# TEMA Nº 1
# ESTRUCTURA DE LA MATERIA

**Estructura de la materia**
**http://www.sabelotodo.org/materia/materia.html**

**Estructura de la materia**
**http://www.monografias.com/trabajos24/estructura-materia/estructura-materia.shtml**

**Estructura de la materia**
**http://thales.cica.es/rd/Recursos/rd99/ed99-0504-01/estructura.html**

**Leyendo lo que nos dicen las páginas Webs anteriores, podemos llegar a la conclusión que conocer la Estructura de la Materia es una tarea altamente difícil. Se trata de un gran Reto. Cuando el Reto sea vencido conoceremos perfectamente la MATERIA y tendremos conocimiento de la tan Temida Energía Nuclear pero también la Tan Necesaria Energía Nuclear. La sociedad del "Bien estar" ha impuesto unas necesidades energéticas que las llamadas Energías Alternativas no son capaces de proporcionarla.**

## Contenido Temático

1.- Partículas Elementales
    1.1.- No es tan sencillo como parece
    1.2.- Antipartículas
2.- Modelos Atómicos
    2.1.- Modelo atómico de Thomson
    2.2.- Modelo atómico de Ritherford

2.3.- Modelo atómico de Böhr
2.3.1.- El espectro de la radiación
2.3.1.1.- Espectros de emisión
2.3.1.2.- Espectros de absorción
2.3.2.- Series espectrales del Hidrógeno
2.3.3.- Hipótesis de Planck
2.3.4.- Postulados de Böhr
2.3.5.- Insuficiencias del modelo atómico de Böhr
2.4.- Modelo atómico de Sommerfeld
2.4.1.- Estudio de los Orbitales Atómicos
2.5.- Efecto Zeeman
2.6.- Efecto Zeeman Anómalo
3.- Números Cuánticos
3.1.- Principio de Exclusión de Pauli
4.- Principio de Indeterminación de Heisenberg
5.- Dualidad Onda – Corpúscolo
6.- Teoría de Louis de Broglie
7.- El Átomo y la Mecánica Cuántica

## 1.- Partículas Elementales

**Partículas Elementales**
**http://www.portalplanetasedna.com.ar/el_atomo1.htm**

**El estudio de las partículas elementales así como su distribución en base a los modelos atómicos de Rutherford, de Bohr, Sommerfeld o el más actual de Nube de Carga (modelo Mecánico Cuántico) nos ayudarán a introducirnos**

mejor en el conocimiento de la Materia y de sus transformaciones.

La MATERIA es, sin lugar a dudas, divisible. ¿Qué partículas podemos considerar como Constituyentes Fundamentales de la misma?.

Para poder contestar a la pregunta anterior podemos iniciarnos en el conocimiento de unas estructuras conocidas como Moléculas que las podemos incluir en un mundo macroscópico en relación al mundo microscópico al cual pertenecen los elementos constitutivos de las mismas y que son los sabidos átomos. El paso de este mundo macroscópico al microscópico nos permitirá ir conociendo la estructura de la Materia.

La Molécula es la parte más pequeña de una sustancia (monoatómica o poliatómica) que presenta las propiedades físicas y químicas de tal sustancia. El átomo es la partícula (en principio indivisible; de ahí su nombre) más pequeña correspondiente a un elemento químico que puede constituir moléculas de sustancias químicas.

Según lo dicho:

a) Los átomos serán idénticos si la sustancia es simple.
b) Los átomos serán diferentes en la molécula de una sustancia compuesta.

Fue Dalton, con su teoría atómica, quien estableció la indivisibilidad del átomo:

La Materia debe estar constituida por entidades elementales (átomos) que pasan enteras y sin fragmentar de unas

**construcciones moleculares a otras.**

**Dalton se equivocaba. Desde finales del siglo XIX se sabe que los átomos no son indivisibles sino que, a su vez, pueden descomponerse en otras partículas más elementales.**

**Video: Descubrimiento de las partículas elementales**
**http://www.youtube.com/watch?v=tfzr7Yjv3-M**

**Video: Descubrimiento del electrón**
**https://www.youtube.com/watch?v=PVh-Pyv00bU&t=30s**

**Descubrimiento del protón**
**http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/068/htm/sec_8.htm**

**Descubrimiento del protón**
**http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_contenidos_2d.htm**

**Descubrimiento el neutrón**
**http://quimica.laguia2000.com/general/descubrimiento-del-neutron**

**Todo lo visto y oído nos indica que las partículas elementales constitutivas de los átomos son: electrón, protón y neutrón. Veamos aspectos importantes de estas partículas:**

| CIENTÍFICO | AÑO | NOMBRE | MASA(Kg) | C. ELÉCTRICA |
|---|---|---|---|---|
| THOMSON | 1897 | Electrón ($e^-$) | $9{,}1 \cdot 10^{-31}$ | $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C (-) |
| RUTHERFORD | 1909 | Protón ($p^+$) | $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ | $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C (+) |
| CHADWICK | 1932 | Neutrón ($n^o$) | $1{,}675 \cdot 10^{-27}$ | 0,00 |

Se aprecia, en la tabla anterior, que la masa del **electrón** equivale a **1/1518** la masa del **protón** o del **neutrón**. Matemáticamente se podría despreciar frente a las masas de los **protones** y de los **neutrones**. Químicamente no podemos despreciarla puesto que esto supondría la eliminación del **electrón** como componente de los átomos.

## 1.1.- No es tan sencillo como parece

Los primeros modelos atómicos consideraban los tres tipos de partículas subatómicas: **protones**, **electrones** y **neutrones**. El descubrimiento de la estructura interna de **protones** y **neutrones**, reveló que estas eran **partículas compuestas**.

**Partículas fundamentales del Modelo Estándar**

| | Leptones | | Quarks | |
|---|---|---|---|---|
| Familias | Nombre | Símbolo | Nombre | Símbolo |
| 1ª | electrón | e | up | U |
| | neutrino e | $\nu_e$ | down | D |
| 2ª | muon | μ | charm | C |
| | neutrino μ | $\nu_\mu$ | strange | S |
| 3ª | tau | \| | top | T |
| | neutrino \| | $\nu_\|$ | bottom | B |

Existen seis tipos diferentes de quarks (up, down, bottom, top, extraño y encanto) Los protones y neutrones están constituidos por Quarks, así un protón está formado por dos quarks up y un quark down. Los quarks se unen mediante partículas llamadas gluones. Los protones se mantienen unidos a los neutrones por el efecto de los piones, que son mesones [compuestos formados por parejas de quark y antiquark (a su vez unidos por gluones].

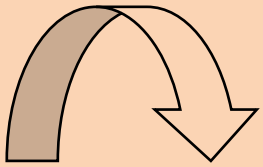
La mayoría de las partículas subatómicas No existen como tales constituyendo la Materia, sino que se obtienen en procesos de alta energía bombardeando núcleos atómicos con protones y electrones.

Partículas Elementales
https://unamglobal.unam.mx/las-particulas-elementales-clave-para-entender-el-universo/

Partículas Elementales
https://bio.m2osw.com/gcartable/physique/particulas_elementales.htm

Video: Los Quarks
http://www.youtube.com/watch?v=3udGCbEfsfg&feature=results_video&playnext=1&list=PLDD991B445A6FCEC8

Descubrimiento de los Quarks
http://particleadventure.org/spanish/quark_funs.html



## 1.2.- Antipartículas

Existen las llamadas **Antipartículas**, de carga opuesta a la de la partícula correspondiente, y que se suelen representar con un guión encima del símbolo de la partícula. Así por ejemplo:

| PARTÍCULA | ANTIPARTÍCULA |
|---|---|
| Electrón ($e^-$) | Positrón ($e^+$) |
| Protón ($p^+$) | Antiprotón ($p^-$) |
| Neutrón $n^o$ | Antineutrón |

La **partícula** y **antipartícula** correspondiente tienen la misma masa pero diferente **carga eléctrica**. Como el **neutrón** no tiene carga eléctrica la diferencia con su antipartícula reside en tener **momentos magnéticos** distintos (Cuando hablamos del momento magnético, hablamos de una magnitud vectorial, que describe procesos magnéticos. Más específicamente, indica la fuerza de un dipolo magnético, que representa la relación entre el campo magnético externo y la fuerza de ese campo en sí).

Es lógico pensar que si las partículas **electrón**, **protón** y **neutrón** forman la **Materia**, sus antipartículas correspondientes formarían la **Antimateria**.

La **antimateria** está compuesta de **antipartículas**, mientras que la **materia ordinaria** está compuesta de **partículas**. De la misma manera que un **electrón** y un **protón** forman un átomo de hidrógeno, un **antielectrón** y un **antiprotón** podrían formar un átomo de **antimateria**.

Las hipótesis científicas aceptadas afirman que en el origen del Universo existían **materia** y **antimateria** en iguales proporciones. Pero la materia y la antimateria se **aniquilan**

mutuamente, dando como resultado energía pura en forma de fotones, y sin embargo, el Universo que observamos está compuesto únicamente por materia. Se desconocen los motivos por los que no se han encontrado grandes estructuras de antimateria en el universo.

## 2.-Modelos Atómicos

Tenemos un primer modelo atómico descrito por Dalton y que se aventuró a estructurar la materia sin tener constancia de las partículas elementales. Son cuatro los postulados que establece Daltón para conocer la Materia y muchas de las transformaciones de esta.

a) Los elementos químicos están formados por partículas extremadamente pequeñas e indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
b) Todos los átomos de un elemento particular son idénticos.
c) Los átomos de diferentes elementos pueden combinarse para formar otros compuestos.
d) Las reacciones químicas consisten únicamente en la separación, unión o reordenamiento de átomos.

El modelo atómico de Dalton tiene sus limitaciones no por error del científico si no porque las partículas elementales todavía no se habían descubierto. Entre estas limitaciones tenemos:

a) Considerar al átomo como la partícula más pequeña e indivisible de la materia Los átomos se pueden descomponer como resultado de reacciones nucleares.

b) No todos los átomos de un elemento son iguales ya que un **átomo** puede tener varios **isótopos**.
c) Así como no todos los átomos de un elemento son iguales, no todas las **moléculas** de un compuesto son iguales.

Video: Modelo atómico de dalton
https://www.youtube.com/watch?v=c45BwT3Ou8c

Video: Modelo atómico de dalton
https://www.youtube.com/watch?v=aFxSLJ_00pg

Tomando como base que las partículas constitutivas del átomo son:

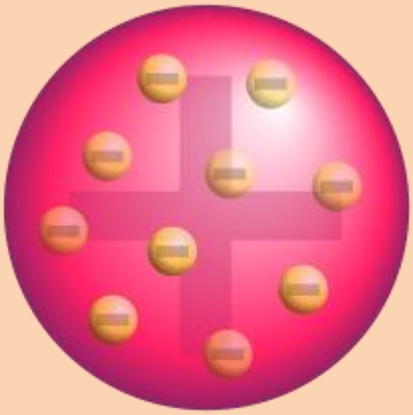
a) **Electrón**
b) **Protón**
c) **Neutrón**

Estamos en condiciones de estudiar como los investigadores distribuían estas partículas en el átomo dando lugar a los llamados **Modelos Atómicos.**

## 2.1.- Modelo Atómico de Thomson

Modelos atómicos
http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm

Modelo atómico de Thomson
https://culturacientifica.com/2019/06/11/el-modelo-atomico-de-thomson/



Representación esquemática del modelo atómico de Thomson.

El modelo atómico de Thomson, también conocido como el pastel de pasas, es una teoría sobre la estructura atómica propuesta en 1904 por Joseph John Thomson. En dicho modelo, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo positivo, como pasas en un pastel. Se pensaba que los electrones se distribuían uniformemente alrededor del átomo. En otras ocasiones, en lugar de una sopa de carga positiva se postulaba con una nube de carga positiva.

El modelo atómico de Thomson tiene el inconveniente de no incorporar al neutrón ( no se había descubierto todavía) en la estructura del átomo.

## 2.2.- Modelo atómico de Rutherford

Video: Modelo atómico de Rutherford
http://www.youtube.com/watch?v=DHuG7cXmoqY

Experimento de Rutherford (Inglés)
http://www.youtube.com/watch?v=sft5xx3mltM

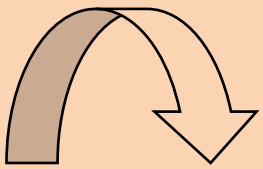
**Modelo atómico de Rutherford**
**https://energia-nuclear.net/que-es-la-energia-nuclear/atomo/modelos-atomicos/modelo-atomico-de-rutherford**

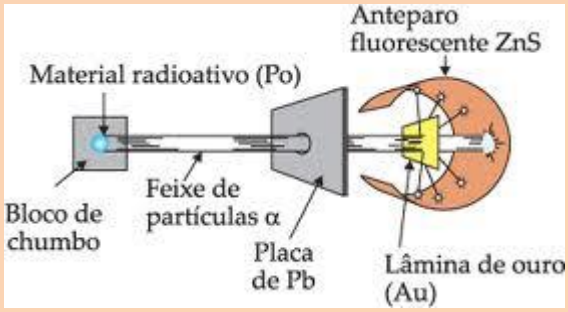
**Modelo atómico de Rutherford y experimento**
**https://concepto.de/modelo-atomico-de-rutherford/**

**Rutherford estableció su modelo atómico en base a su famoso experimento. Este experimento consistía en el bombardeo de láminas muy delgadas de metales de elevado número atómico, como por ejemplo el oro, con partículas α ($He^{+2}$). Rutherford trató de ver cómo era la dispersión de las partículas α por parte de los átomos de esta lámina. Los ángulos de desviación producidos por las partículas supuestamente aportarían información sobre cómo era la distribución de carga en los átomos. La mayoría de las partículas atraviesan la delgada lámina sufriendo sólo ligerísimas desviaciones en su trayectoria aproximadamente recta. Aunque esto era cierto para la mayoría de partículas alfa, un número importante de estas sufrían desviaciones de cerca de 180º, es decir, prácticamente salían rebotadas en dirección opuesta a la incidente.**

