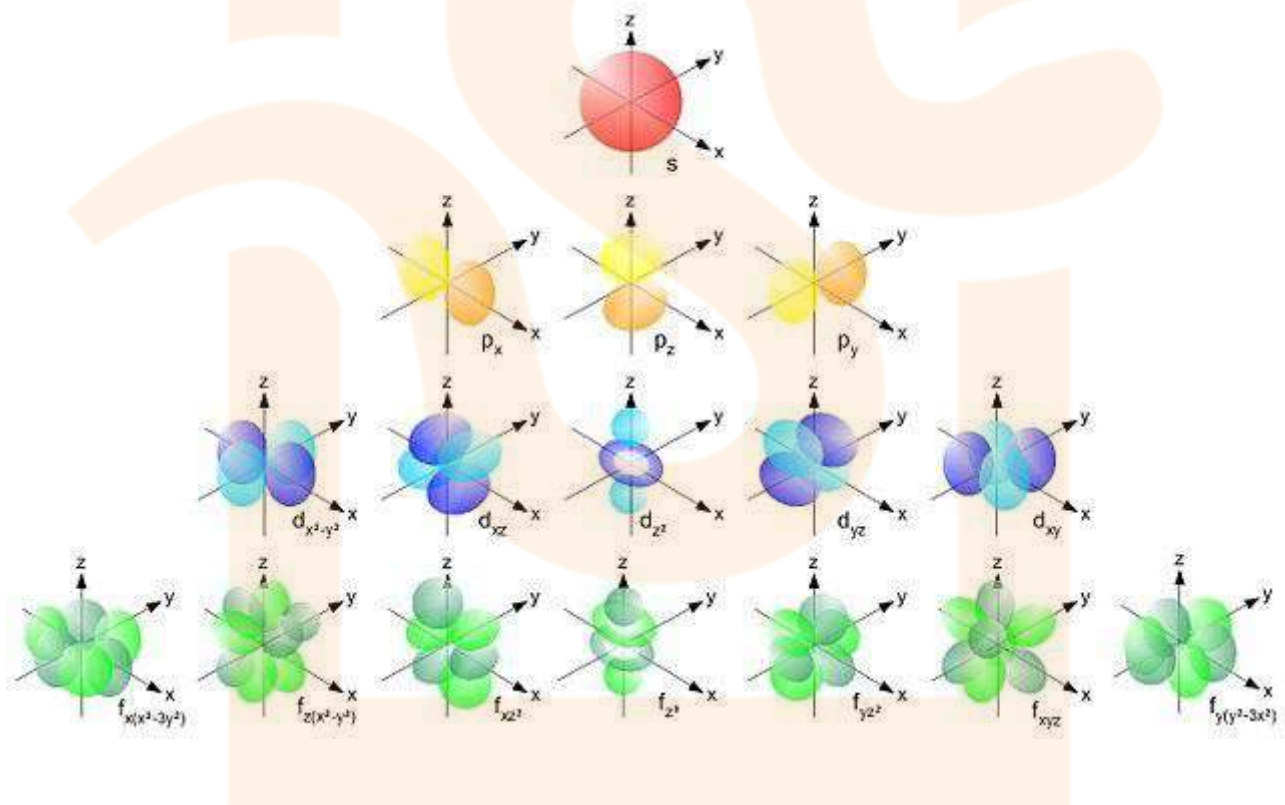
El número cuántico magnético no está permitido para este electrón, porque el azimutal al ser 2 sólo permite valores enteros entre -2 y 2, para el magnético.

6.2. Orbitales atómicos

Según la mecánica cuántica, un **orbital** atómico es la zona del espacio donde existe una gran probabilidad de encontrar el electrón. Este valor de probabilidad se cifra arbitrariamente en, al menos, el 90%.

Este concepto probabilístico surge del desarrollo matemático de la ecuación de Schrödinger. La función de onda (ψ) no tiene significado físico real, pero su cuadrado (ψ^2) sí, siendo una medida directa de la probabilidad de encontrar el electrón en una determinada zona del espacio. Si en dicho punto alcanza un valor por encima del 90% podemos encontrar con bastante seguridad el electrón, por lo que podemos representar dicha función mediante un contorno volumétrico al que llamamos orbital atómico.

La representación de esos orbitales es la siguiente:



