

# TEMA Nº 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

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

Los contenidos subrayados del índice son los archivos teóricos. Para abrirlos proceder como en la nota anterior.

Aparecerán posibles mensajes de problemas para el Sistema por desconocimiento del origen de los archivos. **NO HACER CASO** y pinchar **ACEPTAR**. Esto lo haréis para los puntos del tema, Internet no interviene.

Los avisos peligrosos para la NOTA inicial sí que tenéis tenerlos presente. En este caso abrimos Internet.

Para **comenzar el Tema** considero importante que veáis los siguientes videos:

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=yeg1xdlYaQM&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>

**En pantalla de GOOGLE pinchar VIDEOS** → En la nueva pantalla escribir Redes 21 → Pinchar buscar → Pinchar en: Redes 21. Como empezó todo.

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

Leyendo lo que nos dicen las páginas Webs anteriores, podemos llegar a la conclusión que conocer la **ESTRUCTURA DE LA MATERIA** es una tarea altamente difícil. 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.

Con el siguiente contenido, intentaré transmitirlos 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 Böhrr (pág. N° 12)*
- 5.- *Modelo atómico de Sommerfeld (pág. N° 34)*
- 6.- *Efecto Zeeman (pág. N° 38)*

7.- *Efecto Zeeman anómalo* (pág. N° 39)

8.- *Los Números Cuánticos* (pág. N° 39)

9.- *Principio de Exclusión de Pauli* (pág. N° 40)

10.- *Principio de Incertidumbre* (pág. N° 52)

11.- *Dualidad Onda – Corpúsculo* (pág. 52)

12.- *El átomo y la Mecánica Cuántica* (pág. N° 54)

## ***1.- Partículas Fundamentales***

Partículas Elementales

[http://www.portalplanetasedna.com.ar/el\\_atomo1.htm](http://www.portalplanetasedna.com.ar/el_atomo1.htm)

Partículas Elementales

[http://www.fisicahoy.com/la\\_fisica\\_hoy/particulas\\_elementales](http://www.fisicahoy.com/la_fisica_hoy/particulas_elementales)

Partículas Elementales

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

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:

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

- 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](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](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](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 (<math>e^-</math>)</i>	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$ C (-)
RUTHERFORD	1909	<i>Protón (<math>p^+</math>)</i>	$1,67 \cdot 10^{-27}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$ C (+)
CHADWICK	1932	<i>Neutrón (<math>n^0</math>)</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.

Video: Los Quarks

[http://www.youtube.com/watch?v=3udGCBefsfg&feature=results\\_video&playnext=1&list=PLDD991B445A6FCEC8](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](http://particleadventure.org/spanish/quark_funs.html)

Descubrimiento de los Quarks

[http://es.wikipedia.org/wiki/Quark#Descubrimiento\\_experimental](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**

Familias	<u>Leptones</u>		<u>Quarks</u>	
	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
1 <sup>a</sup>	<u>electrón</u>	e	<u>up</u>	u
	<u>neutrino e</u>	$\nu_e$	<u>down</u>	d
2 <sup>a</sup>	<u>muon</u>	$\mu$	<u>charm</u>	c
	<u>neutrino <math>\mu</math></u>	$\nu_\mu$	<u>strange</u>	s
3 <sup>a</sup>	<u>tau</u>		<u>top</u>	t
	<u>neutrino  </u>	$\nu_l$	<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.

### **2.-Modelo atómico de Tomson**

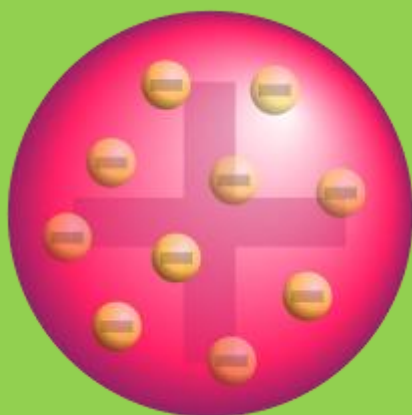
Tomando como base que las partículas constitutivas del átomo son: **electrón**, **protón** y **neutrón**, estamos en condiciones de estudiar como los investigadores distribuían estas partículas en el átomo dando lugar a los llamados **MODELOS ATÓMICOS**.

Modelos atómicos

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm](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](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_thom.htm)



Representación esquemática del modelo atómico de **Thomson**.