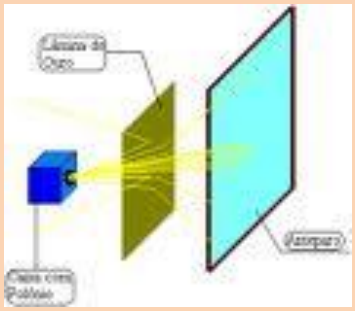
## Experiencia de Rutherford

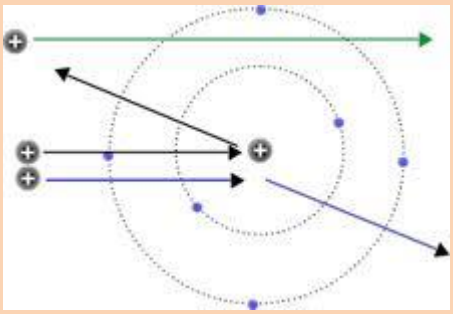
**Rutherfor bomardeó con partículas α ($He^{+2}$) una lámina muy fina de oro. A la derecha de la lámina de oro puso una lámina fluorescente de Sulfuro de Cinc (ZnS).**




Anteparo
fluorescente ZnS
Material radioativo (Po)
Feixe de
partículas α
Bloco de
chumbo
Placa
de Pb
Lâmina de ouro
(Au)

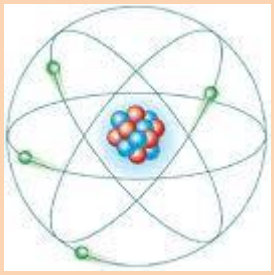
Fuente de
partículas
alfa
Haz de
partículas
alfa
Lámina
de oro
Pantalla
fluorescente
Caja de plomo

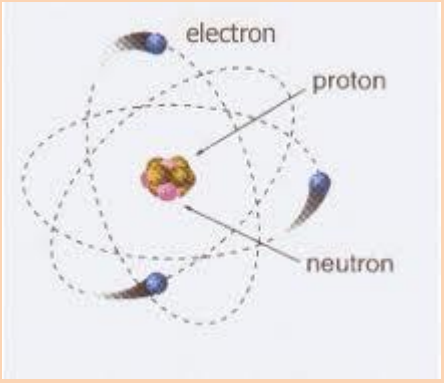




**Rutherford** dedujo que esta fracción de partículas rebotadas en dirección opuesta podía ser explicada si se asumía que existían fuertes concentraciones de **cargas positivas** en el **átomo**. La **Ley de Coulomb** nos dice que **cargas eléctricas del mismo signo se repelen (las partículas a y los protones son positivos)**.

Lo que **Rutherford** consideró esencial, para explicar los resultados experimentales, fue **"una concentración de carga positiva"** en el centro del **átomo**, ya que si no era así no podía explicarse que algunas partículas fueran rebotadas en dirección opuesta a la incidente. También explicaba la imposibilidad del paso de las partículas **a** por la parte central del átomo por efecto de **choques inelásticos**, lo que suponía una gran concentración de **masa en esta zona central**. Este fue un paso crucial en la comprensión de la **materia** ya que para Rutherford el **átomo** implicaba la existencia de un **núcleo atómico** donde se concentraba toda la **carga positiva** y más del 99,9% de la **masa** (unión de **protones** y **neutrones**). Las estimaciones sobre el núcleo del **átomo** revelaban que el átomo en su mayor parte **estaba vacío**.





Otras partículas α (positivas) eran desviadas alejándose del Núcleo. Rutherford propuso que estas desviaciones eran producidas por cargas eléctricas negativas pertenecientes a los electrones del átomo. Por lo que los electrones orbitarían en ese espacio vacío alrededor de un minúsculo núcleo atómico, situado en el centro del átomo.

Las conclusiones de Rutherford en lo referente al átomo nos dicen:

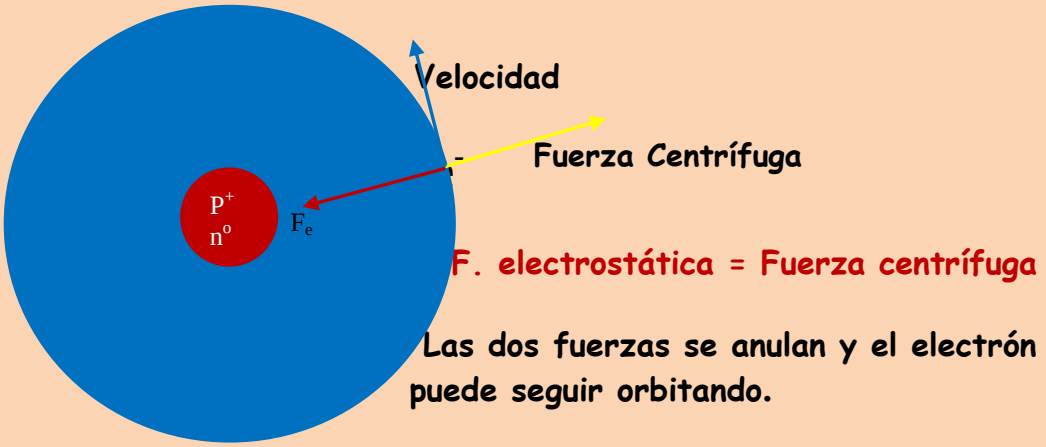
a) Los átomos poseen el mismo número de protones y electrones, por tanto son entidades neutras
b) El núcleo atómico está formado por partículas de carga positiva y gran masa (protones)
c) El núcleo, además, debe estar compuesto por otras partículas con carga neutra para explicar la elevada masa del átomo (superior a lo esperado teniendo en cuenta solo el número de protones). Introduce los neutrones dentro del núcleo.
d) Los electrones giran alrededor del núcleo compensando la atracción electrostática (que produce la diferencia de cargas respecto al núcleo) con su fuerza centrífuga.

El modelo atómico de Rutherford fue analizado por los investigadores de la época y encontraron dos posibles incorrecciones:

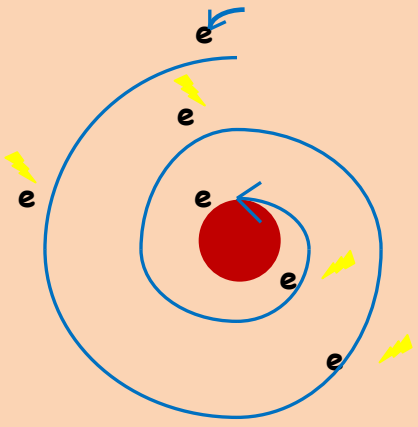
a) Por un lado se planteó el problema de cómo un conjunto de cargas eléctricas positivas podían mantenerse unidas en un volumen tan pequeño (cargas eléctricas del mismo signo se repelen)
b) Si en el núcleo se encuentran los protones (+) y los electrones (-) se produciría entre protones y electrones

una fuerza de tipo electrostático que no permitiría el movimiento circular del electrón alrededor del núcleo.

Rutherford, basándose en la Dinámica Clásica, establecía la existencia de la órbita circular alrededor del átomo debido al hecho de que toda partícula al realizar órbitas circulares está bajo la acción de una fuerza Centrífuga que anularía la fuerza atractiva (electrostática) con los protones del núcleo.




Sin embargo no se pudo defender contra la radiación electromagnética. La electrodinámica clásica predice que una partícula cargada y acelerada, como sería necesario para mantenerse en órbita, produciría radiación electromagnética, perdiendo energía y terminando por caer en el núcleo del átomo



A pesar de la teoría electromagnética, los resultados del experimento de Rutherford permitieron calcular que el radio del átomo era diez mil veces mayor que el núcleo mismo, lo que hace que haya un gran espacio vacío en el interior de los átomos.

## 2.3.- Modelo atómico de Böhr

Video: Modelos atómicos de Thomson a Böhr
http://www.youtube.com/watch?v=Z7jxMlIttFI&feature=related

Modelo atómico de Böhr
http://www.educaplus.org/play-83-Modelo-at%C3%B3mico-de-Bohr.html

Modelo atómico de Böhr
http://www.monografias.com/trabajos36/modelo-atomico-bohr/modelo-atomico-bohr.shtml
Video: Modelo atómico de Böhr
https://www.youtube.com/watch?v=_RUAuoj8Ha4

Modelo atómico de Böhr
http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/elecmagnet/movimiento/bohr/bohr.htm

Modelo atómico de Böhr
https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/modelos_atomicos/modelo_bohr

Postulados del modelo atómico de Böhr
https://www.ugr.es/~amaro/radiactividad/tema2/node10.html

Modelo atómico de Böhr. Postulados
https://www.todamateria.com/modelo-atomico-de-bohr/

Bohr aceptó el núcleo establecido por Ruherford y por lo tanto se dedicó al estudio de los electrones en la corteza electrónica. Se baso para sus conclusiones en:

a) Estudio el espectro del átomo de hidrógeno
b) Teoría de Planck.

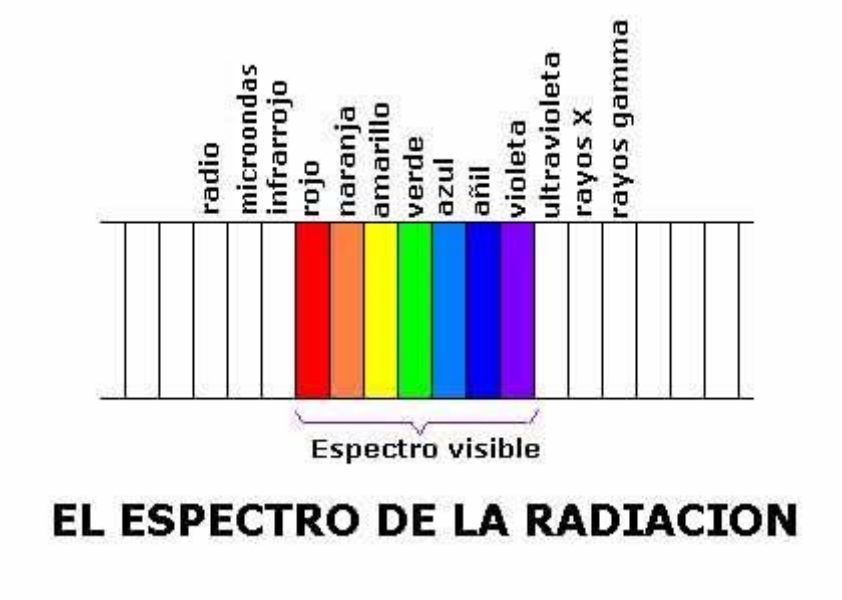
## 2.3.1.- El espectro de la radiación

En determinadas condiciones, los cuerpos emiten energía en forma de radiación. También los cuerpos absorben la radiación que emiten otros cuerpos, asimilando energía.

El aparato capaz de obtener el espectro de una radiación, es decir, de separar la radiación en sus componentes, se llama espectroscopio.

La principal emisión de radiación de los cuerpos es la radiación electromagnética en forma de luz visible.

El arco iris es el espectro de la luz visible procedente del sol. El espectroscopio capaz de estudiar el espectro de la luz visible queda constituido por las gotas de lluvia y el aire atmosférico.

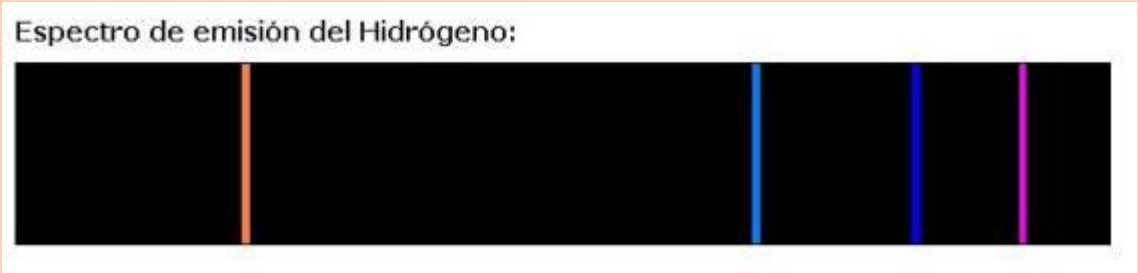



Las radiaciones de longitud de onda superior al rojo son las denominadas infrarrojo, microondas y ondas de radio, por orden creciente en longitud de onda.

## 2.3.1.1.- Los espectros de emisión:

Todos los cuerpos emiten energía a ciertas temperaturas. El espectro de la radiación energética emitida es su espectro de emisión. Todos los cuerpos no tienen el mismo espectro de emisión. Esto es, hay cuerpos que emiten en el infrarrojo, por ejemplo, y otros cuerpos no.

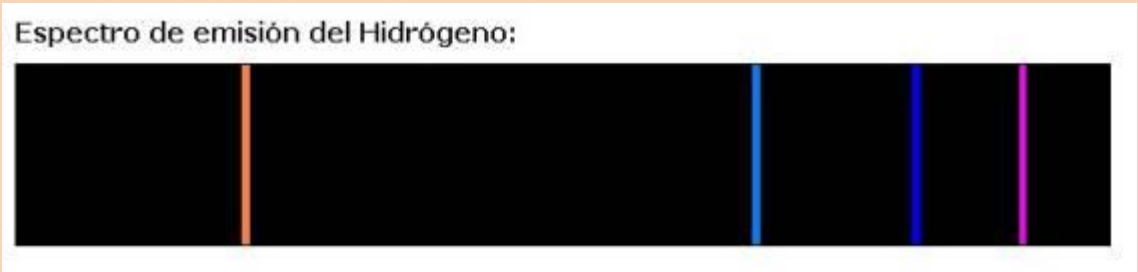
En realidad, cada uno de los elementos químicos tiene su propio espectro de emisión. Y esto sirve para identificarlo y conocer de su existencia en objetos lejanos, inaccesibles para nosotros, como son las estrellas.



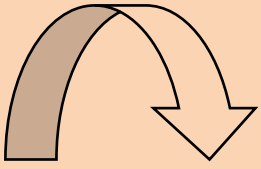

## 2.3.1.2.- Los espectros de absorción:

**Los cuerpos también absorben radiación emitida desde otros cuerpos. Unos cuerpos absorben la radiación de unas determinadas longitudes de onda y no absorben la radiación de otras longitudes de onda, por lo que cada cuerpo, cada elemento químico en realidad, tiene su propio espectro de absorción, correspondiéndose con su espectro de emisión, cual si fuera el negativo con el positivo de una película. Se cumple, así, la llamada Ley de Kirchoff, que nos indica que todo elemento absorbe radiación en las mismas longitudes de onda en las que la emite.**

**Espectro de Emisión del átomo de hidrógeno:**




**Si al espectro de emisión le eliminanos las bandas negras:**



Obtenemos el espectro de absorción del átomo de Hidrógeno.

