

TEMA N° 6. ESTRUCTURA DE LA MATERIA. Modelos Atómicos.

NOTA: Para poder acceder a las páginas Webs, videos y applet **PISAR CONTROL** y **PINCHAR** en la página Web, video o applet seleccionado.

Video: Origen de la Materia (I)

<http://www.youtube.com/watch?v=DQtIVWIk2ZQ>

Video: Origen de la Materia (II)

<http://www.youtube.com/watch?v=SoYZByPvRQs&feature=related>

Video: Origen de la Materia (III)

<http://www.youtube.com/watch?v=yeq1xdlYaQM&feature=related>

Video: Origen de la Materia (IV)

<http://www.youtube.com/watch?v=pGeuRHSDCEY&feature=related>

Video: Origen de la Materia (V)

<http://www.youtube.com/watch?v=CzAmn9zcbJo&feature=related>

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>

Estructura de la materia

http://www.telefonica.net/web2/jjfisicaquimica/estructura_materia/particulas_fundamentales.html

Partículas Elementales

http://www.portalplanetasedna.com.ar/el_atomo1.htm

Partículas Elementales

http://www.fisicahoy.com/la_fisica_hoy/particulas_elementales

Partículas Elementales

<http://www.revistaciencias.com/publicaciones/EpypAyyuAVeEfHABgo.php>

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. Siento una “*envidia sana*” por no pertenecer a ese pequeño grupo de grandes inteligencias. Pero estoy muy *orgulloso por pertenecer al grupo de pequeñas inteligencias que intentamos hacer llegar los trabajos de estos señores a nuestros alumnos.* Se trata de un gran **RETO**. Cuando el **RETO** sea vencido conoceremos perfectamente la **MATERIA** y dominar 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 de momento.

Con el siguiente contenido, intentaré transmitir los objetivos del Tema:

- 1.- *Partículas fundamentales (pág. N° 3)*
- 2.- *Modelo atómico de Tomson(pág. N° 7)*
- 3.-*Modelo atómico de Rutherford(pág. N° 8)*
- 4.- *Modelo atómico de Böhr(pág. N° 12)*
- 5.- *Modelo atómico de Sommerfeld (pág. N° 30)*
- 6.- *Efecto Zeeman (pág. N° 33)*
- 7.- *Efecto Zeeman anómalo(pág. N° 35)*
- 8.- *Los Números Cuánticos(pág. N° 35)*
- 9.- *Principio de Exclusión de Pauli(pág. N° 36)*
- 10.- *Principio de Incertidumbre(pág. N° 47)*
- 11.- *Dualidad Onda – Corpúsculo(pág. N° 48)*
- 12.- *El átomo y la Mecánica Cuántica(pág. N° 50)*



1.- Partículas fundamentales

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 penetrar 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?.

Si partimos de un mundo, podríamos decir **MACROSCÓPICO**, respecto a los átomos, como son las **MOLÉCULAS**, podríamos ir conociendo la estructura de la **MATERIA**.

La **MOLÉCULA** es la parte más pequeña de una sustancia (simple o compuesta) 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 esto:

- 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 que, en principio podemos clasificar:

- a) Partículas estables.*
- b) Partículas cuya vida media es superior a 10^{-10} segundos.*
- c) Partículas cuya vida media es inferior a 10^{-10} segundos.*

Video: Descubrimiento de las partículas fundamentales

<http://www.youtube.com/watch?v=tfzr7Yjv3-M>

Descubrimiento del electrón

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/catodicos.htm

El descubrimiento del electrón

<http://www.hiru.com/fisica/el-descubrimiento-del-electron>

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>

Descubrimiento del neutrón

<http://www.nocturnar.com/forum/ciencia/439082-descubrimiento-del-neutron.html>

Para nuestros fines, las partículas elementales que nos interesan y que reciben el nombre de **PARTÍCULAS FUNDAMENTALES** son:

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

Es interesante, según los datos, hacer constar 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.

Las partículas constitutivas de los átomos son muchas más que: *protones*, *neutrones* y *electrones*. Serán objeto de estudio en cursos más avanzados pero si tenéis interés en conocerlas en los siguientes videos os podéis informar.

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

Descubrimiento de los Quarks

http://es.wikipedia.org/wiki/Quark#Descubrimiento_experimental

Los primeros modelos atómicos consideraban básicamente tres tipos de partículas subatómicas: *protones*, *electrones* y *neutrones*. Más adelante el descubrimiento de la estructura interna de *protones* y *neutrones*, reveló que estas eran **partículas compuestas**. Los *protones* y *neutrones* por su parte 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**. Existen *seis tipos diferentes de quarks* (**up**, **down**, **bottom**, **top**, **extraño** y **encanto**). 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**).

Partículas fundamentales del Modelo Estándar

	<u>Leptones</u>		<u>Quarks</u>	
Familias	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
1 ^a	<u>electrón</u>	e	<u>up</u>	u
	<u>neutrino e</u>	ν_e	<u>down</u>	d
2 ^a	<u>muon</u>	μ	<u>charm</u>	c

	neutrino μ	ν_{μ}	strange	s
3 ^a	tau		top	t
	neutrino	$\nu_{ }$	bottom	b

La mayoría de las partículas **NO EXISTEN COMO TALES CONSTITUYENDO LA MATERIA**, sino que se obtienen en procesos de de alta energía bombardeando núcleos atómicos con **protones** y **electrones**.

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

Electrón (e^{-})

Protón (p^{+})

Neutrón n^0

ANTIPARTÍCULA

Positrón (e^{+})

Antiprotón (p^{-})

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.

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** (un **electrón** con carga positiva, también llamado **positrón**) y un **antiprotón** (un **protón** con carga negativa) 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.- Modelo atómico de Tomson

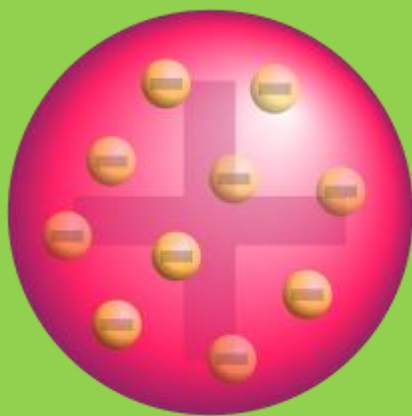
Tomando como base que las partículas constitutivas del átomo son: *electrón*, *protón* y *neutrón*, estamos en condiciones de estudiar como los investigadores distribuían estas partículas en el átomo dando lugar a los llamados **MODELOS ATÓMICOS**.

Modelos atómicos

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

Modelo atómico de Thomson

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_thom.htm



Representación esquemática del modelo 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*.

3.-Modelo atómico de Rutherford

Video: Modelo atómico de Rutherford

<http://www.youtube.com/watch?v=DHuG7cXmoqY>

Modelo atómico de Rutherford

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_ruther.htm

Modelo atómico de Rutherford

<http://rabfis15.uco.es/Modelos%20At%C3%B3micos%20.NET/Modelos/ModRutherford.aspx>

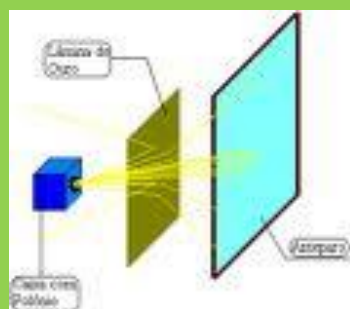
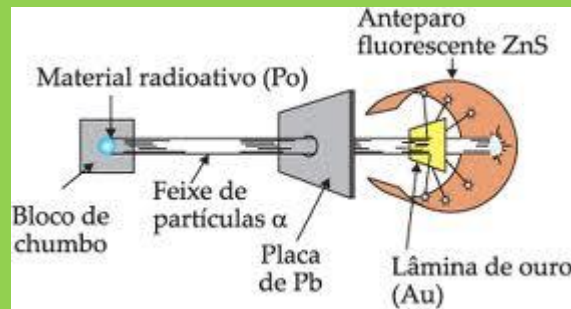
Experimento de Rutherford

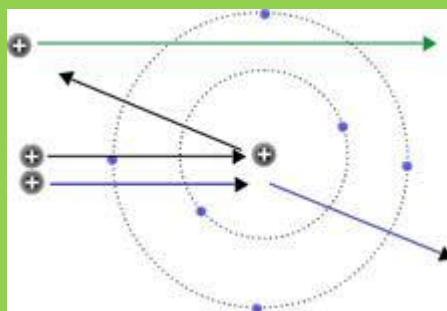
<http://www.youtube.com/watch?v=sft5xx3mltM>

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 atravesarían 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 180° , es decir, prácticamente salían rebotadas en dirección opuesta a la incidente.

