
FÍSICA
2º Bachillerato

Física Cuántica

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. FÍSICA CUÁNTICA	2
1.1. RADIACIÓN DEL CUERPO NEGRO	2
1.1.1. LEY DE PLANCK	4
1.2. EFECTO FOTOELÉCTRICO	5
1.3. EFECTO COMPTON	6
1.4. ESPECTROS ATÓMICOS	7
1.4.1. MODELO ATÓMICO DE BOHR	7
1.4.2. EXPERIMENTO DE FRANCK-HERTZ	9
1.5. HIPÓTESIS DE DE BROGLIE	10
1.6. MECÁNICA CUÁNTICA	10
1.6.1. NÚMEROS CUÁNTICOS	11
1.6.2. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE	12
1.7. ANEXOS	14
1.7.1. ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO	14
1.7.2. ORBITALES ATÓMICOS	14
1.8. PROBLEMAS RESUELTOS	15

Capítulo 1

FÍSICA CUÁNTICA

A finales del S. XIX, la física actual poseía dos instrumentos para el estudio de la materia y la radiación electromagnética: la mecánica estadística y la teoría electromagnética de Maxwell. Experimentalmente, el análisis espectroscópico o el estudio de las descargas eléctricas sobre tubos de vacío eran utilizados para averiguar la estructura de los átomos. Sin embargo, la física actual se veía incapaz de explicar los resultados experimentales obtenidos.

En 1900, *Max Planck*, expuso una idea innovadora que marcó el comienzo de la Teoría Cuántica: *La radiación eletromagnética no emitia de forma continua la Energía, ésta se produce mediante saltos, es decir, la Energía está cuantizada.*

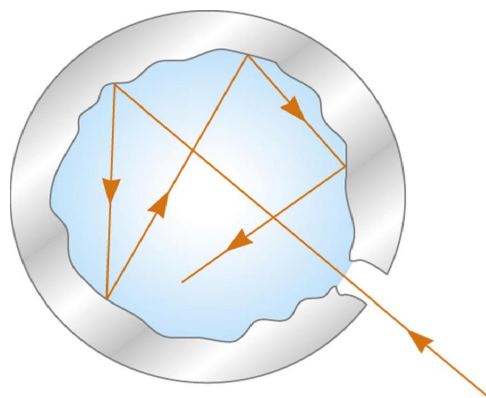
Esta hipótesis de cuantificación fue corroborada a lo largo de los primeros años del S. XX con resultados tanto teóricos como experimentales (radiación del cuerpo negro, efecto fotoeléctrico y compton,...). Éstos, junto al nacimiento de la teoría ondulatoria de la materia propuesta por *De Broglie*, sentaron las bases para el nacimiento de la **mecánica cuántica**.

1.1. RADIACIÓN DEL CUERPO NEGRO

La teoría cinética o cinético molecular de la materia estableció que la temperatura de un cuerpo era consecuencia del movimiento caótico de las partículas que lo forman. Es más, cuanto mayor era la temperatura del cuerpo o del sistema, mayor era el movimiento de sus partículas.

La temperatura de un cuerpo puede ser estudiada a través de la radiación electromagnética que emite el cuerpo llamandose a ésta **radiación térmica**.

Cuando la luz llega a un cuerpo, parte se refleja y parte se absorbe. La cantidad de luz reflejada y absorbida depende de la forma de cuerpo y del material del que está construido. Un **cuerpo negro** es un cuerpo que absorbe toda la radiación que le llega sin reflejar nada. Así, un cuerpo hueco con un pequeño orificio, de forma que la cantidad de luz que pudiera salir fuera mínima, sería un emisor ideal, ya que al calentarlo, irradiaría radiación electromagnética (radiación térmica) a través del orificio.



El estudio espectroscópico de la radiación térmica ofrecía unas curvas de distribución energética en función de λ imposibles de reproducir teóricamente. Fueron muchos los científicos que se pusieron a investigar este fenómeno bajo el paraguas de la física clásica sin lograr resultados aceptables, aún así, en sus muchas investigaciones fueron marcando distintas leyes que guiarían a la comprensión del modelo del cuerpo negro y del nacimiento de una nueva física que revolucionaría toda la comprensión de la materia.

