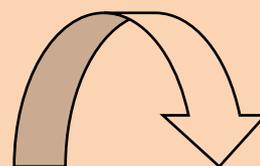


TEMA Nº 6

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

Contenido Temático:

- 1.- Introducción
- 2.- Partículas Elementales
- 3.- Modelo atómico de Thomson
- 4.- Modelo atómico de Rutherford
- 5.- Modelo atómico de Böhr
 - 5.1.- Teoría de Planck
 - 5.2.- Postulados de Böhr
- 6.- Modelo atómico de Sommerfeld
 - 6.1.-Tipos y geometría de los Orbitales Atómicos
- 7.- Efecto Zeeman
- 8.- Efecto Zeeman Anómalo
- 9.- Principio de Exclusión de Pauli
- 10.- Regla de Máxima Multiplicidad o de Hund
- 11.- Determinación del número de electrones en los Orbitales Atómicos de la Corteza Electrónica
- 12.- Principio de Incertidumbre o Indeterminación de Heisenberg
- 13.- Dualidad Onda - Corpúsculo
- 14.- El Átomo y la Mecánica Cuántica



1.- Introducción

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>

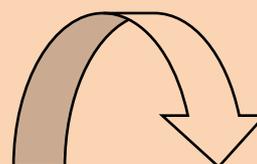
Estructura de la materia

<http://thales.cica.es/rd/Recursos/rd99/ed99-0504-01/estructura.html>

Partículas Elementales

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

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.



2.- Partículas Elementales

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 Elementales de la misma?

Si partimos de un mundo 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 estructuras 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>

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	Electrón (e⁻)	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (-)}$
RUTHERFORD	1909	Protón (p⁺)	$1,67 \cdot 10^{-27}$	$1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (+)}$
CHADWICK	1932	Neutrón (n⁰)	$1,675 \cdot 10^{-27}$	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

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
	<u>neutrino μ</u>	ν_μ	<u>strange</u>	s
3 ^a	<u>tau</u>		<u>top</u>	t
	<u>neutrino </u>	ν_l	<u>bottom</u>	b

La mayoría de las partículas no existen como tales constituyendo la Materia, sino que se obtienen en procesos 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.

3.- Modelo atómico de Thomson

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.

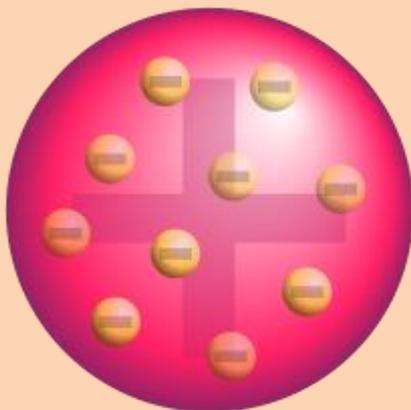
Modelos atómicos

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

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**.

4.- Modelo atómico de Rutherford

Experimento de Rutherford (Inglés)

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

Animación: Modelo atómico de Rutherford

https://www.mozaweb.com/es/Extra-Escenas_3D-Experimento_de_Rutherford-210231

Animación interactiva sobre el Modelo atómico de Rutherford

https://phet.colorado.edu/sims/html/rutherford-scattering/latest/rutherford-scattering_es.html

Modelo atómico de Rutherford (Importante)

<https://www.youtube.com/watch?v=B1oS263HseQ>

Video: Modelo atómico de Rutherford

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

Modelo atómico de Rutherford

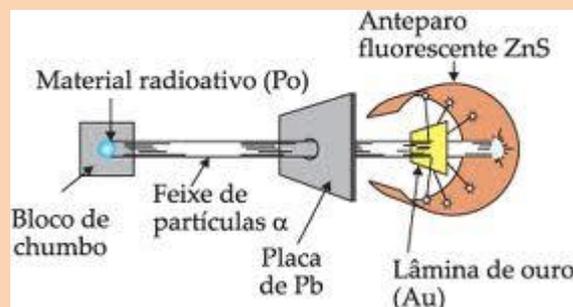
<https://concepto.de/modelo-atómico-de-rutherford/>

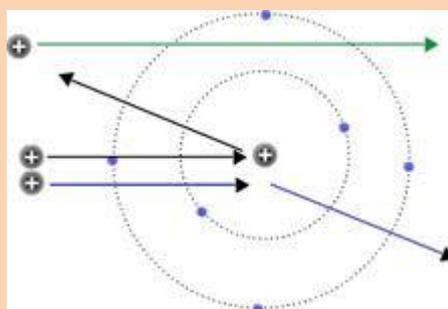
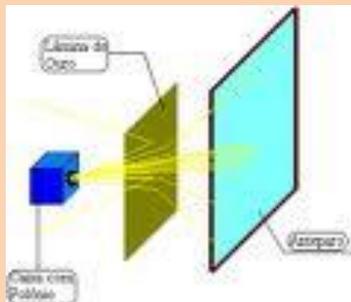
Rutherford estableció su modelo atómico en base a su famoso experimento. Este experimento consistía en el **bombardeo de láminas muy delgadas de metales de elevado número atómico**, como por ejemplo el oro, con partículas **α (He^{+2})**. **Rutherford** trató de ver cómo era la dispersión de las **partículas 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 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:

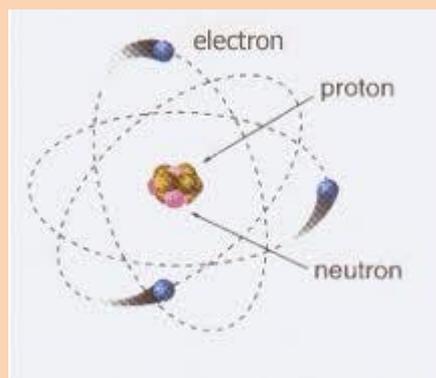
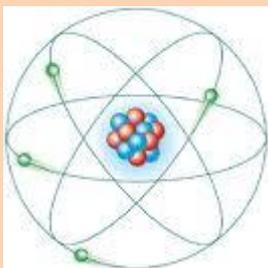




Rutherford apreció que esta fracción de partículas rebotadas en dirección opuesta podía ser explicada si se asumía que existían fuertes concentraciones de **cargas positivas** en el **átomo**. La **Ley de Coulomb** nos dice que **cargas eléctricas del mismo signo se repelen**.

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**.

Animación de Modelos Atómicos

<https://www.youtube.com/watch?v=OUW90luAJEO>

Animaciones Modelos atómicos

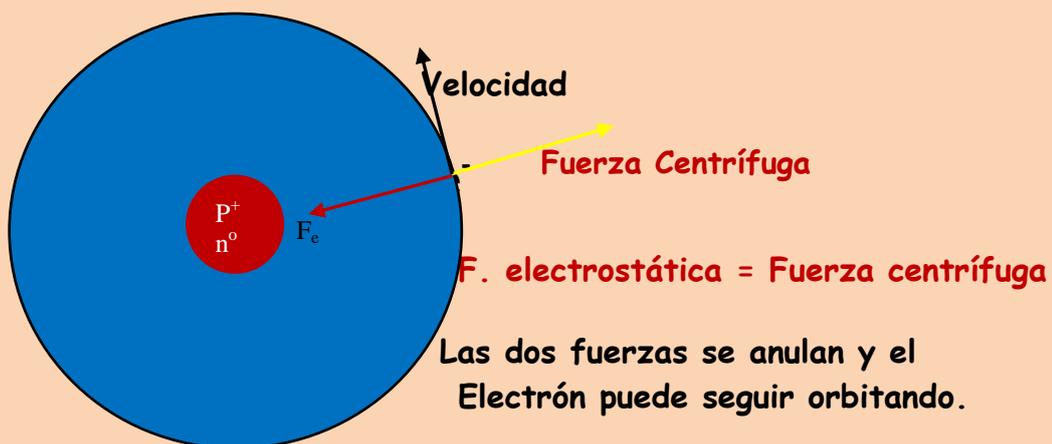
<https://www.youtube.com/watch?v=wIbMW6U2+3M>

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, Núcleo (**cargas eléctricas del mismo signo se repelen**).

b) 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**.