Experiencia de Rutherford

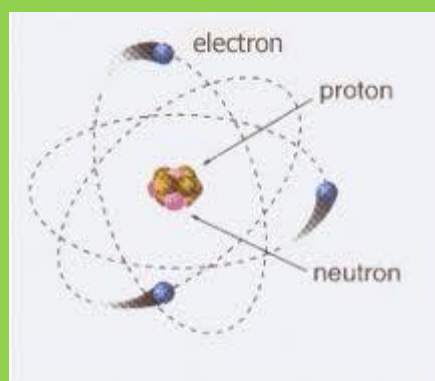
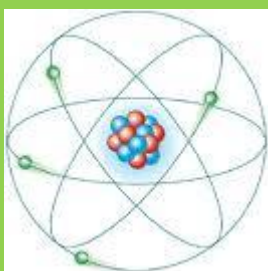
Rutherford bombardeó con partículas " α " (átomos de Helio ionizados, He^{+2}) láminas muy finas de metales de elevado número atómico tales como el oro. El resultado del bombardeo lo hizo incidir sobre una lámina de Sulfuro de cinc que actuaba como el negativo de una fotografía y llegó a los siguientes resultados:





Rutherford apreció 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**.

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, no podía explicarse que algunas partículas fueran rebotadas en dirección casi opuesta a la incidente. También explicaba la imposibilidad del paso de las partículas **α** 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 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 del **núcleo** revelaban que el átomo en su mayor parte **estaba vacío**.

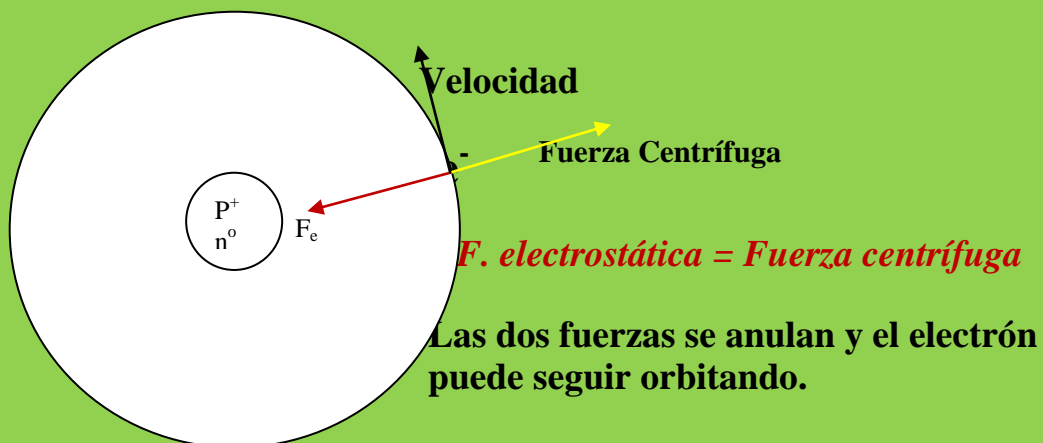


Rutherford propuso que los **electrones** orbitarían en ese espacio vacío alrededor de un minúsculo **núcleo atómico**, situado en el centro del **átomo**.

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

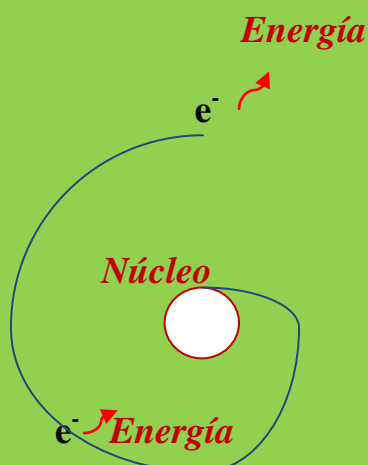
- Por un lado se planteó el problema de cómo un conjunto de *cargas eléctricas positivas* podían mantenerse unidas en un volumen tan pequeño (*cargas eléctricas del mismo signo se repelen*).
- Por otro lado existía otra dificultad, *la radiación electromagnética*. La *electrodinámica* clásica predice 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*.

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*. *Toda partícula cargada eléctricamente y describiendo órbitas circulares las va transformando en órbitas en espiral terminando por caer el electrón en el núcleo*





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*.

4.- Modelo atómico de Böhr

Modelo atómico de Böhr

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

Modelo atómico de Böhr

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_bohr.htm

Modelo atómico de Böhr

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/atom/tutorial-08.html>

Applet: Modelo atómico de Böhr

<http://www.educaplus.org/play-83-Modelo-atómico-de-Bohr.html>

Applet: 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>

Modelo atómico de Bohr y transiciones electrónicas con los espectros de absorción o emisión correspondiente.

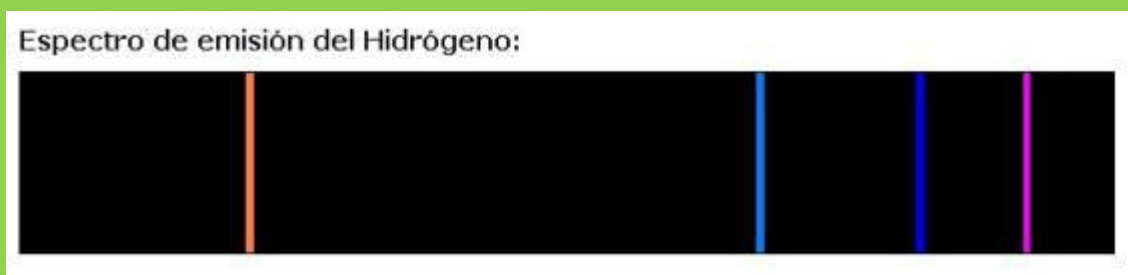
<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/applets/espectro-bohrMB-2/bohrr.htm>

Video: Modelo atómico de Böhr

http://www.youtube.com/watch?v=Vpspk_hCSMM

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

a) *Estudio el espectro del átomo de hidrógeno.*



b) *Teoría de Planck.*

El espectro de la radiación

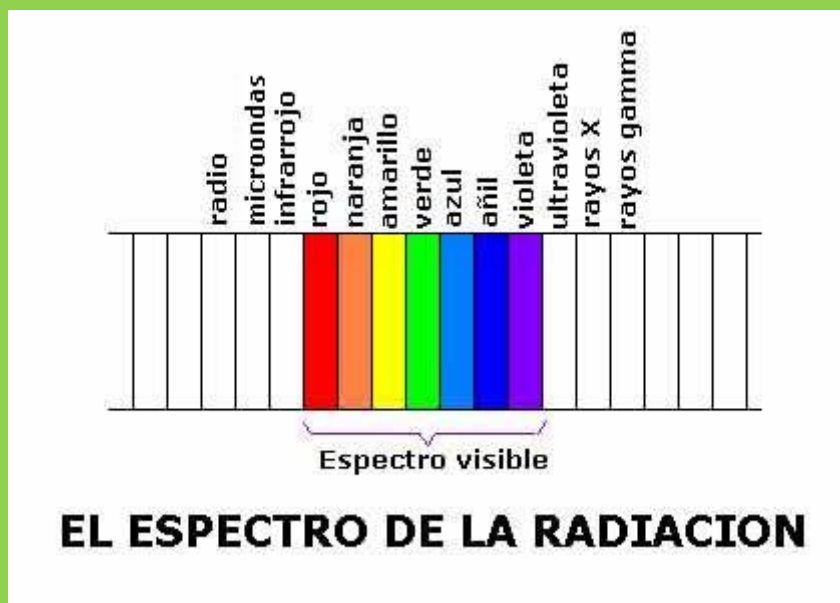
En determinadas condiciones, los cuerpos *emiten energía* en forma de *radiación*. También los cuerpos *absorben la radiación* que emiten otros cuerpos, asimilando *energía*.