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

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

### **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](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>

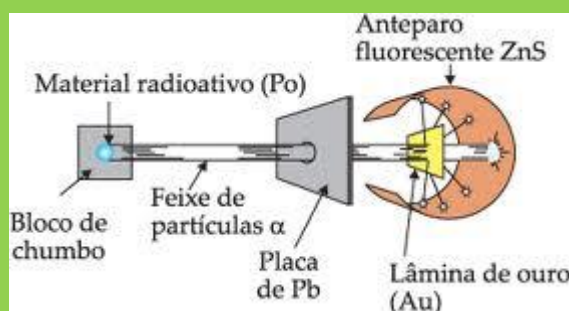
**Experimento de Rutherford**

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

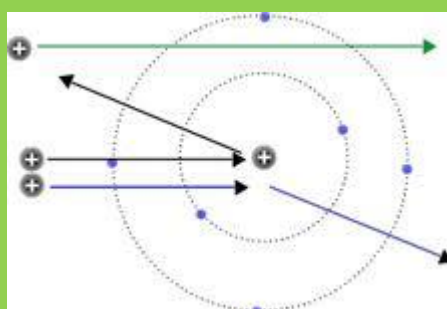
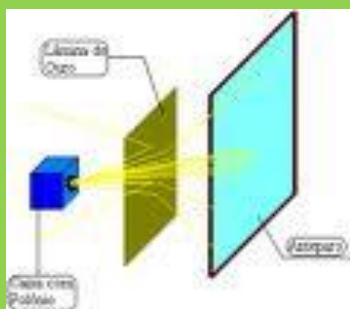


**Rutherford** estableció su modelo atómico en base a su famoso experimento. Este experimento consistía en el **bombardeo de láminas muy delgadas de metales de elevado número atómico**, como por ejemplo el oro, con partículas  $\alpha$  ( $\text{He}^{+2}$ ). **Rutherford** trató de ver cómo era la dispersión de las **partículas  $\alpha$**  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  $180^\circ$ , es decir, prácticamente salían rebotadas en dirección opuesta a la incidente.

### Experiencia de Rutherford

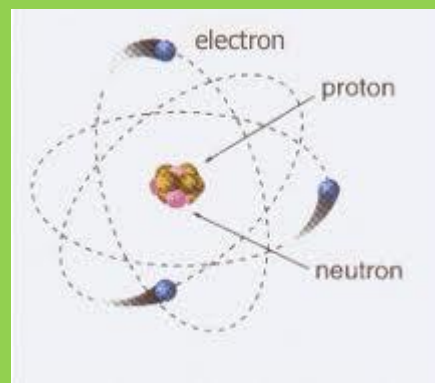
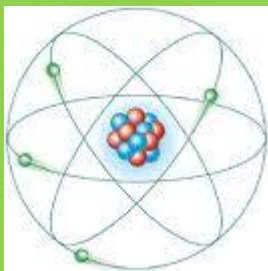


## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



**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 (las partículas  $\alpha$  y los protones son positivos)**.

Lo que **Rutherford** consideró esencial, para explicar los resultados experimentales, fue "**una concentración de carga positiva**" en el centro del **átomo**, ya que si no, no podía explicarse que algunas partículas fueran rebotadas en dirección casi opuesta a la incidente. También explicaba la imposibilidad del paso de las partículas  **$\alpha$**  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**.



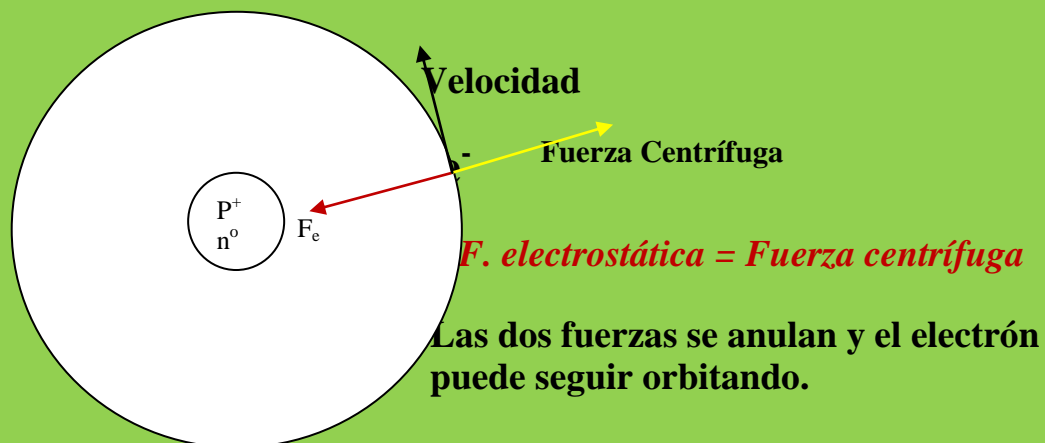
**Rutherford** propuso que los *electrones* orbitarían en ese espacio vacío alrededor de un minúsculo *núcleo atómico*, situado en el centro del *átomo*.

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

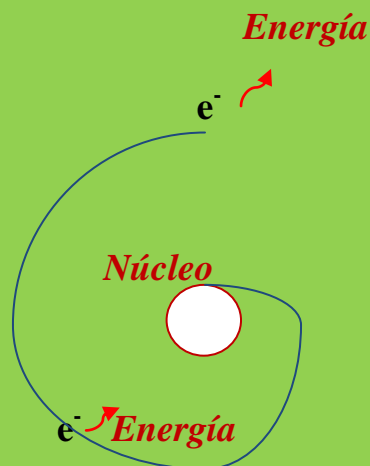
- Por un lado se planteó el problema de cómo un conjunto de *cargas eléctricas positivas* podían mantenerse unidas en un volumen tan pequeño (*cargas eléctricas del mismo signo se repelen*).
- Por otro lado existía otra dificultad, *la radiación electromagnética*. La *electrodinámica* clásica predice 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*.
- Si en el núcleo se encuentran los *protones* (+) y los *electrones* (-) se produciría entre protones y electrones una fuerza de tipo electrostático que no permitiría el movimiento circular del electrón alrededor del núcleo.