5.- Modelo atómico de Böhr

Animación Interactiva. Modelo atómico de Böhr

<http://www.educaplus.org/game/modelo-atomico-de-bohr>

Modelo atómico de Böhr

<http://www.monografias.com/trabajos36/modelo-atomico-bohr/modelo-atomico-bohr.shtml>

Modelo atómico de Böhr

<https://www.geoenciclopedia.com/modelo-atomico-de-bohr/>

Modelo atómico de Böhr

<https://astrojem.com/teorias/modelobohr.html>

Modelo atómico de Böhr

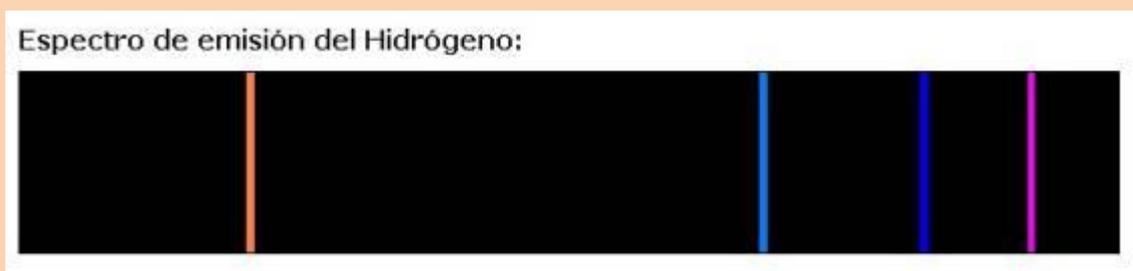
<https://www.youtube.com/watch?v=1dNtae7sFOI>

Modelo atómico de Böhr

<https://www.youtube.com/watch?v=oVf-rDNIDpQ>

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

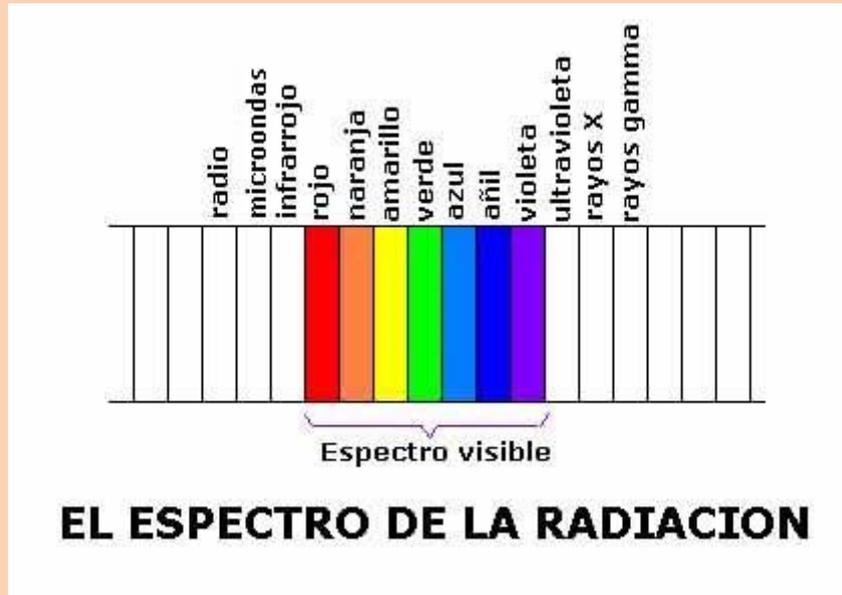
En determinadas condiciones, los cuerpos **emiten energía** en forma de **radiación**. También los cuerpos **absorben la radiación** que emiten otros cuerpos, asimilando **energía**.

¿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:



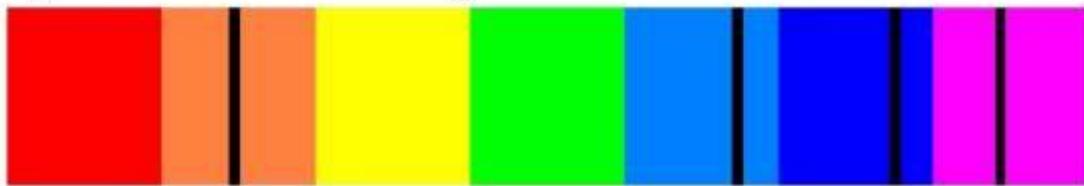
Los espectros de absorción:

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 = 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 $n_2 = 4$

S. de Paschen $n_1 = 3$ Primera línea $n_2 = 4$

$n_1 = 3$ Segnda Línea $n_2 = 5$

S. de Brackett $n_1 = 4$ Primera línea $n_2 = 5$

$n_1 = 4$ Segunda Línea $n_2 = 6$

5.1.- 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 continua sino en unas cantidades determinadas. Volviendo a Planck, el valor de la energía emitida vendría dado por:

$$E = h \cdot f$$

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

f = frecuencia de la radiación.

La conclusión de Bohr (de forma simple para que se entienda) fue: 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.

5.2.- 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 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 $n = 1, 2, 3, \dots$ 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 $[1, \infty)$ 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:

$$E_T = - K' / n^2$$

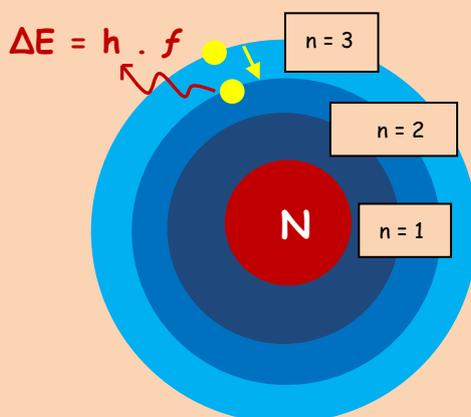
$$E_T = - R_H / n^2$$

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 Böhr



Video: Modelo atómico de Bohr

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

Cuestión resuelta

Nombre los 4 primeros modelos atómicos e indique dos características de cada uno.

Resolución

1.- Modelo de Dalton:

- El átomo es una esfera indestructible, e indivisible
- Los átomos de una misma sustancia son iguales entre sí

pero son diferentes a los de otra sustancia.

2.- Modelo de Thomson:

- a) El átomo es esta constituido por partículas pequeñas cargadas negativamente que se encuentran incrustadas en una esfera positiva de mayor tamaño.
- b) El átomo es eléctricamente neutro.

3.- Modelo de Rutherford:

- a) Los electrones se encuentran girando en orbital alrededor del núcleo atómico.
- b) El núcleo atómico es una zona densa, que tiene la mayor parte de la masa y está cargado positivamente.

4.- Modelo atómico de Bohr:

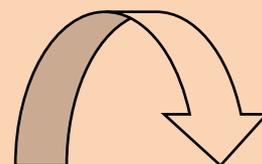
- a) Los electrones giran alrededor del átomo en orbitas circulares en donde el electrón no pierde ni gana energía
- b) Cuando un electrón es "exitado" con energía, salta a una órbita de mayor energía. Cuando vuelve a su estado basal libera la energía sobrante en forma de luz.

Cuestión resuelta

Nombre a lo menos una problematica que los siguientes modelos no pudieron responder:

- a) Dalton
- b) Rutherford

Resolución



a) El modelo de Dalton falló al considerar que la materia estaba constituida por una partícula única y neutra.

b) El modelo de Rutherford falló al enfrentarse frente a la física clásica, ya que según ésta, un cuerpo cargado en movimiento tiende a liberar energía por lo cual si el modelo de Rutherford fuera cierto, el electrón haría una órbita cada vez más pequeñas y se precipitaría (chocaría) contra el núcleo, lo que destruiría el átomo.