¿Cómo medir la radiación emitida o la radiación absorbida por los cuerpos?. Un 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*.

Se dice que el arco iris es el **espectro** de la luz visible procedente del sol. En el ejemplo del espectro constituido por el **arco iris**, son las gotas de lluvia y el aire atmosférico lo que hacen de espectroscopio.

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.



Los espectros de emisión:

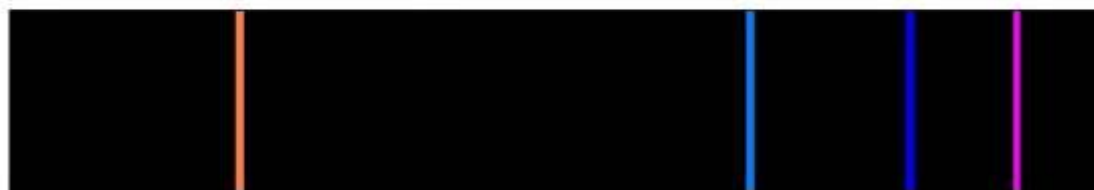
Todos los cuerpos emiten energía a ciertas temperaturas. **El espectro de la radiación energética emitida es su espectro de emisión.** Todos los cuerpos no tienen el mismo **espectro de emisión.** Esto es, hay cuerpos que emiten en el infrarrojo, por ejemplo, y otros cuerpos no.

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.

Así, el **sodio** tiene su característico **espectro de emisión**, lo mismo que el **calcio**, o que el **hidrógeno**, etc..

Espectros de emisión del átomo de Hidrógeno:

Espectro de emisión del Hidrógeno:



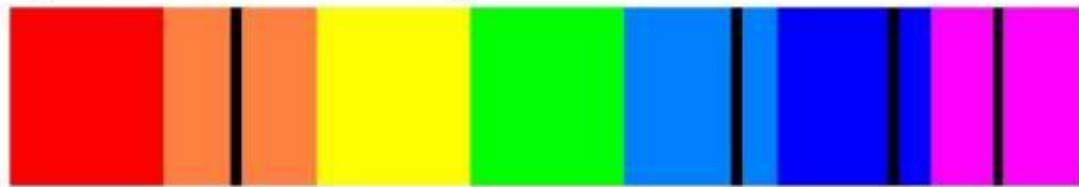
Los espectros de absorción:

Y también los cuerpos *absorben radiación* emitida desde otros cuerpos, eliminando del *espectro de radiación* aquellas bandas absorbidas, que quedan de *color negro*. Son lo que se llaman “*rayas negras*” o simplemente “*rayas*” del espectro.

También ocurre con la *absorción*, que 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.

Algunos ejemplos de espectros de absorción:

Espectro de absorción del Hidrógeno:



El hidrógeno, pues, 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.

Los investigadores de los espectros: **Balmer**, **Lyman**, **Paschen**, **Brackett** y **Pfund** establecieron una ecuación que relacionaban las líneas de los **espectros**. 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.

λ = longitud de onda.

$R = \text{constante de Rydberh} = 109740 \text{ cm}^{-1} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

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 $n_2 = 4$

$n_1 = 3$ Segunda Línea $n_2 = 5$

Serie de Brackett $n_1 = 4$ Primera línea $n_2 = 5$

$n_1 = 4$ Segunda Línea $n_2 = 6$

Teoría de Planck

Planck llegó a la conclusión de que la **radiación sólo podía ser emitida o absorbida de forma discontinua** 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 llamo **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 la energía emitida vendría dado por:

$$E = h \cdot f$$

$h = \text{constante de Planck} = 6,6256 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

$f = \text{frecuencia de la radiación.}$

La conclusión de Bohr (de forma simple para que se entienda) fue que: *La corteza electrónica está constituida por varias capas, orbitas o niveles energéticos, y al saltar el electrón de un nivel a otro inferior emitía radiación de una determinada frecuencia cuya raya aparecía en el espectro.*

Postulados de Bohr

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

1. *Los electrones orbitan* el núcleo del átomo en niveles discretos y *cuantizados de energía*, es decir, no todas las órbitas están permitidas, tan sólo un número finito de éstas.
2. *Los electrones pueden saltar de un nivel electrónico a otro* sin pasar por estados intermedios.
3. *El salto de un electrón* de un nivel cuántico a otro *implica la emisión o absorción* de un único cuanto de luz (*fotón*) cuya energía corresponde a la *diferencia de energía entre ambas órbitas*.
4. Las órbitas permitidas tienen valores discretos o cuantizados del *momento angular orbital L* de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$L = m \cdot v \cdot R = n \cdot h/2\pi$$

Donde **n** = 1,2,3,... es el *número cuántico principal*. Nos determina *el tamaño del átomo*.

La cuarta hipótesis asume que el valor mínimo de **n** es **1**. Este valor corresponde a un mínimo radio de la órbita del electrón de 0.0529 nm.. Un electrón en este nivel *fundamental* no puede descender a niveles inferiores emitiendo energía.

Bohr necesita de un parámetro matemático, "**n**" que recibe el nombre de *NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL*. Su valor oscila entre [1 , ∞) y nos determina en qué nivel energético se encuentran los electrones de valencia y en definitiva del *tamaño del átomo*.



Los postulados de Bohr nos permiten determinar, matemáticamente, la energía del electrón en un nivel energético determinado:

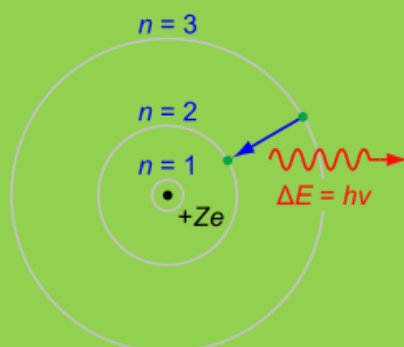
$$E_T = -K' / n^2 \quad ; \quad E_T = -R_H / n^2$$

n = número de capa o nivel energético

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

El valor *negativo* de la energía se basa en el hecho de que la energía en el 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*.

Esquema del modelo atómico de Böhrr



Animación: Modelo atómico de Bohr

<http://azorero.blogspot.com.es/2007/03/modelo-atmico-de-bohr-animacin-en-flash.html>

Animación: Modelo atómico de Bohr

http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/atomo/BohrII_B.htm

Video: Modelo atómico de Bohr

<http://www.youtube.com/watch?v=c9-Y1fq8LX0>

Animación: Modelo atómico de Bohr y rayas espectrales

http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Estructura_atomo/Atomo7.htm



Ejercicio resuelto

Un láser emite una radiación cuya longitud de onda vale $\lambda = 7800 \text{ \AA}$

a) Calcular la frecuencia de esta radiación

b) Calcular la energía de un fotón de la misma frecuencia anterior

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

Resolución:

a) Aplicando la expresión :

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

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

b) Aplicando la ecuación :

$$E = h \cdot \nu$$

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

Problema resuelto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución:

Energía para el nivel $n = 4$:

$$E_4 = - R_H / n_4 ; E_4 = - 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 4^2 ; E_4 = - 0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Energía para el nivel $n = 1$:

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

$$\Delta E = E_4 - E_1 = h \cdot \nu ; - 0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J} - (- 2,18 \cdot 10^{-18}) \text{ J} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \cdot \nu$$

$$2,04 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \cdot \nu ; \nu = 2,04 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$$

$$v = 0,307 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1} = 3,07 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Problema resuelto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución:

