



GUIA CONCEPTUAL DE FISICA.

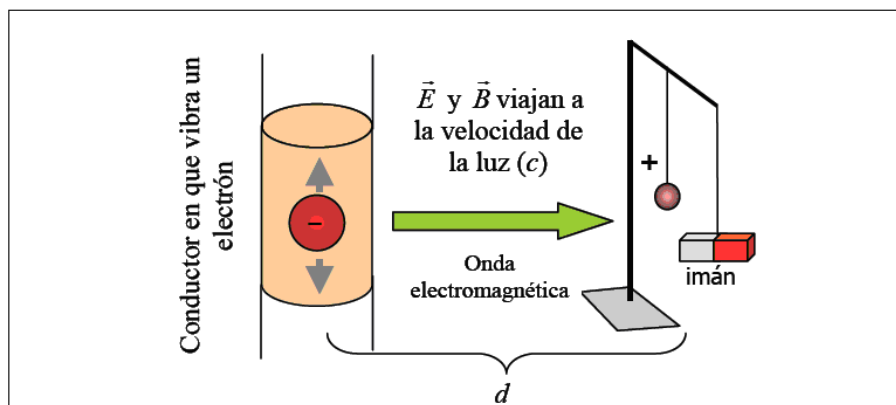
TEMA : ONDAS ELECTROMAGNETICAS. RECOPIACIÓN : Montoya.-

#### IV. Ondas electromagnéticas

Una carga eléctrica en reposo, por ejemplo un electrón, genera en el espacio que le rodea un campo eléctrico  $\vec{E}$  cuyas características ya estudiamos. Si la carga eléctrica se mueve, por ejemplo oscila, además en el mismo espacio genera un campo magnético  $\vec{B}$ . La situación se ilustra esquemáticamente en la figura 43.

Es importante tener presente que las variaciones que experimentan ambos campos viajan a la velocidad de la luz ( $c$ ), de modo tal que cargas e imanes que están a una distancia  $d$  de él sabrán del movimiento de la carga un tiempo posterior igual a  $d/c$ .

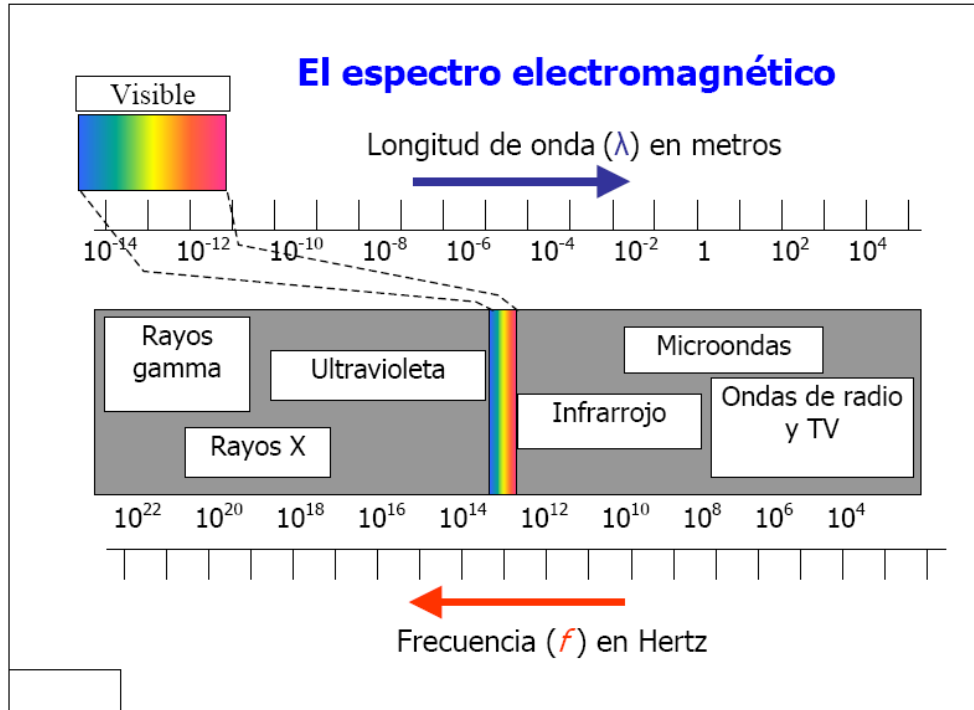
La señal que así viaja por el espacio es básicamente lo que denominamos *onda electromagnética*. Aquello que la genera, el transmisor, es una carga eléctrica que oscila. Mientras, otra carga eléctrica o un imán detectarán la onda electromagnética, constituyendo un receptor.