El hidrógeno absorbe radiación en las mismas bandas en las que la emite, es decir, absorbe en una cierta longitud de onda del naranja, en otra longitud de onda del azul, en otra del añil y en otra del violeta.

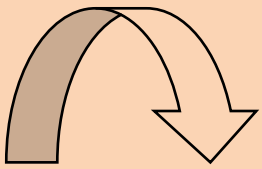
## 2.3.2.- Series Espectrales del Hidrógeno

Los investigadores de los espectros: Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund establecieron una ecuación que relacionaban las líneas de los espectros del Hidrógeno. Esta ecuación se llama ecuación de Rydberg:

$$1/\lambda = R\ [\ 1/n_1^2\ -\ 1/n_2^2]$$

n = número entero representativo de la capa de la corteza electrónica.
$\lambda$ = longitud de onda.
R = constante de Rydberh = 109740 $cm^{-1}$ = 1,097 . $10^7$ $m^{-1}$

Cada uno de los investigadores anteriores estudiaron la parte visible del espectro de Hidrógeno en lo que se conoce como SERIES, en donde cada investigador trabaja para unos valores determinados de "n".



**Serie de Lyman** $n_1 = 1$ Primera línea $n_2 = 2$

$n_1 = 1$ Segunda línea $n_2 = 3$

$n_1 = 1$ Tercera línea $n_2 = 4$

**Serie de Balmer** $n_1 = 2$ Primera línea $n_2 = 3$

$n_1 = 2$ Segunda Línea $n_2 = 4$

**Serie de Paschen** $n_1 = 3$ Primera línea $n_2 = 4$

$n_1 = 3$ Segnda Línea $n_2 = 5$

**Serie de Brackectt** $n_1 = 4$ Primera línea $n_2 = 5$

$n_1 = 4$ Segunda Línea $n_2 = 6$

**Ejercicio resuelto**

Indica el máximo número de líneas que se pueden observar en un espectro de emisión si los saltos internivélicos posibles fueran entre los niveles n=1 y n=3.

**Resolución**

En los espectros de emisión las líneas aparecen como consecuencias de saltos de electrones de niveles energéticos superiores a niveles energéticos inferiores. Se producen, las líneas, como consecuencia de emisión de una radiación en forma de energía.

Si pasamos de n = 3 a n = 1, los saltos y por tanto las líneas del espectro de emisión podremos conocerlas recorriendo en sentido contrario el diagrama de Moller (se utiliza para establecer la configuración electrónica) que iba completando las diferentes capas de la corteza electrónica por orden energético. El diagrama de Moeller es:

Nos situamos en dicho diagrama y lo recorremos en sentido contrario:

De $3s^2$ a $2p^6$ → Primer salto → Primera emision de energía → 1ª Línea

De $2p^6$ a $2s^2$ →Segundo salto→ Segunda emisión de energia → 2ª Línea

De $2s^2$ a $1s^2$ →Tercer salto → Tercera emisión de energia → 3ª Línea

## 2.3.3.- Hipótesis de Planck

**Planck llegó a la conclusión de que la radiación sólo podía ser emitida o absorbida de forma discontínua o, si se quiere, que los átomos no podían absorber o emitir cualquier valor de energía, sino sólo unos valores concretos. Así, la energía de cualquier radiación electromagnética tenía que ser "n" veces un valor elemental que llamó Cuanto. De esta forma Bohr entiende que el electrón en su giro alrededor del núcleo pueda liberar energía pero No de forma Contínua sino en unas cantidades determinadas.**

**Volviendo a Planck, el valor de los cuantos de energía emitida o absorbida vendría dado por:**

$$E = h \cdot f$$

**h = constante de Planck = $6{,}6256 \cdot 10^{-34}$ J . s**
**$f$ = frecuencia de la radiación.**

**La frecuencia se relaciona con la longitud de onda mediante la ecuación:**

$$f = \lambda / c$$

$$\lambda = c \cdot f$$

**En dicha ecuación:**

**$\lambda$ = Longitud de onda (unidad "m" en el S.I)**
**c = Velocidad de la luz (unidad m/s en el S.I)**
**f = Frecuencia de la radiación (unidad 1/s en el S.I)**

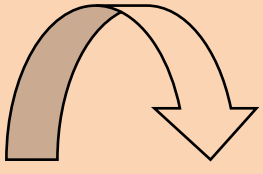
La ecuación de Planck significó el "inicio" de la mecánica cuántica, pues unificó matemáticamente dos conceptos hasta entonces separados, el de partícula y el de onda.

Científicos como Albert Einstein o Max Planck admiten que la luz se comporta como si estuviera formada por unos corpúsculos o partículas a los que actualmente llamamos fotones. La Física moderna considera que la luz tiene una naturaleza dual, comportándose como onda o como partícula según el experimento al que se someta. Es lo que se conoce como dualidad onda - corpúsculo.
La nueva teoría introducido por la mecánica cuántica asume que no sólo las ondas electromagnéticas (la luz) presentan propiedades propias de las partículas, sino que también las partículas presentan carácter ondulatorio, como lo prueba el hecho de que pueden difractarse (una onda que atraviesa un obstáculo por un orificio pequeño se propaga en todas direcciones detrás de dicho orificio).

Ejercicio resuelto
Determinar la energía de un fotón para: a) Ondas de radio de 1500 kHz b) Luz verde de 550 nm c) Rayos X de 0,06 nm.

Datos: c = 3 · 108 m $s^{-1}$ (vacío) , h = $6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J·s

La energía de un fotón viene determinada por la expresión de Planck Ef = h . f, donde h es la constante de Planck y f la frecuencia de la luz. Suponiendo que las ondas viajan por el vacío, la frecuencia y la longitud de onda están relacionadas por $\lambda = c \cdot f$ , siendo c la velocidad de la luz en el vacío.



a)

Ondas de radio:

$$f = 1500\ kHz \cdot \frac{1000\ Hz}{1\ kHz} = 1{,}5 \cdot 10^6\ Hz = 1{,}5 \cdot 10^6\ 1/s$$

Planck nos dice:

$$Ef = h \cdot f$$

$$Ef = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 1{,}5 \cdot 10^6\ 1/s = 9{,}4 \cdot 10^{-28}\ J$$

b)

En el caso de la luz verde el dato que nos aportan es el de la longitud de onda:

$$\lambda = 550\ nm \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ nm} = 5{,}5 \cdot 10^{-7}\ m$$

$$f = c / \lambda = 3 \cdot 10^8\ m/s / \ 5{,}5 \cdot 10^{-7}\ m = 5{,}45 \cdot 10^{14}\ Hz$$

La energía:

$$Ef = h \cdot f = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 5{,}45 \cdot 10^{14}\ 1/s =$$

$$= 3{,}61 \cdot 10^{-19}\ J$$

c)

Rayos X

$$\lambda = 0{,}06\ nm = 0{,}06 \cdot 10^{-9}\ m = 6 \cdot 10^{-11}\ m$$

$f = c \ . \ \lambda = 3 \cdot 108 \ m/s \ 6 \cdot 10{-}11 \ m = 5 \cdot 1018 \ s^{-1}$

La energía:

$Ef = h \cdot f = 6{,}63 \cdot 10^{-34} \ J \ . \ s \cdot 5 \cdot 10^{18} \ 1/s =$

$= 3{,}32 \cdot 10^{-15} \ J$

## Ejercicio resuelto

Una estación de radio emite con una $\lambda = 25$ m.
(datos: $c = 3 \cdot 108 \ m \ s^{-1}$ , $h = 6{,}63 \cdot 10\text{-}34 \ J \cdot s$)
Calcular: a) Frecuencia de las ondas emitidas suponiendo que las ondas viajan por el vacío, b) Energía de los fotones

## Resolución

a)

La frecuencia y la longitud de onda están relacionadas por la ecuación:

$f = c/\lambda$

$f = 3 \cdot 10^8 \ m/s / \ 25 \ m = 1{,}2 \cdot 10^7 \ Hz$

b)

Energía de los fotones

La energía de un fotón viene determinada por la expresión de Planck:

$Ef = h \cdot f$

$Ef = h \cdot f = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 1{,}2 \cdot 10^{7}\ 1/s =$

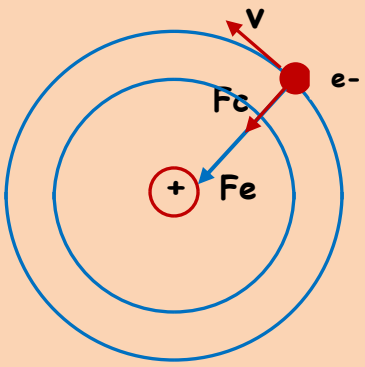
$= 7{,}96 \cdot 10^{-27}\ J$

## 2.3.4.- Postulados de Böhr

Con el estudio del espectro del átomo de hidrógeno y la teoría de Planck, Bohr en 1913 estableció su modelo atómico, basado en siguientes postulados:

**Primer Postulado:**

El electrón describe órbitas circulares en torno al núcleo, debido a que la fuerza electrostática es igual a la fuerza centrípeta. Los electrones orbitan el núcleo del átomo en niveles discretos y cuantizados de energía.




$$Fe = \text{Fuerza Electrostática} = K \cdot \frac{e^2}{R^2} \quad \text{(Ley de Coulomb)}$$

K = Constante de la Ley de Coulomb
e = carga del electrón
R = Radio de la órbita

$$Fc = \text{Fuerza Centrípeta} = m_e \cdot \frac{V^2}{R}$$

$m_e$ = Masa del electrón
V = Velocidad del electrón en la órbita correspondiente

Se cumple que:

Fuerza Electrostática = Fuerza Centrípeta

$$K \cdot \frac{e^2}{R^2} = m_e \cdot \frac{v^2}{R} \quad (1)$$

De la ecuación (1) podemos despejar el valor del Radio de la órbita:

$$K \cdot \frac{e^2}{R} = m_e \cdot v^2$$

$$R = \frac{K \cdot e^2}{v^2 \cdot m_e} \quad (2)$$

De la ecuación (2) podemos conocer el valor de la velocidad al cuadrado. Ecuación que nos servirá más adelante para el desarrollo matemático del modelo atómico de Böhr:

$$V^2 = \frac{K \cdot e^2}{m_e \cdot R} \quad (3)$$

**Segundo Postulado:**

Las **órbitas permitidas tienen valores discretos** o **cuantizados** del **momento angular orbital "L"**. La cuantización la establece Böhr afirmando que el **Momento Angular Orbital** es un múltiplo entero de **h/2π**. De acuerdo con la siguiente ecuación:

$$L = m_e \cdot v \cdot R = n \cdot h/2\pi \quad (4)$$

Donde **"n"** es la constante de proporcionalidad y toma valores enteros de **n** = 1,2,3,…∞

**"n"** también se conoce como es el **número cuántico principal** cuyo papel consiste en aportarnos datos sobre el tamaño de los átomos. A mayor valor de **"n"** mayor el tamaño del átomo.

De la ecuación (4) podemos despejar el valor de la velocidad:

$$m_e \cdot v \cdot R = n \cdot h/2\pi$$

$$v = \frac{n \cdot h/2\pi}{m_e \cdot R}$$

$$v = \frac{n \cdot h}{2\pi \cdot me \cdot R} \quad (5)$$

Podemos elevar al cuadrado la velocidad:

$$v^2 = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 \cdot R^2} \quad (6)$$

Podemos igualar las ecuaciones (2) y (3):

$$\frac{K \cdot e^2}{m_e \cdot R} = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 \cdot R^2}$$

$$K \cdot e^2 = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m_e \cdot R}$$

Podemos despejar R:

$$R = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot e^2 \cdot m_e} \cdot n^2 \quad (7)$$

El factor $[h^2/4\pi^2 \cdot K \cdot e^2 \cdot m_e]$ es una nueva constante puesto que todas las magnitudes que incluye tienen valores conocidos. Su valor mínimo es de 0,0529 nm correspondiente a n = 1. En estas condiciones el electrón se encuentra en su estado fundamental (menor contenido energético).Un electrón en este nivel fundamental no puede descender a niveles inferiores emitiendo energía.

Tercer Postulado:

El salto de un electrón de un nivel cuántico a otro implica la emisión o absorción de un contenido energético determinado. Si el salto se produce de n = 2 a n = 1 como el contenido energético $E_2 > E_1$ el electrón emitirá una cierta cantidad de energía. Si el salto es al contrario ($E_1 > E_2$) el electrón debe absorber energía.

Trabajaremos con la primera suposición:

Energéticamente se cumple que $\Delta E = E_2 - E_1$

Debemos conocer el valor de la energía correspondiente a un nivel energético determinado:

$E_T = E_c + E_{Pe}$

Energía Cinética = $Ec = \frac{1}{2}\ m\ .\ V^2$

$$\text{Energía Potencial Eléctrica} = Epe = -\ \frac{K\ .e^2}{R}$$

Por lo tanto:

$$E_T = \frac{1}{2}\ .\ m_e\ .\ v^2 + \left(-\ \frac{K\ .\ e^2}{R}\right)$$

$$E_T = \frac{1}{2}\ .\ m_e\ .\ v^2 - \frac{K\ .\ e^2}{R}\quad (8)$$

Sabemos que:

$$v^2 = \frac{K\ .\ e^2}{m_e\ .\ R}$$

Llevamos $v^2$ a la ecuación (8):

$$E_T = \frac{1}{2}\ .\ \cancel{m_e}\ .\ \frac{K\ .\ e^2}{\cancel{m_e}\ .\ R} - \frac{K\ .\ e^2}{R}$$

$$E_T = -\ \frac{K\ .\ e^2}{2\ R}$$

Recordemos que:

$$R = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot e^2 \cdot m_e} \cdot n^2$$

Llevamos el valor de R a la ecuación anterior:

$$E_T = \frac{-K \cdot e^2}{2 \cdot \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot e^2 \cdot m_e} \cdot n^2}$$

$$E_T = -\frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

El valor negativo de la energía se basa en el hecho de que la energía del átomo es menor que la que tiene el núcleo (protón) más el electrón cuando están separados; dicho de otra forma, el átomo es más estable que sus componentes por separado.