Según la ecuación de Rydberg:

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

$$1 / \lambda = 1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1/2^2 - 1/5^2) ; 1 / \lambda = 1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1/4 - 1/25)$$

$$1 / \lambda = 1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (0,25 - 0,04) ; 1 / \lambda = 0,230 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 0,230 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} ; \lambda = 4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Problema resuelto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución:

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

$$E = h \cdot v ; E = h \cdot c / \lambda ; E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1} / 10^{-7} \text{ m} = 19,89 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,98 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

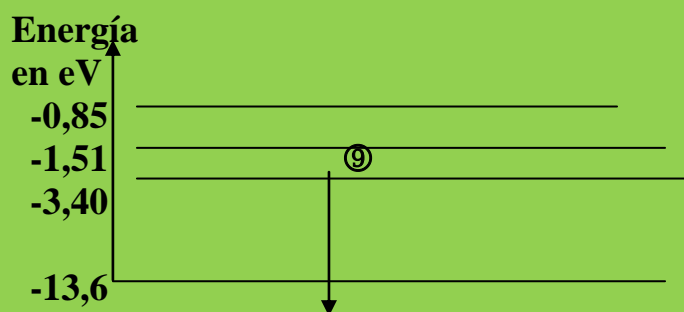
Problema propuesto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera)

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: $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Ejercicio resuelto

Un electrón efectúa un salto entre los niveles energéticos que se muestran en la figura:



Calcular la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética desprendida.

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

Resolución:

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

Para calcular ΔE debemos convertir la energía en eV a Julios (J)

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

$$\Delta E = (13,6 - 1,51) \text{ eV} \cdot 1,6 \times 10^{-19} \text{ (J/eV)} = 1,934 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

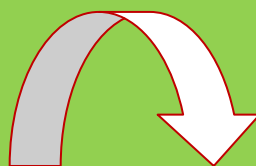
Por consiguiente :

$$1,934 \times 10^{-18} = h \cdot \nu = 6,63 \times 10^{-34} \cdot \nu$$

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

La longitud de onda λ se calcula a partir de :

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



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 es igual:

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

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

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

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: $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$.)

Resolución:

Sabemos que la energía que se libera será:

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

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

$$\begin{aligned} E &= h \cdot c \cdot R_H (1/3^2 - 1/4^2) = \\ &= (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) \cdot (1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) (1/9 - 1/16) = \\ &= 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

Ejercicio resuelto

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

- La frecuencia de la radiación.
- La diferencia de energía interna entre los dos niveles electrónicos expresada en julios.

Resolución:

a)

La frecuencia de una radiación es igual:

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

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

b)

$$E = h \cdot \nu = (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) \cdot (1,66 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) = 1,1 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)

La energía de un fotón de luz roja es $6,5 \cdot 10^{-18} \text{ J}$. Calcula su frecuencia y número de ondas. ¿Qué energía tendrían 3 moles de fotones de luz roja?

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

Resolución:

$$E = 6,5 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Según Planck: $E = h \cdot \nu$

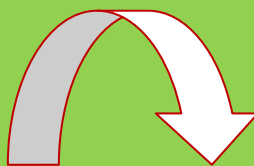
$$6,5 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot \nu ;$$

$$\nu = 6,5 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} ; \nu = 0,98 \cdot 10^{27} \text{ 1/s} = 9,8 \cdot 10^{26} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

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 = $6,5 \cdot 10^{-18} \text{ J}$



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

$$18,07 \cdot 10^{23} \text{ fotones} \cdot \frac{6,5 \cdot 10^{-7} \text{ J}}{1 \text{ fotón}} = 117,45 \cdot 10^{16} \text{ J} = \mathbf{1,17 \cdot 10^{18} \text{ J}}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)
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: $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

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

Resolución:

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

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

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

$$\nu = \mathbf{4,83 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}}$$

Por otra parte sabemos que: $\nu = c / \lambda$

$$\lambda = c / \nu ; \lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1} / 4,83 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 0,62 \cdot 10^{-7} \text{ m} = \mathbf{6,2 \cdot 10^{-8} \text{ m}}$$

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

La zona del espectro es la **ULTRAVIOLETA**.

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)
Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno siguiendo la teoría de Bohr. Datos: $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

Resolución:

El dato que nos da el problema no nos permite realizar el ejercicio. Diría más **NOS CONFUNDE**. Con R_H podríamos conocer la energía de una órbita pero nunca una energía de ionización.

Cuando el átomo de hidrógeno se ioniza:



el electrón se pierde, es decir, pasa de $n_2 = 1$ a $n_1 = \infty$ (Espectro de absorción)

Según Rydberg:

$$1/\lambda = R \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2) ; 1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1/1^2 - 1/\infty)$$

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1 - 0) ; 1/\lambda = 1,07 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 1,07 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} = 0,93 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 9,3 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

Por otro lado sabemos que:

$$v = c / \lambda$$

$$v = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1} / 9,3 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 0,32 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1} (\text{Hz}) = 3,2 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

Planck nos dice que: $E = h \cdot v$

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \cdot 3,2 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 21,22 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,12 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)
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: $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

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:

$$\Delta E = E_4 - E_1 = - 0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J} - (- 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}) = 2,04 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)

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 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y en Hz respectivamente.

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

Resolución:

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

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

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

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

$$\Delta E = - 0,24 \cdot 10^{-18} \text{ J/e}^- - (- 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J/e}^-) = 1,94 \cdot 10^{-18} \text{ J/e}^-$$

$$1,94 \cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{e}^-} \cdot \frac{1 \text{ KJ}}{1000 \text{ J}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ e}^-}{1 \text{ mol}} = 22,67 \cdot 10^2 \text{ KJ/mol} =$$

$$= 2,267 \cdot 10^3 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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

$$E = h \cdot \nu ; \nu = E/h = 1,94 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \text{e}^- / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} = 0,29 \cdot 10^{16} \text{ e}^- \cdot \text{s}^{-1}$$

$$= 2,9 \cdot 10^{15} \text{ Hz/e}^-$$



Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

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

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

Resolución:

Según Planck: $E = h \cdot \nu$ (1)

$\nu = c / \lambda$ que llevada a (1) $\rightarrow E = h \cdot c / \lambda$ (2)

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

Si nos vamos a (2):

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}}{5,79 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,43 \cdot 10^{-19} \text{ J/foton}$$

$$3,43 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{Fotón}} \cdot \frac{6,63 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol fotones}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 14,21 \cdot 10^{23} \text{ eV}$$

$$= 1,42 \cdot 10^{24} \text{ eV/mol}$$

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

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

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

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Si la energía de la 1ª órbita de Böhr es - 13,6 eV. ¿Cuál es la energía de la cuarta órbita en eV y en J ?.

Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

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 :

$$\begin{aligned} -R_H &= E \cdot n^2 ; R_H = - E \cdot n^2 = - (- 13,6 \text{ eV}) \cdot 1^2 = \\ &= 13,6 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

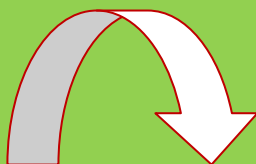
En la 4ª órbita:

$$\begin{aligned} E_4 &= - R_H / n^2 ; E_4 = - 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 4^2 = - 0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J} = - 1,36 \cdot 10^{-19} \text{ J} \\ &= - 1,36 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 0,85 \text{ eV} \end{aligned}$$

Ejercicio propuesto (Fuente: COLEGIO PADRE DEHON)

Un rayo gamma tiene una $\lambda = 0,01 \text{ m}$. ¿Cuál es la energía de los fotones que lo forman?

Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$



Ejercicio propuesto (Fuente: COLEGIO PADRE DEHON)

Considera dos átomos de hidrógeno. En el primero el electrón está en la órbita $n=1$ y en el segundo está en $n=4$. Cuál de los dos átomos tiene la configuración electrónica en el estado fundamental.

