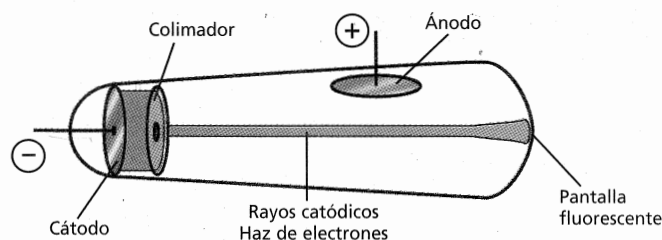




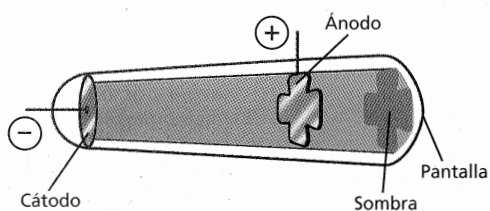
## El descubrimiento del electrón

Aunque se sospechaba que los átomos no eran indivisibles, la aceptación general de este hecho no se produjo hasta que fue confirmado por las experiencias efectuadas con tubos de descarga por Joseph Thomson (1856-1940). Los tubos de descarga son también llamados tubos de rayos catódicos o tubos de Crookes, en honor al físico inglés William Crookes (1832-1919), quien realizó importantes experiencias en las cuales se basó Thomson. ¿Sabían que el tubo de descarga utilizado por Thomson en 1897 para descubrir los electrones era un dispositivo similar al tubo que tiene el televisor común?

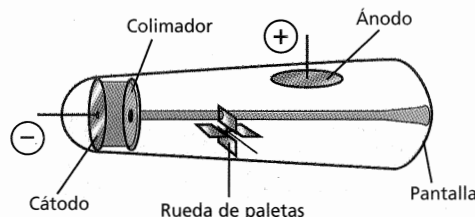
El tubo de rayos catódicos es un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, uno positivo o ánodo y otro negativo o cátodo, conectados a una fuente de alto voltaje (de varios miles de voltios). En el interior del tubo se encierra un gas a baja presión. Cuando se cierra el circuito se observa que se produce el paso de corriente a través del gas, al mismo tiempo que se desprenden "rayos" del cátodo que, al desplazarse en línea recta hasta el ánodo, permiten que las paredes opuestas al cátodo emitan una luminiscencia.



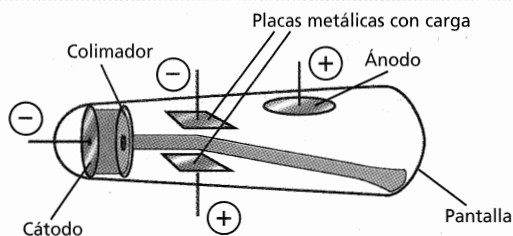
Si se coloca un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos, éste proyectará su sombra sobre la pantalla de sulfuro de zinc, situada cerca del ánodo. Esta sombra indica, de modo inequívoco, que estos "rayos" viajan desde el cátodo hasta el ánodo, por lo cual deben tener carga negativa.



Cuando los "rayos" chocan con una pequeña rueda con paletas (a modo de molino), la hacen girar: con esto se comprueba que además de carga tienen masa.



Para confirmar la carga negativa de los "rayos", se puede colocar en la trayectoria un campo eléctrico o magnético. Los rayos se desvían en la dirección esperada para las partículas negativas.



Thomson interpretó los resultados de estas experiencias, y en un intento por demostrar la naturaleza de estos rayos catódicos, los llamó **electrones**, nombre que había sido sugerido por George Stoney (1826-1911). Thomson estableció, además, que los electrones tienen naturaleza corpuscular, es decir que son partículas materiales, y pudo determinar la relación entre la masa ( $m$ ), expresada en gramos, y la carga ( $e$ ), expresada en coulombios, de los electrones:

El valor de esa relación es:  $\frac{e}{m} = 1,75881 \cdot 10^8 \text{ c/g}$

Este valor es independiente del gas que ocupaba el tubo, de la composición de los electrodos y de la naturaleza de la fuente de electricidad.

## El modelo de Thomson y la experiencia de Rutherford

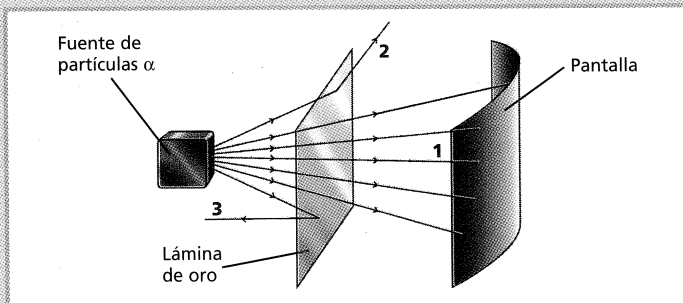
El descubrimiento de Thomson dejaba pendiente algunas dudas razonables: ¿existe alguna relación entre el electrón y el átomo?, ¿de dónde salen los electrones que forman los rayos catódicos?: ¿proviene de la materia que había en el interior del tubo?

Como en su estado fundamental los átomos no tienen carga eléctrica, es decir que son neutros, resulta que en el supuesto caso de que contuvieran electrones cargados negativamente deberían contener, también, cargas positivas que los contrarrestasen. Philipp Lenard (1862-1947) pensó, entonces, que los átomos podían ser agrupaciones de partículas positivas y negativas, iguales en todos los aspectos salvo en la carga. Pero esta posibilidad parecía improbable pues, ¿por qué los átomos no emitían partículas positivas? ¿Por qué eran siempre electrones?