Conociendo el valor de la $E_T$ podemos proseguir:

$$E_2 = -\frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_2^2}$$

$$E_1 = -\frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

En nuestro salto de n = 2 a n = 1 se cumplía que:

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

$$\Delta E = - \frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_2^2} -$$

$$- \left[ - \frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_1^2} \right] =$$

$$= - \frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_2^2} +$$

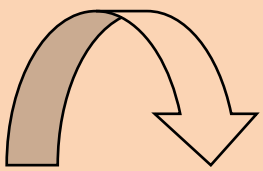
$$+ \frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

Según Planck:

$$\Delta E = h \cdot f$$

$$\Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Luego:



$$h \cdot \frac{c}{\lambda} = - \frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_2^2} +$$

$$+ \frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^2} \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

Despejamos $1/\lambda$:

$$\frac{1}{\lambda} = - \boxed{\frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^3 \cdot c}} \cdot \frac{1}{n_2^2} +$$

$$+ \boxed{\frac{2\pi \cdot K^2 \cdot e^4 \cdot m_e}{h^3 \cdot c}} \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

El contenido del rectángulo azul es una constante = Constante de Rydberh = $1{,}097 \cdot 10^7\ m^{-1}$ =Re

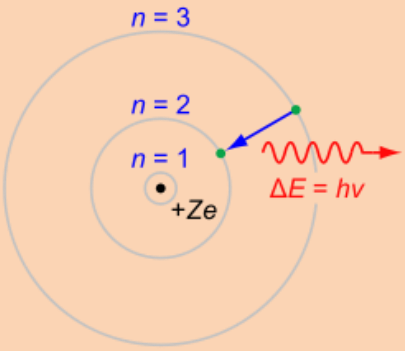
Podemos escribir que el número de onda $(1/\lambda)$ equivale a:

$$1/\lambda = - Re \cdot \frac{1}{n_2^2} + Re \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

$$1/\lambda = Re \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

En el desarrollo matemático del Tercer Postulado hemos obtenido la ecuación de Rydberh que ya fue establecida por los estudiosos del espectro del átomo de hidrógeno.

Todo lo dicho, estudiado y desarrollado sobre el modelo Atómico de Böhr queda reflejado en el dibujo siguiente:




**Ejercicio resuelto**

Un láser emite una radiación cuya longitud de onda vale $\lambda$ = 7800 Å

a) Calcular la frecuencia de esta radiación
b) Calcular la energía de un fotón de la misma frecuencia anterior

Datos: 1 Å = $10^{-10}$ m ; c = $3x10^8$ m/s ; h = $6,63x10^{-34}$ J.s

**Resolución:**

a)

$$\lambda = 7800\ \text{Å} \cdot \frac{10^{-10}\ m}{1\ \text{Å}} = 7800 \cdot 10^{-10}\ m$$

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7800 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 3{,}85 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

b)

Aplicando la ecuación :

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6{,}67 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3{,}85 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2{,}55 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

**Ejercicio resuelto**

Calcula la frecuencia que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita n = 4 hasta la órbita n = 1.

DATOS:

$R_H = 1{,}097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

$h = 6{,}63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

**Resolución:**

En la ecuación de Rydberh podemos poner la frecuencia en función de la longitud de onda y la velocidad de la luz:

$$f = \frac{c}{\lambda}$$

$$f = \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c}$$

Nos vamos a la ecuación de Rydberh:

$$\frac{f}{c} = Re \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$f = c \cdot Re \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_4^2}\right)$$

$$f = 3 \cdot 10^8 \cancel{m} \cdot s^{-1} \cdot 1{,}097 \cdot 10^7 \cancel{m^{-1}} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

$$f = 3{,}3 \cdot 10^{15}\ s^{-1}\ (1 - 0{,}0625) = 3{,}09 \cdot 10^{15}\ s^{-1}\ (Hz)$$

## Ejercicio resuelto

Calcula la longitud de onda que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita n = 5 hasta la órbita n = 2.

DATOS: $R = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1}$ , $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s$ ; $c = 3 \cdot 10^8\ m.s^{-1}$

## Resolución

Según la ecuación de Rydberg:

$$1 / \lambda = R \cdot ( 1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$$1 / \lambda = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1} ( 1/ 2^2 - 1/ 5^2)$$

$1 / \lambda = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1}\ (1/4 - 1/25)$

$1 / \lambda = 1{,}096 \cdot 10^7\ m^{-1}\ (0{,}25 - 0{,}04)$

$1 / \lambda = 0{,}230 \cdot 10^7\ m^{-1}$

$\lambda = 1 / 0{,}230 \cdot 10^7\ m^{-1}$

$\lambda = 4{,}34 \cdot 10^{-7}\ m$

**Ejercicio resuelto**

Calcula la energía emitida por un fotón al realizar un salto entre dos órbitas sabiendo que la longitud de onda emitida es de cien nanómetros.

DATOS: $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$ ; $c = 3 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}$ ; $1\ nm = 10^{-9}\ m$

**Resolución**

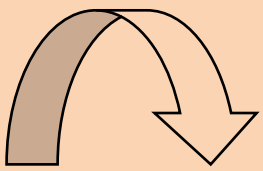
$$\lambda = 100\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 10^{-7}\ m$$

$E = h \cdot f$

$E = h \cdot c/\lambda$

$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot 3 \cdot 10^8\ m.s^{-1} / 10^{-7}\ m =$

$= 19{,}89 \cdot 10^{-19}\ J = 1{,}98 \cdot 10^{-18}\ J$



## Ejercicio resuelto

**Calcula la energía de transición de un electrón del átomo de hidrógeno cuando salta de una órbita n = 8 a n = 1 expresándola en electrón voltio.**

**DATOS: $R_H = 1{,}097 \cdot 10^7\ m^{-1}$ ; $1eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J$ ;**
**$c = 3 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}$ ; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$**

## Resolución

**El amigo Planck nos dice que:**

$$\Delta E = h \cdot f$$

**Como:**

$$f = \frac{c}{\lambda}$$

$$\Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

**Ecuación equivalente a esta otra:**

$$\Delta E = h \cdot \frac{1}{\lambda} \cdot c \quad (1)$$

**El factor $1/\lambda$ por la ecuación de Rydberg:**

$$\frac{1}{\lambda} = Re \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

La ecuación (1) pasa a ser:

$$\Delta E = h \cdot c \cdot Re \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$n_1 = 1 \; ; \; n_2 = 8$$

$$\Delta E = 6{,}63.10^{-34}\ J.s.\ 1{,}097.10^{7}\ m^{-1}.3.10^{8}\ m.s^{-1} \cdot (1/1 \cdot 1/64) =$$

$$= 21{,}38 \cdot 10^{-19}\ J$$

$\Delta E$ debe venir en eV y para ello:

$$1eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J$$

$$21{,}38 \cdot 10^{-19}\ J \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J}{1\ J} = 34{,}21 \cdot 10^{-38}\ eV$$

**Ejercicio resuelto**

Calcula la frecuencia que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita n = 4 hasta la órbita n = 1.

DATOS: $R_H = 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$ , $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s$ ; $c = 3 \cdot 10^{8}\ m.s^{-1}$

**Resolución:**

Energía para el nivel n = 4:

$$E_4 = - R_H / n_4$$

$$E_4 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 4^2$$

$$E_4 = - 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J$$

Energía para el nivel n = 1:

$E_1 = - R_H / n_1$

$E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 1^2$

$E_1 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$

$\Delta E = E_4 - E_1 = h \cdot f$

$[-0{,}136.10^{-18}\ J - ( - 2{,}18 \cdot 10^{-18})\ J] = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot f$

$2{,}04 \cdot 10^{-18} J = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot f$

$$f = \frac{2{,}04 \cdot 10^{-18}\ \cancel{J}}{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J} \cdot s} = 0{,}31 \cdot 10^{16}\ 1/s$$

## Ejercicio resuelto

Un electrón efectúa un salto entre los niveles energéticos $n_1$ con un contenido energético e -1,51 eV a $n_2$ con -13,6 eV de energía. Calcular la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética desprendida.
Datos : $h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ J.s ; 1 eV = $1{,}6 \times 10^{-19}$ J ; c = $3 \times 10^8$ m/s

## Resolución

Aplicando la expresión : $\Delta E = h \cdot f$

Para calcular ΔE debemos convertir la energía en eV a Julios (J)
1 eV = $1{,}6 \times 10^{-19}$ J

$\Delta E = (E_{mayor} - E_{menor}) = [ - 1,51 - (-13,6) ]$ eV =

En los números negativos el más cercano a CERO es el mayor

= (13,6 – 1,51) eV = 12,09 eV

$12,09 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 1,934 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

Por consiguiente :

$1.934 \cdot 10^{-18} = h \cdot f = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot f$

$$f = \frac{1,934 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 2,917 \times 10^{15} \text{ 1/s (Hz)}$$

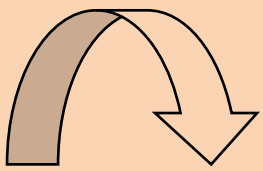
La longitud de onda $\lambda$ se calcula a partir de :

$$\lambda = \frac{c}{v} = \frac{3 \cdot 10^{8} \text{ m/s}}{2,917 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 1,028 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

**Ejercicio resuelto**

Calcula en eV la energía de los fotones de una onda de radio de 5 MHz de frecuencia.
(DATO: carga del electrón: $1,6 \cdot 10^{-19}$ C.)

**Resolución**



La energía de un fotón, según Planck, es:

$$E = h \cdot f = (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J{\cdot}s)\ (5 \cdot 10^{6}\ s^{-1}) = 3{,}31 \cdot 10^{-27}\ J$$

Como 1 eV = $1{,}6 \cdot 10^{-9}$ J

$$E = 3{,}31 \cdot 10^{-27}\ \cancel{J} \cdot \frac{1\ eV}{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}} = 2{,}07 \cdot 10^{-8}\ eV$$

**Ejercicio resuelto**

Halla el valor de la energía que se libera cuando el electrón de un átomo de hidrógeno excitado pasa del nivel n = 4 al n = 3.
(DATOS: $R_H = 1{,}1 \cdot 10^{7}\ m^{-1}$; $h = 6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J\ s$.).

**Resolución**

Según el amigo Planck la energía que se libera será:

$$E = h \cdot f$$

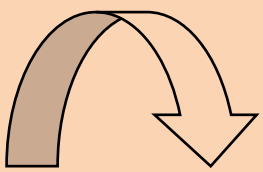
$$f = c / \lambda$$

$$E = h \cdot c/\lambda$$

$$E = h \cdot c \cdot 1/\lambda$$

Como:

$$1/\lambda = R_H\ (1/n_2^{\,2} - 1/n_1^{\,2})$$



$E = h \cdot c \cdot R_H \left( 1/3^2 - 1/4^2 \right) =$

$= (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s) \cdot (3 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}) \cdot (1{,}1 \cdot 10^7\ m^{-1})\ (1/9 - 1/16) =$

$= 1{,}06 \cdot 10^{-19}\ J$

**Ejercicio resuelto**

Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental y emite radiación electromagnética de 180 nm. Calcula:

a) La frecuencia de la radiación.

b) La diferencia de energía interna entre los dos niveles electrónicos expresada en julios.

**Resolución**

a)

La longitud de onda a metros:

$$180\ \cancel{nm} \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ \cancel{nm}} = 1{,}8 \cdot 10^{-7}\ m$$

$f = c/\lambda = (3 \cdot 10^8\ m \cdot s) / (1{,}8 \cdot 10^{-7} m) = 1{,}66 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$

b)

$E = h \cdot f = (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s) \cdot (1{,}66 \cdot 10^{15}\ s^{-1}) =$

$= 1{,}1 \cdot 10^{-18}\ J$

## Ejercicio resuelto

La energía de un fotón de luz roja es $6'5 \cdot 10^{-7}$ J . Calcula su frecuencia y número de ondas. ¿Qué energía tendrían 3 moles de fotones de luz roja?
DATOS: h = 6,63 . $10^{-34}$ J.s

## Resolución

E = 6,5 . $10^{-7}$ J

Según Planck:

**E = h . f**

6,5 . $10^{-7}$ J = 6,63 . $10^{-34}$ J.s . f ;

**f** = 6,5 . $10^{-7}$ J / 6,63 . $10^{-34}$ J.s

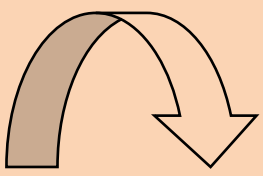
**f** = 0,98 . $10^{27}$ 1/s = **9,8 . $10^{26}$ $s^{-1}$ (Hz)**

Tenemos tres moles de fotones, lo que implica un número de fotones:

$$3 \text{ moles fotones} \cdot \frac{6.023 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol fotones}} = 18{,}07 \cdot 10^{23} \text{ fotones}$$

Sabemos que: 1 fotón = 6,5 . $10^{-7}$ J

La energía asociada a 18,07 . $10^{23}$ fotones será:



$$18{,}07 \cdot 10^{23} \text{ fotones} \cdot \frac{6{,}5 \cdot 10^{-7} \text{ J}}{1 \text{ fotón}} = 117{,}45 \cdot 10^{16} \text{ J}$$

## Ejercicio resuelto

Un elemento emite una energía de 20 eV tras ser calentado. ¿Cuál es la frecuencia, la longitud de onda y la zona del espectro a la que corresponde dicha radiación? Datos: e = $1'602 \cdot 10^{-19} C$; h = $6'62 \cdot 10^{-34}$ J·s.

DATOS: 1 eV = $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ J ; h = $6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J.s ; c = $3 \cdot 10^{8}$ m/s

## Resolución

$$20 \text{ eV} \cdot \frac{1{,}602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 32{,}04 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Planck establece que: $E = h \cdot f$

$32{,}04 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6{,}63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \cdot f$

$f = 32{,}04 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 6{,}63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

$f = 4{,}83 \cdot 1015 \text{ s}^{-1}$ (Hz)

Por otra parte sabemos que:

$f = c / \lambda$

$\lambda = c / f$

$\lambda = 3 \cdot 10^8 \ m.s^{-1} / 4{,}83 \cdot 10^{15} \ s^{-1} = 0{,}62 \cdot 10^{-7} \ m =$

$= 6{,}2 \cdot 10^{-8} \ m$

$$6{,}2 \cdot 10^{-8} \ \cancel{m} \cdot \frac{1 \ nm}{10^{-9} \ \cancel{m}} = 62 \ nm$$

La zona del espectro es la ULTRAVIOLETA.