- **Ley de Stefan:** Describe como la cantidad de energía total emitida por el cuerpo negro, por unidad de tiempo y de superficie, era proporcional a la cuarta potencia de la temperatura:

$$E = \sigma T^4 \quad \sigma = 5,67 \cdot 10^8 \text{ Js}^{-1}\text{m}^{-2}\text{K}^{-4}$$

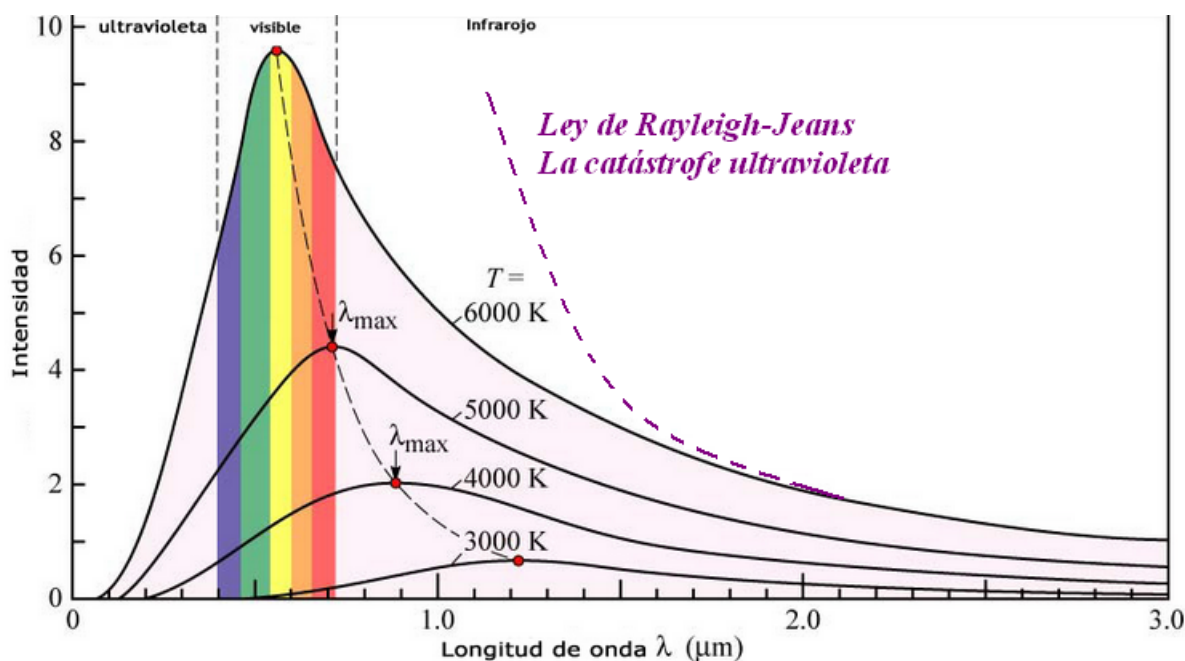
- **Ley de Desplazamiento de Wien:** Observó como la máxima emisión de energía se obtenía a menores longitudes de onda cuando aumentaba la temperatura del cuerpo:

$$\lambda_m T = C \quad C = cte = 0,2897 \text{ cmK}$$

Además, Wien, basándose en la teoría de Maxwell-Boltzman dedujo una ley que se acercaba a las gráficas experimentales a pequeñas longitudes de onda pero no a la totalidad del espectro energético de la radiación térmica del cuerpo negro.

- **Ley de Rayleigh-Jeans:** Estos científicos ingleses propusieron un cambio en el enfoque del problema y partieron del principio de equipartición de la energía para obtener un resultado que se ajustaba perfectamente a altas λ pero que sin embargo, producía a pequeñas longitudes de onda la conocida **catástrofe ultravioleta**. Según sus modelos la mayor parte de la Energía se concentraría en λ más largas y por ejemplo, el Sol no produciría ni IR ni luz visible.

- **Ley de Planck:** En 1900, Planck basandose en las expresiones de Wien y Rayleigh-Jeans, dedujo una nueva expresión para la emitancia radiante sin deducción teórica que se ajustaba perfectamente a la curva experimental. A finales de 1900, utilizando la mecánica estadística, el electromagnetismo y una innovadora y revolucionaria idea, dio una explicación teórica a la expresión deducida anteriormente de forma empírica.



1.1.1. LEY DE PLANCK

Fue establecida por Planck cuando estudiaba la luz emitida por la materia al calentarse y condujo al nacimiento de una nueva física, la física cuántica.

Para Planck *la energía de las ondas electromagnéticas no es divisible indefinidamente sino que se radia en unidades pequeñas de energía denominadas **cuantos**, siendo la energía de cada cuanto proporcional a la frecuencia de la radiación. Por tanto, la radiación emitida o absorbida por un cuerpo sólo puede ser un número entero de cuantos.*

$$E = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$$

Donde h se denomina constante de Planck y tiene como valor $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$. La velocidad de la luz en el vacío es $c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$.