Si la carga oscila con una frecuencia  $f$ , los campos eléctricos y magnéticos variarán con esta misma frecuencia y corresponderá a la frecuencia de la onda. Por lo tanto, estas ondas electromagnéticas poseerán una longitud de onda ( $\lambda$ ) tal que  $c = f\lambda$ . Es importante tener presente que todo lo que estudiamos en el Módulo 1 para las ondas y la luz es válido también aquí. Más aún, lo que denominamos *luz* corresponde a un particular rango de frecuencias de las ondas electromagnéticas. El esquema de la figura 44 muestra los nombres que damos a las diferentes zonas del espectro electromagnético.

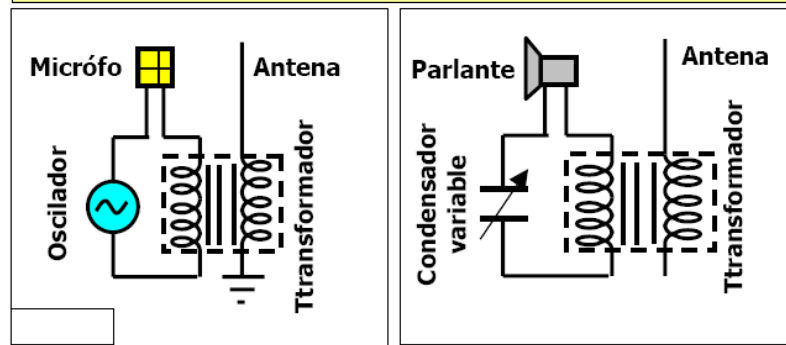
Es importante no confundir las ondas electromagnéticas, como la luz o las ondas de radio, que se caracterizan por poder propagarse en el vacío, con las ondas de sonido, que corresponden a ondas mecánicas de un medio material. No obstante, las ondas electromagnéticas, como por ejemplo la luz, también se reflejan, se refractan, se dispersan, interfieren y experimentan el efecto Doppler.

\*\*\*\*\*

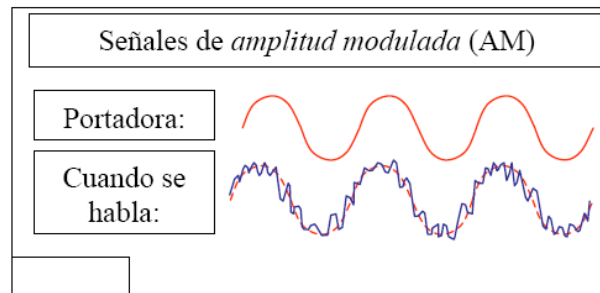


Fue el físico inglés James Maxwell (1831 - 1879) quien predijo la existencia de las ondas electromagnéticas y años más tarde Heinrich Hertz (1857 - 1894) quien verificó experimentalmente su existencia y propiedades. Posiblemente ninguno de los dos se imaginó la importancia que ellas llegarían a tener tanto para comprender la naturaleza como para el desarrollo en el área de las comunicaciones. No mucho tiempo después el italiano Guillermo Marconi (1874 - 1937) inventó el transmisor y el receptor de radio, cumpliendo su sueño de transmitir la voz humana a distancia. Los esquemas de la figura 45 ilustran los elementos básicos de estos aparatos y permiten comprender, a la luz de lo que hemos visto antes, el modo en que funcionan.

## Trasmisor y receptor elemental de ondas radiales

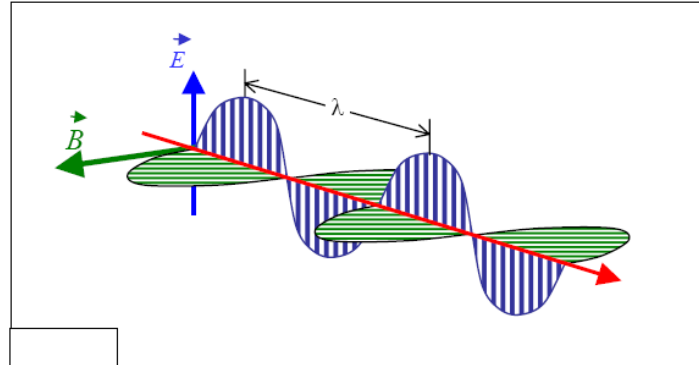


El oscilador genera en el transmisor una señal como la que indica la figura siguiente (conocida como portadora), cuya frecuencia puede seleccionar el condensador variable en el receptor. Cuando se habla en el micrófono la corriente hace fluctuar la amplitud de la onda del modo que se indica. Este sistema de transmisión y recepción se denomina de *amplitud modulada* (AM).