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





*Sin embargo no se pudo defender contra la radiación electromagnética.*



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 Böh**

Video: Modelos atómicos de Thomson a Böh

<http://www.youtube.com/watch?v=Z7jxMIIttFI&feature=related>

Modelo atómico de Böh

<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](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 (IMPORTANTE).

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

Video: Modelo atómico de Böhr (Algo cómico)

<http://www.youtube.com/watch?v=PH24Y4PKPsY&feature=related>

Video: Modelo atómico de Böhr

[http://www.youtube.com/watch?v=Vpspk\\_hCSMM](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***

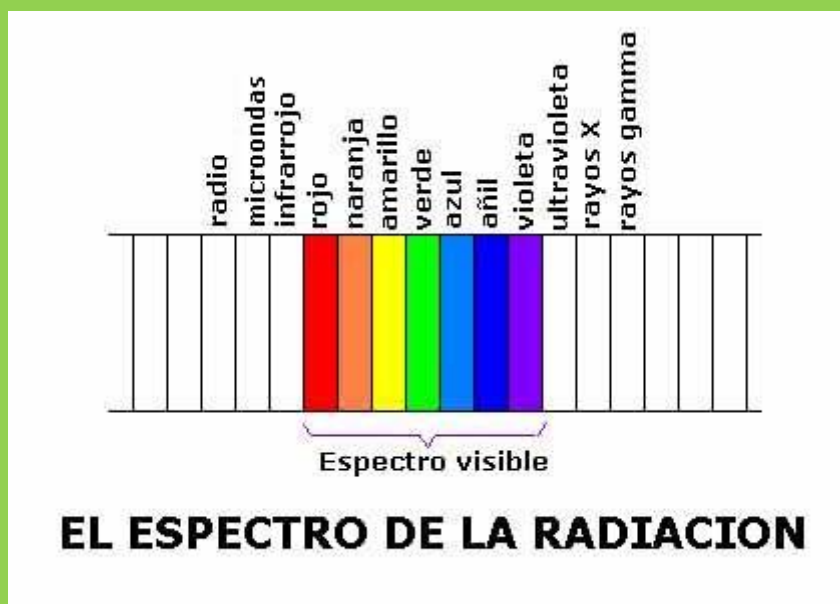
En determinadas condiciones, los cuerpos ***emiten energía*** en forma de ***radiación***. También los cuerpos ***absorben la radiación*** que emiten otros cuerpos, asimilando ***energía***.

*¿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.



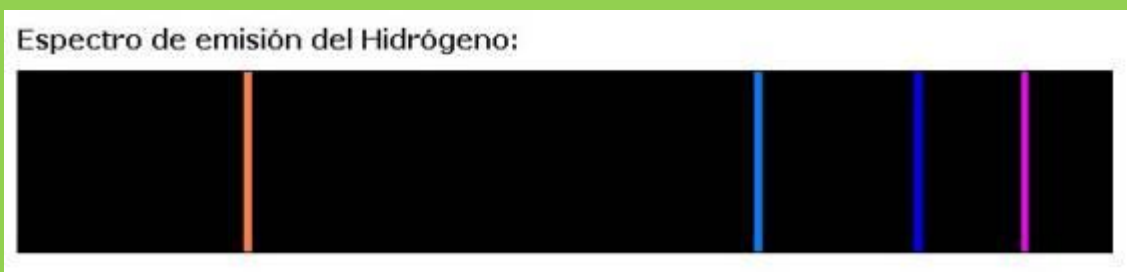
### *Los espectros de emisión:*

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..

**Algunos ejemplos de espectros de emisión:**



***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:**



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.

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

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  $n_2 = 4$

**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  $n_2 = 6$

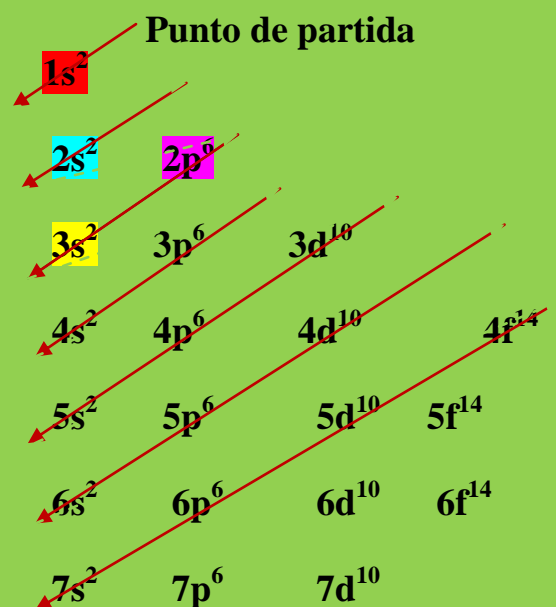
**Ejercicio resuelto** ( Fuente ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. SOLUCIÓN el autor de este trabajo)

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

**Resolución:** En los espectros de emisión las líneas aparecen como consecuencias de saltos de electrones de niveles energéticos superiores a niveles energéticos inferiores. Se producen, las líneas, como consecuencia de emisión de una radiación en forma de energía cuyo valor podemos determinar mediante la ecuación de Planck ( **$E = h \cdot \nu$** ).