1.2. EFECTO FOTOELÉCTRICO

Descubierto por Hertz en 1887 e investigado por Hallwachs, observaron como se emitían electrones de superficies metálicas cuando incidía sobre ellas luz ultravioleta, generando de esta forma corriente eléctrica. Las características del fenómeno físico eran bastante singulares e inexplicables clásicamente:

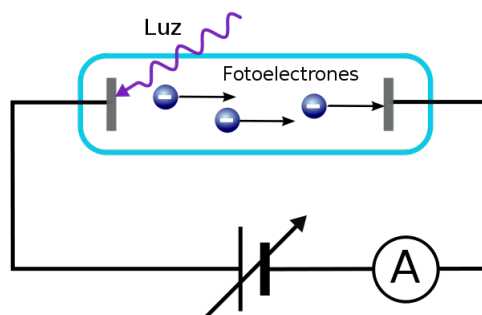
- La energía de los electrones emitidos es independiente de la intensidad de la luz incidente.
- La energía cinética de los electrones emitidos es proporcional a la frecuencia de la luz excitadora, existiendo una frecuencia umbral mínima, ν_0 , para que se produzca la emisión.
- Los electrones se emiten de forma instantánea cuando la frecuencia de la radiación supera la frecuencia umbral, $\nu > \nu_0$.

Por tanto, la luz cede energía a los electrones del metal, sin embargo no se emitirán electrones hasta que se supere una energía umbral ν_0 que se corresponde con el trabajo de extracción (energía umbral) de los electrones del metal, la energía sobrante se empleará en aumentar la energía cinética de los electrones extraídos.

Clásicamente, ninguna observación podía ser explicada. Según la teoría ondulatoria la energía de la luz depende de la intensidad de ésta y por tanto, la energía de los electrones emitidos debería aumentar con la intensidad de la luz. De igual forma, la extracción no podía ser instantánea puesto que dependía del tiempo que actuara la luz sobre el metal.

Esta experiencia fue explicada en 1905 por Einstein suponiendo que la luz estaba formada por partículas denominadas **fotones**, cuya energía venía dada por la hipótesis de Planck, $E = h\nu$, siendo h la constante de Planck.

Al chocar un foton con un electrón y si la Energía del primero era suficiente, el electrón era arrancado instantáneamente, independientemente del resto de fotones de la luz incidente. La eficacia del choque depende de la energía de cada foton, así se explica la energía umbral y por tanto el trabajo de extracción del metal, $W = h\nu_0$.

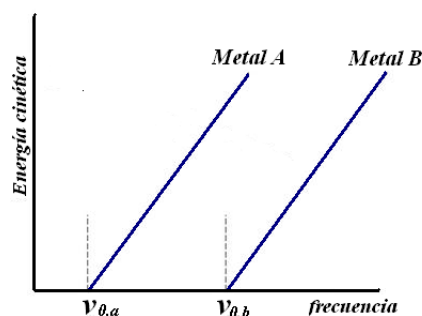


Para Einstein la energía no venía distribuida uniformemente sobre el frente de onda sino que venía concentrada en pequeñas regiones distribuidas de forma discreta a modo de paquetes o cuantos de luz. Así, cuando la luz interaccionaba con la materia lo hacía como un chorro de pequeñas partículas a las que llamo fotones y donde la densidad de fotones de un haz aumentaba al aumentar la intensidad. La energía de cada fotón era igual al cuanto de energía de Planck.

$$E_{\text{fotón}} = W_{\text{extracción}} + E_c$$

$$h\nu = h\nu_0 + E_c$$

$$h\frac{c}{\lambda} = h\frac{c}{\lambda_0} + E_c$$

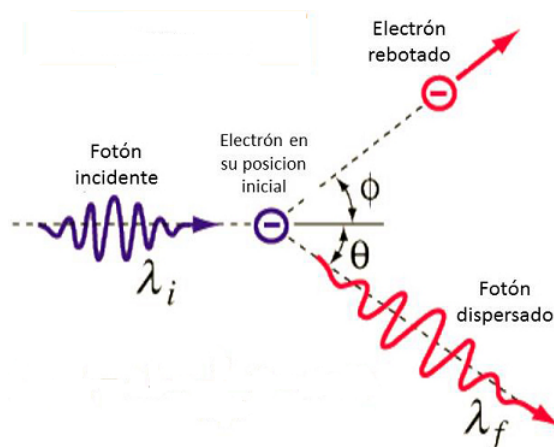


1.3. EFECTO COMPTON

En 1923, A. Compton observó que al incidir Rayos X sobre una lámina de grafito, la radiación electromagnética dispersada tenía ángulos diferentes al original y longitudes de onda mayor que la incidente. De ahí, que con este nombre se denomina al fenómeno físico que se produce cuando una radiación electromagnética de una determinada longitud de onda choca con una sustancia que tenga electrones en movilidad.

