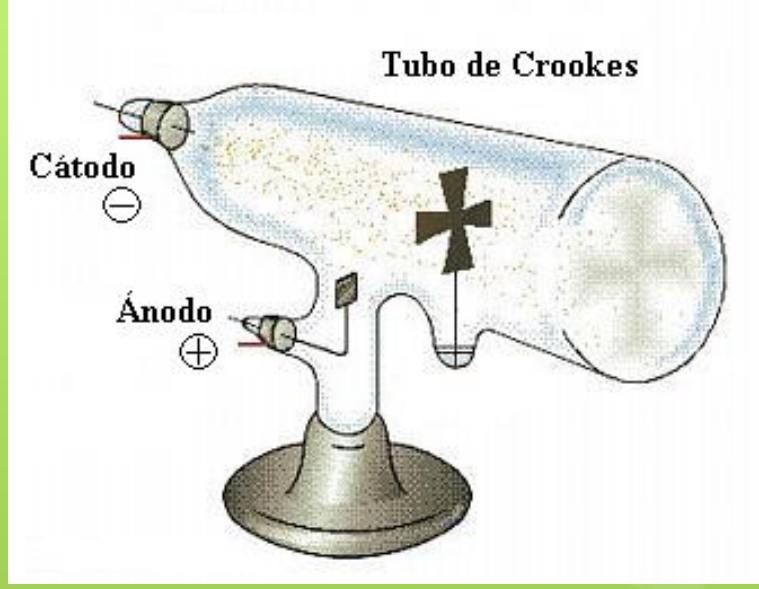


ESTRUCTURA ATÓMICA

CIENCIAS QUÍMICA

Leucipo

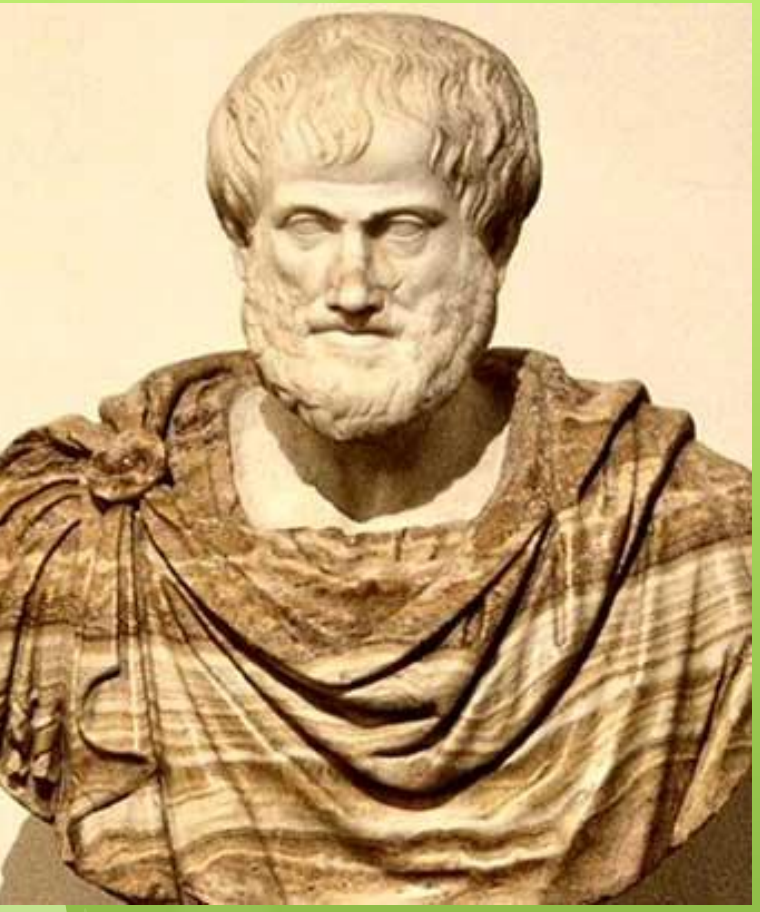
LA MATERIA NO ES INFINITA MENTE INDIVISI BLE

Demócrito

EXISTEN DISTINTO S TIPOS DE ATOMOS

LOS ÁTOMOS SE MUEVEN

Estas ideas no generaron gran revolución en parte por la sistemática oposición de Aristóteles que postulaba que la materia era continua y no tenía límite de división. Sólo en 1750 la comunidad científica considera las ideas atomistas.



