

5. El modelo mecano-cuántico

Sabías que...

En 1916, Arnold Sommerfeld, basándose en la relatividad de Einstein, perfeccionó el modelo atómico de Bohr. Introdujo tres modificaciones: órbitas casi elípticas para los electrones, velocidades relativistas y subniveles orbitales.



El átomo de Bohr era satisfactorio para explicar el espectro atómico del hidrógeno y el modelo corpuscular de la radiación de Planck y Einstein. Pero también presentaba limitaciones:

- Al igual que pasaba con el de Rutherford, el modelo de Bohr seguía sin explicar que el electrón no emitiera radiación y acabara precipitándose sobre el núcleo, como predecía la teoría electromagnética clásica. A pesar de que Bohr encontró empíricamente la condición que debían cumplir las órbitas para ser estables, el segundo postulado no fue capaz de dar una explicación a su existencia.
- El modelo de Bohr explicaba el espectro del hidrógeno, pero no los espectros de átomos polielectrónicos, en los cuales se observaba que los electrones de un mismo nivel energético tenían distinta energía.

El desarrollo de la física cuántica cambió la visión del átomo introduciendo nuevos principios que ayudarían a describirlo matemáticamente. Así surgió el modelo mecano-cuántico.

5.1. Dualidad onda-corpúsculo. Principio de De Broglie

En 1924, teniendo en cuenta la hipótesis de Planck, que suponía que las ondas se comportaban como partículas, Louis de Broglie sugirió que las partículas elementales, por ejemplo, los electrones, tendrían comportamientos ondulatorios y tendrían una longitud de onda asociada.

Expresión de la energía de un corpúsculo.

$$E = m \cdot c^2$$

Expresión de la energía de una onda.

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

Igualando las dos expresiones, obtenemos la longitud de onda para una partícula que viaja a la velocidad de la luz.

$$m \cdot c^2 = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad ; \quad \lambda = \frac{h}{m \cdot c} = \frac{h}{p}$$

El principio de De Broglie de la dualidad onda-corpúsculo se puede enunciar así:

Toda la materia presenta características tanto ondulatorias como corpusculares, comportándose de uno u otro modo dependiendo del experimento específico. Toda partícula de masa m , moviéndose con velocidad v , tiene una longitud de onda asociada:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot v}$$

► Actividad resuelta 7

Calcula la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve con una velocidad de $1/10$ de la luz y a una pelota de tenis de 45 g con una velocidad de $30 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Dato: $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

La longitud de onda asociada para el electrón es:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 3 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 2,43 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

La longitud de onda asociada para la pelota es:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{45 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot 30 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 4,91 \cdot 10^{-34} \text{ m}$$

Observa los órdenes de magnitud: cuanto menor es la masa de la partícula subatómica, mayor es la longitud de onda asociada y por tanto más fácil es observar su comportamiento ondulatorio.

Actividades

13. ¿Cuál es la longitud de la onda asociada a la sonda BepiColombo, de 4,1 t, que viaja a una velocidad de $37\,080 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$?
- S: $\lambda = 1,57 \cdot 10^{-41} \text{ m}$

5.2. Principio de incertidumbre de Heisenberg

La mecánica cuántica, en ocasiones, puede entrar en conflicto con nuestro razonamiento.

Presta atención a la siguiente situación. En un laboratorio necesitan conocer la posición y la velocidad de un determinado electrón dentro de un átomo. Para poder observarlo, se ilumina el átomo con fotones para reparar en la colisión y localizar al electrón. El fotón de luz usado para poder observar la posición ¿interfiere en el experimento cambiando su velocidad?