Thomson sugirió, entonces, su modelo atómico, según el cual el átomo era una esfera sólida de materia cargada positivamente, con los electrones incrustados en un número adecuado para que la carga total fuese nula.

Con el fin de aclarar un poco más las características de la estructura atómica, a Ernest Rutherford (1871-1937), un brillante estudioso de la radiactividad, se le ocurrió una idea genial: bombardear átomos con radiaciones para intentar desmenuzarlos y saber así qué había en su interior. Rutherford conocía que la radiación era de naturaleza compleja e identificó tres componentes: las **partículas  $\alpha$** , las **partículas  $\beta$**  y la **radiación  $\gamma$** , que serán estudiadas más adelante. El “cañón” para bombardear los átomos de una lámina de oro (Au) eran los elementos radiactivos (uranio, torio, radón), y las “municiones”, las partículas  $\alpha$  emitidas por ellos.

Si la carga positiva y la masa de los átomos se encuentran distribuidas uniformemente en todo el volumen atómico, **las partículas  $\alpha$  que tienen carga positiva** deberán desviarse ligeramente al atravesar la lámina metálica. Sin embargo, al hacer la experiencia Rutherford observó lo siguiente:



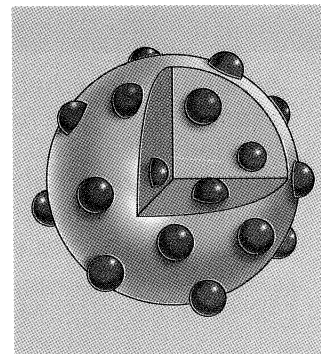
1. La mayoría de las partículas  $\alpha$  atravesaban la lámina sin sufrir ninguna desviación.
2. Algunas partículas eran desviadas, aunque la magnitud de estas desviaciones no resultaba la misma para todas ellas.
3. Una pequeña fracción de las partículas era fuertemente repelida e invertía su trayectoria con un ángulo de  $180^\circ$ .

Estas observaciones llevaron a Rutherford a formular una hipótesis, hoy plenamente confirmada: la materia no se distribuye de manera uniforme en el interior de los átomos, sino que, por el contrario, la mayor parte de la masa y toda la carga positiva se concentran en una zona central, muy pequeña, llamada **núcleo**.

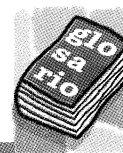
Con esta suposición, los resultados de la experiencia se pueden explicar así:

- La mayoría de las partículas  $\alpha$  no se desvían, porque no se encuentran con el núcleo. Los átomos estarían formados en su mayor parte por espacios vacíos.
- La desviación de las partículas  $\alpha$  se debe a que éstas pasan cerca de una concentración de carga también positiva.
- Cuando alguna partícula  $\alpha$  rebota, significa que choca frontalmente con un blanco muy pequeño con fuerte carga positiva.

Con estas evidencias, Rutherford propuso, en 1911, el **modelo nuclear del átomo**, por el cual todos los átomos están formados por núcleo y corteza. El núcleo, según él era muy pequeño respecto del resto, y los electrones giraban en órbitas, tal como los planetas giran alrededor del Sol.

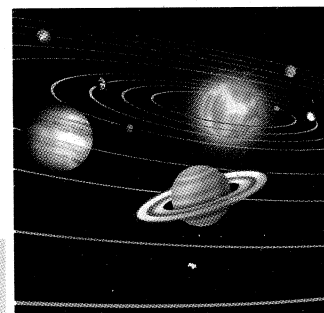


El modelo de Thomson, debido a su apariencia, se conoce como modelo “pastel de pasas” o modelo “sandía”.



**Partícula  $\alpha$ .** Según lo observado por Rutherford, partícula que tiene masa atómica aproximadamente igual a 4 y carga positiva igual a 2. Hoy se sabe que corresponde a un átomo de helio.

**Radiación.** Transmisión de energía por medio de ondas electromagnéticas.



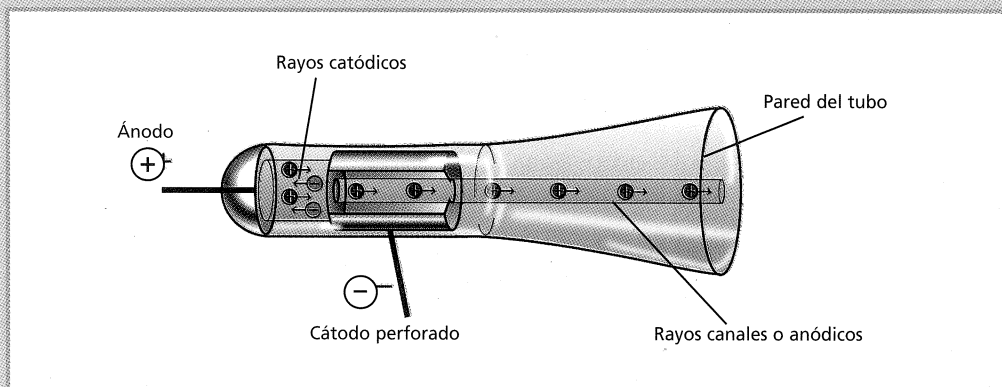
El modelo del Sistema Solar inspiró a Rutherford en el modelo atómico.