Fuego
caliente
seco
Aire
Tierra
húmedo
frío
Agua

ALQUIMIA

La Alquimia tuvo su origen en la China como una rama del Taoísmo. Entre sus propósitos estaban:

- la transformación de metales impuros, como el plomo y el cobre en metales preciosos, como la plata y el oro.
- trataron de crear una sustancia que fuera capaz de curar todas las enfermedades
- descubrir el elixir de la inmortalidad.

A pesar de sus errores en el desarrollo de estas ideas se descubrieron muchos elementos químicos y hubo un notable avance en la creación de instrumental científico.

LA TEORÍA DE DALTON

John Dalton en 1808 repostuló la teoría atómica adaptándola y ampliándola hasta ser capaz de explicar la materia, su entorno, los distintos tipos de sustancias y las reacciones químicas. Para ello enunció los siguientes postulados:

La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir

Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes

Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinen en las reacciones químicas.

Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

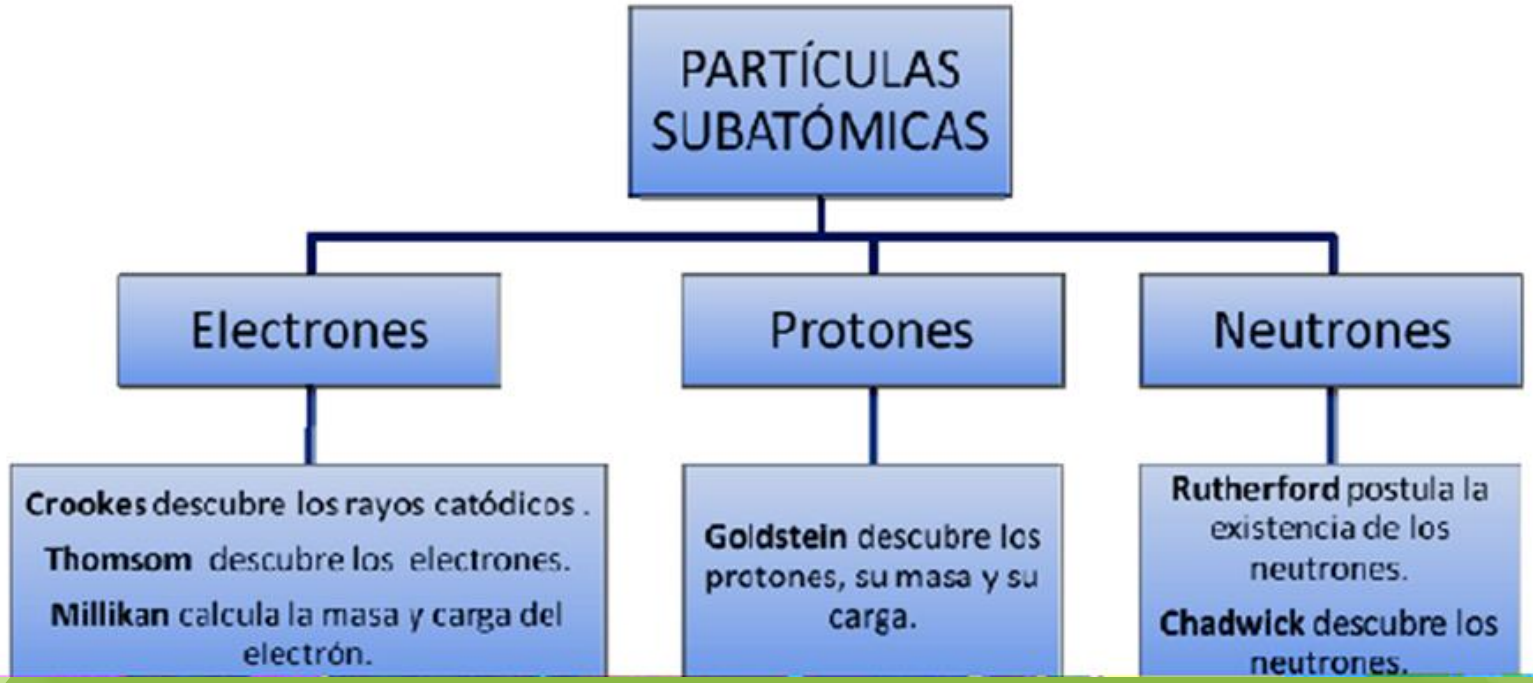
Hasta entonces se había creído que los átomos eran **partículas indivisibles.**