De acuerdo con este experimento mental, en 1927, el físico alemán Werner Heisenberg enunció el principio de incertidumbre o indeterminación:

El **principio de incertidumbre de Heisenberg** indica que no es posible medir o conocer con precisión absoluta y de forma simultánea la posición y velocidad de una partícula. Cuanto más precisamente se conozca una de las variables (posición o velocidad), mayor será la indeterminación en la otra. La relación entre estas indeterminaciones viene dada por la expresión:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

5.3. El átomo de Schrödinger y la función de onda

Schrödinger desarrolló un nuevo modelo atómico atendiendo al principio de De Broglie y al de incertidumbre de Heisenberg:

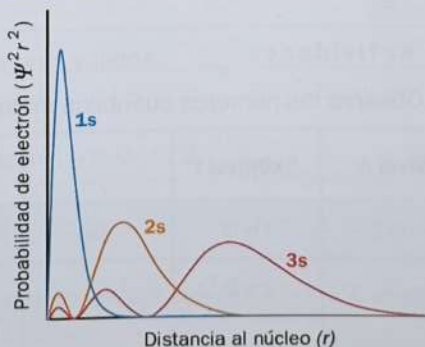
- Admitió la **hipótesis de la dualidad de De Broglie** y describió, mediante una ecuación matemática, la **ecuación de onda**, el movimiento del electrón alrededor del núcleo teniendo en cuenta su carácter ondulatorio.
- Basándose en el **principio de incertidumbre**, sustituyó el concepto de posición y velocidad por el de probabilidad de existencia.

Las soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger describen un posible estado del electrón, se denominan **función de onda** ψ y representan la probabilidad de encontrar un electrón en un determinado punto del espacio, lo que implica desechar el concepto de órbita y la aparición del concepto de orbital.

Para una determinada función de onda, se denomina **orbital** a la región del espacio que encierra una determinada probabilidad de encontrar el electrón alrededor del núcleo de un átomo.

Existen dos representaciones de las soluciones de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno en función del radio: de manera radial, por medio de una gráfica, o de manera angular, mediante una nube de puntos.

En las representaciones, puedes observar los orbitales s del átomo de hidrógeno, circulares, de los tres primeros niveles energéticos: 1s, 2s y 3s.



Sabías que...

Coexisten diferentes interpretaciones del principio de incertidumbre:

- La idea filosófica de que la observación modifica lo observado.
- La interpretación de que el mundo microscópico es incierto. Una partícula no posee una posición o velocidad determinada, sino muchos estados a la vez.

Además, el principio indica que no es un problema experimental, no es un error en la medida que no podemos disminuir, sino que sus indeterminaciones están relacionadas.

Sabías que...

La ecuación de Schrödinger describe la evolución temporal de una partícula subatómica, como puede ser el electrón.

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$

En la mecánica cuántica desempeña un papel equivalente a la segunda ley de Newton en la mecánica clásica.

Nodos: zonas de probabilidad mínima de encontrar un electrón.



Actividades

- ¿Por qué es contradictorio el concepto de órbita con la mecánica cuántica?
- De acuerdo con las gráficas de probabilidad de existencia, ¿es posible encontrar el electrón a una distancia casi infinita?

Conéctate

Puedes ampliar información sobre los números cuánticos en:

bit.ly/Kike_orbitales

Y dispones de una página para visualizar todos los tipos posibles en:

bit.ly/OV_orbitales

6. Números cuánticos y orbitales atómicos

El estudio de la ecuación de Schrödinger mostró que solo se permitían determinadas energías para los orbitales, ya que la función de onda dependía de tres variables: tres números cuánticos.

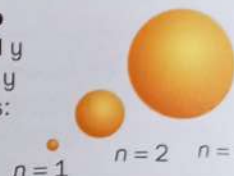
Pero no fue Schrödinger el primero en mencionarlos, pues se habían definido anteriormente para explicar algunos fenómenos que aparecían en los espectros atómicos y que el modelo de Bohr no lograba explicar. Veamos la relación entre ambas interpretaciones:

1. Número cuántico principal n

Bohr introdujo el número cuántico principal, n en su modelo atómico, que indicaba el nivel energético del electrón.

Determina el **tamaño** o **extensión espacial** y la energía del orbital y toma valores enteros:

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



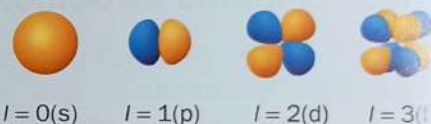
2. Número cuántico secundario o acimutal l

Al mejorar el poder de resolución de los espectroscopios, se observó que algunas líneas del espectro se subdividían en dos, apareciendo subniveles energéticos dentro de los niveles. Este hecho obligó a introducir el número l , que representa los subniveles que hay en cada nivel.