En la *frecuencia modulada* (FM) lo que se modifica es la frecuencia en vez de la amplitud.

Una característica importante de las ondas electromagnéticas constituye el hecho de que los campos eléctrico y magnético son perpendiculares entre sí y que corresponden a ondas transversales, como lo ilustra el esquema de la figura 47.



## El mundo atómico

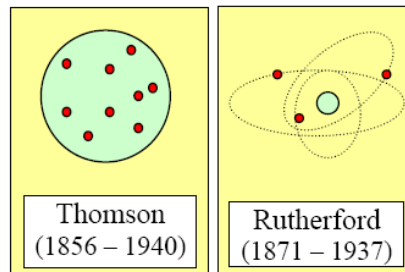
### I. El átomo

#### 1) Primeros modelos atómicos

Para comprender cómo los físicos entienden hoy la naturaleza de la materia, es recomendable revisar la historia de lo que se ha pensado respecto a ella y cómo y por qué estas ideas han ido cambiando.

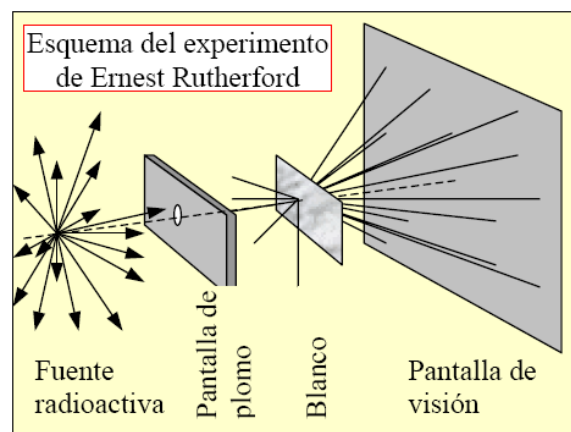
Debes conocer las ideas de los protagonistas centrales de esta historia. Por ejemplo, a Tales de Mileto (quien postulaba que el agua era la sustancia básica del Universo); a Empédocles (quien afirmaba que las cosas están hechas de cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego); las concepciones antagónicas que entienden la materia como continua y discontinua, como la de Demócrito (para quien el mundo está hecho de infinitas partículas muy pequeñas que llamó "átomos", cuyas diversas formas y combinaciones dan lugar a la diversidad que observamos); la concepción atómica de Dalton, adecuada para dar cuenta del modelo cinético de la materia; la concepción eléctrica del átomo de Thomson; el modelo del átomo planetario de Rutherford, y el modelo de átomo de Bohr.

Aquí nos centraremos en la última parte de esta apasionante historia: la ocurrida en el siglo XX, es decir, en el paso del modelo atómico de Thomson al de Rutherford y de éste al de Bohr. Recordemos que para Thomson el átomo era una esfera electrizada positivamente, en la cual estaban distribuidas en forma homogénea las cargas negativas, más o menos como se ilustra en la siguiente figura.



Fueron los experimentos de Ernest Rutherford (1911) los que posibilitaron el descubrimiento del núcleo atómico y concebir un modelo planetario como el que se ilustra en la figura. Pero, ¿en qué consistieron estos experimentos? Básicamente en analizar la dispersión (*scattering*) producida por partículas alfa lanzadas sobre una delgada lámina de oro, tal como se ilustra en la figura.

Siguiendo el modelo de Thomson, prácticamente no se esperaba observar grandes desviaciones. No obstante, y para sorpresa de Rutherford, si bien la mayoría de las partículas alfa no mostraba grandes desviaciones, probando así que el átomo era casi vacío, unas cuantas mostraban desviaciones espectaculares, e incluso literalmente rebotaban en la lámina de oro. Lo observado fue tan sorprendente que equivalía –señalaba Rutherford– a disparar balas de cañón sobre una hoja de papel y descubrir que en algunos casos ellas rebotan.