Surgieron muchas interrogantes que hicieron pensar que la estructura atómica no podía ser tan sencilla como la suponía Dalton.

Entre las situaciones que la física ni la química pudieron explicar se encuentra:

- Descargas eléctricas en gases a baja presión
- La radiactividad
- Espectros de emisión
- La electrólisis

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

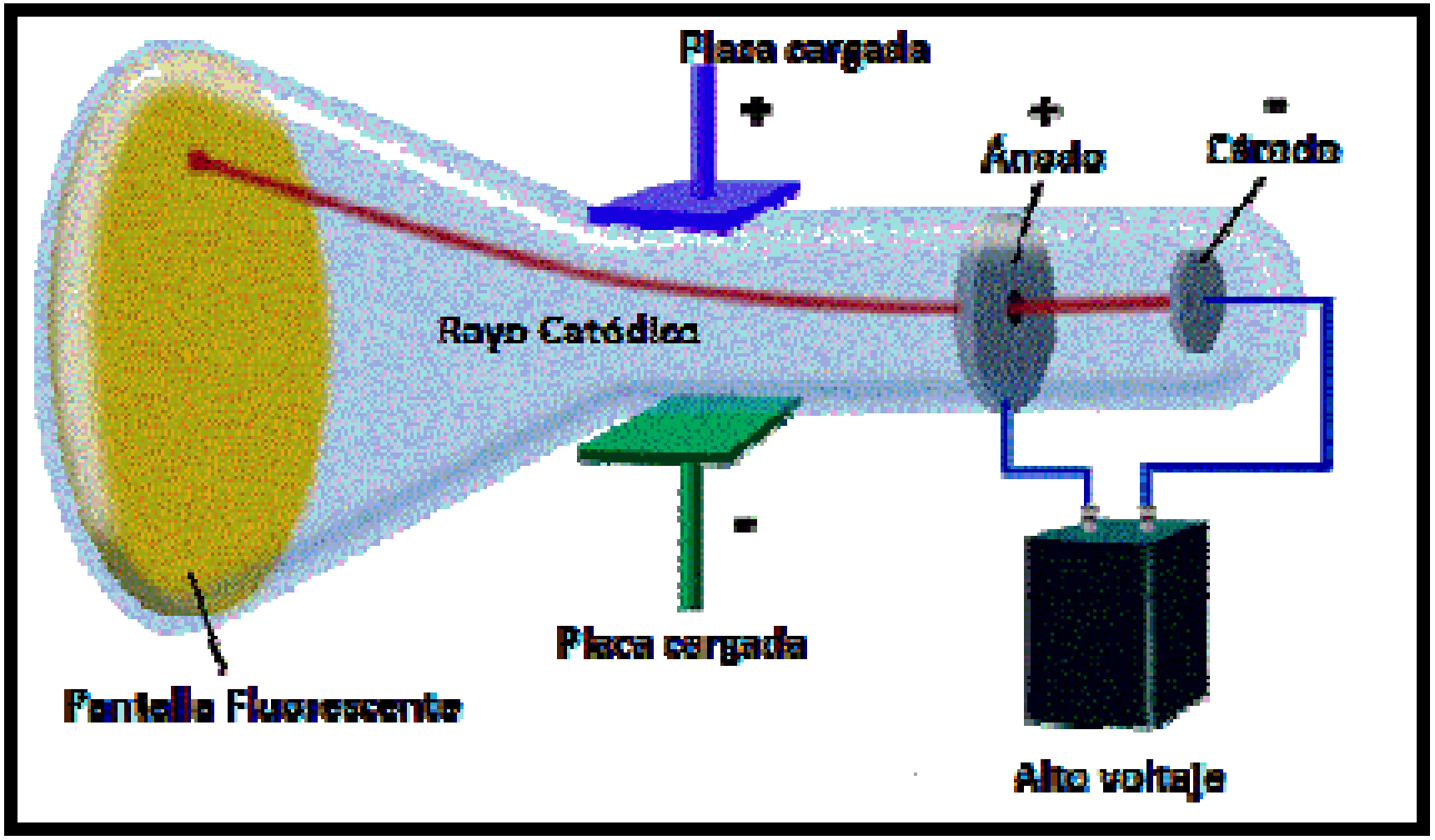