Determina la **forma del orbital** y su energía, aunque en menor medida que n .

Sus valores dependen del principal, correspondiendo a cada uno un tipo de orbital atómico:

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$



$l = 0(s)$

$l = 1(p)$

$l = 2(d)$

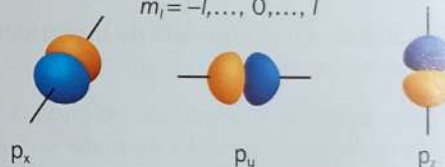
$l = 3(f)$

3. Número cuántico magnético m_l

En 1896 se observó el efecto Zeeman: el desdoblamiento de las líneas espectrales por interacción de un campo magnético externo con el campo magnético producido por el movimiento de los electrones. Se observaban líneas espectrales para cada subnivel.

Determina la **orientación del orbital** en el espacio

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, l$$



p_x

p_y

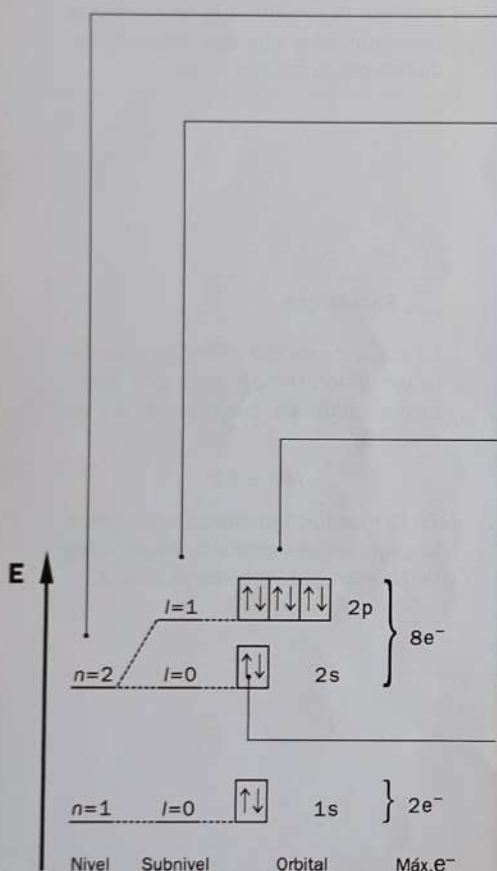
p_z

4. Número cuántico de espín m_s

En 1921 se observó el efecto Zeeman anómalo o efecto de espín, el desdoblamiento de todas las líneas en dobletes. Se asignó a la supuesta rotación del electrón sobre sí mismo.

Sin equivalencia en el mundo clásico, cuantiza el momento angular de las partículas elementales. Para el electrón toma los valores:

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



¡Ojo!

Un subnivel **degenerado** está formado por un conjunto de orbitales que se encuentran dentro de un mismo nivel energético.

Por ejemplo, los orbitales 2p están degenerados. Están formados por tres orbitales que tienen la misma energía.

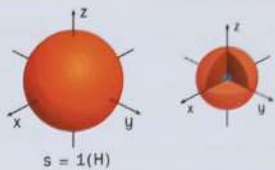
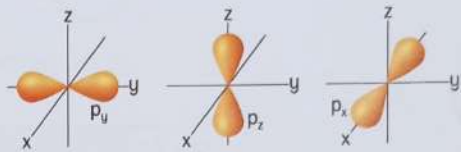
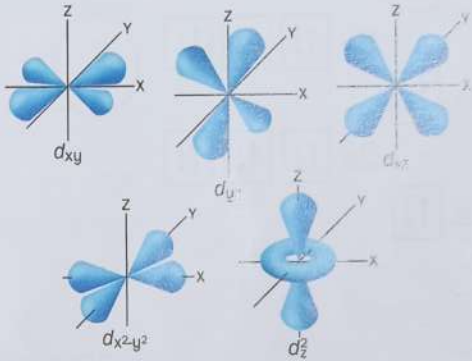
Actividades

16. Observa los números cuánticos de los electrones en los niveles $n = 1$ y $n = 2$:

Nivel n	Subnivel l		Orbitales m_l		Espín m_s	N.º máximo de e^-
$n = 1$	$l = 0$	1s	$m_l = 0$	1s ₀	$m_s = \pm 1/2$	2
$n = 2$	$l = 0$	2s	$m_l = 0$	2s ₀	$m_s = \pm 1/2$	8
			$m_l = -1$	2p ₋₁	$m_s = \pm 1/2$	
	$l = 1$	2p	$m_l = 0$	2p ₀	$m_s = \pm 1/2$	
			$m_l = 1$	2p ₁	$m_s = \pm 1/2$	

Completa la tabla anterior del tercer nivel energético.