# Descubrimiento del protón y del neutrón

Además de postular su modelo atómico, Rutherford hizo un importante descubrimiento: al determinar la carga del núcleo del oro, halló un valor que suponía la existencia de 79 cargas positivas unitarias. Si en lugar de una lámina de oro colocaba una de cobre, el núcleo, según sus cálculos, tenía 29 cargas positivas. En aquel entonces, 1911, ya se conocían 85 elementos, ordenados en la tabla de Mendeleiev y numerados por orden creciente de sus masas atómicas. Rutherford observó, sorprendido, **¡que el número atómico de cada elemento (Z) coincidía con el número de cargas positivas del núcleo!**

Estos hallazgos, sustentados por varias experiencias, entre ellas la de los rayos anódicos o rayos canales, permitieron a Rutherford afirmar que todos los núcleos atómicos contenían partículas fundamentales positivas, a las que llamó **protones**. Los protones tenían el mismo valor de carga que los electrones (pero de signo contrario, es decir, positivo) y masa 1.836 veces mayor que la del electrón.

Hacia fines del siglo XIX, mientras trabajaba con tubos de descarga similares a los utilizados por Thomson pero con el cátodo perforado, Eugen Golstein (1850-1930) observó que, además de los rayos catódicos, existen unos rayos que son emitidos por el ánodo y que se propagan en sentido contrario al de los rayos catódicos. Los llamó **rayos canales** o **rayos anódicos**.



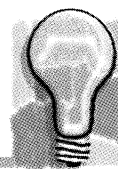
La interpretación de la experiencia es la siguiente: en el tubo, los electrones viajan desde el cátodo hacia el ánodo. Cuando chocan con átomos (o moléculas) del gas presente en el tubo "arrancan" los electrones de esos átomos, y las partículas positivas remanentes viajan hacia el cátodo. Como el cátodo está perforado, las partículas positivas lo atraviesan y se forman los rayos canales que se detectan en la pared del tubo. Si el gas es hidrógeno, las partículas positivas son directamente protones.

La confirmación del protón reafirmó el modelo de Rutherford. Sin embargo, algo fallaba. Si la partícula  $\alpha$  tiene una masa igual a 4 y sólo dos cargas, ¿por qué la masa es prácticamente el doble de la carga?

No fue sino hasta 1932 que el físico inglés James Chadwick (1891-1974) descubrió la tercera partícula fundamental. Al bombardear berilio (Be) con partículas  $\alpha$  de alta energía, encontró una partícula sin carga. Debido a que era eléctricamente neutra, la denominó **neutrón**. Como no tenía carga, era necesario detectarla por sus efectos secundarios. Al hacer incidir estas partículas sin carga sobre un trozo de parafina, se eliminaban protones de ella, que sí podían ser detectados. Por lo tanto, las partículas que impactaban sobre la parafina tenían una masa similar a la del protón.

Los descubrimientos del protón y del neutrón permitieron definir el **número atómico (Z)** de un elemento, como el número de protones presentes en el núcleo de cada átomo de ese elemento, y el **número másico (A)**, como la suma del número de protones y de neutrones que hay en el mismo.

Según estas definiciones, la partícula  $\alpha$  estaría compuesta por dos protones y dos neutrones, o sea que se trataba de núcleos de helio.



▲ ¿Cómo justificarían, según los descubrimientos de Chadwick, que la relación de masas entre el átomo de helio y el de hidrógeno es 4 a 1?



En el capítulo 8, se estudian las propiedades periódicas de los elementos y la tabla de Mendeleiev. En el capítulo 2, podrán comprobar que el número atómico es "la cédula de identidad" de cada elemento químico



Física

Rayos anódicos; partículas  $\alpha$ ; neutrones.

# Los radioisótopos

En el cuadro siguiente se observan las masas atómicas relativas de diferentes elementos.

Elemento	A	Z
Sodio (Na)	22,98	11
Oro (Au)	196,96	79
Oxígeno (O)	15,99	8
Cloro (Cl)	35,45	17

¿Por qué si la cantidad de protones y de neutrones está expresada en números enteros, la masa atómica relativa no lo está?

El químico inglés Frederick Soddy (1877-1956) propuso que en el lugar que ocupaba un elemento en la tabla periódica podía haber más de un tipo de átomo. A estas variedades atómicas que ocupaban el mismo lugar, Soddy las denominó **isótopos** (del griego *isos*, igual, y *topos*, lugar). Ocupan el mismo lugar en la tabla, tienen el mismo número atómico y, por lo tanto, el mismo número de protones en el núcleo (y, para mantener la neutralidad, el mismo número de electrones en la periferia). Se diferencian en el número de neutrones.

El valor de la masa atómica relativa se calcula como la masa promedio de la mezcla natural de los isótopos. Por ejemplo: en la naturaleza hay tres isótopos del magnesio (Mg):

Isótopo	Abundancia (%)	Masa *
<sup>24</sup> Mg	78,70	23,98504
<sup>25</sup> Mg	10,13	24,98584
<sup>26</sup> Mg	11,17	25,98259

\* Las masas atómicas relativas fueron determinadas experimentalmente y están referidas a la unidad de masa atómica.