RELACIÓN DE PROBLEMAS

- Una onda electromagnética tiene una energía de $3,6 \cdot 10^{-19}$ J. Calcula su frecuencia y su longitud de onda.
Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s $c=3 \cdot 10^8$ m/s
- Calcula la energía de 1 mol de fotones de una radiación de longitud de onda de 650 nm.
Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s $c=3 \cdot 10^8$ m/s $N_A=6,022 \cdot 10^{23}$ partículas
- el hierro al “rojo vivo” emite una energía de 1,655eV. ¿Cuál es la frecuencia y la longitud de onda de dicha radiación?
Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s $c=3 \cdot 10^8$ m/s $1 \text{ eV}=1,6 \cdot 10^{-19}$ J
- Calcula la longitud de onda de una transición electrónica del átomo de hidrógeno desde la primera órbita hasta la tercera.
Datos: $R=1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
- Para excitar un electrón que se encuentra en el segundo nivel energético (órbita) se emplea una radiación de 250 nm. Calcula al nivel al que llega.
Datos: $R=1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
- La radiación visible está comprendida entre 380 nm y 750 nm. ¿Sería posible que la luz del Sol produjese una excitación electrónica desde el orbital 1 hasta el 3 del átomo de hidrógeno?
Datos: $R=1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
- Teniendo en cuenta el dato de la radiación visible del problema anterior, ¿sería posible observar algún decaimiento electrónico de la serie de Balmer?
Datos: $R=1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
- Calcula la longitud de onda asociada a un protón con una velocidad de $5,5 \cdot 10^6$ m/s.
Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s $m_p=1,67 \cdot 10^{-27}$ kg
- ¿A qué velocidad se desplaza un electrón que está asociado a una radiación con una longitud de onda de 0,01 nm?
Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s $m_e=9,11 \cdot 10^{-31}$ kg
- Calcula la longitud de onda asociada a un grano de sal, de masa 0.25 mg, que cae del salero a 10 m s^{-1} , y compárala con la de un electrón que se moviera también a esa velocidad.
Comenta los resultados
Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s $m_e=9,11 \cdot 10^{-31}$ kg
- Si la velocidad de un electrón es de 450 m/s con una precisión del 0,01%. ¿Con qué precisión se puede determinar la posición de este electrón?
- Una pelota de golf de 45 g de masa puede alcanzar una velocidad de 300 km/h ($\pm 1\%$)
 - Determina la longitud de onda asociada.
 - Determina la precisión máxima con la que se puede conocer la posición de la pelota.Datos: $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s

13. Comenta el sentido físico de los cuatro números cuánticos.
14. Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del elemento $z = 23$
15. ¿Qué valores puede tomar el número cuántico m (m_l) para los orbitales $2s$, $3p$ y $4d$?
16. ¿Cuáles de los siguientes grupos de número cuánticos son imposibles para un electrón de un átomo?
a) $(4,4,2,+1/2)$; b) $(3,2,-1,-1/2)$; c) $(1,0,1,-1/2)$; d) $(4,3,3,+1/2)$; e) $(3,2,0,1)$
17. Indica cuál/es de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a los números cuánticos n , l , m , no son permitidos: $1,2,3$; $2,0,1$; $3,3,2$; $2,1,-1$; $3,2,2$; $4,0,2$.
18. ¿Cuántos orbitales existen en el tercer nivel energético de un átomo? De ellos, cuántos son s , p , d y f . Responder a la cuestión utilizando los números cuánticos.
19. Escribir los números cuánticos correspondientes a un orbital $3p$, a un subnivel $6d$ y de un electrón en un orbital $3d$.

Problemas selectividad

- (2011 O)
 - Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones Ca^{2+} ($Z = 20$), Br^- ($Z = 35$), Ar ($Z = 18$) y S^{2-} ($Z = 16$)
 - ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?
 - ¿Hay algún caso en el que existan electrones desapareados?
- (2011 E) a) Escribir las configuraciones electrónicas de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Fe y Si .
Números atómicos: $\text{N}=7$; $\text{Mg}=12$; $\text{Fe}=26$; $\text{Si}=14$
- (2012 E)
 - El modelo atómico de Bohr viola el Principio de Incertidumbre de Heisenberg, ¿de qué manera?
 - Diferencie entre órbita de Bohr y orbital atómico.
- (2014 O) Justificar si los siguientes grupos de tres números cuánticos n , l y m_l , respectivamente, son o no permitidos.
En caso afirmativo, indicar a qué tipo de orbital corresponde según los valores de n y l :
a) 4, 2, -2; b) 3, 1, 0; e) 3, 1, 2; d) 3, 2, -1; e) 2, 1, 0.
- (2017 O) Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos:
(2,1,2,+1/2) (3,1,-1,+1/2) (2,2,1,-1/2) y (3,2,-2,+1/2):
 - Expresar el significado de los cuatro números cuánticos;
 - Razonar cuáles son permitidos y cuales no.
 - Explicar cuál de los permitidos se corresponde con un electrón en un orbital d.
- (2017 E) a) Enunciar los tres principios básicos para determinar la distribución electrónica de un átomo: de exclusión de Pauli, de mínima energía y de máxima multiplicidad de Hund.
- (2018 O)
 - Escribir las configuraciones electrónicas de las siguientes especies: 1) F^- 2) K^+ 3) Ar 4) Ca^{2+} 5) Fe .
 - Razonar las especies que tienen electrones desapareados.
 - Razonar cuales de las anteriores especies son isoelectrónicas.
Números atómicos, Z : $\text{F}=9$; $\text{Ar}=18$; $\text{K}=19$; $\text{Ca}=20$; $\text{Fe}=26$
- (2018 E)
 - Expresar el significado de los 4 números cuánticos y razonar los valores numéricos que pueden adoptar cada uno.
 - De los siguientes conjuntos de números cuánticos razonar cuáles son permitidos identificando el orbital al que pertenecen:
1) (4,2,0,+1) 2) (3,3,-3,-1/2) 3) (3,2,2,-1/2) 4) (4,3,0,+1/2) 5) (3,2,-3,+1/2)