Tipos de orbitales

Orbital	Características	Representación
Orbitales tipo s	- Presente en todos los niveles energéticos: $n = 1, 2, 3 \dots$ - Número cuántico secundario: $l = 0$. - Forma esférica $\Rightarrow$ La probabilidad de encontrar un electrón es la misma en todas las direcciones.	
Orbitales tipo p	- Presente en los niveles energéticos a partir de $n = 2$. - Número cuántico secundario: $l = 1$. - Existen tres orbitales: $m_l = -1, 0, +1$. - Son elipsoides de revolución y combinándolos adecuadamente, se puede obtener otros orbitales p_x, p_y y p_z, cuyo eje principal de simetría coincide con alguno de dichos ejes.	
Orbitales tipo d	- Presentes en los niveles energéticos a partir de $n = 3$. - Número cuántico secundario: $l = 2$. - Existen cinco orbitales: $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$. - De la combinación de estos cinco orbitales d, se obtienen otros cinco orbitales equivalentes pero con una geometría más práctica en relación a los ejes de simetría. - Todos ellos tienen forma de doble elipsoide de revolución a excepción del d_{z^2} que posee una forma especial.	

Actividad resuelta 8

¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

- a) $\left(2, 0, 3, -\frac{1}{2}\right)$ b) $\left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$ c) $\left(2, 1, -1, -\frac{1}{4}\right)$ d) $\left(4, 2, 3, -\frac{1}{2}\right)$

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n-1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Imposible. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.

b) Posible. Todos los números cuánticos tienen valores válidos.

c) Imposible. El valor de m_s solo puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

d) Imposible. Si $l = 2$, el valor de m_l solo puede ser $-2, -1, 0, 1, 2$.

Actividades

17. Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos $n = 4$ y $l = 2$. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Su número cuántico magnético puede ser 0, 1, 2 y 3.
- Se encuentra en un orbital 4p.
- En su mismo orbital pueden existir 6 electrones como máximo.
- Se encuentra en un orbital 3s.
- El orbital en el que se encuentra tiene forma de elipsoide de revolución.

bit.ly/Kike_Configuración

Observa cómo se realiza la configuración electrónica del vanadio ($Z = 23$) ^{23}V . Para ello, se utiliza un diagrama de orbitales en el cual cada cuadro representa un orbital y cada flecha, un electrón. Se empieza llenando los orbitales de menor a mayor energía siguiendo el **diagrama de Moeller**.

Al llenar orbitales degenerados, los espines de los electrones permanecen desapareados mientras sea posible, semicupando los orbitales.

Los subniveles energéticos se llenan de menor a mayor valor de energía. Cuanto menor es el valor de $n + l$, menor energía tienen el subnivel. En el caso de igualdad en la suma, tiene menor energía el de menor n .

$3s \Rightarrow n=3, l=0 \Rightarrow n+l=3$
 $2p \Rightarrow n=2, l=1 \Rightarrow n+l=3$

Como n es menor, el subnivel $2p$ tiene menor energía que el subnivel $3s$.

No pueden existir en un mismo átomo dos electrones con los mismos números cuánticos.