El resultado de este choque produce que el electrón salga despedido con una cierta velocidad y que la radiación electromagnética cambien tanto en dirección como en longitud de onda.

$$\Delta\lambda = \lambda_f - \lambda_i = \frac{h}{m_0c}(1 - \cos\theta)$$



Esta experiencia confirmó la teoría fotónica de la luz ya que para explicarla, Compton, aplicó las ideas de Planck y Einstein y enfocó el problema aplicando la conservación del momento lineal y de la energía tal y como ocurre en las colisiones elásticas.

1.4. ESPECTROS ATÓMICOS

La luz o radiación electromagnética se propaga en el vacío a una velocidad c igual a $3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$. En el espectro visible, el azul posee mayor frecuencia ν , y el rojo, la menor, por tanto recordando la relación entre frecuencia y longitud de onda, $\lambda = \frac{c}{\nu}$, la λ del rojo será mayor que la del azul. En general, el espectro electromagnético es una ordenación de las energías de las ondas electromagnéticas. En el diagrama del espectro electromagnético, 1.7.1, podemos observar la amplitud energética que tienen estas ondas.

Cuando un elemento, en estado gaseoso, se calienta o se excita por medio de una descarga eléctrica, emite una radiación que constituye su *espectro atómico de emisión*. Estos espectros atómicos no son continuos, presentan rayas luminosas de frecuencias distintas separadas por zonas oscuras. Como cada elemento tiene su propio espectro, éstos sirven para identificar los distintos elementos del sistema periódico.

En los *espectros atómicos de absorción* se incide luz blanca sobre el elemento en estado gaseoso para luego atravesar la radiación de salida por un prisma que la descompone en sus diferentes frecuencias. El espectro obtenido en este caso está formado por el espectro de la luz blanca pero en el que se intercalan unas líneas oscuras que se corresponden con las líneas observadas en el espectro de emisión.

El primer elemento estudiado mediante técnicas espectroscópicas fue el H_2 en 1885. Tras laboriosos cálculos, Balmer, concluyó que las frecuencias de las líneas del espectro de emisión se correspondían con la fórmula:

$$\nu = R \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Siendo n valores enteros mayores o iguales a 3 y R una constante. Sin embargo, los intentos por deducir teóricamente esta fórmula fracasaron.

Además de los espectros atómicos existen también los espectros moleculares o de bandas. Las moléculas son más complejas que los átomos, tienen muchos estados energéticos y dos movimientos, la rotación y la vibración. Estos aspectos generan espectros electrónicos, vibracionales y rotacionales.

1.4.1. MODELO ATÓMICO DE BOHR

Niels Bohr, en 1913, explicó el espectro del átomo de hidrógeno al aplicar la teoría cuántica de Planck al modelo de Rutherford. La visión de Bohr del átomo se fra-

guo en una idea, **el átomo estaba cuantizado**, esto es, sólo podía tener ciertas cantidades de energía permitidas. Los postulados de su modelo son:

1. El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante, en ellas los electrones poseen una energía determinada. Al girar el electrón la fuerza eléctrica se iguala a la centrípeta.

$$f_e = f_c \rightarrow \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

2. Sólo son posibles (o estables) aquellas órbitas en las que el electrón tiene un momento angular, $L = mvr$, múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \rightarrow r = \frac{h^2}{4\pi^2 me^2} n^2 = a_0 n^2 \quad \text{con } a_0 = cte = 0,529A$$

Siendo $n = 1, 2, 3, \dots$ se obtienen los radios de las órbitas permitidas. Con $n = 1$ tenemos la órbita de menor radio, en ella el electrón posee la menor energía potencial, El estado fundamental (más estable) del hidrógeno corresponde al electrón en la primera órbita.

3. La energía liberada al caer un electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia viene dada por la ecuación de Planck. $\Delta E = E_i - E_f = h\nu$.

Si calculamos la energía total del electrón (cinética más potencial), ésta nos quedará en función del valor n :

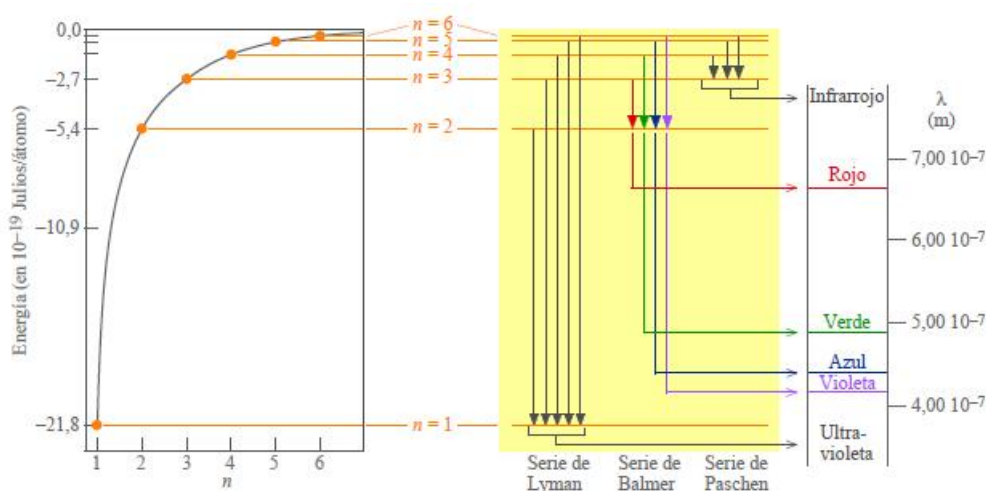
$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