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



Nos situamos en dicho diagrama y lo recorremos en sentido contrario. Partiremos de un color amarillo y llegaremos al color rojo:

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

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

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

Recordemos, para eliminar dudas, que entre subniveles energéticos del mismo tipo no hay saltos (tienen el mismo contenido energético) y por lo tanto no aparecerán líneas. Es decir, entre  $2p_x$ ,  $2p_y$  y  $2p_z$  no existen saltos de electrones. Y lo mismo ocurre con los 5 “d” y los 7 “f”.

**Ejercicio propuesto** ( Fuente: COLEGIO PADRE DEHON)

Una línea de la serie de Balmer tienen una  $\lambda = 0,43$  nm. Calcula el valor de “n” que corresponde a la transición electrónica que origina esta línea.

## 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:

$$E = h \cdot f$$

$h$  = 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 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  $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$  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.

Trabajando matemáticamente con los postulados, Bohr pudo establecer:

a) *Velocidad del electrón en una órbita:*

$$V^2 = 1 / 4\pi\epsilon \cdot Z \cdot q_e^2 / m_e \cdot R$$

$$V = \frac{2\pi \cdot K \cdot e^2}{h} \cdot \frac{1}{n}$$

b) *Cálculo del radio de la órbita:*

$$R = n^2 \cdot h^2 \cdot \epsilon / \pi \cdot Z \cdot q_e^2 \cdot m_e ; a_0 = h^2 \cdot \epsilon / \pi \cdot Z \cdot q_e^2 \cdot m_e$$

$$R = a_0 \cdot n^2 ; a_0 = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

c) *Cálculo de la energía del electrón:*

$$E_T = - 1 / n^2 \cdot m_e \cdot Z^2 \cdot q_e^4 / 8 \cdot h^2 \cdot \epsilon$$

$$E_T = - 1 / n^2 \cdot K' ; K' = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

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

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

Según esto, para Bohr, *la energía esta cuantizada* y sólo puede tener unos *valores determinados que dependen de "n"* (nº cuántico principal).

- d) Trabajando, en base al tercer postulado y con las ecuaciones ya establecidas Bohr llega a la ecuación de *Rydberg*, la misma a la que llegaron los espectroscopistas.

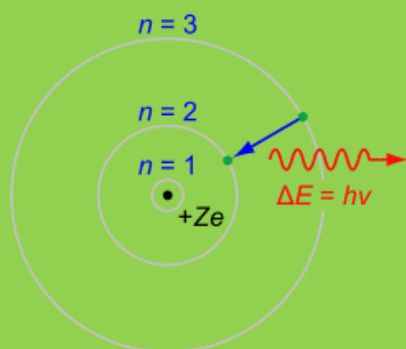
$$1/\lambda = R [ 1/n_1^2 - 1/n_2^2 ]$$

**n** = número entero representativo de la capa de la corteza electrónica.

**λ** = longitud de onda.

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

### *Esquema del modelo atómico de Böhr*



**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: Autor de este trabajo)

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  $n = 1$ :

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

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

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

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

**Problema resuelto** (Autor ENUNCIADO: Manuel Díaz Escalera. RESOLUCIÓN de 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 de 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:**

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

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

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



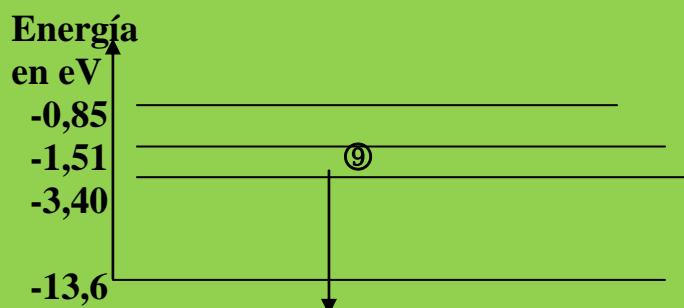
**Problema propuesto** (Autor: Manuel Díaz Escalera)

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  $\Delta E$  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  $\lambda$  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:  $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .)

### 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:

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

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

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

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

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



**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 del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN de A. Zaragoza)

La energía de un fotón de luz roja es  $6,5 \cdot 10^{-7} \text{ J}$ . 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:**

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

Según Planck:  $E = h \cdot \nu$

$$6,5 \cdot 10^{-7} \text{ J} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot \nu ;$$

$$\nu = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} ; \nu = 0,98 \cdot 10^{27} \text{ 1/s} = 9,8 \cdot 10^{26} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

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

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

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

**Ejercicio resuelto** ( Fuente del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN de 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:  $e = 1'602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ;  $h = 6'62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ .

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

**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:  $E = h \cdot \nu$

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

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

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

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

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

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

**Ejercicio resuelto** ( Fuente del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN de A. Zaragoza)

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

**Resolución:**

Según el SEGUNDO POSTULADO DE BÓHR:

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

Si esta ecuación la unimos con: **Fcentrípeta = Felectrostática**

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

Obtenemos dos ecuaciones:

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot m_e \cdot e^2} \quad (1) \quad \text{y} \quad v = \frac{2\pi \cdot K \cdot e^2}{h} \cdot \frac{1}{n} \quad (2)$$

En lo referente a la energía de una órbita:

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

**De la ecuación (1) conoceremos el r:**

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

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

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

$$r = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

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

**Ejercicio resuelto** ( Fuente del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha.RESOLUCIÓN de 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:

$$v = c / \lambda$$

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

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

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

**Ejercicio resuelto** ( Fuente del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN de 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:

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

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

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 del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN de 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:

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

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

**Ejercicio resuelto** (Fuente del ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN de 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)

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

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

Si nos vamos a (2):

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

$$\begin{array}{c}
 \cancel{\text{J}} \quad \cancel{6,63 \cdot 10^{23} \text{ fotones}} \quad \cancel{1 \text{ eV}} \\
 \dots \dots \dots \\
 \text{Fotón} \quad \text{1 mol fotones} \quad \text{1,6} \cdot 10^{-19} \text{ J} \\
 \dots \dots \dots \\
 = 14,21 \cdot 10^{23} \text{ eV} \\
 = 1,42 \cdot 10^{24} \text{ eV/mol}
 \end{array}$$

**Ejercicio propuesto** ( Fuente del ENUNCIADO: 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 de ENUNCIADO: 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 del ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN de A. Zaragoza)

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

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

**Resolución:**

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

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 3 \rightarrow 1^{\text{a}} \text{ Línea}$

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 4 \rightarrow 2^{\text{a}} \text{ Línea}$

$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 5 \rightarrow 3^{\text{a}} \text{ Línea}$

Según Rydberg:

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

Como  $\lambda = c / \nu$  lo llevamos a (1) y nos queda:

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

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

$$\begin{aligned} \nu &= c \cdot R_H ( 1/4 - 1/25) = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 0,21 = 0,69 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \\ &= \mathbf{6,9 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}} \end{aligned}$$

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

$$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 9$$

Por lo tanto:

$$\begin{aligned} \nu / c &= R_H ( 1/2^2 - 1/9^2) ; \nu = c \cdot R_H \cdot 0,23 = \\ &= 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 0,238 = 0,75 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)} = \mathbf{7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}} \end{aligned}$$

**Ejercicio resuelto** ( Fuente del ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN de A. Zaragoza)

Si la energía de la 1ª órbita de Bohr es - 13,6 eV. ¿Cuál es la energía de la cuarta órbita en eV y en J ?. ¿Cuál es la  $\lambda$  de la tercera línea de la serie de Lyman?

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

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



En la 4ª órbita:

$$E_4 = -R_H / n^2 ; E_4 = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 4^2 = -0,136 \cdot 10^{-18} \text{ J} = -1,36 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

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

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

$$n_1 = 1 \rightarrow n_2 = 4$$

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

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

De la ecuación de Planck:

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda ; E_4 - E_1 = h \cdot c / \lambda$$

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

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

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

**Ejercicio propuesto** ( Fuente del ENUNCIADO: 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?.

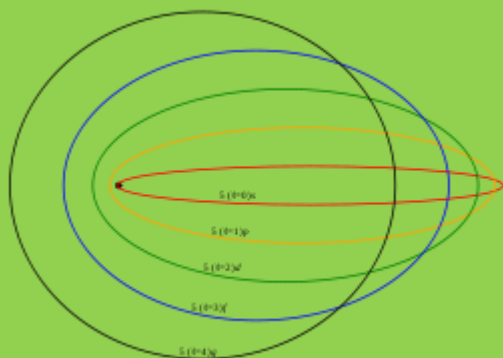
## *Insuficiencias del modelo de Bohr*

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

## *5.- Modelo atómico de Sommerfeld*

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

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



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

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*. Las órbitas con:

- $l = 0$  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).

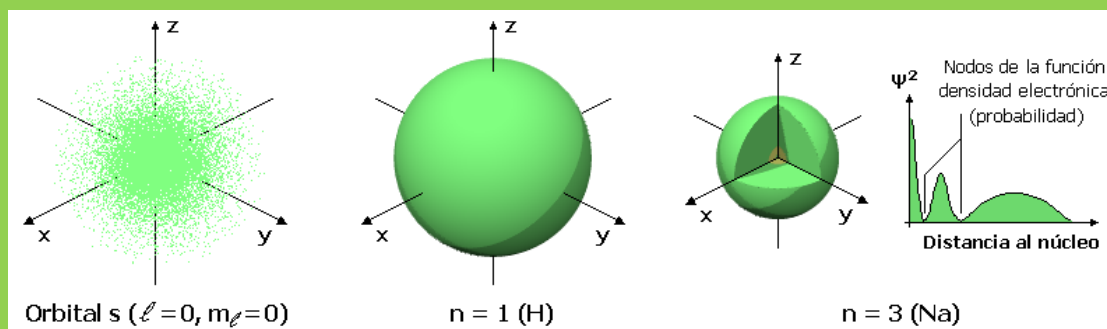
### **Formas de los orbitales atómicos:**

Dibujo de los orbitales atómicos.