De este experimento se concluye que el núcleo atómico posee un radio de unos  $10^{-15}$  m y contiene cerca de 99,9 % de la masa del átomo. Además, el radio estimado para un átomo como el de hidrógeno es de  $0,53 \times 10^{-10}$  m (radio atómico de Bohr). El uso de analogías, como comparar al átomo con un estadio en el cual el núcleo atómico sería del tamaño de una pelota de fútbol, o la información de que se requiere de unos 50.000.000 átomos puestos en línea, unos al lado de otros, para cubrir 1 cm, pueden ser de utilidad para formarse una idea de las dimensiones de los átomos. Conviene recordar también que se usa como unidad para medir el tamaño de los átomos el ángstrom ( $\text{\AA}$ , definido como  $10^{-10}$  m) y que el diámetro de un átomo mide alrededor de  $1,5 \text{\AA}$ .

Ahora bien, teniendo en cuenta que el núcleo es más masivo que el electrón, que la fuerza entre núcleo y electrón es de atracción y que hay gran semejanza entre las expresiones matemáticas de la ley de gravitación universal de Newton y la ley de Coulomb, resulta bastante natural asociar la semejanza del movimiento electrónico en los átomos con el movimiento de los astros en torno al Sol. En efecto, dependiendo de su rapidez y de la dirección en que se mueva en relación con el núcleo, según la mecánica de Newton el electrón seguirá trayectorias comparables a las de los planetas, cometas y asteroides en torno al Sol. Más aún, un electrón inicialmente en reposo experimentará una caída libre sobre el núcleo.

Es interesante notar que la fuerza gravitacional entre la masa del electrón y la del núcleo, si bien está presente, resulta del todo despreciable en comparación con la fuerza eléctrica. Bastará comparar la razón entre ambas. En efecto, en este caso se tiene que 
$$\frac{\text{Fuerza eléctrica}}{\text{Fuerza gravitacional}} = \frac{ke^2}{Gm_e m_p} \approx 2,3 \times 10^{39},$$
 donde  $k$  y  $G$  son

las constantes de la ley de Coulomb y de gravitación universal,  $e$  la carga elemental y  $m_e$   $m_p$  las masas del electrón y protón respectivamente.

Volviendo al modelo atómico planetario de Rutherford, se advierte de inmediato una dificultad. En efecto, una carga acelerada debe irradiar energía, y por ello los electrones disminuirían su velocidad de giro precipitándose rápidamente sobre el núcleo. En el caso de los astros, esta pérdida de energía por radiación gravitacional es insignificante (aún no detectada experimentalmente debido justamente a su insignificancia). Siendo la radiación electromagnética mucho más importante, los átomos no debieran durar más de unos  $10^{-9}$  s, lo cual evidentemente no ocurre.

Para comprender cómo se resolvió este problema, hay que mencionar en primer lugar la propuesta de Planck (1900), según la cual un objeto que vibra con frecuencia  $f$  no puede tener cualquier energía, sino solo aquella dada por la ecuación  $E = nhf$ , donde  $n$  es un entero y  $h$  una constante, hoy llamada "constante de Planck". En base a esto, Niels Bohr propuso que los electrones obedecen a una mecánica diferente de la postulada por Newton, tan exitosa para describir el movimiento de los planetas alrededor del Sol. En efecto, en 1913 propuso que, de irradiar, la energía emitida por los electrones no es continua sino "empaquetada" en *cuantos* de valores finitos, valores conocidos como los *cuantos de Planck*.

Consideremos que en este nuevo modelo, el de Bohr, el electrón se mueve, sin irradiar, en una órbita circular cuyo momento angular obedece a la relación  $mvr = n \frac{h}{2\pi}$ , donde  $r$  es el radio de la órbita,  $v$  la velocidad y  $h$  la constante de Planck. Considerando nuestros conocimientos sobre el movimiento circular desarrollados en Tercer Año Medio, podemos obtener los radios y las energías permitidas para cada valor de  $n$ .

Uno de los mayores éxitos de este modelo es haber explicado las líneas de los espectros de emisión que desde hacía años se conocían empíricamente, pero para los cuales no existía una explicación teórica coherente.