Como podemos ver, el valor de la energía disminuye cuanto menor es el nivel energético, n . La diferencia entre dos niveles energéticos nos proporciona la energía del fotón saliente,

$$E = R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Siendo R , la constante de Rydberg. Esta ecuación es la misma que calculó Balmer cuando el electrón cae desde una órbita superior a la órbita segunda, $n=2$.

Sin embargo, este modelo sólo se pudo aplicar al átomo de hidrógeno y átomos monoeléctricos, además el segundo postulado era más que arbitrario.

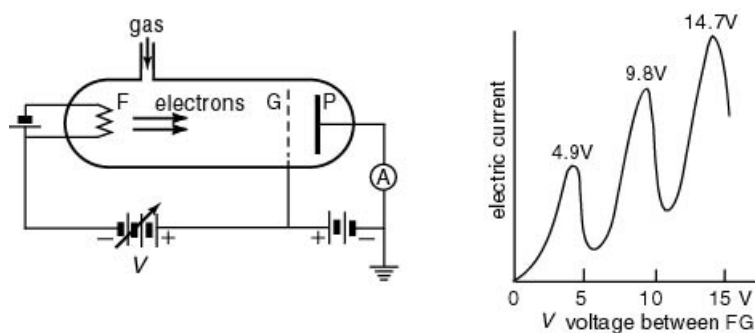


Energía de las orbitas y series espectrales

1.4.2. EXPERIMENTO DE FRANCK-HERTZ

La experiencia de **J. Franck** y **G. L. Hertz** en 1914, corroboró la cuantificación de la materia eliminando la duda existente en el que la propia cuantificación podía venir provocada por la misma interacción entre la radiación y la materia y no por la propia estructura de los átomos.

Así, en un tubo de vacío que llenaron con vapores de mercurio y que contenía, además del cátodo y el ánodo, una rejilla cargada positivamente entre ambos y que atraía los electrones, estudiaron el choque entre los átomos de mercurio y los electrones.



El análisis de la variación de intensidad de corriente creado por la ddp aplicada mostró caídas en la I que interpretaron como consecuencia de la pérdida de energía de los electrones al chocar con los átomos de mercurio. Siendo esta pérdida energética la cantidad exacta para excitar a los átomos del gas de un nivel energético a otro superior. Además, estas coincidían plenamente con las diferencias entre los términos

espectrales del átomo de Hg.

De esta forma, quedaba patente la cuantificación de la materia sin que existiera ninguna responsabilidad por parte de la radiación. Por este descubrimiento, los físicos alemanes recibieron el premio Nobel en 1925.

1.5. HIPÓTESIS DE DE BROGLIE

En 1924, Louis de Broglie en su tesis doctoral, propuso que esta dualidad onda-corpúsculo de la luz era extensible a cualquier partícula material. Utilizando la ecuación de Planck, $E = h\nu$, y de Einstein, $E = mc^2$, se obtendría la onda que lleva asociada el electrón.

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$$

siendo m y v la masa y la velocidad del electrón y p el momento lineal de la partícula.

1.6. MECÁNICA CUÁNTICA

Confirmada la hipótesis de De Broglie (dualidad onda corpúsculo) para los electrones, Erwin Schrödinger (1926) desarrolló la mecánica ondulatoria para el estudio del comportamiento de los electrones en los átomos, lo que dio lugar, junto a las aportaciones de Werner Heisenberg y Paul Dirac, a la **mecánica cuántica**. La ecuación de Schrödinger describe el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas y es similar a las que se utilizan en mecánica para el estudio de las ondas estacionarias pero teniendo en cuenta la naturaleza dual del electrón, ya que, junto a la masa del mismo aparece la llamada función de ondas, Ψ , que puede considerarse como la amplitud de la onda electrónica.

Su resolución da lugar a una serie de funciones de onda Ψ , cuyo cuadrado da las probabilidades de distribución de los electrones, para los diferentes niveles energéticos que se denominan **orbitales atómicos**.