- ¿Qué átomo tiene una energía potencial mayor?
- ¿Qué órbita tiene menor radio?
- ¿Qué átomo tiene el electrón con menor energía?
- Si el electrón del segundo átomo $n=4$ pasa a $n=1$ ¿emitirá o absorberá energía?

Modelo atómico de Sommerfeld

<http://quimica.laguia2000.com/general/modelo-atmico-de-sommerfeld>

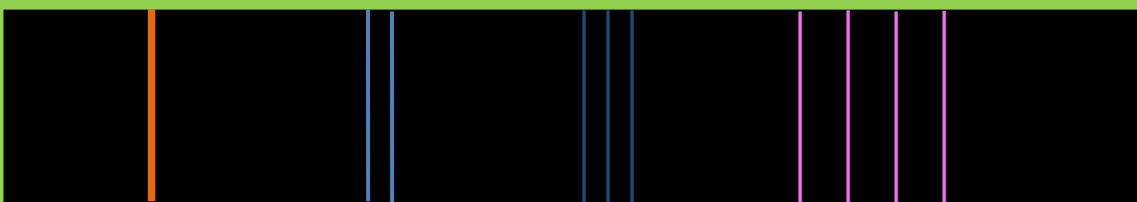
Modelo atómico de Sommerfeld

<http://cdpdp.blogspot.com.es/2008/04/el-modelo-atmico-actual.html>

Espectro de emisión del Hidrógeno:



Los espectroscopios fueron avanzando y el siguiente espectro de emisión del átomo de hidrógeno fue el siguiente:

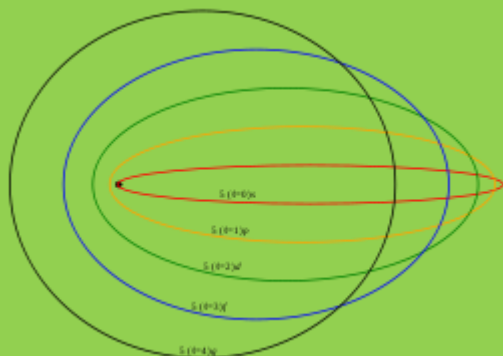


Bohr no pudo explicar este *nuevo espectro* y además solo admitía *órbitas circulares* para los electrones alrededor del núcleo.



5.- Modelo atómico de Sommerfeld

Órbitas elípticas en el modelo de Sommerfeld.



En 1916, **Sommerfeld** perfeccionó el modelo atómico de Bohr intentando paliar los dos principales defectos de éste. Para eso introdujo órbitas **elípticas** para los electrones. En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en **órbitas circulares**. La **excentricidad** de la órbita dio lugar a 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** (dentro de un nivel energético, por ejemplo $n = 3$ pueden existir varios subniveles energéticos que reciben el nombre de Orbitales Atómicos). Las órbitas son:

- $l = 0$ se denominarían posteriormente **orbitales "s"** (forma esférica)
- $l = 1$ se denominarían **orbitales "p"** (forma elíptica).
- $l = 2$ se denominarían **orbitales "d"** (forma elíptica compleja).
- $l = 3$ se denominarían **orbitales "f"** (forma elíptica muy compleja).

Para explicar el desdoblamiento de las líneas espectrales, observando al emplear espectroscopios de mejor calidad, Sommerfeld supone que cada una de las orbitas o niveles energéticos de Böhr se subdividían en subniveles energéticos a los cuales les llamó **orbitales atómicos**.



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.

Formas de los orbitales atómicos:

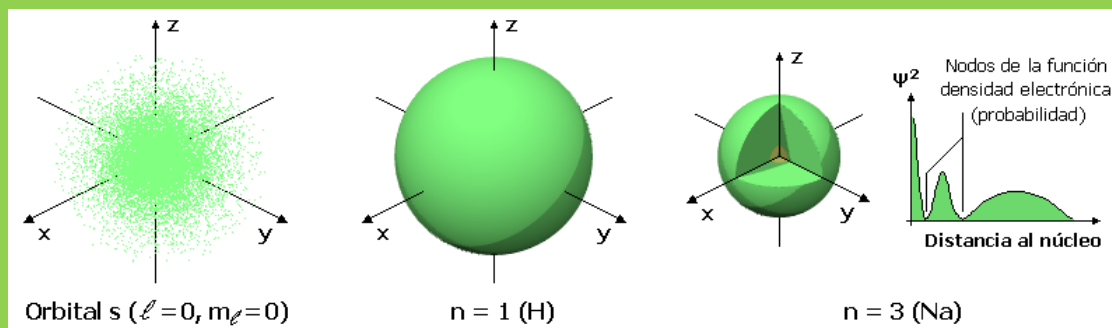
<http://www.educaplus.org/play-234-Orbitales-atómicos.html>

Dibujo de los orbitales atómicos.

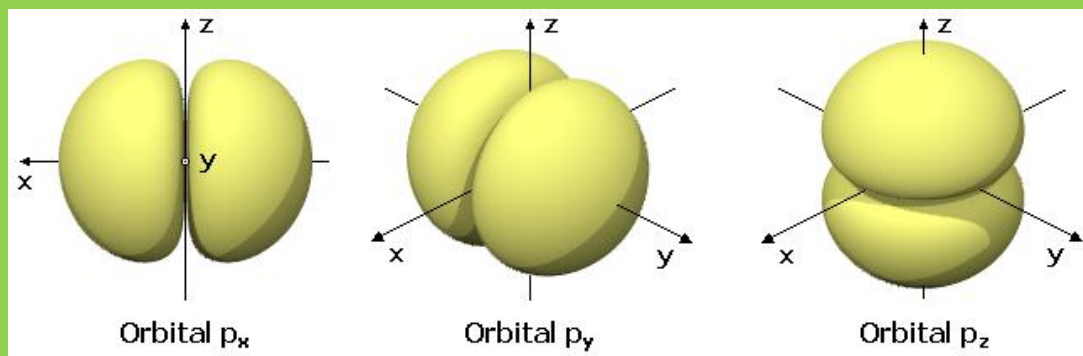
El Orbital atómico lo podemos definir como la región del espacio en donde existe la probabilidad del 95% de encontrar al electrón.

Si $l = 0 \rightarrow$ **Orbital "s"**

El orbital "s" tiene simetría **esférica** alrededor del **núcleo atómico**.