## Ejercicio resuelto

Calcula el radio y la energía de la primera órbita del electrón siguiendo el modelo de Bohr. Datos: $m_e = 9'11 \cdot 10^{-31}$ kg; $K = 9 \cdot 10^9 \ N \cdot m^2 \cdot C^{-2}$; $e = 1'602 \cdot 10^{-19} C$; $h = 6'62 \cdot 10^{-34} \ J \cdot s$ ; $\varepsilon_{vacío} = \varepsilon_{aire} = 1$

## Resolución

Según el SEGUNDO POSTULADO DE BÓHR:

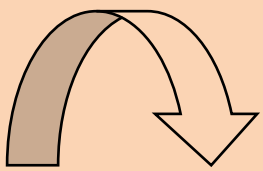
$$m_e \cdot v \cdot r = n \cdot h/2\pi$$

Si esta ecuación la unimos con:

$$F_{centrípeta} = F_{electrostática}$$

$$\frac{m_e \cdot v^2}{r} = K \cdot \frac{e^2}{r^2}$$

Obtenemos dos ecuaciones:



$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot me \cdot e^2} \quad (1)$$

$$v = \frac{2\pi \cdot K \cdot e^2}{h} \cdot \frac{1}{n} \quad (2)$$

En lo referente a la energía de una órbita:

$$E_T = = - \frac{1}{n^2} \cdot \frac{me \cdot Z^2 \cdot e^4}{8 \cdot h^2 \cdot \varepsilon} \quad (3)$$

De la ecuación (1) conoceremos el r:

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot me \cdot e^2}$$

$$r = \frac{(6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s)^2}{4 \cdot (3{,}14)^2 \cdot 9 \cdot 10^9\ N.m^2.C^{-2} \cdot 9{,}11 \cdot 10^{-31}\ Kg \cdot (1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C)^2}$$

$$r = \frac{43{,}95 \cdot 10^{-68}\ J^2 \cdot s^2}{8277{,}89 \cdot 10^{-60}\ N \cdot m^2 \cdot C^{-2} \cdot Kg \cdot C^2} = 0{,}0053 \cdot 10^{-8}\ m$$

En lo eferente a la energía de la primera órbita sustituir datos en la ecuación (3)utilizar la ecuación (3). El resultado vendrá dado en Julios puestos que estamos trabajando en el S.I.

## Ejercicio resuelto

Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno siguiendo la teoría de Bohr. Datos: $R_H = 2'18 \cdot 10^{-18}$ J.

## Resolución

Según Planck:

$$E = h \cdot c/\lambda$$

$$E = h \cdot c \cdot 1/\lambda$$

Como:

$$1/\lambda = R_H (1/n_2^2 - 1/n_1^2)$$

$$E = h \cdot c \cdot R_H ( 1/n_1^2 - 1/n_2^2) =$$

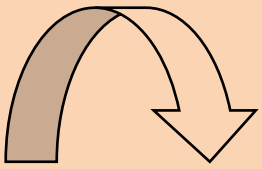
Como el átomo de hidrógeno se ioniza el electrón se escapa al ∞ por lo que nos queda:

$$E = h \cdot c \cdot R_H ( 1/1^2 - \overset{0}{1/\infty} ) =$$

$$E = h \cdot c \cdot R_H \cdot 1$$

$$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \cdot 1{,}09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} =$$

$$= 21{,}68 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



**Ejercicio resuelto**

Calcula la variación de energía que experimenta el electrón del átomo de hidrógeno cuando pasa del primer al cuarto nivel. ¿Esta energía es desprendida o absorbida? Datos: $R_H = 2'18 \cdot 10^{-18}$ J.

**Resolución:**

Energía de un nivel energético: $E = - R_H / n^2$

En los niveles que el problema os exige, las energías son:

$E_1 = - 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 1^2 = - 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

$E_4 = - 2,18 \cdot 10^{-18} / 4^2 = - 0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

La variación de energía será:

$\Delta E = E_4 - E_1 = - 0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J} - (- 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}) =$

$= 2,04 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

El átomo de hidrógeno absorberá energía

**Ejercicio resuelto**

Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de numero cuántico principal n = 3 a otro de n = 1. Calcula la energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en $kJ \cdot mol^{-1}$ y en Hz respectivamente.

Datos: $R_H = 2'18 \cdot 10^{-18}$ J; $N_A = 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos$\cdot mol^{-1}$; $h = 6'62 \cdot 10^{-34}$ J$\cdot$s; $m_e = 9'11 \cdot 10^{-31}$ kg.

**Resolución**

Energía en un nível energético: $E = - R_H / n^2$

$E_3 = - 2,18 \cdot 10^{-18}\ J / 3^2 = - 0,24 \cdot 10^{-18}\ J/e$
$E_1 = - 2,18 \cdot 10^{-18}\ J / 1^2 = - 2,18 \cdot 10^{-18}\ J/e$

Energía de la radiación = $\Delta E = E_1 - E_3$

$\Delta E = |- 2,18 \cdot 10^{-18}\ J/e - ( - 0,24 \cdot 10^{-18}\ J/e)| =$

$= 1,94 \cdot 10^{-18}\ J/e$

$$1,94 \cdot 10^{-18}\ \cancel{J/e} \cdot \frac{1\ Kj}{1000\ \cancel{J}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23}\ \cancel{e^-}}{1\ mol} =$$

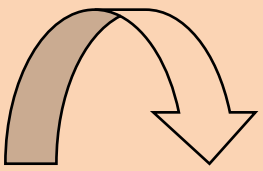
$= 11,68 \cdot 10^2 \cdot 10^2\ Kj/mol$

En lo referente a la frecuencia, la misma frecuencia tiene la radiación de un e- que de un mol de e-. Planck nos dice:

$E = h \cdot f$

$f = E/h = 1,94 \cdot 10^{-18}\ J / 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s =$

$= 0,29 \cdot 10^{16}\ s^{-1}$



## Ejercicio resuelto

La longitud de onda de una radiación amarilla es 579 nm. Calcula la energía de un mol de fotones de este tipo. (Expresa el resultado en eV y julios).

Datos: $h = 6{,}625 \cdot 10^{-34}$ J.s , $1\ eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J , $c = 3 \cdot 10^8$ m/s

$1\ nm = 10^{-9}\ m$

## Resolución

Según Planck:

$$E = h \cdot f \quad (1)$$

$$f = c / \lambda$$

Llevada a (1):

$$E = h \cdot c/\lambda \quad (2)$$

$$\lambda = 579\ nm \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ nm} = 5{,}79 \cdot 10^{-7}\ m$$

Si nos vamos a (2):

$$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot \frac{3 \cdot 10^8\ m.s^{-1}}{5{,}79 \cdot 10^{-7}\ m} =$$

$$= 3{,}43 \cdot 10^{-19}\ J/foton$$

$$3{,}43.10^{-19}\ \frac{J}{\text{Fotón}}\cdot\frac{6{,}63\ .\ 10^{23}\ \text{fotones}}{1\ \text{mol fotones}}\cdot\frac{1\ \text{eV}}{1{,}6\ .\ 10^{-19}\ J}=$$

$$= 14{,}21\ .\ 10^{23}\ \text{eV/mol}$$

## Ejercicio propuesto

En el espectro del Hidrógeno encontramos una raya en el violeta de frecuencia $7{,}3\ \cdot\ 10^{14}$ Hz ($s^{-1}$ ). ¿Cuál es la energía de los fotones que la forman?.

Datos: $h = 6{,}625\ \cdot\ 10^{-34}$ J.s

Sol: $4{,}8\ \cdot\ 10^{-19}$ J

## Ejercicio propuesto

Calcula la frecuencia, el periodo y la energía de una radiación I.R., cuya longitud de onda es de 9546,6 nm.

Datos: $h = 6{,}625\ \cdot\ 10^{-34}$ J.s. ; $c = 3\ .\ 10^8$ m/s ; 1 nm = $10^{-9}$ m

Sol: $3{,}14\ .10^{13}\ s^{-1}$ , $3{,}18\ .\ 10^{-14}$ s , $2{,}1\ .\ 10^{-20}$ J

## Ejercicio resuelto

Calcula la frecuencia que corresponde a la tercera línea de la serie de Balmer del espectro del H. ¿Qué frecuencia corresponde a la última raya de esta serie?.

Datos: $R = 1{,}097\ \cdot\ 10^{7}\ m^{-1}$ , $c = 3\ .\ 10^8$ m/s

## Resolución

Serie de Balmer: $n_1 = 2 \rightarrow n_2 =$ 3, 4, 5, 6, 7 ……..

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 3 \rightarrow$ 1ª Línea

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 4 \rightarrow$ 2ª Línea

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 5 \rightarrow 3ª$ Línea

Según Rydberg:

$1 / \lambda = R_H ( 1/n_1^2 - 1/n_2^2)$ (1)

Como $f = c / v$ lo llevamos a (1) y nos queda:

$1 / ( c/f) = R_H ( 1/n_1^2 - 1/n_2^2)$

$f / c = R_H ( 1/2^2 - 1/5^2)$

$f = c \cdot R_H ( \frac{1}{4} - 1/25) =$

$= 3.10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 1{,}097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 0{,}21 = 0{,}69 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

La última línea de la serie de Balmer corresponde al transito entre:

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 9$ En la serie de Balmer la última línea corresponde con n = 9 (Teoría)

Por lo tanto:

$f / c = R_H ( 1/2^2 - 1/9^2)$

$f = c \cdot R_H \cdot 0{,}23 =$

$= 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 1{,}097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 0{,}238 =$

$= 0{,}75 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ (Hz) $= 7{,}5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ (Hz)

## Ejercicio resuelto

**Si la energía de la 1ª órbita de Bohr es - 13,6 eV. ¿Cuál es la energía de la cuarta órbita en eV y en J ?. ¿Cuál es la longitud de onda de la tercera línea de la serie de Lyman?**
**Dato: 1 eV = 1,6 . $10^{-19}$ J ;**
**h = 6,625 · $10^{-34}$ J. S**

## Resolución

**Sabemos que la energía de una órbita viene dada por la ecuación:**

$$E = - R_H / n^2$$

**Podemos conocer el valor de $R_H$:**

$$R_H = - E . n^2 = - ( - 13,6 \text{ eV}) . 1^2 =$$

$$= 13,6 \text{ eV} . \frac{1,6 . 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 2,18 . 10^{-18} \text{ J}$$

**En la 4ª órbita:**

$$E_4 = - R_H / n^2$$

$$E_4 = - 2,18 . 10^{-18} \text{ J} / 4^2 = - 0,136 . 10^{-18} \text{ J} =$$

$$= - 1,36 . 10^{-19} \text{ J}$$

$$= - 1,36 . 10^{-19} \text{ J} . \frac{1 \text{ eV}}{1,6 . 10^{-19} \text{ J}} = - 0,85 \text{ eV}$$

La tercera línea de la serie de Lyman se produce en el transito de:

$n_1 = 1 \rightarrow n_2 = 4$

$E_1 = - R_H / n_1^2 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J / 1^2 = - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J$

$E_4$ se calculo en el apartado anterior = $- 1{,}36 \cdot 10^{-19}\ J$

De la ecuación de Planck:

$\Delta E = h \cdot f = h \cdot c/\lambda$

$E_4 - E_1 = h \cdot c/\lambda$

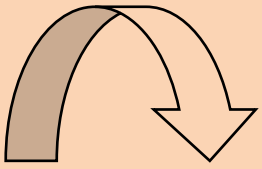
$- 0{,}136 \cdot 10^{-18}\ J - ( - 2{,}18 \cdot 10^{-18}\ J) = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s \cdot 3 \cdot 10^{8}\ m.s^{-1} / \lambda$

$2{,}044 \cdot 10^{-18}\ J = 19{,}89 \cdot 10^{-26}\ J \cdot m / \lambda$

$\lambda = 19{,}89 \cdot 10^{-26}\ J \cdot m / 2{,}044 \cdot 10^{-18}\ J = 9{,}73 \cdot 10^{-8}\ m$

## 2.3.5.- Insuficiencias del modelo de Bohr

El modelo atómico de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno, sin embargo, en los espectros realizados para átomos de otros elementos se observaba que los electrones de un mismo nivel energético tenían distinta energía, mostrando que algo andaba mal en el modelo.

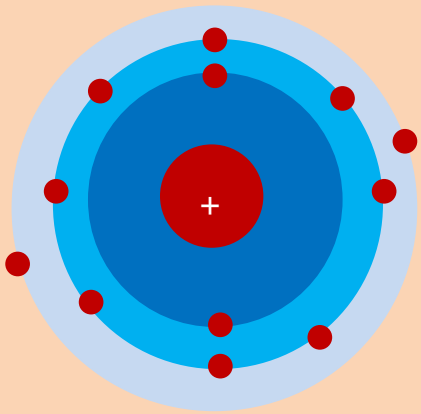


## 2.4.- Modelo atómico de Sommerfeld

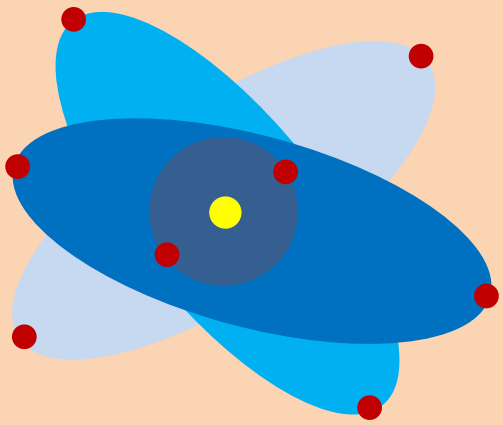
En 1916, Arnold Sommerfeld, hizo las siguientes modificaciones al modelo de Bohr:

1. Los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas circulares o elípticas.
2. A partir del segundo nivel energético existen dos o más subniveles energéticos en el mismo nivel. Estos subniveles energéticos se conocen como Orbitales Atómicos.

En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en órbitas circulares.