Cuestión resuelta

Explica brevemente el experimento de Rutherford.

Resolución

Rutherford se fijó, tras hacer su experimento con la lámina de oro, que el haz de partículas alfa pasaba casi completamente por la lámina en línea recta, siendo muy pocas partículas desviadas en diferentes angulaciones.

a) Pudo establecer que el átomo está prácticamente vacío

b) Unas partículas no podían pasar por la parte central del átomo debido a que las partículas "alfa" son positivas y el núcleo contenía los protones que también son positivos. Cargas eléctricas del mismo signo se repelen.

c) Muy separados de la parte central del átomo se encontraban los electrones circulando alrededor del núcleo.

Cuestión resuelta

¿Qué quiere decir que la energía este cuantizada? ¿Quiénes fueron los impulsores de esta teoría?

Resolución

Que la energía este cuantizada quiere decir que la energía se distribuye en pequeños paquetitos energéticos denominados cuantos.

Cuestión resuelta

Nombre dos diferencias entre el modelo de Bohr y el de Rutherford.

Resolución

- a) En el modelo de Rutherford se basaba en la física clásica, en cambio, el de Bohr se fundamentaba en la física cuántica.
- b) El modelo de Rutherford los electrones de la corteza electrónica se encontraban en una sola capa u órbita. En el de Bohr existían infinitas órbitas.

Cuestión resuelta

¿Qué quiere decir que el electrón tenga un comportamiento dual?

Resolución

Quiere decir que se puede comportar tanto como partícula y como onda, esto debido a que posee propiedades corpusculares (tiene masa y ocupa un volumen) como propiedades de onda (se refracta, difracta, etc).

Cuestión resuelta

¿Cuál es considerado el primer modelo atómico y quién lo postuló?

Resolución

El primer modelo atómico fue el postulado por Dalton y decía que el átomo era una esfera indivisible.

Cuestión resuelta

Marque la alternativa incorrecta:

- a) Las primeras ideas con respecto a la estructura interna de los átomos fueron de Thomson.
- b) En el modelo atómico de Rutherford-Bohr, los electrones que giran alrededor del núcleo no giran al azar, sino que describen ciertas órbitas.
- c) El modelo atómico de Dalton consideró la existencia de cargas en los átomos.

Resolución

Incorrecta: **c)**

Para Dalton, el átomo era una partícula masiva e indivisible que no podía crearse ni destruirse.

Según su modelo atómico, el átomo sería la partícula de materia más pequeña y no puede subdividirse, por ejemplo, en unidades más pequeñas, como los electrones.

Cuestión resuelta

Con respecto al modelo de Rutherford, considere las siguientes afirmaciones como verdaderas o falsas:

- a) El modelo atómico de Rutherford sugiere que el átomo tiene la apariencia de un sistema planetario.
- b) El modelo atómico de Rutherford se hizo conocido como el "modelo de pudín de ciruela" o "pudín de pasas" debido a su apariencia.
- c) En el modelo atómico de Rutherford, los electrones giran alrededor del núcleo (formado por protones y neutrones), de manera similar a los planetas que giran alrededor del Sol.

d) El modelo atómico de Rutherford también se llama el "modelo atómico de Rutherford-Bohr"

Resolución

a) **Verdadera**. Según el modelo atómico propuesto por Rutherford, el átomo estaría compuesto por un núcleo con carga positiva y los electrones con carga negativa estarían a su alrededor, tal como sucede con los planetas alrededor del

b) **Falsa**. Este nombre se atribuyó al modelo atómico propuesto por Thomson.

c) **Verdadera**. Rutherford presentó su modelo atómico con un átomo lleno de espacios vacíos. La región central estaría cargada positivamente y la región alrededor del núcleo estaría llena de electrones, mucho más ligeros que los protones en el núcleo.

d) **Falsa**. Bohr propuso una mejora al modelo de Rutherford. Para él, los electrones estarían en diferentes niveles de energía.

Cuestión resuelta

Los modelos atómicos describen algunos aspectos estructurales de los átomos. Sobre esta declaración podemos decir que:

a) Los modelos atómicos fueron desarrollados por los científicos griegos Leucipo y Demócrito.

b) Los principales modelos atómicos son: el modelo Rutherford y el modelo Rutherford-Bohr.

c) El primer modelo atómico desarrollado fue el Modelo Atómico Rutherford.

d) Los científicos desarrollaron modelos atómicos para comprender mejor el átomo y su composición.

Resolución

Respuesta Correcta: d)

Los científicos desarrollaron modelos atómicos para comprender mejor el átomo y su composición.

Se crea un modelo para explicar un fenómeno o experimento, teniendo en cuenta las bases de conocimiento existentes.

Desde el momento en que surgió nueva información, a través de descubrimientos científicos, los modelos atómicos evolucionaron para que no hubiera conflictos sobre la composición de la materia.

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)

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

Recordemos:

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

b)

Recordemos que:

$$E = h \cdot \nu$$

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

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

Resolución:

Energía para el nivel $n = 4$:

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

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

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

Energía para el nivel $n = 1$:

$$E_1 = - R_H / n^2$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Resolución:

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

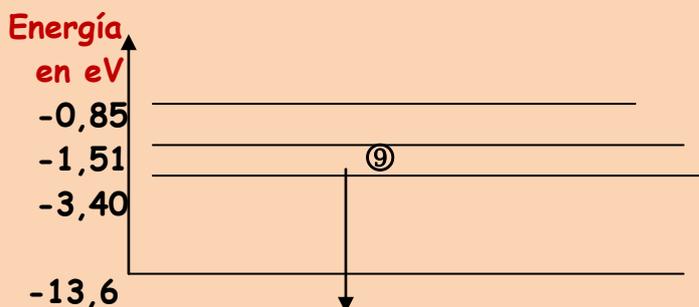
$$E = h \cdot \nu$$

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

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

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

Resolución

Aplicaremos la expresión:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

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

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

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

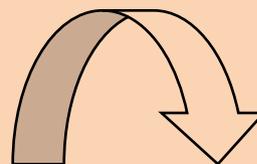
Por consiguiente :

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

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

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:

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

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

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:

$$E = h \cdot \nu$$

$$\nu = c / \lambda$$

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

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

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

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

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

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

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:

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

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

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

La energía de un fotón de luz roja es $6,5 \cdot 10^{-17} \text{ J}$. 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:

$$E = 6,5 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$

Según Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

$$6,5 \cdot 10^{-17} \text{ J} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot \nu ;$$

$$\nu = 6,5 \cdot 10^{-17} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$\nu = 0,98 \cdot 10^{27} \text{ 1/s} = 9,8 \cdot 10^{26} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

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:

$$1 \text{ fotón} = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ J}$$

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

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

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: $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$.