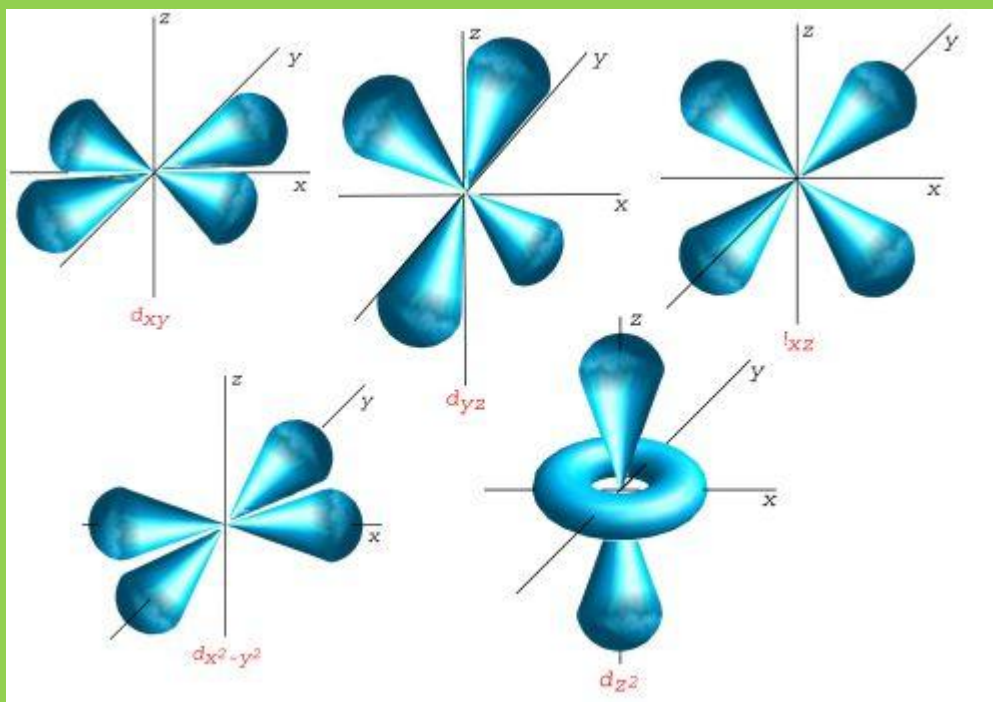


Si $l = 1 \rightarrow$ **Orbital "p"**

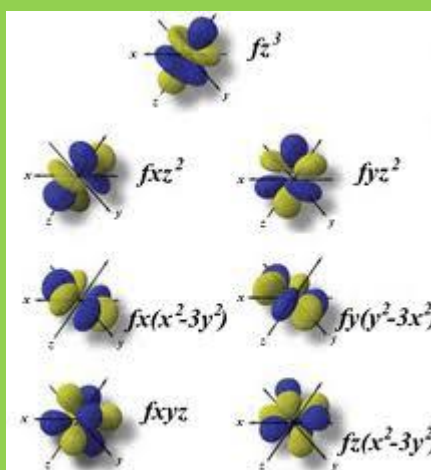


La forma geométrica de los orbitales “p” es la de *dos esferas achatadas hacia el punto de contacto* (el núcleo atómico) *y orientadas según los ejes de coordenadas*. En función de los valores que puede tomar el *tercer número cuántico* llamado “magnético”; m (-1, 0 y 1) \rightarrow (-1, 0, 1) \rightarrow *implica tres orientaciones, se obtienen los tres orbitales “p” simétricos respecto a los ejes x, z e y.*

Si $l = 2 \rightarrow$ *Orbital “d”*



Si $l = 3 \rightarrow$ *Orbital “f”*



Energía de los orbitales atómicos (2º Bachillerato).

<http://www.educaplus.org/play-75-Energía-de-los-orbitales.html>

Ejercicio resuelto

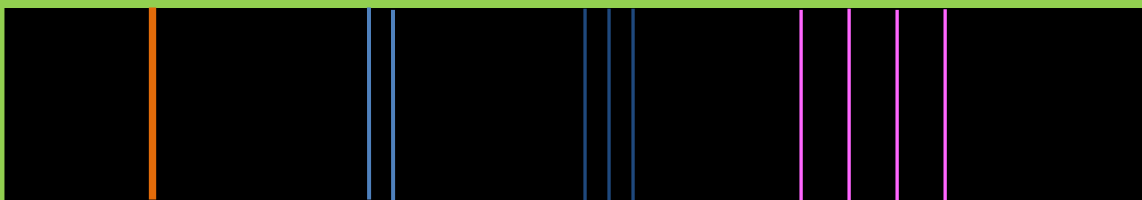
Contestar razonando la respuesta a las siguientes cuestiones :

- ¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía?
- La energía de estos subniveles ¿aumenta o disminuye con el n° cuántico secundario l ?
- ¿En qué se parecen y en qué se diferencian los orbitales p ?
- ¿Por qué el subnivel de energía $2p$ puede alojar más electrones que el subnivel $2s$?

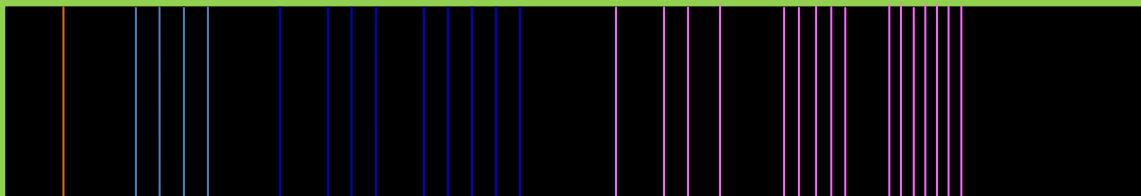
Resolución:

- El nivel energético $n = 2$ posee **4 ORBITALES**: $2s$ (1 orbital) y $2p$ (3 orbitales)
- Aumenta. La energía de los subniveles $2p$ ($l=1$) es mayor que la energía de los subniveles $2s$ ($l=0$)
- Se parecen en que tienen la misma forma geométrica y la misma energía y se diferencian en su orientación en el espacio.
- Es debido a que el subnivel $2p$ tiene 3 orbitales ($3 \times 2 = 6$ electrones), en cambio el subnivel $2s$ tiene únicamente 1 orbital ($1 \times 2 = 2$ electrones)

6.- Efecto Zeeman.-



Los espectroscopios fueron avanzando y el siguiente espectro de emisión del átomo de hidrógeno fue el siguiente:



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 Sommerfeld *existen varias orientaciones posibles en el espacio* que interaccionaban de forma distinta con el campo magnético externo. Para ello se creó un nuevo número cuántico llamado *número cuántico magnético*, “*m*” que vale para cada valor de *l*:

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Para determinar pues la posición del electrón en el átomo de hidrógeno hay que dar 3 números cuánticos: *n, l y m*.

Hasta el momento no se ha dicho nada referente a los electrones en la corteza electrónica. Se ha mencionado:

- a) *Tamaño del átomo, dado por “n”*
- b) *Forma del orbital atómico, dado por “l”.*
- c) *Orientación del orbital atómico, dado por “m”.*

7.- 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) “*s*”, al que se le dio dos valores, uno para cada sentido:

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

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

Para describir la posición de un electrón se necesitan 4 números cuánticos:

(n , l , m , s).

Sin embargo, todo lo anterior solo era útil para el átomo de hidrógeno, pues su aplicación en la descripción de otros átomos fracasó.

8.- Los Números Cuánticos

Números cuánticos y orbitales atómicos.

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/NumerosCuanticos12.htm>

Los números cuánticos.

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/NumerosCuanticos12.htm>

Con el conocimiento de los *cuatro números cuánticos* podemos determinar el número de electrones que pueden existir en cada nivel energético y el número de electrones que puede contener cada tipo de orbital atómico:

<u>O. ATÓMICO</u>	<u>Nº DE ORIENTACIONES</u>	<u>Nº DE ELECTRONES</u>
<i>s</i>	<i>1</i>	<i>2</i>
<i>p</i>	<i>3</i>	<i>6</i>
<i>d</i>	<i>5</i>	<i>10</i>
<i>f</i>	<i>7</i>	<i>14</i>

Llegamos a la conclusión que para describir la posición de un electrón se necesitan *4 números cuánticos*.

Principio de Exclusión de Pauli

http://payala.mayo.uson.mx/QOnline/PRINCIPIO_DE_EXCLUSION_DE_PAULI.html

Principio de Exclusión de Pauli

<http://www.migui.com/ciencias/fisica/pruebas-experimentales-del-principio-de-exclusion-de-pauli.html>

9.- Principio de Exclusión de Pauli

Pauli con el principio que lleva su nombre **“PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI** 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 , - 1/2)
- b) (2, 1, 0, - 1/2)

Estos dos electrones estarían en el *nivel energético n° 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.