En 1879 **Sir WILLIAMS CROOKES**, observó que en los tubos en se había generado vacío, se generaban descargas eléctricas al aplicarse altos voltajes sobre discos metálicos (electrodos)

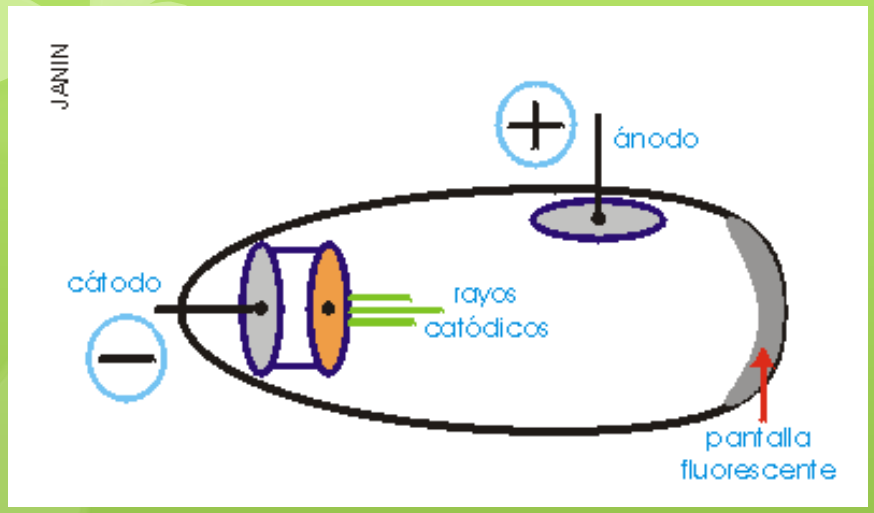
La intensidad de la luminosidad y su color dependían de la carga eléctrica y la naturaleza del gas dentro del tubo.

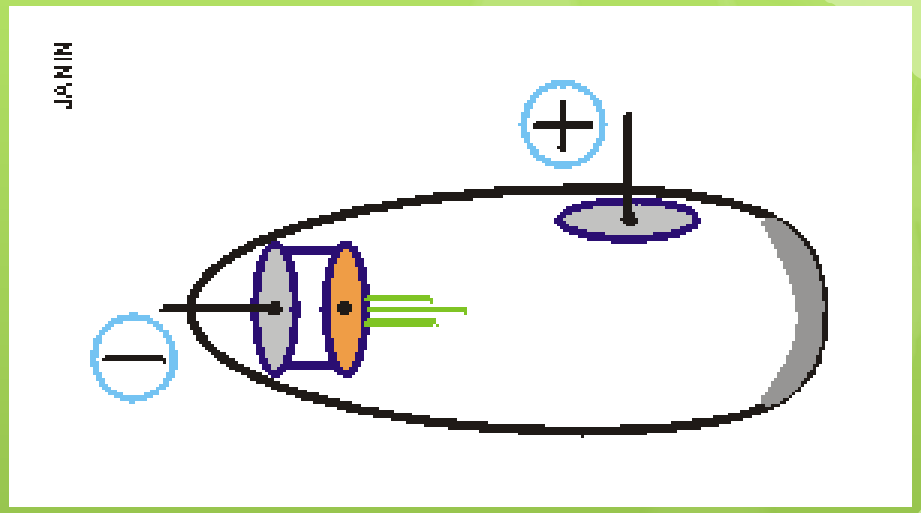
Al estudiar estos fenómenos Crookes determinó que:

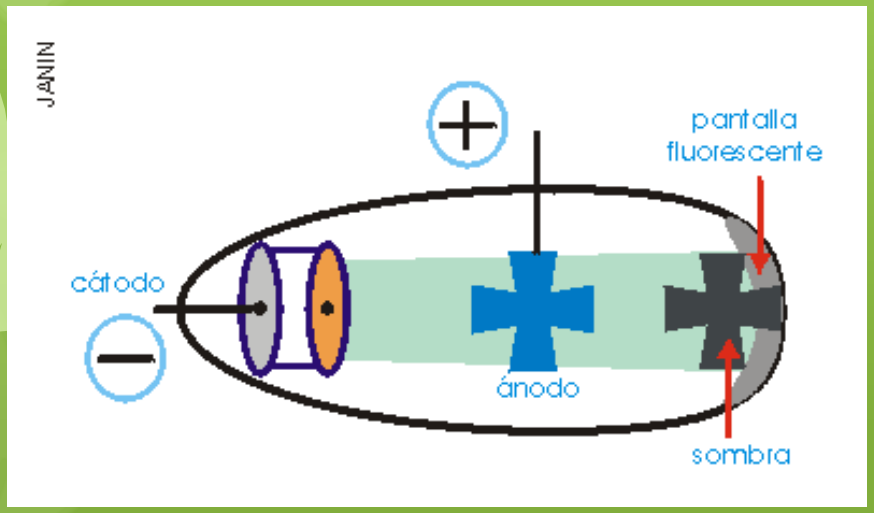
- Los rayos luminosos observados, se propagan en línea recta, ya que al colocar un objetos u obstáculos en su trayectoria, se produce sombra (comportamiento similar a la luz).
- El sentido de su trayectoria es de negativo (cátodo) a positivo (ánodo), debido a esto se les denominó **RAYOS CATÓDICOS.**
- Al chocar con un cuerpo, lo calienta y hace girar un molinete si es interpuesto en su trayectoria, es decir, estos rayos están formados por partículas (poseen masa) que tienen energía cinética y la pueden transmitir.
- Las partículas que forman los rayos catódicos poseen carga eléctrica negativa, ya que se desvían al acercarle un imán, de igual forma como se desviaría una carga eléctrica de signo negativo.