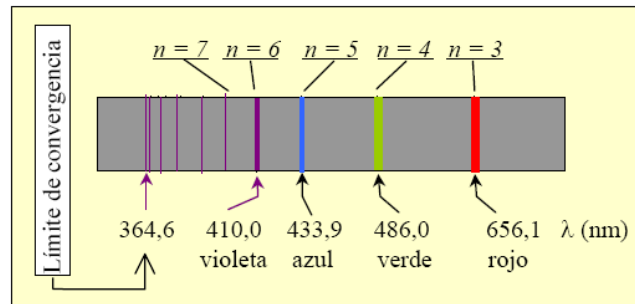
Recuerda el fenómeno de la dispersión cromática descrito en Primer Año Medio y el descubrimiento de Joseph von Fraunhofer de las líneas espectrales por medio de un espectroscopio de prisma.

Por ejemplo, la serie de Balmer  $\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$  proporciona las longitudes de onda ( $\lambda$ ) de parte de la zona visible del espectro del hidrógeno, cuando  $n$  toma los valores 3, 4, 5, 6 y 7. En estas series  $R_H$  es la constante de Rydberg ( $1,0973732 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ ).

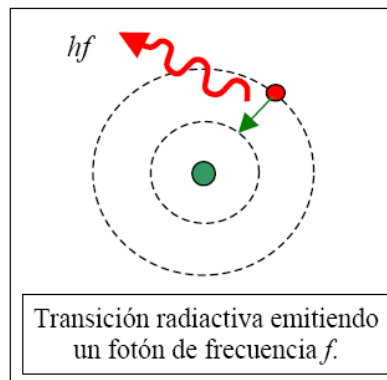
Lo más importante es que Bohr, a partir del cálculo de la energía del átomo y en base a los nuevos postulados cuánticos, encontró teóricamente para las transiciones de los electrones en el átomo la expresión  $\frac{1}{\lambda} = \frac{ke^2}{2a_0hc} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ ,

donde  $k$  es la constante de la ley de Coulomb,  $e$  la carga del electrón,  $a_0 = 0,529 \text{ \AA} = 0,529 \times 10^{-10} \text{ m}$ , el radio atómico de Bohr,  $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$  la constante de Planck y  $c$  la velocidad de la luz. Lo sorprendente es que esta fórmula es idéntica a las de series como la de Balmer, obtenidas por análisis espectral, más aun, la constante es justamente la constante de Rydberg  $R_H$ .





Cada línea del espectro de emisión se forma cuando un electrón transita de una órbita a otra de menor energía, como se ilustra en la figura.



## 2) El principio de incertidumbre

Basta intentar medir la longitud de un lápiz por medio de una regla escolar para reconocer que, inevitablemente, cada vez que medimos algo, con cualquier método o instrumento, existirá en el resultado cierta imprecisión. Técnicamente decimos que toda medición tiene asociada una incerteza. La forma de expresar los resultados de las mediciones es agregando a la cantidad medida la incerteza estimada, precedida del signo  $\pm$ . Así por ejemplo, podemos decir que el largo de un objeto es  $3,67 \pm 0,02$  cm, lo cual significa que, conforme a la medición realizada, la longitud del objeto no es menor de 3,65 cm ni mayor de 3,69 cm. Podemos reducir esta incerteza con mejores instrumentos o con mejores métodos de medición.

Ahora bien, uno de los resultados más sorprendentes de la física es que ciertas magnitudes físicas no se pueden medir en forma simultánea con toda la precisión que queramos, existiendo un límite impuesto por la naturaleza.



Esto es lo que establece el principio de incertidumbre, enunciado por primera vez en 1927 por Werner Heisenberg, luego de los avances introducidos por Bohr y de Broglie en el estudio del átomo. Este principio establece que el producto de la incerteza en la medición de la velocidad de una partícula ( $\Delta v$ ) y la medición de su posición ( $\Delta x$ ) es siempre diferente (mayor) a cero. La expresión explícita es  $\Delta p \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$ , donde  $\Delta p = m\Delta v$ ,  $h$  la constante de Planck ( $6,626 \times 10^{-34}$  Joule  $\times$  segundo) y  $m$  la masa de la partícula.

Como la constante de Planck es muy pequeña, se ve que este principio es significativo en el ámbito atómico e irrelevante en el comportamiento macroscópico, pero el concepto de "trayectoria" a nivel de partículas elementales pierde su sentido, por cuanto es imposible medir simultáneamente su posición y velocidad.