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

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

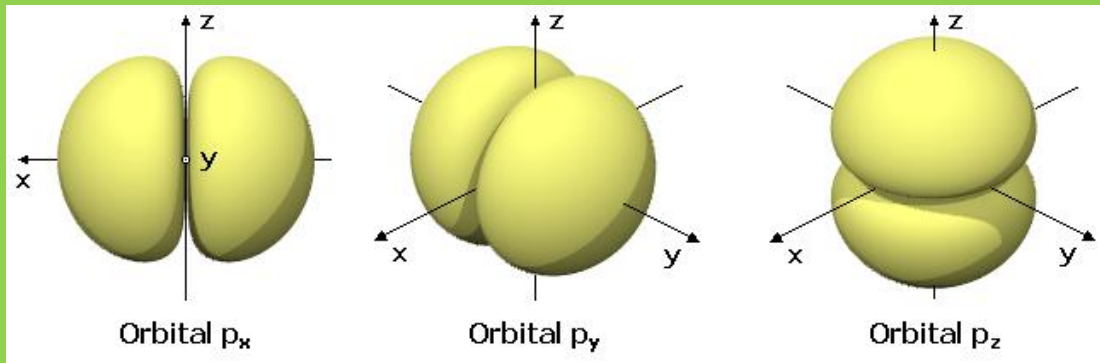
El orbital **"s"** tiene simetría **esférica** alrededor del **núcleo atómico**.



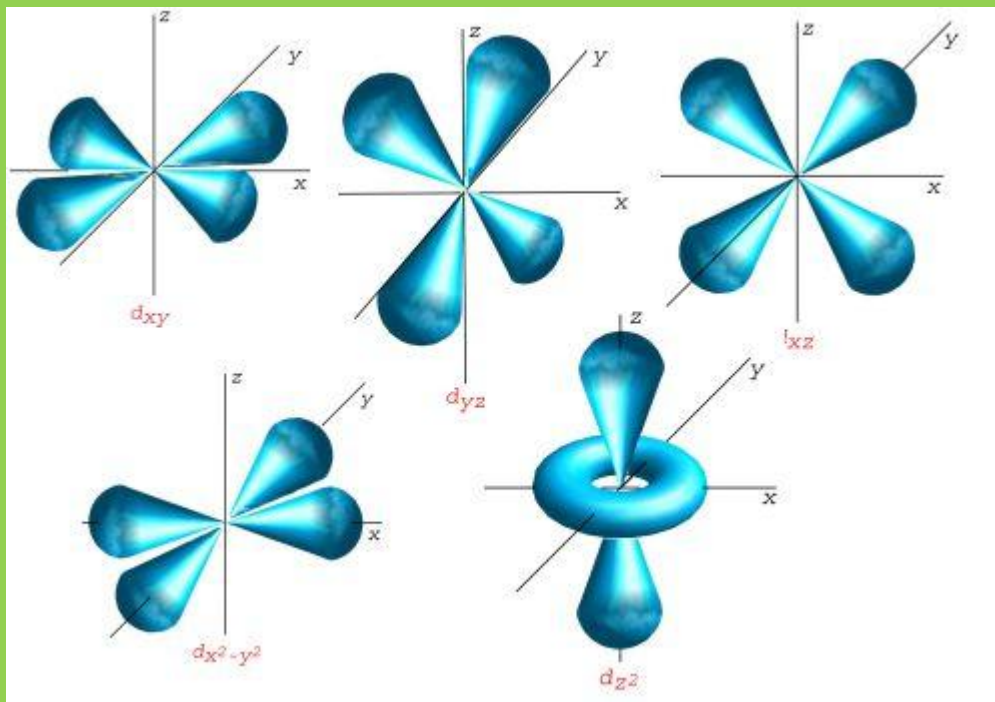
Si  $l = 1 \rightarrow$  **Orbital "p"**

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 (-l, 0 y l)  $\rightarrow$  (-1, 0, 1)  $\rightarrow$  implica tres orientaciones, se obtienen los tres orbitales "p" simétricos respecto a los ejes x, z e y.**

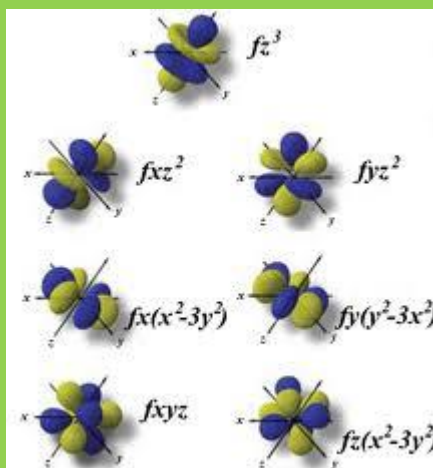
## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



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)

**Ejercicio propuesto** ( Fuente: COLEGIO PADRE DEHON)

Todas las afirmaciones siguientes son incorrectas. Corrígelas:

- Una transición electrónica de  $n=3$  a  $n=1$ , absorbe energía.
- En la serie de Lyman la primera raya se produce en la transición  $n=3$  a  $n=2$
- Si  $n=3$ ,  $L$  puede valer 0,1,2 y el número total de orbitales es 10.