Efecto Zeeman

<http://www.lawebdefisica.com/pages/zeeman/>

Efecto Zeeman

<http://eltamiz.com/2009/05/20/premios-nobel-fisica-1902-el-efecto-zeeman/>

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 + 1/2 y para el otro - 1/2.*

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

$$N^{\circ} \text{ máximo de electrones por capa} = 2 n^2$$

Vamos a demostrar esta ecuación:

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

CAPA	n	l	ORBI	M	S	Nº e-	NºT.e-	CONFI
1	1	0	s	0	$\pm 1/2$	2	2	$1s^2$
2	2	0	s	0	$\pm 1/2$	2 s	2	
		1	p	- 1	$\pm 1/2$	2 p	2	
				0	$\pm 1/2$	2 p	2	
				1	$\pm 1/2$	2 p	2	
							8	$2s^2 2p^6$
3	3	0	s	0	$\pm 1/2$	2 s	2	
		1	p	- 1	$\pm 1/2$	2 p	2	
				0	$\pm 1/2$	2 p	2	
				1	$\pm 1/2$	2 p	2	
		2	d	-2	$\pm 1/2$	2 d	2	
				- 1	$\pm 1/2$	2 d	2	
				0	$\pm 1/2$	2 d	2	
				1	$\pm 1/2$	2 d	2	
				2	$\pm 1/2$	2 d	2	
							18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
4	4	0	s	0	$\pm 1/2$	2 s	2	
		1	p	- 1	$\pm 1/2$	2 p	2	
				0	$\pm 1/2$	2 p	2	
				1	$\pm 1/2$	2 p	2	
		2	d	- 2	$\pm 1/2$	2 d	2	
				- 1	$\pm 1/2$	2 d	2	
				0	$\pm 1/2$	2 d	2	
				1	$\pm 1/2$	2 d	2	
				2	$\pm 1/2$	2 d	2	
		3	f	- 3	$\pm 1/2$	2 f	2	
				- 2	$\pm 1/2$	2 f	2	
				- 1	$\pm 1/2$	2 f	2	
				0	$\pm 1/2$	2 f	2	
				1	$\pm 1/2$	2 f	2	
				2	$\pm 1/2$	2 f	2	
				3	$\pm 1/2$	2 f	2	
							32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

Hemos obtenido una sucesión de números:

$2, 8, 18, 32, \dots$

cuyo término general es: $2 n^2$

Podemos establecer:

$$N^{\circ} \text{ MÁXIMO de electrones por capa} = 2 n^2$$

Ejercicio resuelto

Dado el elemento de n° atómico $Z = 19$

- Escribir su configuración electrónica
- Indicar los posibles valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo.

Resolución:

- a) El n° atómico es $Z = 19$, la distribución electrónica será :



- b) $n = 4$; $l = 0$ (tipo s) ; $m_l = 0$; $m_s = +1/2$ (o $-1/2$)

Eligiendo : $m_s = +1/2$:

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

Problema resuelto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza López)

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

Problema propuesto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera)

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

- a) $(3, 3, -1, \frac{1}{2})$; b) $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$; c) $(2, -1, -1, -\frac{1}{2})$; d) $(3, 2, 1, 0)$

Problema 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** \longrightarrow $(2, 1, 1)$
b) **NO ES POSIBLE**
c) **POSIBLE** \longrightarrow $(4, 2, -2)$
d) **NO ES POSIBLE**

Regla de Hund

<http://www.montenegroripoll.com/Quimica2/tema2/hund.htm>

Regla de Hund

<http://www.mitecnologico.com/Main/ConfiguracionesElectronicasReglaDeHund>

Regla de Hund

<http://quimica.laguia2000.com/quimica-cuantica/regla-de-hund>

La **regla de Hund** es un método utilizado para el llenado de orbitales que posea igual energía.

La regla se basa en el llenado de **orbitales atómicos** que tengan **igual energía**, así podemos decir que existen 1 “s”, 3 “p”, 5 “d” y 7 “f”. En ellos se van colocando los electrones con spines paralelos en la medida de lo posible lo que implica que , por ejemplo: los tres orbitales “p” se vayan llenando por un **primer electrón**, el **segundo electrón** iría al **segundo orbital “p”** y el **tercer electrón al tercer orbital “p”**. Los tres electrones introducidos deben tener los **spines paralelos**.

Para poder comprender bien la regla de Hund, es necesario saber que todos los orbitales en una capa deben de encontrarse ocupados al menos por un electrón, antes de que se añada un segundo electrón. Es decir, los orbitales deben estar completos y todos los electrones deben encontrarse en paralelo antes de que el orbital se llene del todo. Cuando el orbital adquiera el **segundo electrón**, éste debe encontrarse **apareado** (spines antiparalelos) con el anterior.

De esta manera, los electrones de un átomo van añadiéndose de manera progresiva, utilizando una configuración ordenada, con la finalidad de tener buenas condiciones energéticas estables. En resumen, como existen orbitales equivalentes, primeramente y de uno en uno se colocan los electrones en orbitales atómicos de de la misma energía (del mismo tipo) y posteriormente van entrando a cada orbital atómico de la misma energía pero el segundo electrón debe tener spin antiparalelo con respecto al que ya existía o primero que se introdujo. Se ha conseguido lo que se llama **emparejar los electrones**.

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” $\rightarrow l = 0$

Orbital atómico “d” $\rightarrow l = 2$



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:

- n** **l** **m**
a) (3, -1, 1) → **NO PERMITIDO** → l no puede ser negativo
b) (1, 1, 3) → **NO PERMITIDO** → Siendo $n = 1 \rightarrow l \neq 1$
c) (4, 2, 0) → **PERMITIDO**
d) (0, 0, 0) → **NO PERMITIDO** → “ n ” nunca puede valer 0.
e) (5, 3, -3) → **PERMITIDO**

Ejercicio resuelto

Indica los cuatro números cuánticos que caracterizan a cada uno de los seis electrones del carbono (${}_6\text{C}$) en su estado fundamental.

Resolución:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$

$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$
↑ ↓	↑ ↓	↑ ↑

Si el orbital atómico es “ s ” → $l = 0$

Si el orbital atómico es “p” $\rightarrow l = 1$

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	+1/2
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 $3d$.

Resolución:

El electrón está en la capa $n = 3$

Existen 5 orbitales atómicos “d” $\rightarrow l = 2$

Existen cinco orientaciones $\rightarrow m = 5$ (-2, -1, 0, 1, 2)

En cada orientación el electrón puede girar en dos sentido, es decir, el spin puede valer $+1/2$ y $-1/2$

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	+1/2
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:

- ¿Cuántos electrones caben en un subnivel d ?
- ¿Cuántos electrones puede haber en el nivel $n = 1$?

Resolución:

- a) Estamos en un subnivel “d” lo que supone que $l = 2 \rightarrow m = 5$ (-2, -1, 0, 1, 2) \rightarrow Cinco orientaciones y en cada orientación pueden existir 2 electrones, en total podemos tener **10 electrones**
- b) Si $n = 1 \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0$ (una orientación) $\rightarrow s = \pm 1/2 \rightarrow$ En total **2 electrones**

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)

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:

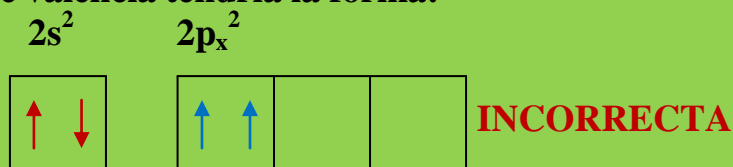
Principio de exclusión de Pauli.- En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

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:

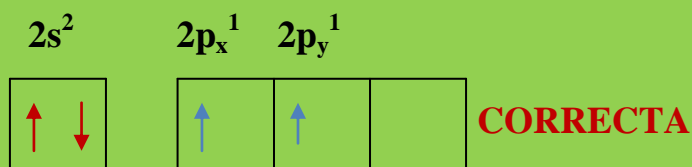
$1s^2 2s^2 2p_x^2 \rightarrow$ **INCORRECTA.**

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

La capa de valencia tendría la forma:



Debe ser:



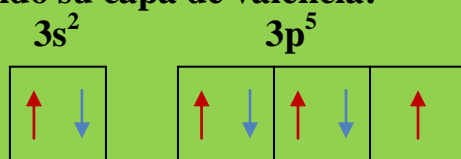
Átomo A \rightarrow No se encuentra en su estado fundamental

(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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

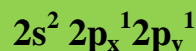
Estudiando su capa de valencia:



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:



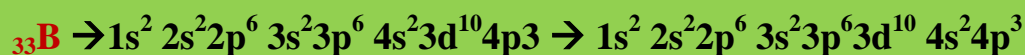
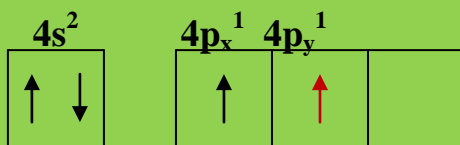
Hecha la rectificación vemos que se cumple el principio de Pauli pues los dos últimos electrones están desapareados lo que implica que los **cuatro números cuánticos no sean idénticos**.