Sommerfeld introduce en el modelo atómico la posibilidad de que las órbitas puedan ser también elípticas:



La excentricidad (es un número que mide el mayor o menor achatamiento de la elipse) de la órbita Sommerfeld se ve en la necesidad de introducir un nuevo número cuántico: el número cuántico azimutal, que determina la forma de los orbitales. Se le representa con la letra "l" y toma valores que van desde 0 hasta (n – 1). Nos habla sobre la forma de los subniveles energéticos. En función de los valores de "l" los orbitales atómicos toman el nombre y la forma:

Si l = 0 se denominarían posteriormente orbitales "s" (forma esférica)

Si l = 1 se denominarían orbitales " p" (forma elíptica).

Si l = 2 se denominarían orbitales "d" (forma elíptica compleja).

Si l = 3 se denominarían orbitales "f" (forma elíptica muy compleja).

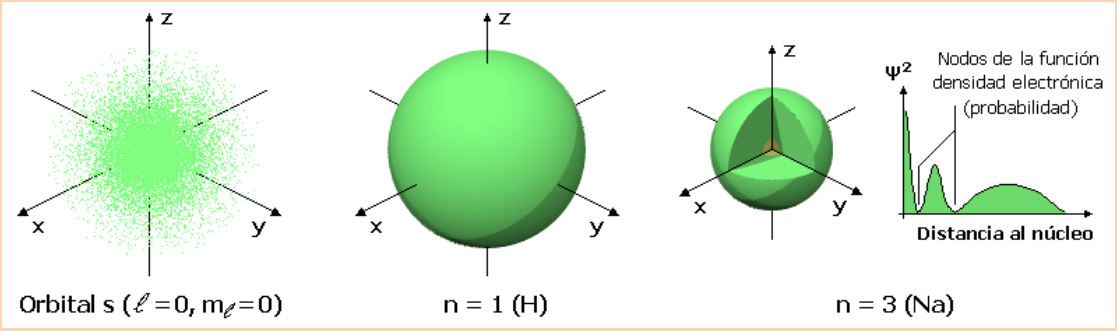
## 2.4.1.- Estudio de los orbitales atómicos

Dibujo de los orbitales atómicos (Importante)
http://www.educaplus.org/play-234-Orbitales-atómicos.html

a)

Si l = 0 → Orbital s

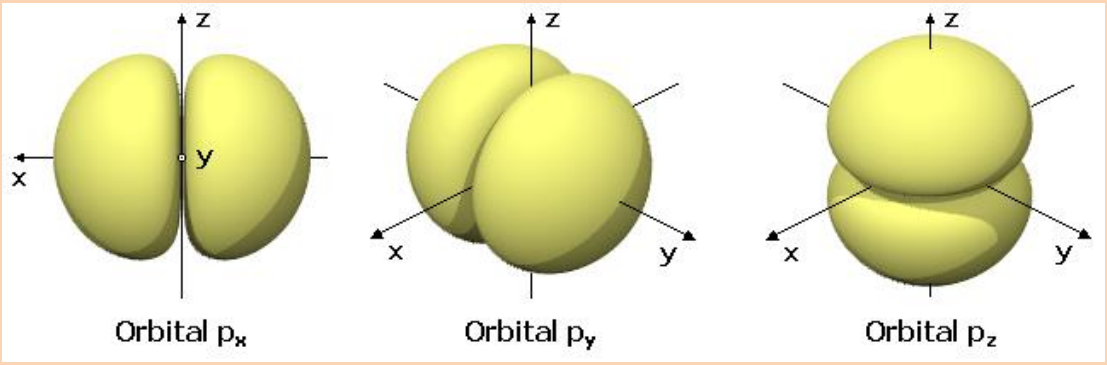
El orbital "s" tiene simetría esférica alrededor del núcleo atómico. Solamente presenta una orientación.



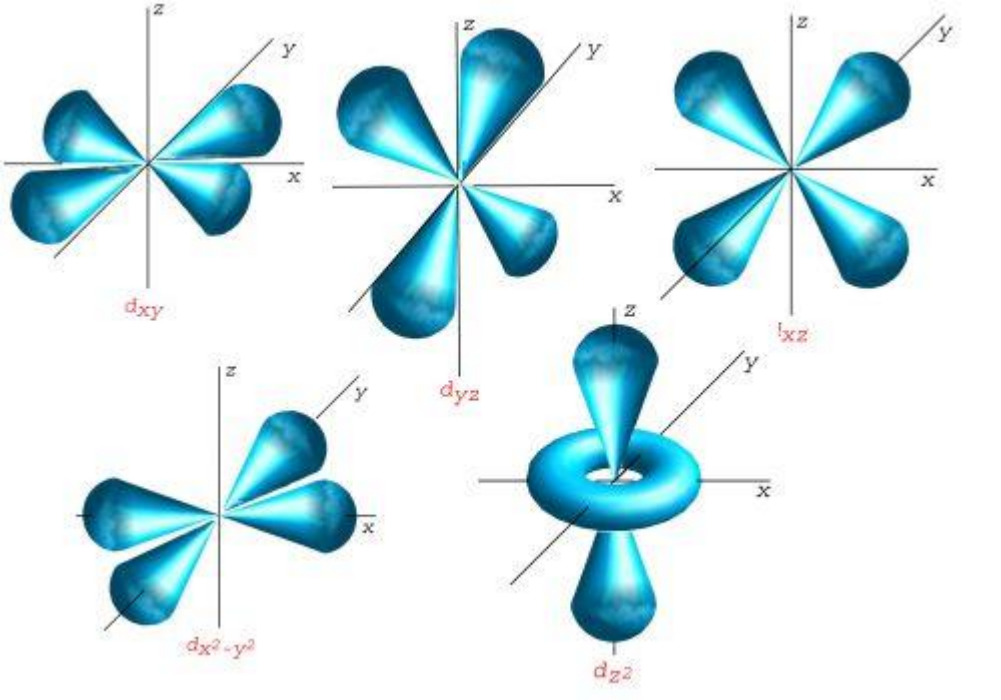

**b)**

**Si l = 1 → Orbital "p"**

**La forma geométrica de los orbitales "p" es la de dos esferas achatadas hacia el punto de contacto (el núcleo atómico) y orientadas según los ejes de coordenadas. Presenta tres orientaciones.**

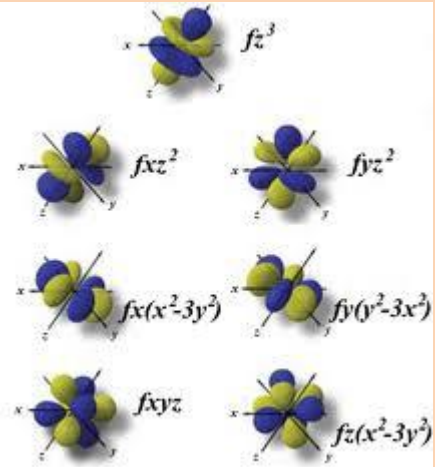



**Si l = 2 → Orbital "d"**
**Presenta 5 orientaciones.**




**Si l = 3 → Orbital "f"**

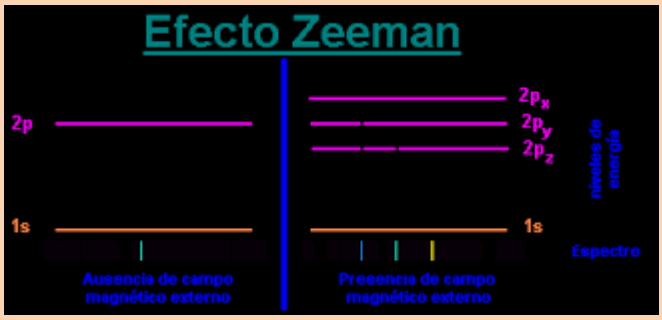
**Presenta 7 orientaciones.**




**Energía de los orbitales atómicos (2º Bachillerato).**
**http://www.educaplus.org/play-75-Energía-de-los-orbitales.html**

## 2.5.- Efecto Zeeman

Cuando se obtiene el espectro del átomo de hidrógeno mientras el gas está dentro de un campo magnético se observa un desdoblamiento de las líneas que analizó Sommerfeld. Cada una de estas líneas se desdoblaba en varias.




Este fenómeno desaparecía al desaparecer el campo magnético por lo que no se debe a que existan nuevos estados de energía del electrón, sino que está provocado por la interacción del campo magnético externo y el campo magnético creado por el electrón al girar en su órbita. Este problema se solucionó pensando que para algunas de las órbitas de Sommerfield existen varias orientaciones posibles en el espacio que interaccionaban de forma distinta con el campo magnético externo. Zeeman el tercer número cuántico llamado número cuántico magnético, "m" que vale para cada valor de l:

m = - l,…… 0 ……., + l

Para cada valor numérico de "m", incluido el cero, existe una orientación en el espacio del orbital atómico. Este nuevo número cuántico justifica las orientaciones que presentan los orbitales atómicos establecidas en el modelo atómico de Sommerfeld. Repasemos:

Si l = 0 → Orbital atómico "s" → m = 0 → Una orientación

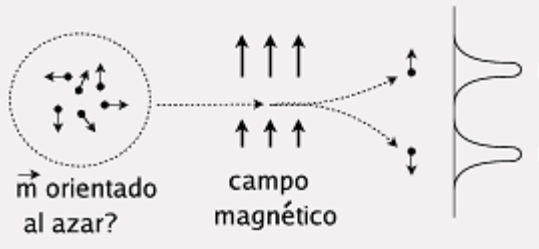
Si l = 1 → Orbital atómico "p" → m = (-1, 0 , 1)
Tres orientaciones

Si l = 2 → Orbital atómico "d" → m = (-2, -1, 0, 1, 2)
Cinco orientaciones

Si l = 3 → Orbital atómico "f" →m = (-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3)
Siete orientaciones

## 2.6.- Efecto Zeeman anómalo

Al perfeccionarse los espectroscopios y analizar los espectros obtenidos por el efecto Zeeman, se comprobó que cada línea era en realidad dos líneas muy juntas. Esto se llamó Efecto Zeeman anómalo, y si desaparecía el campo magnético externo también desaparecía este efecto.




Se explicó admitiendo que el electrón puede girar sobre sí mismo y hay dos posibilidades de giro (hacia la derecha y hacia la izquierda), que interaccionaban de forma distinta con el campo magnético externo y que por eso cada línea se desdoblaba en 2. Se creó un nuevo número cuántico llamado spin (giro) y representado por "s", al que se le dio 2 valores, uno para cada sentido:

$s = +\frac{1}{2}$ , $s = -\frac{1}{2}$

El efecto Zeeman anómalo viene a decirnos que en cada orientación de los orbitales atómicos, existen como máximo 2 electrones.

## Ejercicio resuelto

Contestar razonando la respuesta a las siguientes cuestiones :

a) ¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía?
b) La energía de estos subniveles ¿aumenta o disminuye con el nº cuántico secundario l ?
c) ¿En qué se parecen y en qué se diferencian los orbitales p ?
d) ¿Por qué el subnivel de energía 2p puede alojar más electrones que el subnivel 2s ?

## Resolución

a)

Si n = 2 → l = (0, 1)

Si l = 0 orbital atómico "s" → m = 0 →1 Orientación →
→ 1 Orbital

Si l = 1 → Orbital atómico "p" → m = (-1, 0, 1) → Tres orientaciones → Tres Orbitales atómicos

En n = 2 existen 4 Orbitales atómicos: 2s (1 orbital) y 2p (3 orbitales)

b)

Aumenta. La energía de los subniveles 2p ( l =1) es mayor que la energía de los subniveles 2s (l = 0)

c)

Se parecen en que tienen la misma forma geométrica y la misma energía y se diferencian en su orientación en el espacio.

d)

Debido a que el subnivel 2p tiene 3 orbitales (3 x 2 = 6 electrones), en cambio el subnivel 2s tiene únicamente 1 orbital (1 x 2 = 2 electrones)

## Ejercicio resuelto

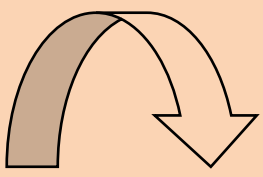
Todas las afirmaciones siguientes son incorrectas. Corrígelas:
a) Una transición electrónica de n=3 a n=1, absorbe energía.
b) En la serie de Lyman la primera raya se produce en la transición n=3 a n=2
c) Si n=3, L puede valer 0,1,2 y el número total de orbitales es 10.

## Resolución

a)

Desprende Energía. Pasamos de un nivel energético mayor n = 3 a otro menor n = 1

b)



En la serie de Lyman la primera raya del espectro corresponde al salto del electrón del nivel energético n =2 a n = 1

c)

Para n = 3 → l = 0,1,2

Si l = 0 → m = 0 → 1 Orbital

Si l = 1 → m = (-1,0,1) → 3 Orbitales

Si l = 2 → m = (-2,-1,0,1,2) → 5 Orbitales

Total de Orbitales:
1 + 3 + 5 = 9

## 3.- Los números Cuánticos

Tenemos 4 números cuánticos:

(n, l, m , s)

Los tres primeros nos dicen:

a) La posición
b) Tipo de orbital atómico
c) Orientación del orbital atómico

El cuarto número cuántico, "s", nos determina el giro del electrón sobre sí mismo en la posición establecida por los tres primeros.

Con el conocimiento de los cuatro números cuánticos podemos determinar el número de electrones que pueden contener cada tipo de orbital atómico:

| O. ATÓMICO | Nº DE ORIENTACIONES | Nº DE ELECTRONES |
|---|---|---|
| s | 1 | 2 |
| p | 3 | 6 |
| d | 5 | 10 |
| f | 7 | 14 |

## 3.1.- Principio de Exclusión de Pauli

Pauli con el principio que lleva su nombre nos dice:

"En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales"

Supongamos dos electrones con las combinaciones de números cuánticos:

a) ( 2 , 1 , 0 , - ½)
b) ( 2, 1, 0, - ½ )

Estos dos electrones estarían en el nivel energético nº 2, estarían en un orbital atómico tipo "p", en la misma orientación pero no sería posible que dentro de ese orbital los dos electrones giren en el mismo sentido.
Estaríamos negando la existencia del fenómeno Efecto Zeeman anómalo.