Para que una onda sea estacionaria la longitud de la órbita debe ser múltiplo entero de la longitud de onda electrónica, esto es,

$$2\pi r = n\lambda \quad \text{sabiendo} \quad \lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

Una onda en mecánica se describe mediante la ecuación de ondas, así, para una onda monodimensional:

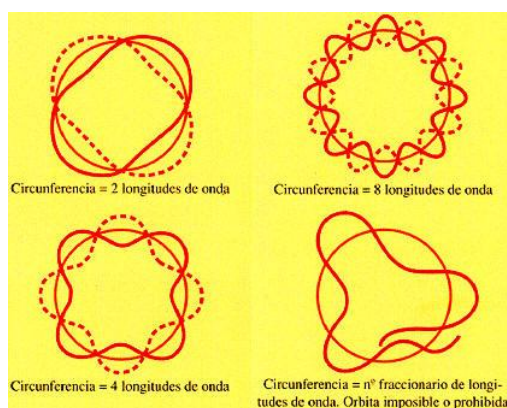


Figura 1.1: Ondas electrónicas estacionarias

$$\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{4\pi^2}{\lambda^2}\Psi = 0 \quad \rightarrow \quad \frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{4\pi^2}{h^2}m^2v^2\Psi = 0$$

$$\text{Teniendo } E_T = E_p + E_c \rightarrow \frac{1}{2}mv^2 = E_T - E_p$$

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

$$\boxed{\hat{H}\Psi = E\Psi}$$

La solución de Ψ depende de ciertos números enteros (**números cuánticos**) y como la expresión que da la Energía también viene en función de números enteros, resulta que la energía está cuantizada, siendo permitidos únicamente ciertos valores. Por tanto, la solución de la ecuación de Schrödinger aparece como una función de onda, Ψ , que no depende de la posición ni de la velocidad exacta del electrón. En cambio, $|\Psi|^2$, da la probabilidad de encontrar el electrón en un lugar determinado. En el ámbito microscópico, el conocimiento es probabilístico.

1.6.1. NÚMEROS CUÁNTICOS

Para describir los orbitales atómicos se utilizan tres números cuánticos, n, l, m_l , es decir, cada trío de estos números representa un orbital. Las características de cada número cuántico son:

- **Número cuántico principal**, n , puede tomar valores $1, 2, 3, \dots$, representa el nivel energético dónde se encuentra el electrón y el tamaño del orbital. Cuanto mayor es n , el electrón tiene mayor energía y es más fácil arrancarlo, ya que

la región de mayor densidad electrónica se encuentra a mayor distancia del núcleo. Estos niveles se corresponden con las capas estudiadas el año pasado, $n = 1 \rightarrow \text{capa K}$, $n = 2 \rightarrow \text{capa L}$, $n = 3 \rightarrow \text{capa M}$,... El número de orbitales situado en un mismo nivel energético es igual a n^2 .

- **Número cuántico azimutal o secundario o de momento angular**, l , toma valores desde $0, 1, 2, \dots, (n-1)$. Representa la forma del orbital y el subnivel energético en donde está el orbital, su valor se representa mediante letras, $l = 0$ (orbital s (sharp)), $l = 1$ (orbital p (principal)), $l = 2$ (orbital d (difuse)), $l = 3$ (orbital f (fundamental)),... Este tipo de notación se conoce como notación espectral.
- **Número cuántico magnético**, m_l , describe la orientación del orbital en el espacio y puede tomar los valores $-l, -l+1, \dots, 0, \dots, l-1, l$. Para cada valor de l existen $(2l+1)$ valores de m_l . Los orbitales con igual n y l se dice que están degenerados, esto es, que tienen igual Energía. Ver diagrama de orbitales atómicos con $n=3$, 1.7.2

Con el desarrollo de las técnicas espectroscópicas, se observó como se desdoblaban las líneas espectrales de un átomo al introducirlo en un campo magnético (efecto Zeeman). Su estudio dio lugar a otro número cuántico correspondiente al giro del electrón sobre su propio eje denominado **número cuántico de spin**, m_s . Los valores que puede tomar son $+1/2$ y $-1/2$. Por tanto, el número máximo de electrones por nivel es $2n^2$.

1.6.2. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Este principio enunciado por Heisenberg en 1927 provoca la incertidumbre mecánica a nivel microscópico. Al estudiar cualquier fenómeno mecánico en el macrocosmos podemos deducir y describir la trayectoria, esto es, conocer la posición y la velocidad de manera exacta y simultánea. Sin embargo, en el microcosmos para deducir estas variables hay que observar los electrones o las partículas de estudio. Cuando se realiza esto, de igual forma que cuando uno mira en el microscopio para ver una célula, se tiene que utilizar herramientas apropiadas, en estos casos se emplea luz de longitud de onda menor que las dimensiones de la partícula.