## II. El núcleo atómico

### 1) Tamaño y constitución del núcleo

Sabemos que los átomos son muy pequeños: podemos decir que poseen un diámetro del orden de  $10^{-8}$  cm, pero su núcleo es mucho más pequeño, siendo del orden de  $10^{-13}$  cm. ¿Qué objetos macroscópicos poseen tamaños que guarden esta misma proporción? También sabemos que la masa del átomo se concentra casi en su totalidad en su núcleo, mientras los protones poseen una masa 1835 veces mayor que la de un electrón. Esto significa que la mayor parte de los átomos está constituida por una nube de electrones.

Los núcleos, en general, están compuestos por protones y neutrones, que no son partículas elementales, como se creyó durante mucho tiempo, pues, están constituidas por *quarks*.

Una propiedad interesante de las partículas que conforman los átomos (electrones, protones y neutrones) es la de poseer un *espin cuántico*, que podemos vincular al momento angular de giro. Si bien en rigor la idea misma de giro no es adecuada al núcleo, electrón o ningún otro objeto de esas dimensiones, el giro o espin se usa como una metáfora. El carácter cuántico de esta propiedad se manifiesta en el sentido de tener valores fijos, múltiplos de  $\frac{h}{4\pi}$ , donde  $h$  es la constante de Planck.

La importancia del espín radica en que nos permite explicar las propiedades magnéticas de la materia. En efecto, como se ilustra en la figura, si representamos los espines de los átomos por medio de flechas, su estado de ordenamiento da cuenta de estas propiedades.



Es importante entender también el efecto de los neutrones en los núcleos atómicos. Ellos aminoran la repulsión debida a la fuerza eléctrica entre los protones, actuando como separadores. Análogamente, si dos personas agresivas se están enfrentando, para evitar que se golpeen conviene separarlas y rodearlas. En base a ese rol "apantallador" de los neutrones, se puede comprender por qué el número de isótopos de un elemento, y de neutrones en el núcleo en relación al número de protones, tiende a aumentar a medida que se avanza en la tabla periódica.

## 2) Radiactividad

El descubrimiento de las radiaciones alfa, beta, gama y X tuvo lugar entre fines del siglo XIX y comienzos del XX. La denominación alfabética que originalmente se dio a estas emisiones revela que se desconocía su naturaleza física. El comprenderla tomó mucho trabajo experimental y teórico.

Esta tabla muestra las propiedades más importantes de las radiaciones alfa, beta y gama: carga eléctrica, masa e identificación moderna.

RADIACIÓN	IDENTIFICACIÓN	COMPOSICIÓN	CARGA ELECTRICA
alfa	Núcleo de helio	2 protones y 2 neutrones	2e
beta	Electrón	Elemental	- e
gama	Onda electromagnética	Elemental	0

Para comprender el decaimiento radiactivo, es decir, las emisiones alfa, podemos ayudarnos de un modelo. Si lanzamos unos cien dados iguales, que simulen núcleos atómicos, y retiramos por ejemplo los que muestran el 6, y repetimos la operación después de cada tirada, suponiendo que entre tirada y tirada los tiempos son iguales, los dados se irán reduciendo exponencialmente, del mismo modo que ocurre con los núcleos que emiten radiaciones alfa. Si se parte con cien, irán quedando aproximadamente 83, 69, 58, **48**, 40, 33, 28, **23**, 19, 16, 13, **11**, 9 ...), de modo que el "tiempo de vida" será cuatro tiradas aproximadamente (cuatro minutos, si se asoció un minuto al intervalo de tiempo entre dos tiradas).

### 3) Las fuerzas operando en el núcleo atómico

La física comprende hoy la naturaleza sobre la base de cuatro fuerzas fundamentales. Cada una tiene un ámbito en que su acción es más relevante, según se indica en la tabla siguiente. Las que operan en el núcleo son las *fuerzas nucleares débiles* y las *fuerzas nucleares fuertes*.

TIPO DE FUERZA	PARTICULA MEDIADORA	MAGNITUD RELATIVA	ALCANCE ÁMBITO DE IMPORTANCIA
Gravitacional	Gravitón	1	Largo Cosmos
Débil	W y Z	$\sim 10^{28}$	Corto Radiactividad nuclear
Electromagnética	Fotón	$2 \times 10^{39}$	Largo Átomos, materiales
Fuerte	Gluón	$\sim 10^{41}$	Corto Ligazón del núcleo atómico