Dicho de otro modo: **dos electrones pueden tener iguales los números cuánticos "n", "l" y "m" pero no pueden coincidir en el valor del Spin, para uno + ½ y para el otro – ½.**

En función de los cuatro números cuánticos podemos demostrar la ecuación que determinaba el número máximo de electrones por capa:

**Nº máximo de electrones por capa = $2\ n^2$**

**Demostración:**

| CAPA | n | l | ORBI | m | s | Nº e- | Nº T.e- | CONFI |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | 1 | 0 | s | 0 | ± 1/2 | 2 | 2 | $1s^2$ |
| 2 | 2 | 0 | s | 0 | ± 1/2 | 2 s | 2 | |
| | | 1 | p | - 1 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | | | 0 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | | | 1 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | | | | | | 8 | $2s^2 2p^6$ |
| 3 | 3 | 0 | s | 0 | ± 1/2 | 2 s | 2 | |
| | | 1 | p | - 1 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | | | 0 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | | | 1 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | 2 | d | -2 | ± 1/2 | 2 d | 2 | |
| | | | | - 1 | ± 1/2 | 2 d | 2 | |
| | | | | 0 | ± 1/2 | 2 d | 2 | |
| | | | | 1 | ± 1/2 | 2 d | 2 | |
| | | | | 2 | ± 1/2 | 2 d | 2 | |
| | | | | | | | 18 | $3s^2 3p^6 3d^{10}$ |
| 4 | 4 | 0 | s | 0 | ± 1/2 | 2 s | 2 | |
| | | 1 | p | - 1 | ± 1/2 | 2 p | 2 | |
| | | | | 0 | ± ½ | 2 p | 2 | |
| | | | | 1 | ± ½ | 2 p | 2 | |
| | | 2 | d | - 2 | ± ½ | 2 d | 2 | |
| | | | | - 1 | ± ½ | 2 d | 2 | |
| | | | | 0 | ± ½ | 2 d | 2 | |
| | | | | 1 | ± ½ | 2 d | 2 | |
| | | | | 2 | ± ½ | 2 d | 2 | |
| | | 3 | f | - 3 | ± ½ | 2 f | 2 | |
| | | | | - 2 | ± ½ | 2 f | 2 | |

| | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | - 1 | $\pm \frac{1}{2}$ | 2 f | 2 | |
| | | | | 0 | $\pm \frac{1}{2}$ | 2 f | 2 | |
| | | | | 1 | $\pm \frac{1}{2}$ | 2 f | 2 | |
| | | | | 2 | $\pm \frac{1}{2}$ | 2 f | 2 | |
| | | | | 3 | $\pm \frac{1}{2}$ | 2 f | 2 | |
| | | | | | | | 32 | $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$ |

Hemos obtenido una sucesión de números:

2 , 8 , 18 , 32

Sucesión que tiene como término general: $2\ n^2$

**Ejercicio resuelto**

Dado el elemento de nº atómico Z = 19

a) Escribir su configuración electrónica

b) Indicar los posibles valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo.

**Resolución**

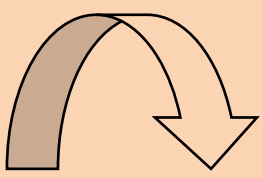
a) El nº atómico es Z = 19 , la distribución electrónica será :

$1s^2\ \ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ \ 4s^1$

b) n = 4 ; l = 0 (tipo s) ; $m_l = 0$ ; $m_s = + \frac{1}{2}$ ( o $- \frac{1}{2}$)

Eligiendo : $m_s = + \frac{1}{2}$ :

Los cuatro números cuánticos serán: ( 4, 0 ,0, +1/2)



**Ejercicio resuelto**

**Indica razonadamente cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de orbitales que en su caso representan:**

**a) (4, 4, -1, 1/2) ; b) (3, 2, 1, 1/2) ;**
**c) (3, -2, 1, - 1/2 ) ;**
**d) (2, 1, -1, - 1/2)**

**Resolución:**

**a) (4, 4, -1, ½) → INCORRECTA → Si n = 4 → l NUNCA PUEDE VALER 4**
**b) (3, 2, 1, ½) → CORRECTA → Orbital tipo "d".**
**c) (3, -2, 1, - ½) → INCORRECTA → l NUNCA PUEDE SER NEGATIVO.**
**d) (2, 1, -1, -1/2) → CORRECTA → Orbital tipo "p".**

**Ejercicio resuelto**

**Indica razonadamente cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de orbitales que en su caso representan:**

**a) (3, 3, -1, ½) ; b) ( 2, 1, 0, ½) ; c) (2, -1, -1, -1/2) ; d) (3, 2, 1, 0)**

**Resolución**

**(3, 3, -1, 1/2) → Incorrecta**
**(2, 1, 0, 1/2) → Correcta → O. Atómico "p"**
**(2, -1, -1, -1/2) → Incorrecta**
**(3, 2, 1, 0) → Correcta → O. Atómico "d"**

## Ejercicio resuelto

Razonar cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son posibles?

a) n = 2 ; l = 1 ; $m_l$ = 1
b) n = 1 ; l = 0 ; $m_l$ = -1
c) n = 4 ; l = 2 ; $m_l$ = -2
d) n = 3 ; l = 3 ; $m_l$ = 0

Para cada una de las combinaciones posibles, escribir la designación habitual de los subniveles correspondientes a los números cuánticos dados.

## Resolución:

a) POSIBLE ⟶ O. Atómico "p"

b) NO ES POSIBLE

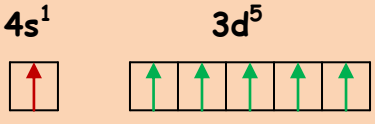
c) POSIBLE ⟶ O. Atómico "d"

d) NO ES POSIBLE

## Ejercicio resuelto

La configuración electrónica del Cr es (Ar) $4s^1$ $3d^5$. ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos para cada electrón sin aparear del Cr?

## Resolucion




Orbital atómico "s" → l = 0
Orbital atómico "d" → l = 2

| n | l | m | s |
|---|---|---|---|
| 4 | 0 | 0 | +1/2 |
| 3 | 2 | 2 | +1/2 |
| 3 | 2 | 1 | +1/2 |
| 3 | 2 | 0 | +1/2 |
| 3 | 2 | -1 | +1/2 |
| 3 | 2 | -2 | +1/2 |

## Ejercicio resuelto

**Indica cuál o cuáles de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a n, l, y m son posibles.**

**a) (3, -1, 1). b) (1, 1, 3). c) (4, 2, 0). d) (0, 0, 0). e) (5, 3, -3).**

## Resolución:

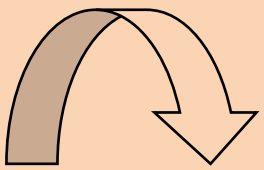
**a) ( 3, - 1, 1 ) → NO PERMITIDO → l no puede ser negativo**

**b) ( 1, 1, 3 ) → NO PERMITIDO → Siendo n = 1 → l ≠ 1**

**c) ( 4, 2, 0 ) → PERMITIDO**

**e) ( 0, 0, 0) →NO PERMITIDO→ "n" nunca puede valer 0.**

**f) (5, 3, -3) → PERMITIDO**



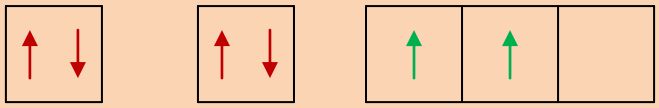
## Ejercicio resuelto

**Indica los cuatro números cuánticos que caracterizan a cada uno de los seis electrones del carbono ($_6C$) en su estado fundamental.**

## Resolución:

**Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2 2p^2$ →**

$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$



**Si el orbital atómico es "s" → l = 0**
**Si el orbital atómico es "p" → l = 1**

| n | l | m | s |
|---|---|---|---|
| 1 | 0 | 0 | +1/2 |
| 1 | 0 | 0 | -1/2 |
| 2 | 0 | 0 | +1/2 |
| 2 | 0 | 0 | -1/2 |
| 3 | 1 | -1 | +l/2 |
| 3 | 1 | 0 | -1/2 |

## Ejercicio resuelto

**Escribe los posibles valores de los cuatro números cuánticos, n, l, m y s, para un electrón de un orbital 3*d*.**

## Resolución

**El electrón está en la capa n = 3**
**Existen 5 orbitales atómicos "d" → l =2**
**Existen cinco orientaciones → m = 5 ( -2, -1, 0, 1, 2)**
**En cada orientación el electrón puede girar en dos sentido, es decir, el spin puede valer + ½ y − ½**

| n | l | m | S |
|---|---|---|---|
| 3 | 2 | -2 | +1/2 |
| 3 | 2 | -2 | -1/2 |
| 3 | 2 | -1 | +1/2 |
| 3 | 2 | -1 | -1/2 |
| 3 | 2 | 0 | +l/2 |
| 3 | 2 | 0 | -1/2 |
| 3 | 2 | 1 | +1/2 |
| 3 | 2 | 1 | -1/2 |
| 3 | 2 | 2 | +1/2 |
| 3 | 2 | 2 | -1/2 |

## Ejercicio resuelto

**Teniendo en cuenta los valores que pueden tener los números cuánticos, deduce razonadamente:**

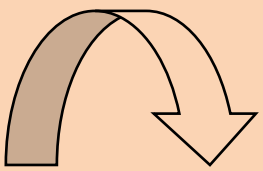
**a) ¿Cuántos electrones caben en un subnivel *d*?**

**b) ¿Cuántos electrones puede haber en el nivel *n* = 1?**

## Resolución

**a) Estamos en un subnivel "d" lo que supone que l = 2 → m = 5 (-2, -1, 0, 1, 2) → Cinco orientaciones y en cada orientación pueden existir 2 electrones, en total podemos tener 10 electrones**

**b) Si n = 1 → l = 0 → m = 0 (una orientación)→ s = ± ½ → En total 2 electrones**



## Ejercicio resuelto

**Dadas las configuraciones electrónicas:**

**A: $1s^2\ 3s^1$; B: $1s^2\ 2s^3$; C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$;**

**D: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^0\ 2p_z^0$**

**Indica razonadamente:**

**a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.**

**b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.**

## Resolución

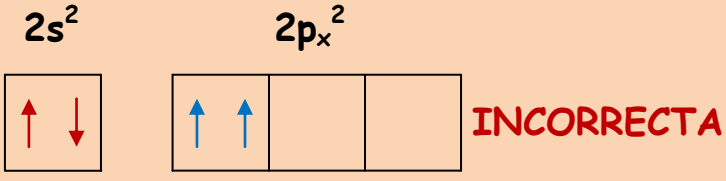
**Principio de exclusión de Pauli.- En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.**

**Principio de máxima multiplicidad de Hund.- Los electrones, dentro de un mismo subnivel energético se reparten de uno en uno puesto que todas las orientaciones son energéticamente iguales. Ejemplo:**

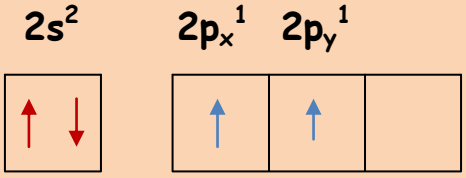
**$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2$ → INCORRECTA.**

**Debe ser: $1s^2\ 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$**

**La capa de valencia tendría la forma:**




**Debe ser:**



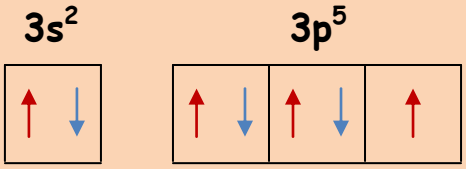

CORRECTA

**Átomo A** → No se encuentra en su estado fundamental (mínima energía). El electrón más externo está ocupando un nivel energético superior al que le corresponde. En este estado excitado cumple los dos principios pues se trata de un solo electrón.

**Átomo B** → Su configuración electrónica es falsa, en un orbital "s" no pueden existir más de 2 e-, debe ser → $1s^2\ 2s^2 2p^1$. Una vez corregida la configuración electrónica, es de tal forma que cumple perfectamente los dos principios.

**Átomo C** → C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Estudiando su capa de valencia:




Cumpliría perfectamente los dos principios.

**Átomo D** → $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^0\ 2p_z^0$

No cumpliría la ley de Hund, la configuración correcta de la capa de valencia es:

$2s^2\ 2p_x^1 2p_y^1$

Hecha la rectificación vemos que se cumple el principio de Pauli pues los dos últimos electrones están desapareados lo que implica que los cuatro números cuánticos no sean idénticos.

## Ejercicio resuelto

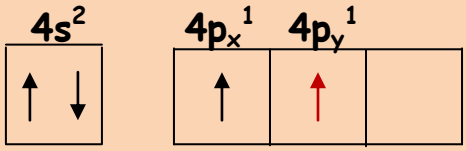
Indica, razonadamente, los números cuánticos (n, l, m, s) del último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de los elementos del Sistema Periódico de número atómico 32, 33, 34 y 35.

## Resolución

$_{32}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p2 \rightarrow$

$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^2$

Capa de Valencia:

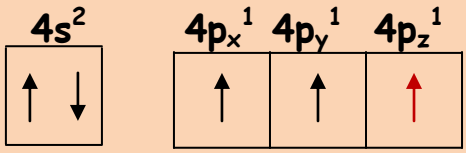



↑ ( 4, 1, 1, + ½)

$_{33}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p3 \rightarrow$

$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^3$

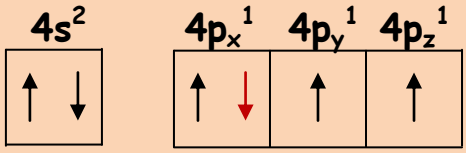
Capa de valencia:



↑ ( 4, 1, 1, + ½)

$_{34}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^4 \rightarrow$
$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^4$

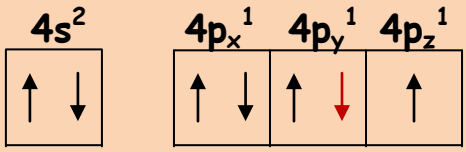
Capa de valencia:




↑ (4, 1,1, + ½)

$_{35}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow$
$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$

Capa de valencia:




↑ (4, 1, 1, + ½)

En los cuatro átomos coincidimos en los números cuánticos puesto que estamos en el mismo nivel energético ( n = 4 ), en el mismo subnivel energético (orbital "s" lo que implica que l = 1). La orientación puede ser la misma y el spin también puede coincidir. Además, SON ÁTOMOS DISTINTOS.