La masa atómica promedio del magnesio (y la que aparece en la tabla periódica) será:  
 $m = 0,7870 \cdot 23,98504 + 0,1013 \cdot 24,98584 + 0,1117 \cdot 25,98259$

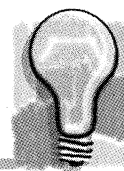
**m = 24,31**

Entre los isótopos, existen algunos que permanecen **estables** a través del tiempo; en cambio, otros son **inestables** y **emiten radiaciones**. Estos últimos se conocen con el nombre de **nucleidos** o **radioisótopos**.

La pregunta que surge es: ¿por qué algunos átomos (más precisamente sus núcleos) son estables y otros no lo son?

Es sabido que las cargas de igual signo se repelen. Sin embargo, en el núcleo, los protones pueden permanecer unidos debido a una fuerza de atracción muy intensa, llamada **fuerza nuclear**; los neutrones actuarían como "ganchos" que mantienen unidos a los protones, atrapándolos en una especie de red. Cuando la cantidad de protones resulta muy alta (más de 83), o hay un exceso de protones o de neutrones en el núcleo, éste es inestable y se **desintegra** emitiendo radiaciones. La emisión espontánea de radiaciones se conoce como **radiactividad natural**. Este fenómeno es una de las pruebas fundamentales para apoyar la idea de que los átomos son divisibles. Las radiaciones emitidas pueden ser:

Radiaciones $\alpha$	Radiaciones $\beta$	Radiaciones $\gamma$
<ul style="list-style-type: none"> <li>Son partículas materiales, con la masa de un núcleo de helio.</li> <li>Están formadas por dos protones y dos neutrones.</li> <li>Sufren desviación contraria a los rayos catódicos.</li> <li>Tienen carga positiva +2.</li> <li>Tienen masa muy grande y poca penetrabilidad: las detiene una hoja de papel.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Son partículas materiales, con masa y carga iguales a las de los electrones.</li> <li>Abandonan el átomo a velocidades próximas a la de la luz.</li> <li>Sufren la misma desviación que los rayos catódicos.</li> <li>Tienen carga negativa -1.</li> <li>Son más penetrantes que los rayos <math>\alpha</math>: se detienen frente a una lámina de aluminio.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Consisten en radiación electromagnética de elevada energía y velocidad igual a la de la luz.</li> <li>No sufren desviación en un campo magnético.</li> <li>Tienen carga nula y se consideran sin masa.</li> <li>Son altamente penetrantes: sólo pueden ser detenidas por una lámina gruesa de plomo.</li> </ul>
${}_{88}^{226}\text{Ra} \longrightarrow {}_{88}^{226}\text{Rn} + {}_2^4\text{He}$	${}_{84}^{218}\text{Po} \longrightarrow {}_{85}^{218}\text{At} + {}_{-1}^0\text{e}$	${}_{52}^{125}\text{Te} \longrightarrow {}_{52}^{125}\text{Te} + \gamma$



▲ El número de protones y neutrones en los núcleos de los átomos de baja masa atómica es casi el mismo. ¿Cómo es esta relación en los átomos de mayor masa atómica? ¿Serán más o menos estables que los de menor masa?



En el capítulo 4, se amplía la información sobre la masa atómica relativa y la unidad de masa atómica.



## Desintegración.

**Isótopo.** Dícese del átomo que tiene el mismo número atómico que otro pero distinto número másico.

**Masa atómica relativa ( $A_r$ ).** Número que indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo que una unidad de masa atómica.

**Unidad de masa atómica (uma).** Doceava parte de la masa de un átomo del isótopo 12 del carbono (<sup>12</sup>C).

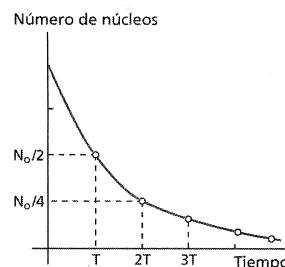
# Radiactividad natural y radiactividad artificial

Toda **desintegración natural** ocurre de manera espontánea y es un proceso aleatorio, es decir que no se puede predecir exactamente cuándo un núcleo determinado va a desintegrarse. Lo que sí podemos es calcular la probabilidad de que un núcleo se desintegre en un tiempo determinado. Con ese fin, se asocia a cada sustancia radiactiva una magnitud característica, llamada **período de semidesintegración**.

El período de semidesintegración, o tiempo de vida media de un radioisótopo ( $T_{1/2}$ ), es el tiempo necesario para que se desintegre la mitad de los núcleos presentes en una muestra de ese nucleido.

Dicho de otra manera: si tenemos una masa  $m$  de un radioisótopo, y al cabo de catorce días se reduce a la mitad (la otra mitad se ha desintegrado), diremos que su período de semidesintegración es de catorce días. El período de semidesintegración varía para las diferentes sustancias radiactivas, desde millones de años hasta fracciones de segundo. Esta propiedad, junto con la característica de la radiación emitida (tipo y cantidad), es considerada en caso de utilizar los radioisótopos con varios fines. Por ejemplo:

Cualquier sustancia radiactiva evoluciona en el tiempo ajustándose a una curva de desintegración:



Nº número de núcleos iniciales.

Carbono-14



Sirve para estimar la edad de los restos arqueológicos.

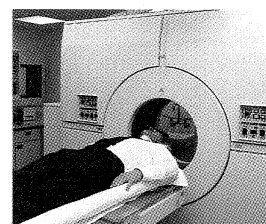
Potasio-40



En geoquímica se utiliza para determinar la edad de las rocas.