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:

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

Planck establece que:

$$E = h \cdot \nu$$

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

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

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

Por otra parte sabemos que:

$$v = c / \lambda$$

$$\lambda = c / v$$

$$\lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\cancel{\text{s}^{-1}} / 4,83 \cdot 10^{15} \cancel{\text{ s}^{-1}} = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

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

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

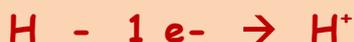
Ejercicio resuelto

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

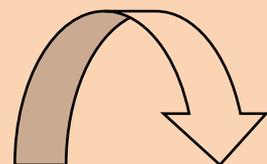
Resolución:

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:

$$v = c / \lambda$$

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

Planck nos dice que:

$$E = h \cdot v$$

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

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

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:

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

Ejercicio resuelto

Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número 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: $E = - R_H / n^2$

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

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

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

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

$$\begin{aligned}1,94 \cdot 10^{-18} \frac{\cancel{\text{J}}}{\cancel{\text{e}^-}} \cdot \frac{1 \text{ KJ}}{1000 \cancel{\text{J}}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \cancel{\text{e}^-}}{1 \text{ mol}} &= \\ &= 1,26 \cdot 10^3 \text{ KJ/mol}\end{aligned}$$

En lo referente a la frecuencia Planck nos dice:

$$E = h \cdot \nu$$

$$\begin{aligned}\nu &= E/h = 1,94 \cdot 10^{-18} \cancel{\text{J}} \cdot \cancel{\text{e}^-} / 6,63 \cdot 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cdot \cancel{\text{s}} = \\ &= 0,29 \cdot 10^{16} \text{ e}^- \cdot \text{s}^{-1} \\ &= 2,9 \cdot 10^{15} \text{ Hz/e}^-\end{aligned}$$

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).

$$\begin{aligned}\text{Datos: } h &= 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \quad , \quad 1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \\ , \quad c &= 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}\end{aligned}$$

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

Resolución:

Según Planck:

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

$\nu = c / \lambda$ que llevada a (1):

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

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

Si nos vamos a (2):

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

$$3,43 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{Fotón}} \cdot \frac{6,63 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol fotones}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 1,42 \cdot 10^{24} \text{ eV/mol}$$

Ejercicio resuelto

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 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 :

$$-R_H = E \cdot n^2$$

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

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

En la 4ª órbita:

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

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

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

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

6.- Modelo atómico de Sommerfeld

Modelo atómico de Sommerfeld

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

Modelo atómico de Sommerfeld

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

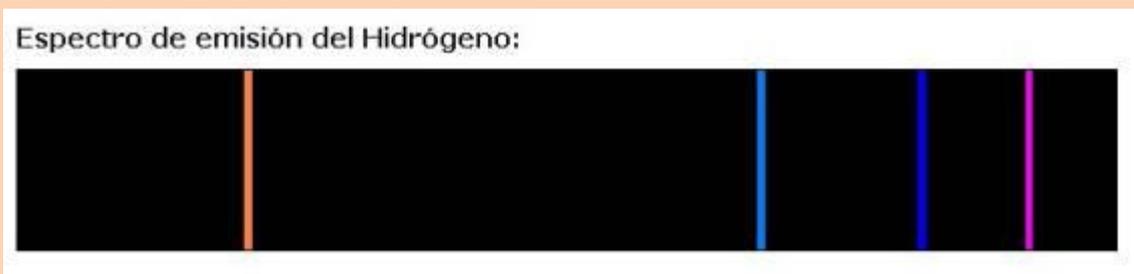
Modelo atómico de Sommerfeld

<https://www.youtube.com/watch?v=TWcos7WF0xU>

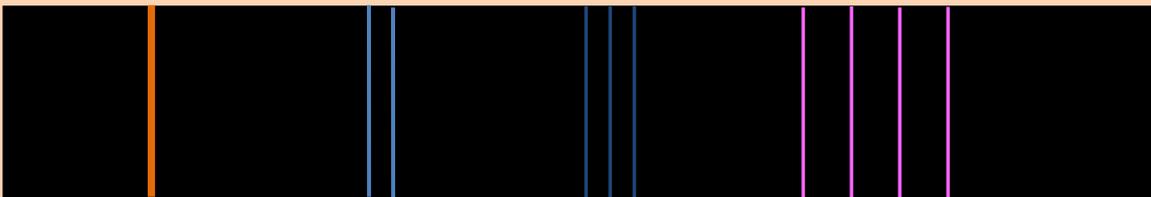
Modelo atómico de Sommerfeld

<https://www.youtube.com/watch?v=2L1zuz2wopY&t=40s>

En la época de Böhr el espectro de emisión del átomo de Hidrógeno correspondía al esquema siguiente:



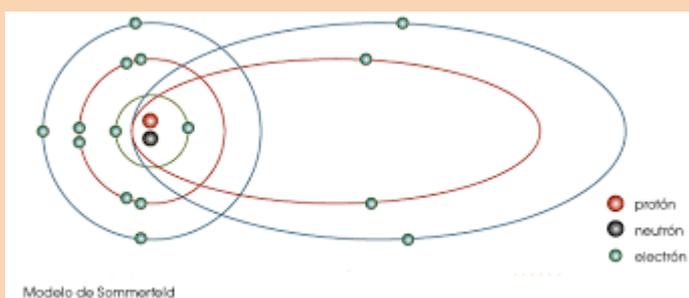
Los espectroscopios fueron avanzando y el siguiente espectro de emisión del átomo de hidrógeno fue el siguiente:



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

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.



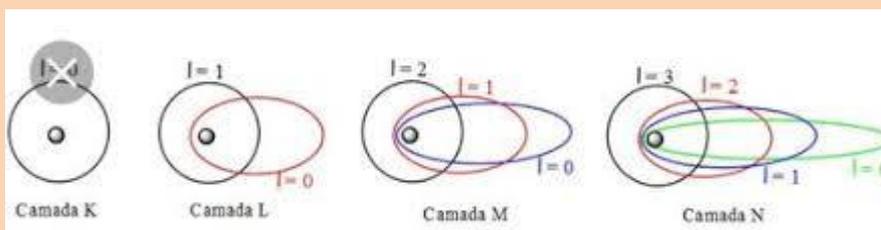
Para explicar el desdoblamiento de las líneas espectrales, observados al emplear espectroscopios de mejor calidad, Sommerfeld supone que cada una de las orbitas o niveles energéticos de Böhr se subdividían en subniveles energéticos a los cuales les llamó **orbitales atómicos**.

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)**.

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

En función del valor del N^o Cuántico Azimutal los orbitales atómicos pueden ser:

- $l = 0$ 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).



Camada = nivel energético = orbita = capa de la corteza electrónica

K = 1 → nivel o capa corteza electrónica 1

L = 2 → nivel o capa corteza electrónica 2

M = 3 → nivel o capa corteza electrónica 3

N = 4 → nivel o capa corteza electrónica 4

6.1.- Forma de los Orbitales Atómicos

Animación Interactiva para determinar los tipos y formas de los orbitales atómicos (Importante)