Como hemos visto por el efecto Compton, al iluminar con luz un electrón, los fotones pueden chocar contra la partícula y alterar la velocidad o la posición de ésta. Por tanto, la determinación simultánea y exacta de la posición y velocidad, esto es, la trayectoria, es imposible.

De esta forma, el modelo de Bohr o su actualización por Sommerfeld era inviable.

El principio de incertidumbre demuestra este hecho, pero no sólo para la posición y la velocidad, sino para cualquier par de variables mecánicas conjugadas como el tiempo y la energía.

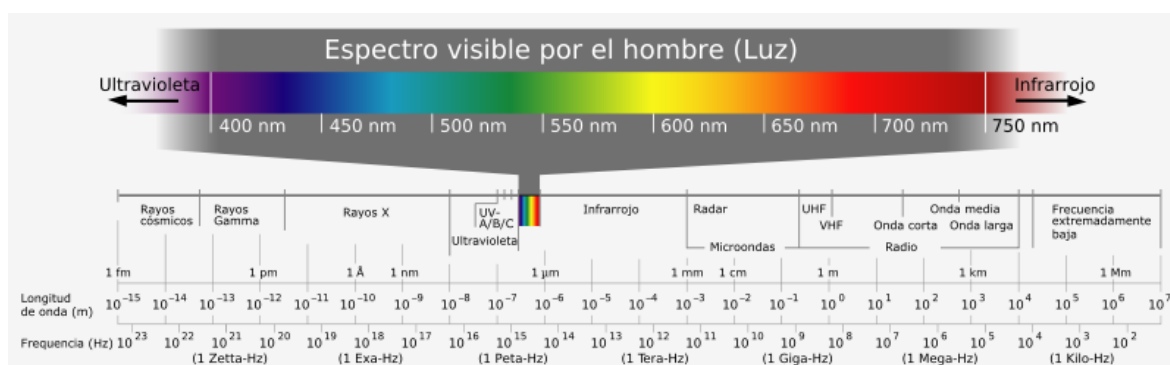
$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{\hbar}{2}$$

1.7. ANEXOS

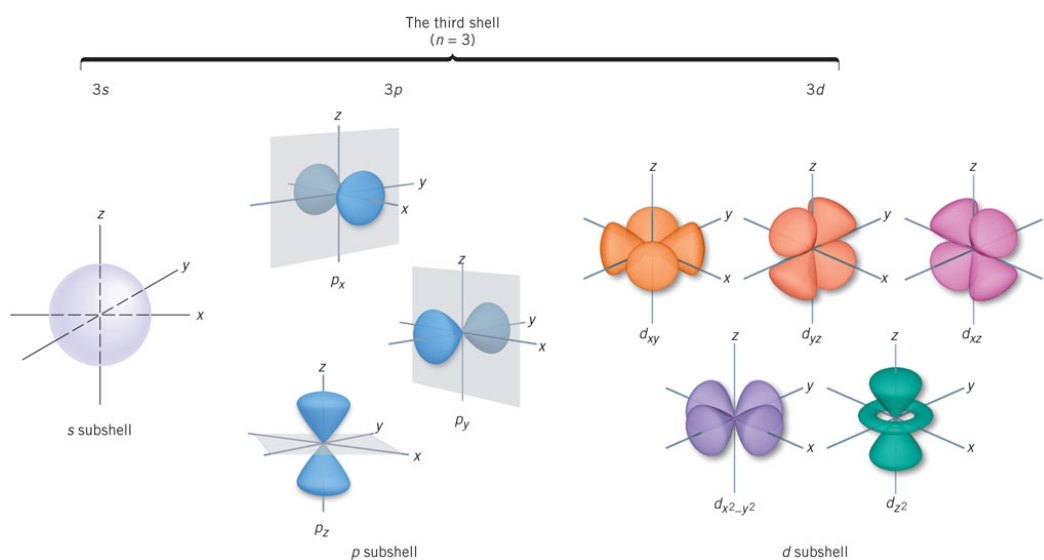
1.7.1. ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

Las radiaciones electromagnéticas están formadas por ondas y estas tienen una energía determinada. La distribución energética de todas las ondas se conoce con el nombre de espectro electromagnético. El rango energético es muy amplio y se suelen distinguir distintas zonas dentro de él.



1.7.2. ORBITALES ATÓMICOS

La forma, geometría y orientación para los posibles orbitales del número cuántico principal $n=3$ quedan representados en la siguiente figura. Podemos observar la forma esférica del orbital s , las lobulares de los orbitales p y d y además, la dirección espacial de estos últimos.