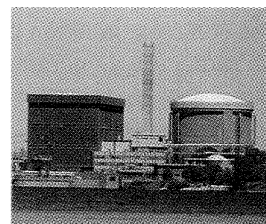
Isótopo	Período
Hidrógeno-3	12,5 años
Carbono-14	$5,7 \cdot 10^3$ años
Sodio-22	$6,6 \cdot 10^2$ días
Fósforo-32	9,9 días
Potasio-40	$1,3 \cdot 10^9$ años
Cobalto-60	5,7 años
Yodo-125	58 días
Mercurio-206	7,7 minutos
Plomo-210	15,2 años
Plomo-211	25,0 segundos
Radón-219	2,7 segundos
Radio-223	7,8 días
Radio-226	$1,6 \cdot 10^3$ años
Uranio-235	$2,5 \cdot 10^5$ años
Uranio-238	$4,5 \cdot 10^9$ años
Plutonio-241	$1,7 \cdot 10^9$ años

Cobalto-60



Se aplica como terapia contra el cáncer.

Uranio-235



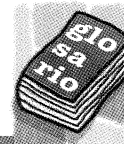
Se utiliza como combustible en los reactores nucleares.

El trabajo de los químicos nucleares no se limita a estudiar y aplicar los radioisótopos naturales. En el laboratorio es posible fabricar elementos radiactivos. El proceso se conoce con el nombre de **transmutación nuclear** y, a diferencia de la desintegración natural, no es espontáneo sino inducido.

El primer **radioisótopo artificial** fue obtenido en 1934 por Frédéric e Irène Joliot-Curie, mediante el bombardeo del aluminio con partículas  $\alpha$  para obtener fósforo-30 radiactivo (y un neutrón), según la siguiente ecuación:



Las principales reacciones nucleares inducidas son la **fusión nuclear** y la **fisión nuclear**.



**Transmutación nuclear.** Interacción en la cual un núcleo atómico es bombardeado con otro núcleo o con una partícula subatómica (neutrón, protón, fotón, etc.) para producir uno o más núcleos, o una partícula elemental como protones, neutrones, fotones o partículas  $\alpha$ .

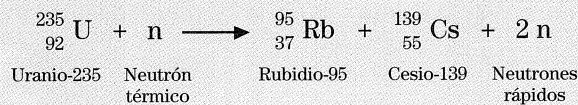
# Las reacciones nucleares

Si alguna vez jugaron al pool, habrán notado que para comenzar el juego se golpea la bola blanca para “desparramar” todas las demás. Algo similar ocurre cuando un átomo pesado es bombardeado con un neutrón: se rompe por lo menos en dos núcleos intermedios. En este proceso, que se conoce con el nombre de **fisión nuclear**, también se emiten otras partículas, además de las radiaciones, y una gran cantidad de energía.

¿Por qué se utilizan neutrones y no protones para bombardear el núcleo de uranio?

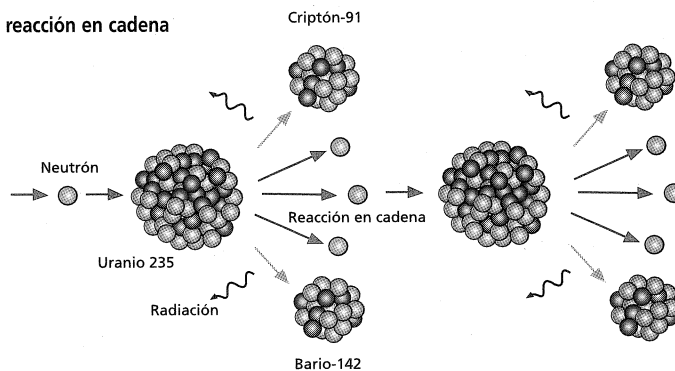
Los neutrones no tienen carga eléctrica, pueden aproximarse sin problemas al núcleo, aun teniendo velocidades bajas. En cambio, si se bombardea un núcleo con partículas con carga positiva, como los protones o las partículas  $\alpha$ , su velocidad debe ser extremadamente alta para poder vencer la fuerza de repulsión, que aumenta en forma considerable al aproximarse al núcleo.

La **fisión** del átomo de uranio-235, producto de la interacción de los neutrones térmicos, tiene gran importancia en la generación de energía en las **centrales nucleares**. Una de las reacciones que ocurren es la siguiente:



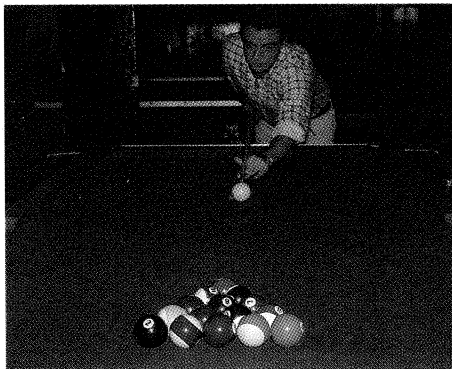
La masa de uranio-235, sumada a la masa del neutrón, es ligeramente superior a la suma de las masas de los núcleos producidos. Este pequeño defecto de masa se ha transformado en energía. Los neutrones que se obtienen en la fisión de un núcleo de uranio-235 pueden utilizarse para bombardear otros núcleos del isótopo y para provocar nuevas fisiones que, a la vez, producirán nuevos neutrones, y así sucesivamente. Se origina de este modo una **reacción en cadena**, mediante la cual, en un tiempo muy breve, se consigue la fisión de un gran número de núcleos, y se libera una enorme cantidad de radiación y energía.