## 6.- Efecto Zeeman

Cuando se obtiene el espectro del átomo de hidrógeno mientras el gas está dentro de un *campo magnético* se observa *un desdoblamiento de las líneas* que analizó Sommerfeld. Cada una de estas líneas se desdoblaba en varias. Este fenómeno desaparecía al desaparecer el campo magnético por lo que no se debe a que *existan nuevos estados de energía del electrón*, sino que está provocado por la interacción del campo magnético externo y el campo magnético creado por el electrón al girar en su órbita. Este problema se solucionó pensando que para algunas de las órbitas de 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, según lo visto, posición del electrón en el átomo de hidrógeno hay que dar *3 números cuánticos:  $n, l, m$* .

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

- Tamaño del átomo, dado por “ $n$ ”.*
- Forma del orbital atómico, dado por “ $l$ ”.*
- 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) y representado por “*s*”, al que se le dio 2 valores, uno para cada sentido:

$$s = + 1/2 , - 1/2$$

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

## 8.- Los números Cuánticos

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.

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 contener cada tipo de orbital atómico:

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

### 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*.

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:

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



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

### Demostración:

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**

cuyo término general es:  $2n^2$

### Ejercicio resuelto

Dado el elemento de nº 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 nº atómico es  $Z = 19$ , la distribución electrónica será :



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

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

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

**Problema resuelto** (Autor del ENUNCIADO: Manuel Díaz Escalera. RESOLUCIÓN del ejercicio: A. Zaragoza)

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

- (4, 4, -1, 1/2) ;
- (3, 2, 1, 1/2) ;
- (3, -2, 1, - 1/2 ) ;
- (2, 1, -1, - 1/2)

### Resolución:

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



**Problema propuesto** (Autor: 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**

**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?

**Resolución:**



Orbital atómico “s”  $\rightarrow l = 0$

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

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

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:

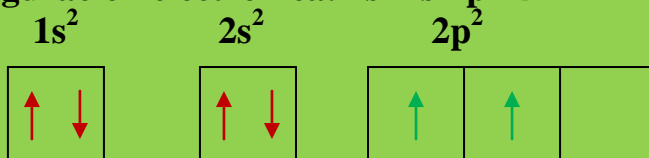
- n**   **l**   **m**
- a) (3, -1, 1) → **NO PERMITIDO** →  $l$  no puede ser negativo
- b) (1, 1, 3) → **NO PERMITIDO** → Siendo  $n = 1 \rightarrow l \neq 1$
- c) (4, 2, 0) → **PERMITIDO**
- d) (0, 0, 0) → **NO PERMITIDO** → “ $n$ ” nunca puede valer 0.
- e) (5, 3, -3) → **PERMITIDO**

### 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:  $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$



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

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

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

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  $n = 1$ ?

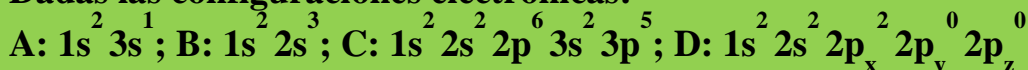
### Resolución:

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

- 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 del ENUNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN del ejercicio: A. zaragoza)

Dadas las configuraciones electrónicas:



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.

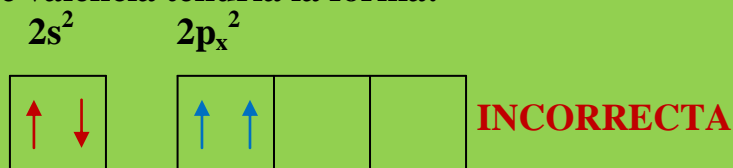
**Resolución:**

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

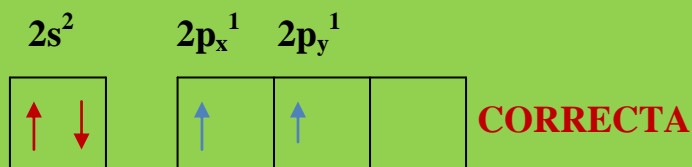
**Principio de máxima multiplicidad de Hund.**- Los electrones, dentro de un mismo subnivel energético se reparten de uno en uno puesto que todas las orientaciones son energéticamente iguales. Ejemplo:



La capa de valencia tendría la forma:



Debe ser:

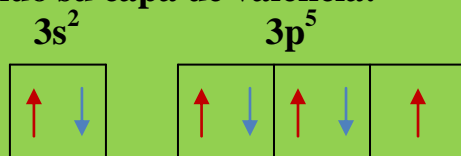


**Átomo A** → No se encuentra en su estado fundamental (mínima energía). El electrón más externo está ocupando un nivel energético superior al que le corresponde. En este estado excitado cumple los dos principios pues se trata de un solo electrón.