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

Si $n = 1$ → $l = 0$

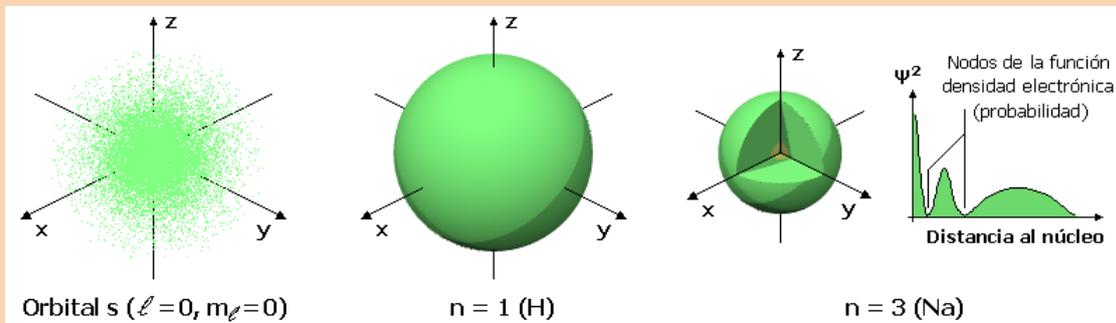
Si $n = 2$ → $l = 0, 1$

Si $n = 3$ → $l = 0, 1, 2$

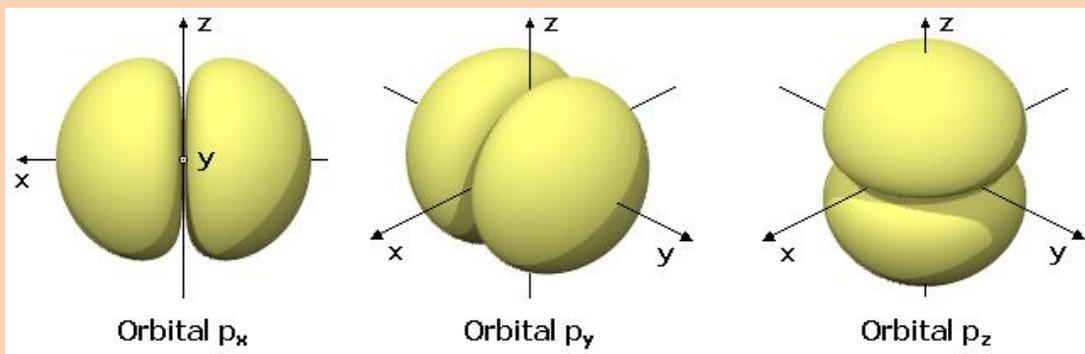
Si $n = 4$ → $l = 0, 1, 2, 3$

Si $l = 0$ → Orbital "s" (1 orbital atómico "s")

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

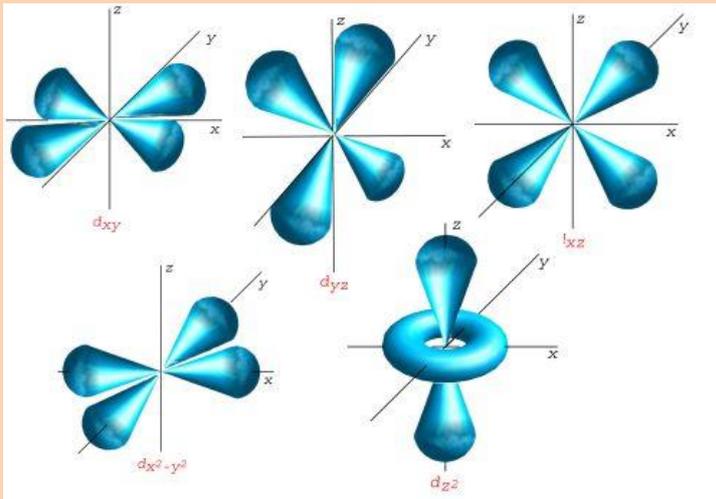


Si $l = 1 \rightarrow$ Orbital "p" (3 orbitales atómicos "p")

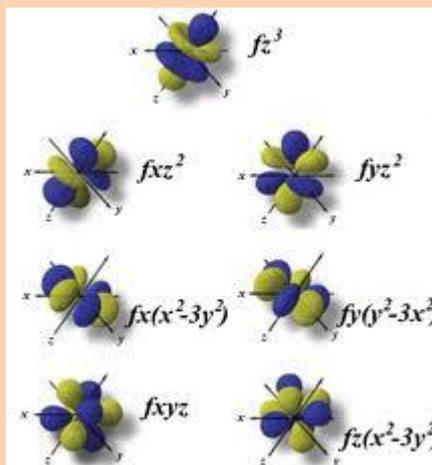


La forma geométrica de los orbitales "p" es la de **dos esferas achatadas** hacia el punto de contacto (el núcleo atómico) y orientadas según los ejes de coordenadas.

Si $l = 2 \rightarrow$ Orbital "d" (5 orbitales atómicos "d")

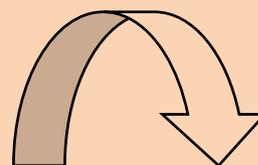


Si $l = 3 \rightarrow$ Orbital "f" (7 orbitales atómicos "f")



De momento nos aceptamos los orbitales atómicos existentes de cada tipo. El n° cuántico magnético determinará el número de los orbitales.

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:

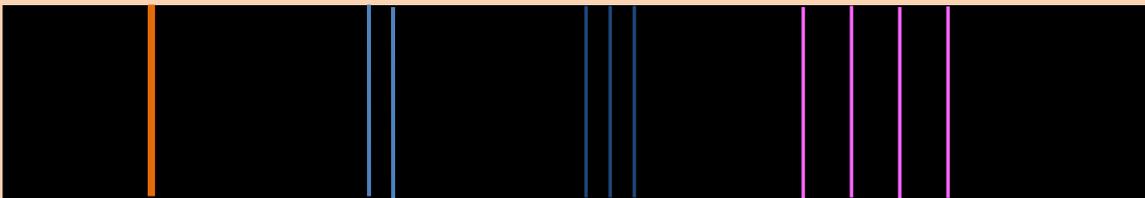
- El nivel energético $n = 2$ posee **4 Orbitales**: $2s$ (**1 orbital**) y $2p$ (**3 orbitales**)
- Aumenta**. La energía de los subniveles $2p$ ($l = 1$) es mayor que la energía de los subniveles $2s$ ($l = 0$)
- Se parecen en que tienen la **misma forma geométrica** y la misma energía y **se diferencian 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).

7.- Efecto Zeeman.-

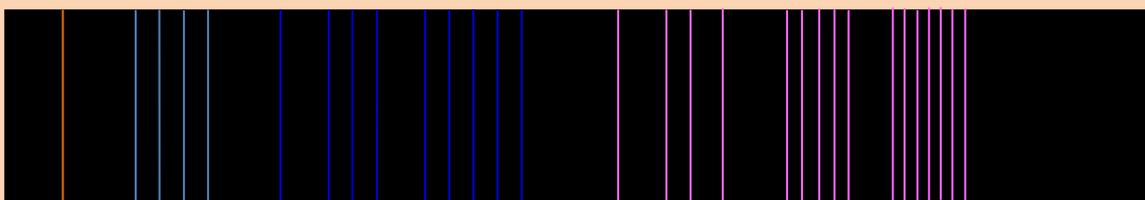
Efecto Zeeman

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

Último espectro de emisión de Hidrógeno visto



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



Existen nuevas líneas en el espectro debido a que ciertos orbitales atómicos (todos menos los "s") se subdividían en varias líneas. Este fenómeno desaparecía al desaparecer el campo magnético exterior 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. Para ello se creó un nuevo número cuántico llamado **número cuántico magnético**, "m" que vale para cada valor de l:

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

Cada valor de "m" nos determina **una orientación** y por lo tanto un **tipo determinado de orbital atómico**:

Si $l = 0 \rightarrow$ Orb. Ató. "s" $\rightarrow m = 0$ (1 orient. espacio) \rightarrow

\rightarrow 1 Orbital Atómico "s"

Importante:

$m = 0$ no significa que "m" valga cero, $m = 0$ representa 1 orientación en el espacio

Si $l = 1 \rightarrow$ Orb. Ató. "p" $\rightarrow m = -1, 0, 1 \rightarrow$

\rightarrow Tres orientaciones \rightarrow 3 Orbitales Atómicos "p"

Si $l = 2 \rightarrow$ Orb. Ató. "d" $\rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2 \rightarrow$

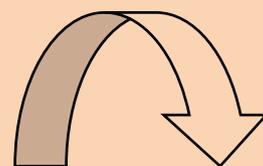
\rightarrow 5 Orientaciones \rightarrow 5 Orbitales Atómicos "d"

Si $l = 3 \rightarrow$ Orb. Ató. "f" $\rightarrow m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 \rightarrow$

\rightarrow 7 Orientaciones \rightarrow 7 Orbitales Atómicos "f"

Con los tres números cuánticos vistos hasta el momento podemos determinar:

- Tamaño del átomo, dado por "n"
- Forma del orbital atómico, dado por "l".
- Orientación del orbital atómico, dado por "m"
- Número de orbitales atómicos, dado por "m"



8.- 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**.