Esquema de reacción en cadena

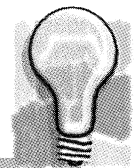


En las reacciones de **fusión nuclear** se combinan dos núcleos de masa atómica baja, a altísimas temperaturas, para formar otro más complejo, con emisión de partículas o radiaciones gamma. A través de las reacciones de fusión nuclear, se formaron todos los elementos químicos conocidos en el interior de las estrellas.

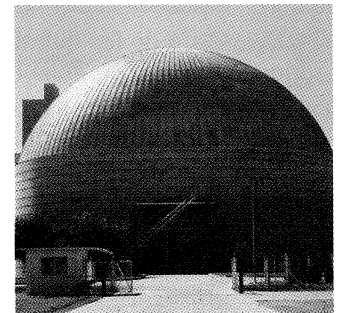
Se estima que para el año 2025, se podrá utilizar este fenómeno para obtener energía aprovechable. El interés reside en que mientras que los residuos radiactivos de los reactores de fisión permanecen en actividad durante millones de años, los de fusión son prácticamente limpios.



En el capítulo 1, se analiza por qué las reacciones nucleares, a diferencia de las reacciones químicas ordinarias, no responden a la ley de conservación de la masa y con ellas se puede comprobar el cumplimiento de la ecuación de Einstein. En el capítulo 2, se desarrolla el tema de la fusión nuclear en las estrellas y del aprovechamiento de este proceso.



▲ Los neutrones producidos en la fisión poseen una enorme velocidad (neutrones rápidos). Sin embargo, su eficiencia para producir otras fisiones es muy baja; para mejorarla, se los modera o thermaliza con agua pesada, agua o grafito. Investiguen cómo se realiza este proceso.

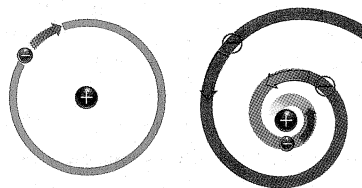


En nuestro país se producen reacciones de fisión nuclear en las centrales nucleares de Atucha (prov. de Buenos Aires) y Embalse Río Tercero (prov. de Córdoba).

## ¿Qué ocurre alrededor del núcleo?

Numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron dilucidar la constitución del núcleo atómico y confirmar, en este sentido, el modelo propuesto por Rutherford; pero este modelo tenía algo que no se podía explicar. Consideremos el átomo de hidrógeno: el electrón gira alrededor del protón, mantenido por la atracción eléctrica. Según la Física clásica, el electrón sería una partícula acelerada que emite energía radiante en forma permanente. Al perder energía, el electrón caería hacia el núcleo, estrellándose finalmente en él.

Modelo de Rutherford



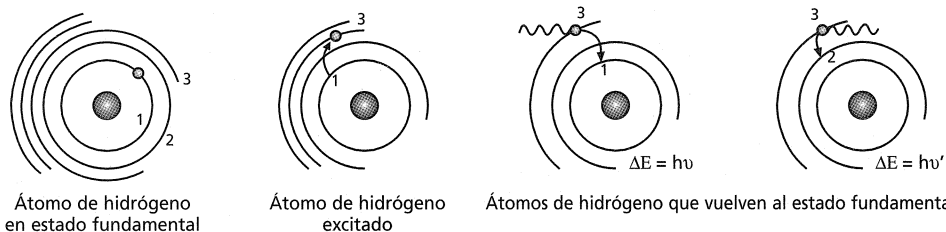
- Ninguna de estas cosas ocurría, y el modelo de Rutherford fue desechado, ¿por qué?:
- Por un lado, en 1900, un físico alemán llamado Max Planck (1858-1947) había descubierto que cualquier partícula (electrón, átomo, molécula) que oscila, emite energía (en forma de radiación electromagnética), cuyo valor puede ser sólo múltiplo de una cantidad discreta de energía llamada **cuanto**. Por lo tanto, la energía emitida por el electrón no podía ser continua.
  - Por otra parte, si todos los electrones hubieran terminado estrellados en el núcleo, todos los átomos del Universo se hubieran desintegrado hace mucho tiempo.

Fue un discípulo de Rutherford, el físico danés Niels Bohr (1885-1962), quien propuso un nuevo modelo atómico que resolvía la inestabilidad del modelo anterior. En este modelo se mantiene la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero se aplican los principios cuánticos sobre la emisión de energía, introduciendo una serie de condiciones sobre el comportamiento del electrón.

Según el modelo propuesto por el joven Bohr, los electrones giran alrededor del núcleo en un número limitado de órbitas estables. Es decir que el electrón no puede moverse a cualquier distancia del núcleo, sino a distancias determinadas. Además, cuando un electrón se encuentra en una **órbita estable**, no emite energía. Los electrones sólo pueden ganar o perder energía cuando “saltan” de una órbita a otra.

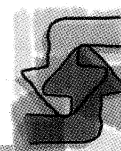
Para entender este modelo, imaginen una biblioteca con libros. Los libros no pueden ser ubicados en cualquier posición, sino dentro de un estante determinado. Cada estante se encuentra a una determinada altura del suelo, lo cual implica que, según coloquemos un libro en uno u otro estante, tendrá una determinada energía potencial.