Primer electrón: $\left(1, 0, 0, +\frac{1}{2}\right)$

Segundo electrón: $\left(1, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$

The diagram illustrates the Aufbau principle, showing the sequence of orbital filling. The orbitals are arranged in a zigzag pattern, with arrows indicating the direction of increasing energy and filling order. The orbitals are labeled as follows:

- 1s (yellow)
- 2s (yellow)
- 2p (blue)
- 3s (yellow)
- 3p (blue)
- 3d (green)
- 4s (yellow)
- 4p (blue)
- 4d (green)
- 4f (pink)
- 5s (yellow)
- 5p (blue)
- 5d (green)
- 5f (pink)
- 6s (yellow)
- 6p (blue)
- 6d (green)
- 6f (pink)
- 7s (yellow)
- 7p (blue)

	1s	2s	2p			3s	3p			4s	3d				
Diagrama de orbitales	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		
Configuración electrónica	${}_{23}\text{V}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$														
Configuración electrónica reducida	${}_{23}\text{V}: [\text{Ar}] 3d^3 4s^2$														

Excepciones a la regla de Hund

Existen algunas excepciones a la primera regla de Hund.

- El cromo y el molibdeno encuentran mayor estabilidad promocionando un electrón del orbital s hasta los orbitales d, que están a punto de llenarse hasta la mitad:

Cromo ${}_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$

- El cobre, la plata y el oro encuentran mayor estabilidad promocionando un electrón del orbital s hasta los orbitales d a punto de llenarse completamente:

Cobre ${}_{29}\text{Cu}$: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow\downarrow$

! Importante

El electrón diferenciador es el último electrón que se coloca en la configuración electrónica.

► Actividad resuelta 9

Considera las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

- a) $1s^2 2s^2 2p^7$ b) $1s^2 2s^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^5$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

1. Razona cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.

2. Escribe los números cuánticos del electrón diferenciador.

Según el principio de exclusión de Pauli, no pueden existir en un mismo átomo dos electrones con los mismos números cuánticos.

1. Las configuraciones a) y b) son imposibles, pues en el subnivel p no pueden existir 7 electrones con diferentes números cuánticos (el máximo es 6), y en el orbital s no pueden existir 3 electrones, solo 2. Las configuraciones c) y d) cumplen el principio de exclusión de Pauli.

2. El electrón diferenciador de c) tiene por números cuánticos $\left(2, 1, 1, \frac{1}{2}\right)$ y el de d), $\left(3, 0, 0, \frac{1}{2}\right)$.

$1s^2 2s^2 2p^5$

1s	2s	2p	3s
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$

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

1s	2s	2p	3s
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$

✍ Actividades

18. Razona si las siguientes configuraciones electrónicas representan una configuración fundamental, una excitada o una imposible para un átomo neutro.

- a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$

19. Indica, de forma razonada, el número máximo de electrones desapareados que presenten los siguientes átomos y sus números cuánticos:

a) Co (Z = 27)

b) Zr (Z = 40)

S: a) $n^\circ e^- = 3$; $\left(3, 2, 0, \frac{1}{2}\right)$; $\left(3, 2, 1, \frac{1}{2}\right)$; $\left(3, 2, 2, \frac{1}{2}\right)$;

b) $n^\circ e^- = 2$; $\left(4, 2, -2, \frac{1}{2}\right)$; $\left(4, 2, -1, \frac{1}{2}\right)$

... Sabías que...

Cuando un sistema posee electrones desapareados es atraído por los campos magnéticos. Este comportamiento se denomina **paramagnetismo**.

Si carece de electrones desapareados, se sentirá repelido por el campo, lo que se denomina **diamagnetismo**.

8. El modelo estándar de la materia

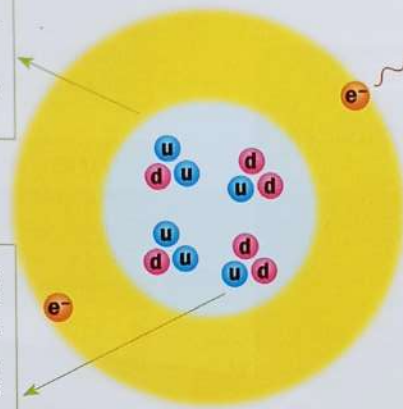
El modelo estándar de la materia es el modelo actual que explica el comportamiento de las partículas elementales. Consigue relacionar lo pequeño (cuántico) con lo grande (astrofísica) y describe tres de las cuatro interacciones fundamentales de la materia.

Las partículas subatómicas son aquellas de tamaño inferior al del átomo. Dentro de las partículas subatómicas, existen partículas elementales, como el fotón o el electrón que no pueden dividirse en otras partículas de menor tamaño, y los hadrones, que se componen de otras partículas más pequeñas.