1.8. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Una radiación de 300 nm que incide sobre una lámina de cinc es capaz de provocar la emisión de electrones con una energía cinética de $9,9 \cdot 10^{-20} \text{ J}$. Determina la frecuencia y energía umbrales (en Julios y en eV). Datos: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$

Es una aplicación directa del efecto fotoeléctrico. La energía de la radiación incidente se invierte en arrancar los electrones del Zinc y en adquirir los electrones una cierta energía cinética. Hallamos la energía de la reacción incidente mediante la ley de Planck,

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = 6,62 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

el cálculo de la energía y frecuencia umbral viene dado por la resta,

$$E_{\text{fotón}} = W_{\text{extracción}} + E_c \Rightarrow W_{\text{extracción}} = E_{\text{umbral}} = 5,63 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para hallar la energía en electronvoltios tan sólo tenemos que realizar el correspondiente factor de conversión entre Julios y eV,

$$E_{\text{umbral}} = 5,63 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,9 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,96 \text{ eV}$$

Por último, calculamos el valor de la frecuencia umbral con la teoría de planck,

$$\nu_{\text{umbral}} = \frac{E_{\text{umbral}}}{h} = 8,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

2. Dados los valores de números cuánticos: (4,2,3,-1/2); (3,2,1,1/2); (2,0,-1,1/2); y (1,0,0,1/2):
 - a) Indique cuáles de ellos no están permitidos.
 - b) Indique el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.
 - a) Para resolver este apartado hay que tener en cuenta las reglas de selección de los números cuánticos. Así, teniendo en cuenta que el valor de $n = 0, 1, 2, \dots$, $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$, $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ y que $m_s = \pm \frac{1}{2}$, tenemos que para los cuartetos dados, el primero y el tercero no cumplen con las reglas y por tanto, no están permitidos.

- b) El orbital en el que se encuentra el electrón para el segundo cuarteto es el $3d_1$ y el del cuarto, el $1s$. Recordar que el orbital está definido por los tres primeros números cuánticos, los cuales dan la energía del orbital, la forma y la dirección.
3. Una radiación verde monocromática de longitud de onda 570 nm incide sobre un átomo de hidrógeno. Calcula la energía de un fotón y de un mol de fotones. Compárala con la de las transiciones electrónicas responsables de la primera y segunda líneas de Balmer. Datos: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ fotones/mol}$; $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

Mediante la Ley de Planck calculamos la energía del fotón y la de un mol,

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = 3,48 \cdot 10^{-19} \text{ J/fotón} \Rightarrow E_{mol} = 2,1 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

Las primeras transiciones de Balmer se corresponden con las transiciones electrónicas que van desde la órbita $n=3$ a $n=2$ (primera línea) y $n=4$ a $n=2$ (segunda línea). Calculando la energía de estas líneas,

$$E_{3 \rightarrow 2} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 3,03 \cdot 10^{-19}$$

$$E_{4 \rightarrow 2} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 4,09 \cdot 10^{-19}$$

observamos que la energía del fotón que incide sobre el hidrógeno está comprendida entre ambas líneas.

4. Al someter electrones a una diferencia de potencial de $4 \cdot 10^4$ se consigue acelerarlos hasta alcanzar una velocidad de $4,32 \cdot 10^6 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$.
- a) Calcula la longitud de onda de los electrones.
- b) La imagen obtenida, ¿se verá en color? ¿Por qué?

Datos: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

- a) Haciendo uso de la hipótesis de De Broglie que relaciona la cantidad de movimiento de un cuerpo material con la onda asociada a ese movimiento,

$$\lambda = \frac{h}{mv} = 6,06 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 60,6 \text{ nm}$$

Donde la velocidad se ha llevado a unidades del sistema internacional.

- b) La longitud de onda hallada no cae dentro del visible, se encuentra dentro del rango de luz ultravioleta, por tanto, no se verá la imagen en color.
5. Un radar de tráfico mide la velocidad de un vehículo de 1000 kg, que resulta ser de 25,10 m/s. ¿ la incertidumbre en el valor del momento lineal es del 1 %, ¿qué incertidumbre cabe esperar en el valor de su posición?

Para hallar la incertidumbre en la posición habrá que aplicar el principio de indeterminación de Heisenberg. Primero hallamos la incertidumbre del momento lineal teniendo en cuenta su incertidumbre:

$$p = mv = 25100 \text{ kgms}^{-1} \Rightarrow \Delta p = p \cdot 0,01 = 251 \text{ kgms}^{-1}$$

$$\Delta p \Delta x \geq \hbar \Rightarrow \Delta x = \frac{\hbar}{\Delta p} \approx 4 \cdot 10^{-37} \text{ m}$$

Donde $\hbar = \frac{h}{2\pi}$. Como podemos observar, los efectos cuánticos no son apreciables en el mundo macroscópico.