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

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

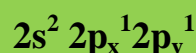
Estudiando su capa de valencia:



Cumpliría perfectamente los dos principios.

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

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



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**.

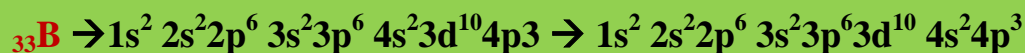
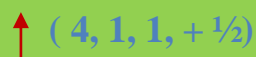
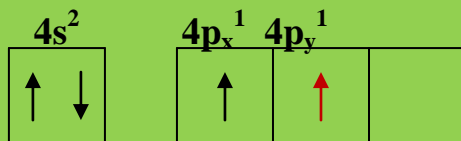
**Ejercicio resuelto** ( Fuente del ENNCIADO: Colegio Virgen de Atocha. RESOLUCIÓN del ejercicio: A. Zaragoza)

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.

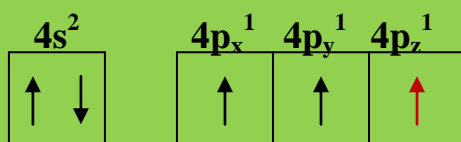
**Resolución:**

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

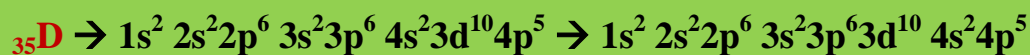
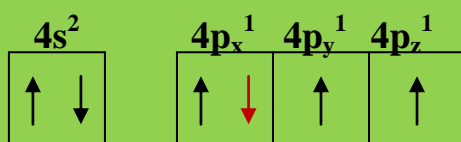
Capa de Valencia:



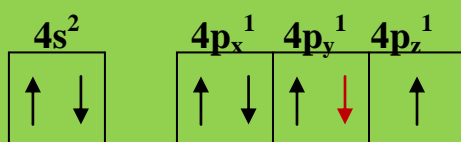
Capa de valencia:



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: 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
<b>n</b>	0	0	1	2	1	3	4	2	2
<b>l</b>	0	0	0	2	0	2	3	-1	1
<b>m</b>	0	0	0	-2	-1	+2	-1	0	0
<b>s</b>	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 .

### 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

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.

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 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.*

Video: El átomo y la Mecánica Cuántica

[http://www.youtube.com/watch?v=wPgnaHCMv\\_0&feature=results\\_video&playnext=1&list=PLAC90EB490AFB7308](http://www.youtube.com/watch?v=wPgnaHCMv_0&feature=results_video&playnext=1&list=PLAC90EB490AFB7308)

### **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**

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 *fotones*, 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 1927 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 ( $\lambda = h / m \cdot v$ ), convirtiéndose así en un corpúsculo-onda del mismo modo que al avanzar rápido un proyectil origina un movimiento periódico que nosotros percibimos como sonido*. 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*.

Video: El átomo y la Mecánica Cuántica

[http://www.youtube.com/watch?v=wPgnaHCMv\\_0&feature=results\\_video&playnext=1&list=PLAC90EB490AFB7308](http://www.youtube.com/watch?v=wPgnaHCMv_0&feature=results_video&playnext=1&list=PLAC90EB490AFB7308)

### **12.- El átomo y la Mecánica Cuántica**

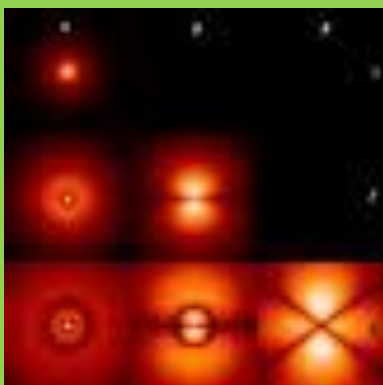
Una de las consecuencias deducidas del *Principio de Indeterminación* de Heisenberg es que la interacción entre los aparatos de medida y los objetos de la medición hace imposible determinar simultáneamente y con precisión la *posición y la velocidad del electrón*. De aquí se sigue la imposibilidad e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

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



**Problema resuelto** (Autor del ENUNCIADO: Manuel Díaz Escalera. RESOLUCIÓN de 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 Brogie nos dice que:

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

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

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

$$\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} / 42,77 \cdot 10^{-22} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = 0,155 \cdot 10^{-12} \text{ m} =$$

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

### 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  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

poniendo los datos en el S.I.

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

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

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

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

### 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 del ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN de A. Zaragoza)

Calcula la  $\lambda$  de De Broglie asociada a : a) un astronauta de 70 kg de masa que avanza en su camino hacia Marte con una  $v = 4500 \text{ m/s}$ . 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:

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

**Problema resuelto** (Autor del ENUNCIADO: Manuel Díaz Escalera. RESPLUCIÓN de A. Zaragoza)

¿Cuál es la velocidad de un electrón que lleva asociada una longitud de onda de  $0,67 \text{ nm}$ ?

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

**Resolución:**

Según De Broglie :

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

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

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

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

----- O -----

**Se terminó**

**Antonio Zaragoza López**