Según este modelo, el átomo puede estar en **estado fundamental** o en **estado excitado**. Por ejemplo, para el átomo de hidrógeno:



Al absorber energía el electrón “salta” desde el nivel 1 al nivel 3. Luego puede volver al nivel 2 o al nivel 1, con la emisión de una radiación característica. De esta manera, el modelo de Bohr encuentra una explicación cualitativa y cuantitativa a la generación de cada radiación electromagnética responsable de cada línea de absorción o de emisión del espectro discontinuo de un elemento determinado. Por otro lado, si el electrón en su estado fundamental recibe energía, se va alejando del núcleo. Para cada átomo existe una cantidad de energía tal que, cuando el electrón la recibe, se aleja tanto del núcleo que sale de su zona de atracción. El electrón abandona el átomo y se forma un ion. Dicha energía se denomina **energía de ionización**.

### Física



Física clásica; aceleración de partículas; teoría cuántica; estructura atómica.

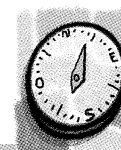


**Cuanto de energía.** Unidad elemental; la cantidad más pequeña de algo. El valor de un cuanto de energía es directamente proporcional a la frecuencia de la radiación emitida. Ambas magnitudes, la energía del cuanto y la frecuencia ( $\nu$ ), pueden relacionarse mediante la expresión:  $E_{\text{cuanto}} = h \cdot \nu$ .

En esta expresión,  $h$  representa una constante universal, llamada constante de Planck, cuyo valor es:  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

**Espectro.** En general, separación en frecuencias de la radiación de tal forma que cada frecuencia aparezca en una posición diferente.

**Frecuencia.** Número de vibraciones por unidad de tiempo. Se mide en hertz.



En la apertura del capítulo 2, se explica que cada elemento químico tiene un espectro característico. Con la teoría cuántica se comprende por qué dichos espectros no son continuos, sino que tienen bandas características para cada sustancia.

## Modelo atómico actual

El modelo de Niels Bohr fue rápidamente aceptado por sus contemporáneos. Sin embargo, en la concepción actual del modelo atómico se agregan varios elementos de la Física iniciada a partir de la hipótesis de Planck, también llamada **Física cuántica**.

Por un lado, en 1905, Albert Einstein había explicado el efecto fotoeléctrico a partir de la hipótesis cuántica de Planck y del supuesto de que la luz no se comporta sólo como onda, sino que lo hace también como un chorro de corpúsculos, a los que llamamos  **fotones**. Si se acepta que la luz tiene un comportamiento dual, es decir que puede considerarse tanto como onda y como partícula, ¿por qué no pensar que una partícula puede tener un comportamiento ondulatorio?

En 1924, el físico francés Louis De Broglie (1892-1987) enunció este razonamiento en forma de principio:

Toda partícula en movimiento está asociada a una onda.

Por otra parte, en 1927 el físico alemán Werner Heisenberg (1901-1976) enunció el **principio de incertidumbre** (llamado también principio de **imprecisión** o **incerteza**), por el cual se establece que ciertos pares de magnitudes físicas no pueden medirse simultáneamente con un grado de precisión total. Una manera de enunciar este principio puede ser la siguiente:

No se puede conocer simultáneamente y con una precisión absoluta la posición y la cantidad de movimiento de un electrón.

El modelo atómico actual se construye a partir de los siguientes supuestos:

- Como el electrón es una partícula en movimiento, lleva asociada una onda, y el comportamiento de dicho electrón se describe mediante una ecuación de onda, similar a la que se usa para el estudio de la luz.
- Puesto que no es posible conocer todo sobre el electrón durante todo el tiempo, se emplearán probabilidades para indicar cuáles son sus propiedades (posición, velocidad, energía, etcétera).
- La energía de los electrones está cuantizada, es decir, sólo puede tener ciertos valores y no puede tener ningún otro.

La ecuación de ondas tiene varias soluciones, cada una de las cuales describe una posible situación en la que puede encontrarse un electrón (en una cierta región del átomo y con una cierta energía). Las distintas soluciones se obtienen introduciendo unos números, llamados **números cuánticos**, cuyos valores varían dentro de ciertos límites. Las soluciones son funciones matemáticas y pueden representarse gráficamente. Dicha representación delimita una región del espacio en torno del núcleo, donde la probabilidad de encontrar al electrón es elevada. Tradicionalmente se denomina **orbital** a cada una de esas zonas.

Un **orbital** es una región del átomo en que la probabilidad de encontrar un electrón, con una cierta energía, es muy elevada.

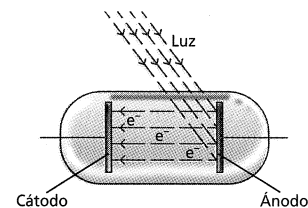


En el capítulo 8, se analizan los números cuánticos y su relación con la configuración electrónica.



**Fotón.** Partícula que viaja con la rapidez de la luz, cuya energía está relacionada con la frecuencia de la radiación.

**Onda.** Perturbación que se repite con regularidad en el espacio y en el tiempo y que se transmite progresivamente de una partícula a otra o de una región a otra en el vacío.



**Efecto fotoeléctrico.** Cuando un rayo luminoso de una frecuencia determinada incide sobre un metal, éste emite electrones.

## NOTICIAS SOBRE LA CIENCIA

### El efecto fotoeléctrico

Sucedió en Alemania, en 1902...