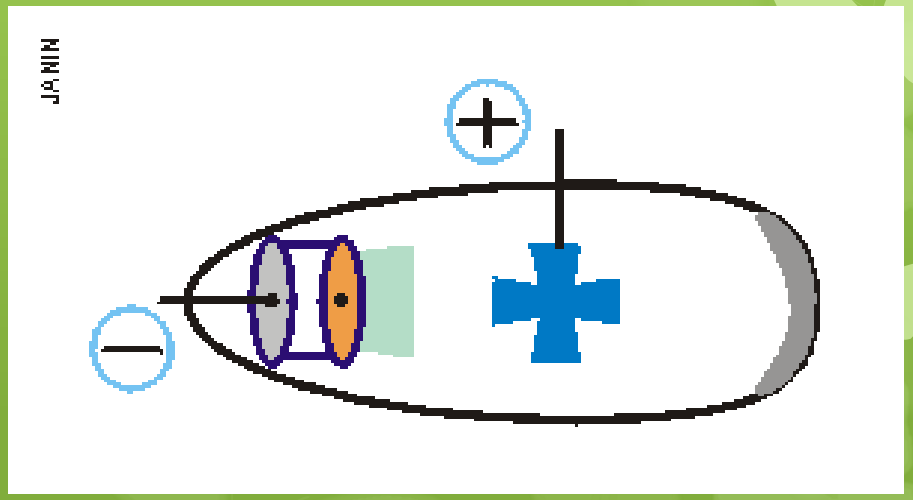

Placa cargada
+
+
Ánodo
-
Cátodo
Rayo Catódico
-
Placa cargada
Pantalla Fluorescente
Alto voltaje

Observó que el haz de rayos es atraído por la placa positiva. Para explicar este fenómeno dedujo que los rayos catódicos estaban formados por pequeñas partículas con carga eléctrica negativo a los que llamó ELECTRONES.









1

- ***Los rayos se propagaban en línea recta***, ya que al colocar un objeto u obstáculo en su trayectoria, se produce sombra (comportamiento similar a la luz).

2

- El sentido de su trayectoria es de negativo (**cátodo**) a positivo (**ánodo**), debido a esto se les denominó ***RAYOS CATÓDICOS***.

3

- Al chocar con un cuerpo, lo calienta y hace girar un molinete si es situado en su trayectoria, es decir, ***estos rayos poseen masa y por lo tanto energía cinética que pueden transmitir.***

4

- ***Las partículas que forman los rayos catódicos poseen carga eléctrica negativa***, ya que se desvían al acercarle un imán, de igual forma a como se desviaría una carga eléctrica de signo negativo.

Thomson no pudo determinar en forma exacta la masa y la carga del electrón.
Sólo determinó una relación entre ambas. Estos resultados fueron clave para que más tarde el científico norteamericano Robert Millikan estableciera en forma separada la masa y la carga del electrón.

Relación carga/masa del electrón: - 1.76 x 10^8 C/g

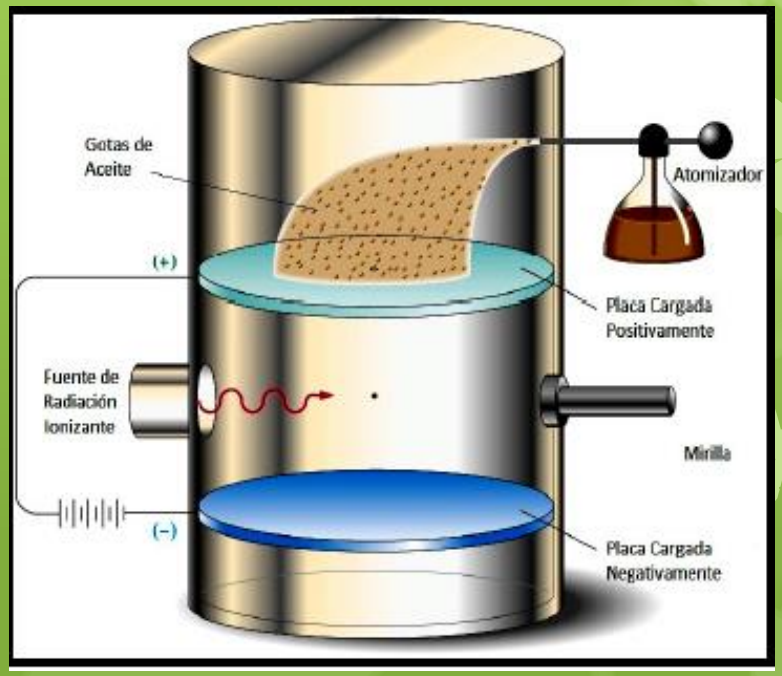
Entre 1908 y 1917 **ROBERT MILLIKAN** realizó una serie de experimentos para determinar la carga del electrón. Analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que cargadas eléctricamente cargadas eléctricamente con los iones del aire.
Suspendía en el aire las gotas con ayuda de un campo eléctrico y sus movimientos fueron monitoreados con un microscopio

Entre 1908 y 1917 Robert Millikan realizó una serie de experimentos con el propósito de medir la carga unitaria del electrón. En su trabajo Millikan, analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que cargadas eléctricamente con los iones del aire. Suspendía en el aire las gotas cargadas con ayuda de un campo eléctrico y sus movimientos fueron monitoreados con un microscopio. Con este procedimiento Millikan encontró que la carga de un electrón es de -1,6022E10-19 Coulomb.