Podemos determinar el n° de electrones existentes en cada tipo de Orbital Atómico:

Si $l = 0 \rightarrow$ Orb. Ató. "s" $\rightarrow m = 0$ (1 orient. espacio) \rightarrow

$\rightarrow s = \pm \frac{1}{2} \rightarrow$ 2 electrones en el Orbital Atómico "s"

Si $l = 1 \rightarrow$ Orb. Ató. "p" $\rightarrow m = -1, 0, 1 \rightarrow$

\rightarrow Tres orientaciones $\rightarrow s = \pm \frac{1}{2}$ para cada

orientación → 6 Electrones para el conjunto

de Orbitales Atómicos "p"

Si $l = 2$ → Orb. Ató. "d" → $m = -2, -1, 0, 1, 2$ →

→ 5 Orientaciones → $s = \pm \frac{1}{2}$ para cada orientación →

→ 10 Electrones para el conjunto de Orbitales

Atómicos "d"

Si $l = 3$ → Orb. Ató. "f" → $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ →

→ 7 Orientaciones → $s = \pm \frac{1}{2}$ para cada orientación →

→ 14 Electrones para el conjunto de Orbitales Atómicos "f"

Para describir las propiedades de los electrones necesitamos 4 n° cuánticos. La posición de un electrón queda definida por los Números cuánticos n , l y m . El Número Cuántico "spin" determina el giro del electrón sobre sí mismo cuando orbita alrededor del núcleo.

Números Cuánticos y Orbitales Atómicos

<http://e->

educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4840/html/41_nmeros_cuanticos_y_orbitales.html

Números Cuánticos y Orbitales Atómicos

<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/orbita.html>

Números Cuánticos y Orbitales Atómicos

<http://quimica-unidad-i-teoria-cuantica.blogspot.com/2013/04/1432-numeros-cuanticos-y-orbitales.html>

Números Cuánticos y Orbitales Atómicos

<https://www.youtube.com/watch?v=-2zKvOIJNdo>

Números Cuánticos y Orbitales Atómicos

<https://www.youtube.com/watch?v=zwisiN5XWh8>

Números Cuánticos y Orbitales Atómicos

<https://www.youtube.com/watch?v=ZF7ISm-kw-g>

9.- Principio de Exclusión de Pauli

Principio de Exclusión de Pauli y Máxima Multiplicidad de Hund

<https://www.imamagnets.com/blog/cual-es-el-principio-de-pauli/>

Principio de Exclusión de Pauli y Máxima Multiplicidad de Hund

<https://quimica.laguia2000.com/general/principio-de-exclusion-de-pauli>

Principio de Exclusión de Pauli y Máxima Multiplicidad de Hund

http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4840/html/51_principios_de_pauli_y_de_hund.html

Principio de Exclusión de Pauli y Máxima Multiplicidad de Hund

<https://www.youtube.com/watch?v=rmH5oePZk8Q>

Principio de Exclusión de Pauli y Máxima Multiplicidad de Hund

<https://www.youtube.com/watch?v=sXfquCSZH0s>

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) $(2 , 1 , 0 , - \frac{1}{2})$

b) $(2 , 1 , 0 , - \frac{1}{2})$

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**. 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 + $\frac{1}{2}$ y para el otro - $\frac{1}{2}$.**

10.- Regla de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund

Regla de Hund

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

Regla de Hund

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

Video: Regla de Hund

<https://www.youtube.com/watch?v=QFffoLQ3s9A>

La regla se basa en el llenado de **orbitales atómicos** que tengan **igual energía**, así podemos decir que existen **1** orbital atómico "**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"**.

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.

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 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**.

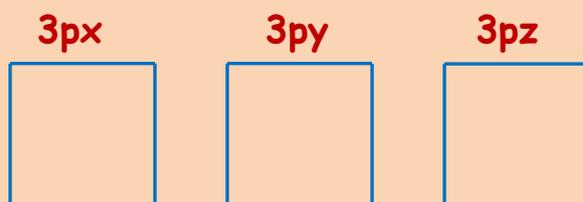
Cuestión resuelta

Completar según la Regla de Hund los electrones de subnivel energético "p" de $n = 3$.

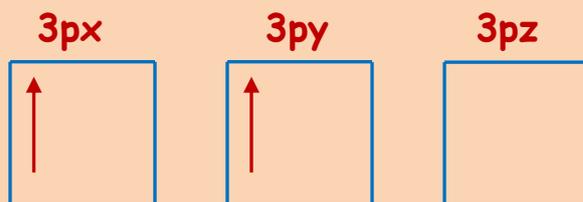
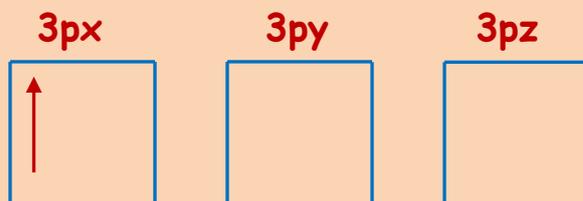
Resolución

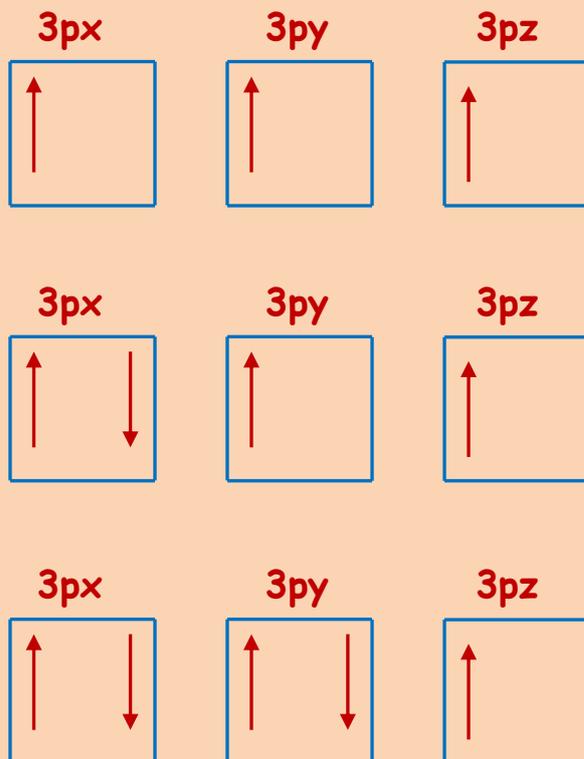
$3p^5$

En $n = 3$ tenemos tres orbitales "p" que supondremos en principio vacíos (sin electrones):



En estas tres orientaciones debemos colocar 5 electrones y según Hund iremos introduciendo 1 electrón en cada orientación. Cuando tengamos las tres orientaciones con tres **electrones desapareados** (solitarios) volveremos a la orientación inicial y repetiremos el proceso. Los segundos electrones entrarán con spine antiparalelo al ya existente. El proceso terminará cuando se completen los electrones del subnivel energético en cuestión.