Fermiones, hadrones
formados por cuarks

Protón: es un hadrón formado por 3 cuarks.
(2 cuarks arriba + 1 cuark abajo).

Neutrón: es un hadrón compuesto por tres partículas fundamentales cargadas llamadas cuarks, cuyas cargas sumadas son cero.
(2 cuarks abajo + 1 cuark arriba).



Fermiones leptón. Espín semientero

Electrón: la primera partícula subatómica que se descubrió fue el electrón (un leptón), a finales del siglo XIX.

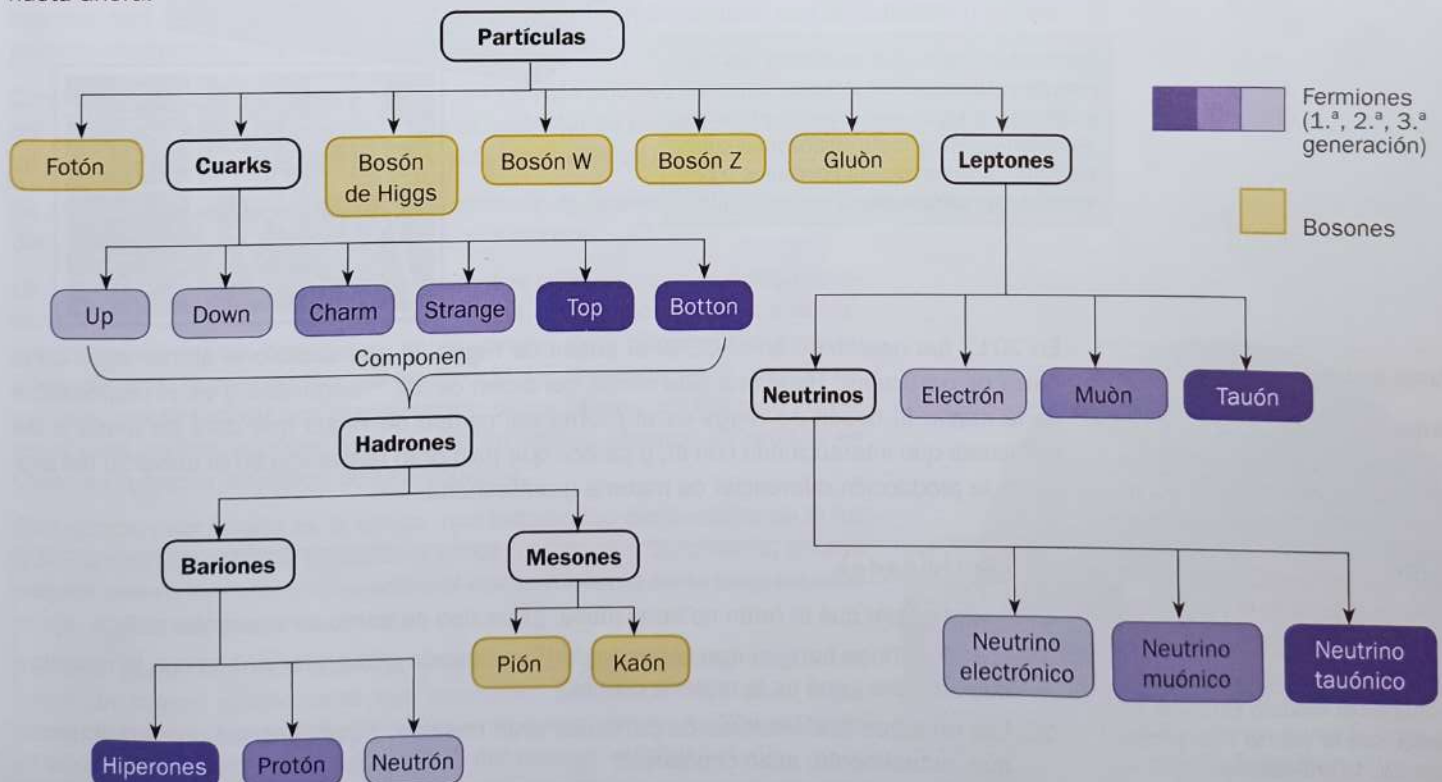
Bosones. Espín entero

Fotón: es un bosón y carece de masa y de carga eléctrica. Sin embargo, tal y como predijo Planck, tiene energía (un cuanto), función directa de la frecuencia de la onda. Fue el origen de la teoría cuántica.