Ejercicio propuesto

Razona cuáles de las siguientes series de números cuánticos son posibles y cuáles no para especificar el estado de un electrón en un átomo:

| Serie | A | B | C | D | E | F | G | H | I |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| N | 0 | 0 | 1 | 2 | 1 | 3 | 4 | 2 | 2 |
| L | 0 | 0 | 0 | 2 | 0 | 2 | 3 | -1 | 1 |
| M | 0 | 0 | 0 | -2 | -1 | +2 | -1 | 0 | 0 |
| S | 0 | +1/2 | -1/2 | +1/2 | -1/2 | -1/2 | +1/2 | -1/2 | +1/2 |

Di en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles

SOL: A→ Imposible ; B → Imposible; C → Posible, "s" ; D → Imposible
E → Imposible ; F → Posible , "d" ; G → Posible, "f" ; H → Imposible
I → Posible, "p".

## 4.- Principio de Incertidumbre o Indeterminación de Heisenberg

Principio enunciado en 1927 por el alemán Werner Heisenberg según el cual no se puede conocer con exactitud y simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento (p = m . v ) de un electrón.

Este principio tiene su origen en la Mecánica Cuántica según la cual el mismo hecho de medir la velocidad o la posición de un electrón implica
una imprecisión en la medida.

Por ejemplo, en el caso de que pudiéramos "ver" un electrón u otra partícula subatómica, para poder medir la velocidad habría que iluminarlo. Pues bien, el fotón que ilumina a ese electrón modifica la cantidad de movimiento del mismo. Por tanto, modificaría su velocidad original que es lo que queríamos medir.

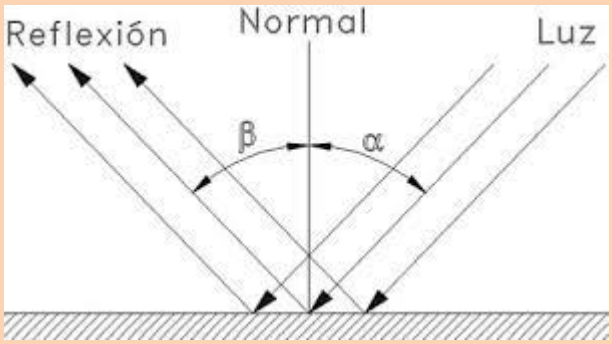
## 5.- Dualidad Onda – Corpúsculo

Al igual que el átomo, la luz ha sido motivo de estudio del hombre desde hace mucho tiempo, debido a su afán de comprender mejor las cosas que le rodean.

Ya 500 años antes de Cristo, Pitágoras afirmaba que la luz está formada por partículas que fluyen en línea recta y a gran velocidad del propio cuerpo luminoso que aceptan nuestros ojos.

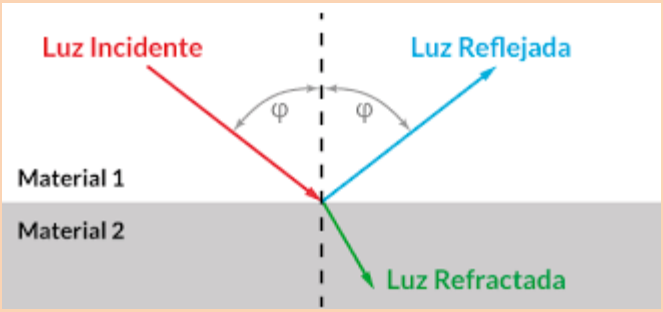
Más tarde, Aristóteles sostuvo que la luz se propaga desde el cuerpo hasta el ojo, análogamente a como el sonido (onda) parte del cuerpo y llega al oído por vibraciones del aire.

Newton se opuso tenazmente a esta teoría ondulatoria y fue partidario de la teoría corpuscular, cuya idea coincidía con la de Pitágoras. Esta teoría explica bien la reflexión de la luz:



La luz se refleja en un espejo de modo análogo como una bola de billar rebota en la banda de la mesa.

La refracción de la luz:




Aunque con más dificultad es también explicada.

Otros fenómenos asociados a la luz no se pueden explicar. Este es el caso de la polarización y la difracción no encuentran respuesta.

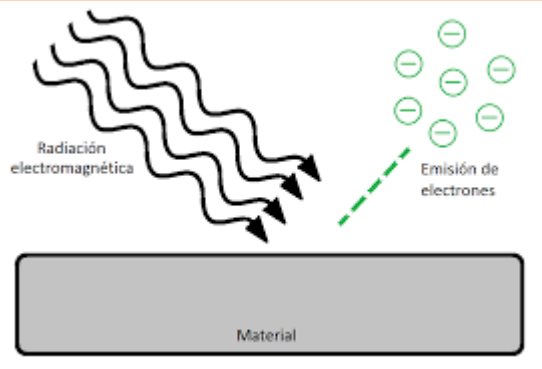
Video: Polarización de la luz
https://www.youtube.com/watch?v=Y4WChJwZNN4

Video: Refracción y difracción de la luz
https://www.youtube.com/results?search_query=difracci%C3%B3n+de+la+luz

Hasta el siglo XIX los físicos estaban divididos sobre la naturaleza de la luz. En 1815, el inglés Maxwell dedujo teóricamente que la velocidad de las ondas electromagnéticas era la misma que la de la luz. Este hecho le sugirió la idea de que la luz debía estar formada por vibraciones electromagnéticas de frecuencia elevada que no necesitaban ningún medio material para propagarse. Según esta teoría no era necesaria la existencia del hipotético éter y la luz

entraba a formar parte de las radiaciones electromagnéticas. Esto supuso un golpe de muerte para la teoría corpuscular.

Cuando parecía que el modelo ondulatorio de Huygens había logrado dar una explicación exacta sobre la naturaleza de la luz, los experimentos de Hertz vienen a introducir un nuevo problema: el efecto fotoeléctrico: cuando se ilumina una superficie metálica con una radiación de frecuencia adecuada se produce una emisión de electrones.




La teoría ondulatoria no da la explicación suficiente del efecto fotoeléctrico, ya que según la misma energía transportada por una onda es independiente de su frecuencia, mientras que la experiencia nos demuestra que por debajo de cierta frecuencia el efecto fotoeléctrico no se produce.

La explicación del efecto fotoeléctrico fue dada por Einstein, basándose en la teoría de Planck. Para Einstein, si la energía es emitida o absorbida de manera discontinua mediante cuantos de energía (como sostenía Planck) es porque la misma naturaleza de la luz (la energía radiante) es discontinua y está formada por paquetes de energía ($E = h \cdot \nu$) a los que llamó fotones, de modo que actúan de manera similar a los corpúsculos de Newton.

Se permaneció así, con un doble carácter: corpuscular y ondulatorio.

## 6.- Dualidad onda – corpúsculo. Hipótesis de Luis de Broglie

Luis de Broigle estableció la dualidad onda-corpusculo. Según Broigle, el fotón puede ser considerado como un corpúsculo que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética (cuya longitud de onda dedujo ( $\lambda = h / m \cdot f$ ), convirtiéndose así en un corpúsculo-onda del mismo modo que al avanzar rápido un proyectil origina un movimiento periódico que nosotros percibimos como sonido. Del mismo modo que el electrón transporta su campo eléctrico, cada radiación transporta consigo un fenómeno periódico que se extiende por el espacio circundante. Por consiguiente, la aparente contradicción sobre la doble naturaleza de la luz cesa desde el momento en que la energía radiante constituida a la vez por ondas y corpúsculos, indisolublemente asociados.

## 7.- El átomo y la Mecánica Cuántica

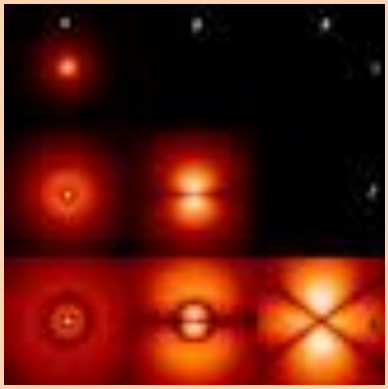
Una de las consecuencias deducidas del Principio de Indeterminación de Heisenberg es que la interacción entre los aparatos de medida y los objetos de la medición hace imposible determinar simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad del electrón. De aquí se sigue la imposibilidad e hablar de trayectorias: una trayectoria significa el conocimiento de la posición de una partícula en cada instante, y de la velocidad correspondiente a cada posición. Con este punto de vista, los modelos de Böhr y Sommerfeld, muy intuitivos, han de parecer forzosamente limitados. En 1924 el francés Luis de Broigle, como se

señaló, amplía al electrón (y a otras partículas) la noción de dualidad onda-corpúsculo, según la cual el electrón lleva asociada una onda electromagnética de longitud de onda
$\lambda = h / m \cdot v$

La hipótesis ondulatoria de la materia y el principio de indeterminación, alteraron los conceptos de posición, velocidad y orbital electrónico. Nació así un nuevo dominio de la Física, la Mecánica Cuántica, que explica coherentemente los fenómenos del microcosmos.

En 1926 el austríaco Schöringer basándose en la hipótesis de DE Broigle y la idea de órbitas permitidas de Böhr, supone que esas órbitas debían de contener un número entero de longitudes de onda lo que daría origen a una onda estacionaria. Considerar una onda asociada al electrón explicaría la razón de ser los orbitales posibles que Böhr estableció como postulado, cuya circunferencia sería un múltiplo de la longitudes de onda de los electrones.

El estado de un electrón se obtendría mediante la ecuación que Shröringer postula en 1926. Teniendo en cuenta el principio de incertidumbre dichas ecuaciones no se pueden resolver, pero se obtenían la llamada función de de onda (Y), aproximadamente de carácter estadístico que nos permite deducir para cada nivel de energía la probabilidad de que los electrones estén en una u otra situación. Las órbitas electrónicas quedan sustituidas por zonas del espacio en la que existe el 99 % de encontrar al electrón, a la que llamamos orbitales.



**Ejercicio resuelto**

¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $4,7 \cdot 10^9$ m/s.

DATOS: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $me = 9,1 \cdot 10^{-28}$ g

**Resolución:**

De Brogie nos dice que:

$$\lambda = h / m \cdot v$$

$$m = 9,1 \cdot 10^{-28}\ g \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ g} = 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg$$

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg \cdot 4,7 \cdot 10^9\ m \cdot s^{-1} =$$
$$= 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 42,77 \cdot 10^{-22}\ Kg \cdot m \cdot s^{-1} =$$
$$= 6,63 \cdot 10^{-34}\ N \cdot m \cdot s / 42,77 \cdot 10^{-22}\ Kg \cdot m \cdot s^{-1} =$$
$$= 6,63 \cdot 10^{-34}\ Kg \cdot m/s^2 \cdot m \cdot s / 42,77 \cdot 10^{-22}\ Kg \cdot m \cdot s^{-1}$$

$$= 6,63 \cdot 10^{-34}\ m^2 / 42,77 \cdot 10^{-22}\ m =$$

$$= 0,155 \cdot 10^{-12}\ m = 1,55 \cdot 10^{-13}\ m$$

**Ejercicio resuelto**

¿Cuál es la longitud de onda, expresada en Å ($10^{-10}$ m), asociada a un electrón que se mueve a 150.000 km/s? (Dato: masa del electrón: $9,11 \cdot 10^{-28}$ g.)

**Resolución:**

Según De Broglie, la longitud de onda asociada a una partícula en movimiento es:

$$\lambda = h / (m \cdot v)$$

$h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s

$m = 9,11 \cdot 10^{-28}$ g = $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg

$v = 150.000$ km/s . 1000 m / 1 Km = $1,5 \cdot 10^{8}$ m/s

$$\lambda = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34}\ \text{J·s})}{(9,11 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}) \cdot (1,5 \cdot 10^{8}\ \text{m/s})} = 4,84 \cdot 10^{-11}\ \text{m}$$

$$\lambda = 4,48 \cdot 10^{-11}\ \text{m} \cdot \frac{10^{-10}\ \text{Å}}{10^{-9}\ \text{m}} = 4,48 \cdot 10^{-2}\ \text{Å}$$

**Ejercicio resuelto**

Calcula la cantidad de movimiento de un fotón de luz roja cuya frecuencia es $4,4 \cdot 10^{-28}$ $s^{-1}$.

**Resolución:**

En base a De Broglie:

$\lambda = h / m \cdot v$

$\lambda = h / p \rightarrow p = h / \lambda$

La cantidad de movimiento de un fotón será:

$p = (6{,}62 \cdot 10^{-34}\ J{\cdot}s \cdot 4{,}4 \cdot 10^{14}\ s^{-1})/(3 \cdot 10^{8}\ m/s) =$
$= 9{,}71 \cdot 10^{-28}\ kg \cdot m \cdot s^{-1}$

**Ejercicio resuelto**

Calcula la $\lambda$ de De Broglie asociada a : a) un astronauta de 70 kg de masa que avanza en su camino hacia Marte con una v = 4500 m/s. b) un haz de electrones (m= 9,1. $10^{-31}$ kg) que se mueve con velocidad de $5.10^{7}$ m/s.
Dato: h = 6,625 · $10^{-34}$ J. s

**Resolución**

a)

Según De Broglie:

$\lambda = h / m \cdot v$

$\lambda = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 70\ Kg \cdot 4500\ m.\ s^{-1} =$

$= 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 315000\ Kg\ m \cdot s^{-1} =$

$= 2{,}10 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-34}\ m =$

$= 2{,}10 \cdot 10^{-39}\ m$

b)

Seguimos con De Broglie:

$\lambda = h / m \cdot v$

$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg \cdot 5 \cdot 10^{7}\ m.s^{-1} =$

$= 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 45,5 \cdot 10^{-24}\ Kg \cdot m \cdot s^{-1} =$

$= 0,145 \cdot 10^{-10}\ m = 1,45 \cdot 10^{-11}\ m$

**Ejercicio resuelto**

¿Cuál es la velocidad de un electrón que lleva asociada una longitud de onda de 0,67 nm?

DATOS: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s$ ; $me = 9,1 \cdot 10^{-28}\ g = 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg$

**Resolución:**

Según De Broglie :

$\lambda = h / m \cdot v$

$$\lambda = 0,67\ nm \cdot \frac{10^{-9}\ m}{1\ nm} = 6,7 \cdot 10^{-10}\ m$$

$v = h / m \cdot \lambda$

$v = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s / 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg \cdot 6,7 \cdot 10^{-8}\ m =$

$= 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s/60,97 \cdot 10^{-39}\ Kg \cdot m =$

$= 0{,}108 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 1{,}08 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

---------- O ----------