11.- Determinación del N° Máximo de electrones por Nivel Energético

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

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

Vamos a demostrar esta ecuación:

CAPA	n	L	ORBI	m	s	N° e-	N°T.e-	CONFI
1	1	0	s	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	2	$1s^2$
2	2	0	s	0	$\pm \frac{1}{2}$	2s	2	
		1	p	- 1	$\pm \frac{1}{2}$	2p	2	
				0	$\pm \frac{1}{2}$	2p	2	

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LOPEZ www.quimiziencia.es

				1	$\pm \frac{1}{2}$	2p	2	
							8	$2s^2 2p^6$
3	3	0	s	0	$\pm \frac{1}{2}$	3s	2	
		1	p	-1	$\pm \frac{1}{2}$	3p	2	
				0	$\pm \frac{1}{2}$	3p	2	
				1	$\pm \frac{1}{2}$	3p	2	
		2	d	-2	$\pm \frac{1}{2}$	3d	2	
				-1	$\pm \frac{1}{2}$	3d	2	
				0	$\pm \frac{1}{2}$	3d	2	
				1	$\pm \frac{1}{2}$	3d	2	
				2	$\pm \frac{1}{2}$	3d	2	
							18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
4	4	0	s	0	$\pm \frac{1}{2}$	4s	2	
		1	p	-1	$\pm \frac{1}{2}$	4p	2	
				0	$\pm \frac{1}{2}$	4p	2	
				1	$\pm \frac{1}{2}$	4p	2	
		2	d	-2	$\pm \frac{1}{2}$	4d	2	
				-1	$\pm \frac{1}{2}$	4d	2	
				0	$\pm \frac{1}{2}$	4d	2	
				1	$\pm \frac{1}{2}$	4d	2	
				2	$\pm \frac{1}{2}$	4d	2	
		3	f	-3	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
				-2	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
				-1	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
				0	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
				1	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
				2	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
				3	$\pm \frac{1}{2}$	4f	2	
							32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

Hemos obtenido una sucesión de números:

2 , 8 , 18 , 32.....

De 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:

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



b)



El electrón se encuentra en el CUARTO nivel energético de la Corteza Electrónica. Por tanto:

$$n = 4$$

Pertenece al orbital atómico "s". Por tanto:

$$l = 0$$

En función de la forma de obtener el n° cuántico:

$$\text{Si } l = 0 \rightarrow m = 0 \ ; \ m_s = + \frac{1}{2} \ \text{o} \ (- \frac{1}{2})$$

El número cuántico "spin" (s) solo tiene dos valores:

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

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

Elegimos uno de los dos. Por ejemplo, $s = + \frac{1}{2}$:

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

Nuestro electrón en cuestión tiene el conjunto de números cuánticos:

$$\begin{array}{cccc} n & l & m & s \\ (4, & 0 & ,0, & +1/2) \end{array}$$

Problema 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, $\frac{1}{2}$) → **Incorrecta** → Si $n = 4$ → l nunca puede valer 4. Valores de l = 0, 1, 2, 3
b) (3, 2, 1, $\frac{1}{2}$) → **CORRECTA** →

El electrón se encuentra en el valor energético $n = 4$. En función del valor de "l" (l =2) dicho electrón se encuentra en un orbital atómico tipo "d".

c) $(3, -2, 1, -\frac{1}{2}) \rightarrow$ **INCORRECTA** \rightarrow "l" nunca puede ser negativo.

d) $(2, 1, -1, -1/2) \rightarrow$ **CORRECTA**

El electrón en cuestión se encuentra en el segundo nivel energético de la Corteza Electrónica. Si $l = 1$ ocupa un orbital atómico 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) $(3, 3, -1, \frac{1}{2})$; b) $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$; c) $(2, -1, -1, -1/2)$
d) $(3, 2, 1, 0)$

Resolución

a)

$(3, 3, -1, \frac{1}{2}) \rightarrow$ **Incorrecta**

Los números cuántico "n" y "l" nunca son iguales.

b)

$(2, 1, 0, \frac{1}{2}) \rightarrow$ **Correcta**

El electrón pertenece al nivel energético $n = 2$. Según el valor de "l" (1) ocupa un orbital atómico tipo "p"

c)

$(2, -1, -1, -1/2) \rightarrow$ **Incorrecta** \rightarrow "l" nunca es negativo

d)

$(3, 2, 1, 0) \rightarrow$ **Correcta**

Se encuentra en el nivel energético $n = 3$ y en un orbital atómico tipo "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)

$n = 2 ; l = 1 ; m_l = 1 \rightarrow$ **Posible**

Nos encontramos en la capa número 2 de la corteza electrónica y en un orbital atómico tipo "p"

b)

$n = 1 ; l = 0 ; m_l = -1 \rightarrow$ **No es posible**

El valor del número cuántico magnético debe tomar el valor de $m = 0$.

c)

$n = 4 ; l = 2 ; m_l = -2 \rightarrow$ **Posible**

Capa número 4. Orbital atómico tipo "d"

d)

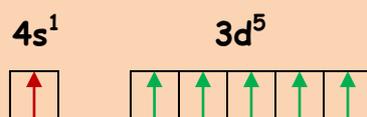
$n = 3 ; l = 3 ; m_l = 0 \rightarrow$ **No es posible**

"n" y "l" nunca coinciden en valor numérico

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 propuesto

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).

Solución:

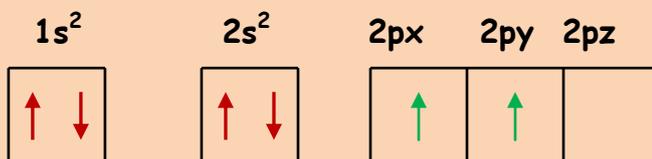
- a) No posible
b) No posible
c) Posible
d) No posible
e) Posible

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.

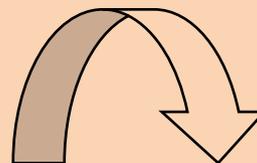
Resolución

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



Si el orbital atómico es "s" $\rightarrow l = 0$

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 $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

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:

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 $l = 2 \rightarrow m = 5$ (-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) $\rightarrow s = \pm \frac{1}{2} \rightarrow$
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:

- La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
- 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.

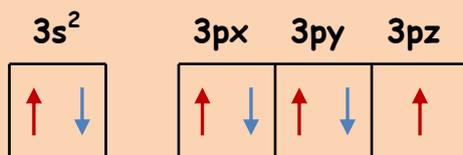
Átomo A \rightarrow No se encuentra en su estado fundamental

(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 se cumple perfectamente los dos principios.

Átomo 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.

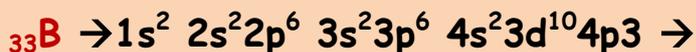
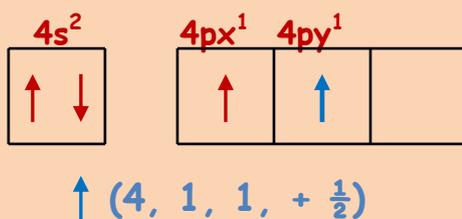
Ejercicio resuelto

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.

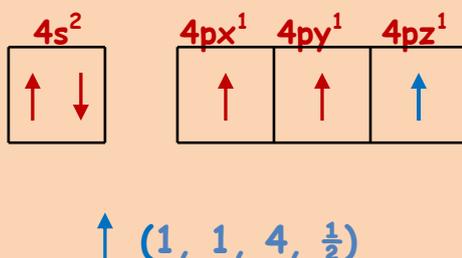
Resolución:

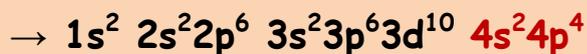
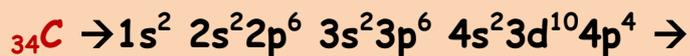


Capa de Valencia:

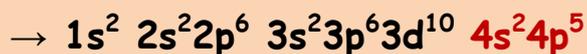
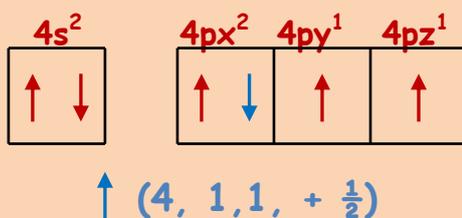


Capa de valencia:

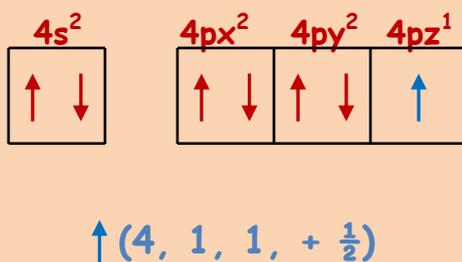




Capa de valencia:



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 $l = 1 \rightarrow$ "p"). 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

Resolución

A → Imposible

B → Imposible

C → Posible, "s"

D → Imposible

E → Imposible

F → Posible, "d"

G → Posible, "f"

H → Imposible

I → Posible, "p"

Justifica la resolución de esta cuestión

Ejercicio resuelto

Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del Rb (último electrón).