El físico alemán Philipp Lenard (1862-1947), quien durante sus primeros años trabajó como ayudante en el laboratorio del ya desaparecido y prestigioso físico Heinrich Hertz (1857-1894), demostró que el **efecto fotoeléctrico**, que se produce cuando la luz incide sobre la superficie de un metal, ocurre por la emisión de electrones. Catorce años antes, Hertz había demostrado la gran facilidad con que las chis-

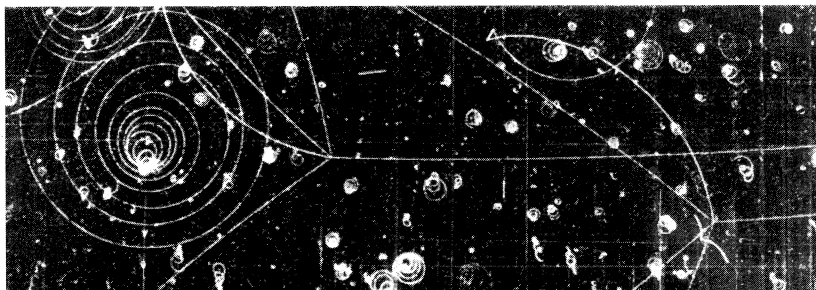
pas eléctricas cruzan pequeños espacios, cuando la luz ultravioleta incide sobre esos espacios. Lenard demostró que el efecto se producía por emisión de electrones y, además, estableció que no todas las luces son capaces de provocar la emisión; deben tener una frecuencia mínima (por debajo de la cual no se produce el efecto), característica para cada metal.

## Las nuevas partículas subatómicas

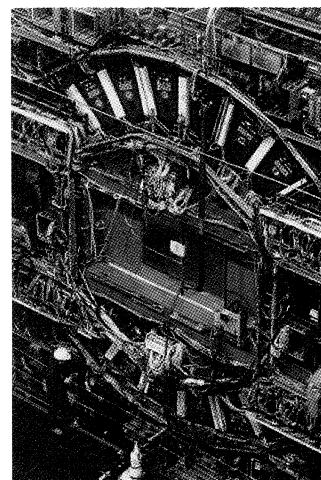
Con el descubrimiento del neutrón, se pensó que ya se disponía de los constituyentes elementales de toda la materia conocida. Las partículas serían tres: el electrón, el protón y el neutrón. Con ellos era posible construir todos los átomos que forman la materia ordinaria, así como la energía que absorben o desprenden cuando se producen transiciones entre sus diferentes niveles energéticos. Las propiedades de estas partículas se podrían resumir de la siguiente forma:

Partícula	Símbolo	Carga (C)	Carga neta de la partícula	Masa (g)	Masa relativa a la masa del electrón
Electrón	$e^-$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1095 \cdot 10^{-28}$	1
Protón	p	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+2	$1,6725 \cdot 10^{-24}$	1.836
Neutrón	n	Neutra	0	$1,6749 \cdot 10^{-24}$	1.838

Esta estructura fundamental duró poco tiempo, pues en el año 1932, el mismo año en el que descubrió el neutrón, Carl David Anderson (1905-1991) descubrió otra partícula elemental, cuando analizaba las trayectorias dejadas en una cámara de niebla por los rayos cósmicos. Esta partícula era absolutamente idéntica al electrón pero con carga positiva, por lo que recibió el nombre de **positrón** ( $e^+$ ). Fue la precursora de una gran cantidad de partículas elementales que, si bien no forman parte de la materia ordinaria, se producen o desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en su seno bajo ciertas condiciones.



En la cámara de niebla, las partículas subatómicas se detectan por la trayectoria que siguen luego de chocar entre sí.



Con este equipo detector de partículas, investigadores estadounidenses descubrieron, en 1994, el *quark top*.

A partir de este descubrimiento, y en especial desde 1946, se fueron descubriendo más de doscientas nuevas partículas cada vez más pequeñas, algunas de vida efímera. Dos de los grupos de partículas más importantes son los leptones y los hadrones.

- Los **leptones** son más livianos y pueden desplazarse libremente. Existen seis tipos de ellos: los **electrones**, los **neutrinos** (hay tres variedades: electrónico, muónico y tauónico) y los **muones** (de dos clases: positivo y negativo).
- Los **hadrones** son partículas más pesadas, como por ejemplo: los **protones**, los **neutrones**, los **piones** y los **mesones**.

Se postula que cada hadrón está formado a su vez por partículas más pequeñas, los **quarks**. Existen seis tipos de quarks, cada uno de los cuales tiene diferentes masas o cargas eléctricas.

Quark	Símbolo	Masa (Mev*)	Carga (**)
<i>Up</i> (hacia arriba)	u	5	+ 2/3
<i>Down</i> (hacia abajo)	d	10	- 1/3
<i>Strange</i> (extraño)	s	150	- 1/3
<i>Charm</i> (encanto)	c	1.500	+ 2/3
<i>Bottom</i> (el de abajo)	b	5.000	- 1/3
<i>Top</i> (el de arriba)	t	174.000	+ 2/3

\* La masa se expresa en valores de energía según la equivalencia masa-energía.  
 \*\* La carga está referida a la carga del electrón.

Se ha comprobado que un protón está formado por tres quarks: dos *up* y uno *down*. El neutrón, en cambio, está formado por un quark *up* y dos quarks *down*.