Con este dato pudo establecer su masa, de la siguiente forma:

$$\text{MASA} = \frac{\text{CARGA}}{\text{CARGA / MASA}}$$

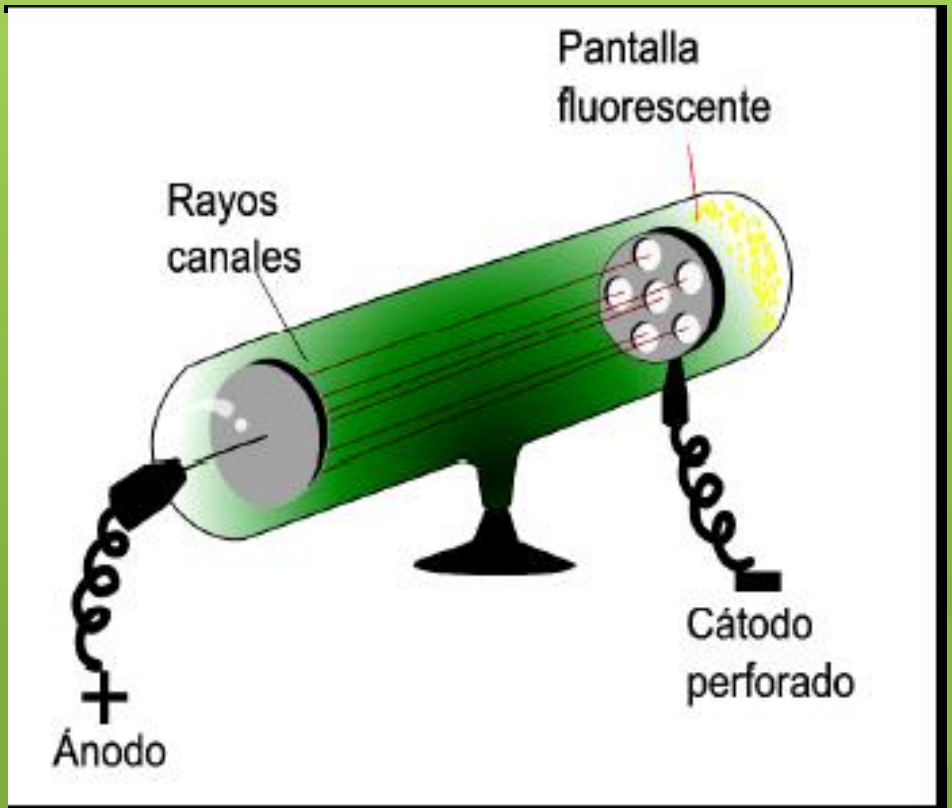
$$\text{MASA} = \frac{-1{,}6022 \cdot 10^{-19}\,\text{C}}{-1{,}76 \cdot 10^{8}\,\text{C/g}} = 9{,}10 \cdot 10^{-28}\ \text{gramos}$$



DESCUBRIMIENTO DE LOS PROTONES

En 1886 Eugen Goldstein, utilizando un cátodo perforado, descubre un haz visible que se desplazaba de polo positivo a negativo: LOS RAYOS CANALES.

En sus experimentos con gases en tubos de descarga con cátodos perforados, Goldstein descubrió que además del haz de electrones, se producía una radiación de partículas positivas en dirección opuesta, que lograban atravesar el cátodo perforado.