Dato: $Z_{\text{Rb}} = 37$

Resolución

Obtengamos en primer lugar la configuración electrónica del átomo de Rubidio:

$$Z = 37 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$$

Capa de Valencia $\rightarrow 5s^1$

El electrón se encuentra en la capa de la corteza electrónica $n = 5$

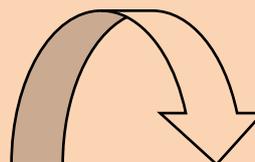
Ocupa un orbital atómico "s" $\rightarrow l = 0$

Para $l = 0 \rightarrow m = 0$

En esta orientación presenta un "s" = $+1/2$

Los números cuánticos son:

$(5, 0, 0, +1/2)$



Ejercicio propuesto

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

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

¿Hay algún error en esta tabla?

Resolución

1º → Capa $n = 1$
Orbital atómico "s"
Orientación $m = 0$
Spin → $s = \frac{1}{2}$

2º → 3 2 1 $\frac{1}{2}$

Nivel energético $n = 3$
Orbital atómico "d"
Orientación $m = 1$
Spin → $s = \frac{1}{2}$

3º → 2 0 0 1/2

Nivel energético $n = 2$
Orbital atómico "s"
Orientación $m = 1$
Spin → $+\frac{1}{2}$

$$4^\circ \rightarrow 4 \quad 3 \quad -3 \quad 1/2$$

Nivel energético $n = 4$

Orbital atómico "f"

Orientación $m = -3$

Spin $\rightarrow + \frac{1}{2}$

$$5^\circ \rightarrow 2 \quad 3 \quad 0 \quad -1/2 \rightarrow \text{No Posible por el valor de "l"}$$

$$6^\circ \rightarrow 5 \quad 0 \quad 0 \quad \frac{1}{2}$$

Nivel energético $n = 5$

Orbital atómico "s"

Orientación $m = 0$

Spin \rightarrow "s" = $+ \frac{1}{2}$

Ejercicio propuesto

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

Solución

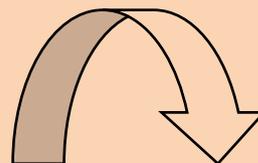
$$3s \rightarrow (3, 0, 0, +1/2)$$

$$4p \rightarrow (4, 1, -1, +1/2)$$

$$4d \rightarrow (4, 3, -3, +1/2)$$

$$2p \rightarrow (2, 1, -1, +1/2)$$

3f \rightarrow En el nivel $n = 3$ no existen orbitales atómicos "f"



12.- Principio de Incertidumbre o Indeterminación de Heisenberg

Principio de Incertidumbre

<https://psicologiaymente.com/miscelanea/principio-incertidumbre-heisenberg>

Principio de Incertidumbre

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

Video: Principio de incertidumbre

<https://www.hiberus.com/crecemos-contigo/principio-de-incertidumbre-de-heisenberg/>

Video: Principio de incertidumbre

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

Video: Principio de Incertidumbre

<https://www.youtube.com/watch?v=MoF4iMSC3jY>

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.

13.- Dualidad Onda -Corpúsculo

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

Dualidad Onda - Corpúsculo

https://www.quimica.es/enciclopedia/Dualidad_onda_corp%C3%BAsculo.html

Dualidad Onda - Corpúsculo

<https://www.fisicalab.com/apartado/naturaleza-luz>

Dualidad Onda Corpúsculo

<https://www.youtube.com/watch?v=LBEq1rhRbC4>

Dualidad Onda - Corpúsculo

<https://www.youtube.com/watch?v=U4-DmT12D9E>

Dualidad Onda - Corpúsculo

https://www.youtube.com/watch?v=nX4ZrC4q_cw

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.

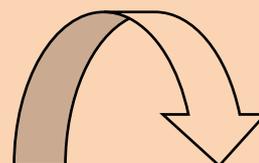
Hasta el siglo XIX los físicos estaban divididos sobre la naturaleza de la luz. En 1815, el inglés Maxwell **dedujo teóricamente que la velocidad de las ondas electromagnéticas era la misma que la de la luz**. Este hecho le sugirió la idea de que la **luz** debía estar formada por **vibraciones electromagnéticas**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

Se permaneció así, con un doble carácter corpuscular y ondulatorio, que prevalecía uno sobre otro según qué fenómeno se tratase, hasta que en 1923 **Luis de Broigle** acabó con las discrepancias y estableció la dualidad **onda-corpúsculo**. Según de 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 [$\lambda = h / (m \cdot v)$], convirtiéndose así en un corpúsculo-onda del mismo modo que al avanzar rápido un proyectil origina un movimiento periódico que nosotros percibimos como sonido**. Por consiguiente, la aparente contradicción sobre la doble naturaleza de la luz cesa desde el momento en que la **energía radiante se constituye 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**.



14.- 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 Böhrr 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 **Shröringer** basándose en la hipótesis de **De Broigle** y la idea de **órbitas permitidas de Böhrr**, 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 Böhrr** 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 Shrödinger postula en 1926. Teniendo en cuenta el **principio de incertidumbre** dichas ecuaciones no se pueden resolver, pero se obtenían la llamada **función de onda**, 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 ; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$ g

Resolución:

De Brogie nos dice que:

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

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

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / (9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \cdot 4,7 \cdot 10^9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})$$

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 42,77 \cdot 10^{-22} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} =$$

$$= 0,155 \cdot 10^{-12} \text{ J} \cdot \text{s} / \text{Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = 1,55 \cdot 10^{-13} \text{ m} =$$

$$= 1,55 \cdot 10^{-13} \text{ J/Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} = 1,55 \cdot 10^{-13} \text{ J/N} =$$

$$= 1,55 \cdot 10^{-13} \text{ N} \cdot \text{m/N} = 1,55 \cdot 10^{-13} \text{ m}$$

Ejercicio resuelto

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

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

Unidades al S.I.:

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

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

$$(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})$$

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

$$= 4,84 \cdot 10^{-11} \text{ J} / (\text{Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}) = 4,84 \cdot 10^{-11} \text{ N}\cdot\text{m} / \text{N} =$$

$$= 4,84 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

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

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:

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

Cantidad de movimiento:

$$p = m \cdot v$$

Por lo tanto:

$$\lambda = h / p$$

$$p = h / \lambda$$

La cantidad de movimiento de un fotón será:

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

Ejercicio resuelto

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 m/s. b) un haz de electrones ($m = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg) que se mueve con velocidad de $5 \cdot 10^7$ m/s.

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

Resolución:

a)

Según De Broglie:

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

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

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

$$= 2,10 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-34} \text{ m} = 2,10 \cdot 10^{-39} \text{ m}$$

b)

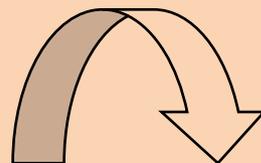
Seguimos con De Broglie:

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

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

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

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



Problema resuelto

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

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

Resolución:

Según De Broglie :

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

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

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

$$\begin{aligned} v &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \cdot 6,7 \cdot 10^{-8} \text{ m} = \\ &= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 60,97 \cdot 10^{-39} \text{ Kg} \cdot \text{m} \\ &= 1,08 \cdot 10^4 \text{ m/s} \end{aligned}$$