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Colegio Virgen de Atocha. Resolución: A. Zaragoza)
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.

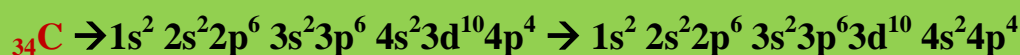
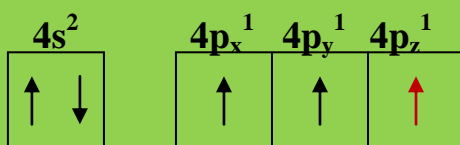
Resolución:

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

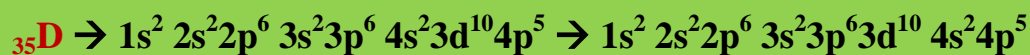
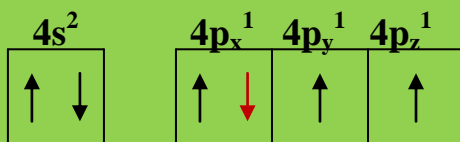
Capa de Valencia:



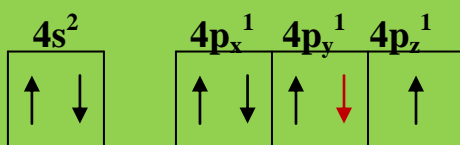
Capa de valencia:



Capa de valencia:



Capa de valencia:



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 (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO)

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”.

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del Rb (Z = 37).

Ejercicio propuesto (Fuente: COLEGIO PADRE DEHON)

Indica en que nivel, subnivel y orbital se encuentran los siguientes electrones cuyos números cuánticos indicamos:

e-	n	L	m	ms
1°	1	0	0	1/2
2°	3	2	1	1/2
3°	2	0	0	1/2
4°	4	3	-3	1
5°	2	3	0	-1/2
6°	5	0	0	1/2

Hay algún error en esta tabla.

Ejercicio propuesto (Fuente: COLEGIO PADRE DEHON)

Escribe los posibles números cuánticos para los electrones: 3s ; 4p ; 4d ; 2p ; 3f .

Principio de Incertidumbre

<http://www.monografias.com/trabajos16/principio-de-incertidumbre/principio-de-incertidumbre.shtml>

Principio de Incertidumbre

http://web.educastur.princast.es/proyectos/jimena/pj_franciscga/heisenberg.htm

Video: Principio de incertidumbre

<http://www.youtube.com/watch?v=3FwJr1AWKMQ>

Animación: Modelo atómico actual

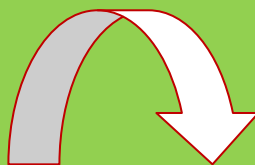
<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/applets/NumerosCuanticosyorbitales-1/NumerosCuanticos12.htm>

10.- Principio de Incertidumbre

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 ($p = m \cdot v$) 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.*



11.- Dualidad Onda – Corpúsculo

Mecánica Cuántica o Mecánica Ondulatoria

<http://quimicalibre.com/la-mecanica-ondulatoria-schrodinger/>

Mecánica Cuántica. En la izquierda de la pantalla inicial tenéis el contenido de la página Web.

http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/cuantica/cuan_debroglie.htm?2&0

Mecánica Cuántica

<http://www.mecanicacuantica.com/introduction.htm>

Video: Mecánica Cuántica o Ondulatoria

http://www.youtube.com/watch?v=aVGWdLTc_qY

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, pero otros fenómenos como la *polarización* y la *difracción* no encuentran respuesta.

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 *fonones*, de modo que actúan de manera similar a los corpúsculos de Newton.

Video: El átomo y la Mecánica Cuántica

http://www.youtube.com/watch?v=wPgnaHCMv_0&feature=results_video&playnext=1&list=PLAC90EB490AFB7308

Dualidad onda-corpúsculo. Luis de Broigle

http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/fisica_2_bach/biografias/fisica_moderna/broglie.htm

Juis de Broigle y las ondas materiales

<http://casanchi.com/fis/debroglie01.pdf>

Se permaneció así, con un doble carácter corpuscular y ondulatorio, que prevalecía uno sobre otro según qué fenómeno se tratase, hasta que en 1623 *Luis de Broigle* acabó con las discrepancias y estableció la dualidad *onda-corpúsculo*. 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 ($\lambda = h / m \cdot \nu$), 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.* Porque entonces se concibe sin dificultad que el *carácter ondulatorio* se manifiesta más especialmente en ciertos fenómenos, mientras que en otros *prevalece el carácter corpuscular.*

12.- 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 de 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* 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 *Schödiger* 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 niveles energéticos posibles Böhr estableció como postulado, cuya *circunferencia sería un múltiplo de la longitudes de onda de los electrones* (Física superior, 2º Bachillerato).

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 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**.

Problema resuelto (Autor Fuente: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

¿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 ; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$ g

Resolución:

De Broglie nos dice que:

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

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

$$\begin{aligned} \lambda &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \cdot 4,7 \cdot 10^9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \\ \lambda &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 42,77 \cdot 10^{-22} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = 0,155 \cdot 10^{-12} \text{ m} = \\ &= 1,55 \cdot 10^{-13} \text{ m} \end{aligned}$$

Ejercicio resuelto

¿Cuál es la longitud de onda, expresada en Å, 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:

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

como la constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

poniendo los datos en el S.I.

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

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

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

$$\lambda = 4,48 \cdot 10^{-11} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 4,48 \cdot 10^{-2} \text{ A}$$

Ejercicio resuelto

Calcula la cantidad de movimiento de un fotón de luz roja cuya frecuencia es $4,4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.

Resolución:

En base a De Broglie:

$$\lambda = h / m \cdot v \quad ; \quad \text{cantidad de movimiento (p)} = m \cdot v$$

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

La cantidad de movimiento de un fotón será:

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Calcula la λ de De Broglie asociada a : a) un astronauta de 70 kg de masa que avanza en su camino hacia Marte con una $v = 4500 \text{ m/s}$. b) un haz de electrones ($m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$) que se mueve con velocidad de $5 \cdot 10^7 \text{ m/s}$.

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

Resolución:

a) Según De Broglie:

$$\begin{aligned} \lambda &= h / m \cdot v \quad ; \quad \lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} / 70 \text{ Kg} \cdot 4500 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = \\ &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} / 315000 \text{ Kg} \cdot \text{s}^{-1} = 2,10 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-34} \text{ m} = \\ &= 2,10 \cdot 10^{-39} \text{ m} \end{aligned}$$

b) Seguimos con De Broglie:

$$\begin{aligned}\lambda &= h / m \cdot v ; \lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \cdot 5 \cdot 10^7 \text{ m.s}^{-1} = \\ &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 45,5 \cdot 10^{-24} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = 0,145 \cdot 10^{-10} \text{ m} = \\ &= 1,45 \cdot 10^{-11} \text{ m}\end{aligned}$$

Problema resuelto (Autor Enunciado: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

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

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

Resolución:

Según De Broglie :

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

$$\lambda = 0,67 \text{ nm} \cdot \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 6,7 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

$$\begin{aligned}v &= h / m \cdot \lambda ; v = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \cdot 6,7 \cdot 10^{-8} \text{ m} = \\ &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 60,97 \cdot 10^{-39} \text{ Kg} \cdot \text{m} ; v = 0,108 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}\end{aligned}$$

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

----- O -----
Se terminó

Antonio Zaragoza López