Sabías que...

Existe una íntima relación entre las partículas subatómicas y la dinámica de los grandes objetos celestes. El comportamiento de un púlsar o la formación del universo se explican a través de las propiedades de las partículas subatómicas.

En el siguiente esquema puedes observar todas las partículas que han sido descubiertas hasta ahora.



... Sabías que...

Hoy, el Gran Colisionador de Hadrones (LHC) del CERN es el mayor acelerador de partículas del mundo.

No obstante, actualmente están en proyecto dos aceleradores con 100 km de longitud de anillo que podrán operar a energías mucho más altas, uno en China y otro, en Europa, perteneciente al CERN.

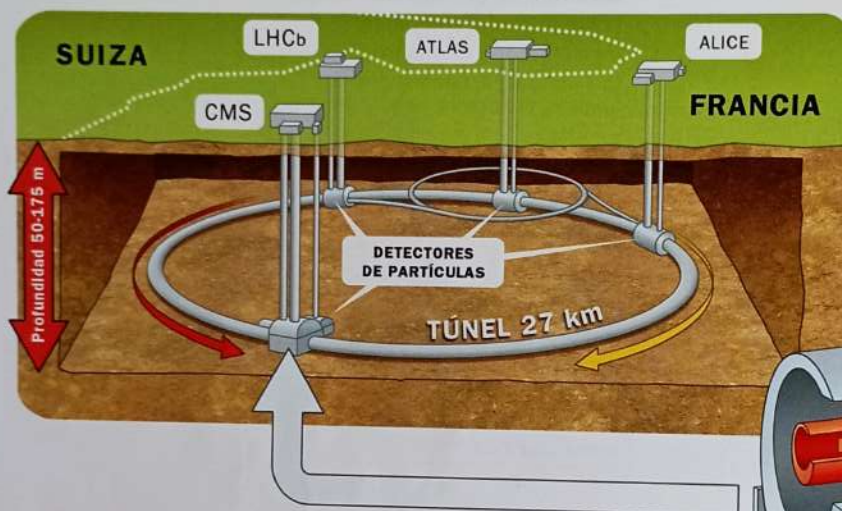
8.1. Los aceleradores de partículas

Para poder recrear las condiciones del segundo alrededor del *big bang* e intentar descubrir las partículas que participaron en el origen del universo, los científicos utilizan los aceleradores de partículas.

Un acelerador de partículas es un aparato electromagnético que imprime gran velocidad a partículas elementales con objeto de desintegrar el núcleo de los átomos que bombardea.

En Europa contamos con el Gran Colisionador de Hadrones del CERN, un gran túnel de 27 km en la frontera de Suiza y Francia. Estos son los experimentos o detectores de partículas más importantes que se llevan a cabo allí:

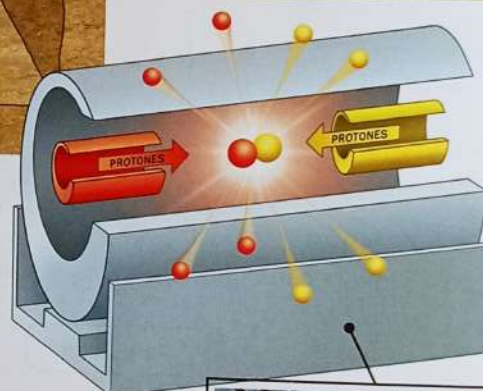
LHCb. Estudia las diferencias entre la materia y la antimateria.



ALICE. Estudia la formación de las partículas en el universo a través de la formación de cuarks y gluones al colisionar dos núcleos muy pesados.

El ATLAS y el CMS. Los científicos analizan una amplia variedad de fenómenos físicos, como la búsqueda de partículas que forman la materia oscura o el bosón de Higgs.

Dentro del túnel, se hacen circular dos chorros de protones en direcciones opuestas mientras se sigue aumentando el campo electromagnético hasta alcanzar energías de 7 TeV, acelerando las partículas y provocando las colisiones.



Punto de interés

El gravitón

Existen partículas elementales cuya supuesta existencia todavía no ha sido demostrada. El gravitón, teorizado desde hace más de 80 años, sería un bosón sin masa ni carga, responsable de transmitir la interacción gravitatoria.

Este posible descubrimiento conseguiría enlazar el modelo estándar de la materia con la cuarta interacción fundamental: la gravitatoria.

En 2012 fue detectado en el CERN el bosón de Higgs, lo que supuso el último logro de la física de partículas. Tiene una vida media del orden de 10^{-22} segundos y es el responsable de la masa. El bosón de Higgs es el cuanto del campo de Higgs que dota de masa a las partículas que interaccionan con él, y parece que tuvo gran relevancia en el universo temprano en la producción diferencial de materia y antimateria.

Actividades

25. Investiga por qué el fotón no tiene masa. ¿Qué tipo de partícula elemental es?
26. Los científicos barajan que el bosón de Higgs puede estar relacionado con la materia oscura. Pero ¿qué es la materia oscura?
27. Los primeros aceleradores de partículas eran lineales. ¿Qué ventajas crees que tiene que, actualmente, sean circulares?

Esquema de la unidad

Parámetros principales de una onda electromagnética

Velocidad de propagación: $c = \frac{\lambda}{T}$	Periodo y frecuencia: $T = \frac{1}{\nu}$	Número de onda y longitud de onda: $k = \frac{1}{\lambda}$
--	--	---

Comportamiento corpuscular de la radiación

Hipótesis de Planck	Efecto fotoeléctrico
$E = h \cdot \nu \Rightarrow E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$	$E_{\text{fotón}} = h \cdot \nu = W_{\text{min}} + E_c = h \cdot \nu_0 + \frac{1}{2} m \cdot v^2$

Átomo de Bohr

1.º postulado	2.º postulado	3.º postulado	Radio en Bohr	Energía en Bohr	Transición en Bohr
$m_e \frac{v^2}{r} = k \frac{q_n \cdot q_e}{r^2}$	$L = n \cdot \frac{h}{2 \cdot \pi}$	$E = E_f - E_i = h \cdot \nu$	$r_n = n^2 \cdot r_0$	$E_n = -\frac{E_0}{n^2}$	$\Delta E = E_0 \cdot \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$

El átomo cuántico

Principio de De Broglie	Principio de incertidumbre	Números cuánticos
$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot v}$	$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$	$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ $m_s = \pm \frac{1}{2}$

Salidas profesionales

Muchas son las carreras y las salidas profesionales relacionadas con la radiación y los espectros electromagnéticos, el estudio de la luz y la física cuántica.

Con estas técnicas de espectroscopia, es posible obtener información de la masa molecular del compuesto analizado o, simplemente, detectar su presencia y concentración. Se trata de un campo aplicado en la química forense, criminalística y en la física de materiales.

En cuanto a la física de materiales, la síntesis de nuevos materiales es fundamental hoy en día para los avances en construcción y electrónica.

La química forense estudia los compuestos químicos que pueden aparecer en la escena de un crimen: pigmentos, trozos de diversos materiales, pólvora o restos biológicos, como sangre, para contribuir al esclarecimiento o a la resolución del delito. Si te apasiona este campo de estudio, puedes optar por la realización de un Máster en Química Forense al cual podrás acceder a través de un amplio abanico de grados en Ciencias o cursar estudios de Criminología.

Otro campo relacionado es la óptica, que estudia las propiedades de la luz y su comportamiento. Si estudias el grado de Óptica y Optometría, podrás adquirir una visión más amplia sobre el compartimiento de la luz y estudiar el ojo, nuestro instrumento óptico.

Por otra parte, la física cuántica y la física de partículas se presentan como un campo apasionante que descubrir. Los físicos teóricos, entre otros científicos, siguen trabajando en el modelo estándar de la materia en el laboratorio de partículas más grande del mundo: el CERN.



CERN: Consejo Europeo para la Investigación Nuclear.