A mediados de 1920, un científico inglés llamado Ernest Rutherford observó que la suma de las masas de los electrones y protones en un átomo era bastante menor a su masa total, casi la mitad del valor observado. Intentando aclarar los resultados obtenidos postuló lo siguiente:

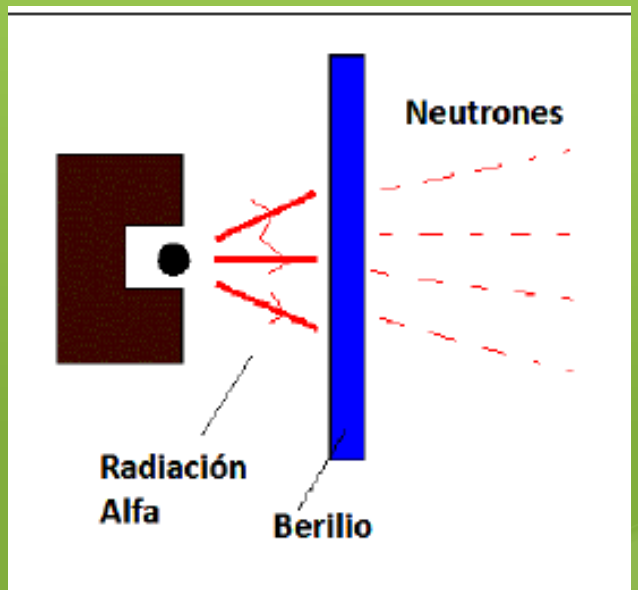
Existe aparentemente una nueva partícula subatómica… el NEUTRÓN

Esta partícula posee carga eléctrica cero (es neutra) puesto que no fue detectada en los experimentos con tubos de descarga. Posee una masa similar a la del protón y se encuentra situada en el núcleo del átomo.

Posteriormente en 1932 James Chadwick, notable físico inglés, detectó esta partícula subatómica en estudios de reacciones nucleares donde bombardeaba láminas de berilio con partículas alfa, si bien no estaba buscando los neutrones, fue lo suficientemente perspicaz como para notar que estaba ante un descubrimiento importante.

$$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}\alpha \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$

Las características observadas coincidieron con las mencionadas por Rutherford, así que el nombre de neutrón se mantuvo.



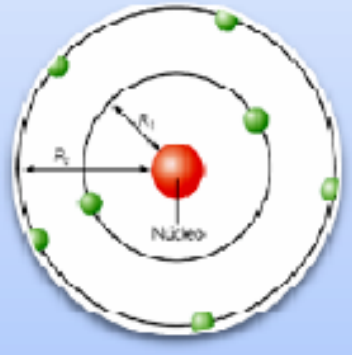
MODELOS ATÓMICOS

THOMSOM

Budín de Pasas

RUTHERFORD

Planetario



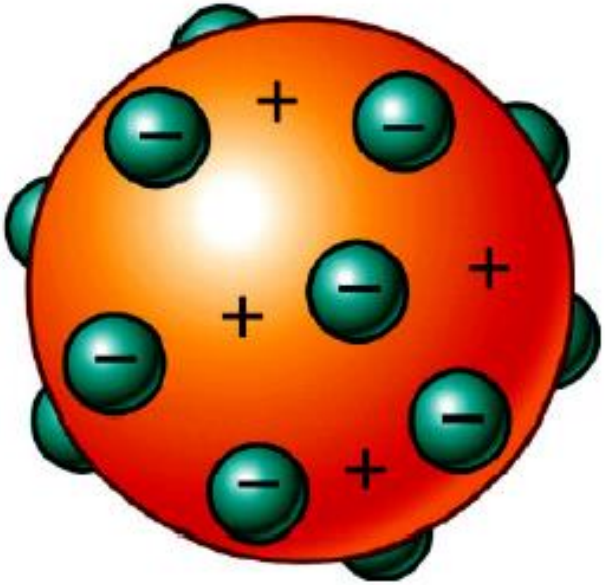
BOHR

Estacionario

SCHRÖDINGER

Mecánico Cuántico

MODELOS ATÓMICOS

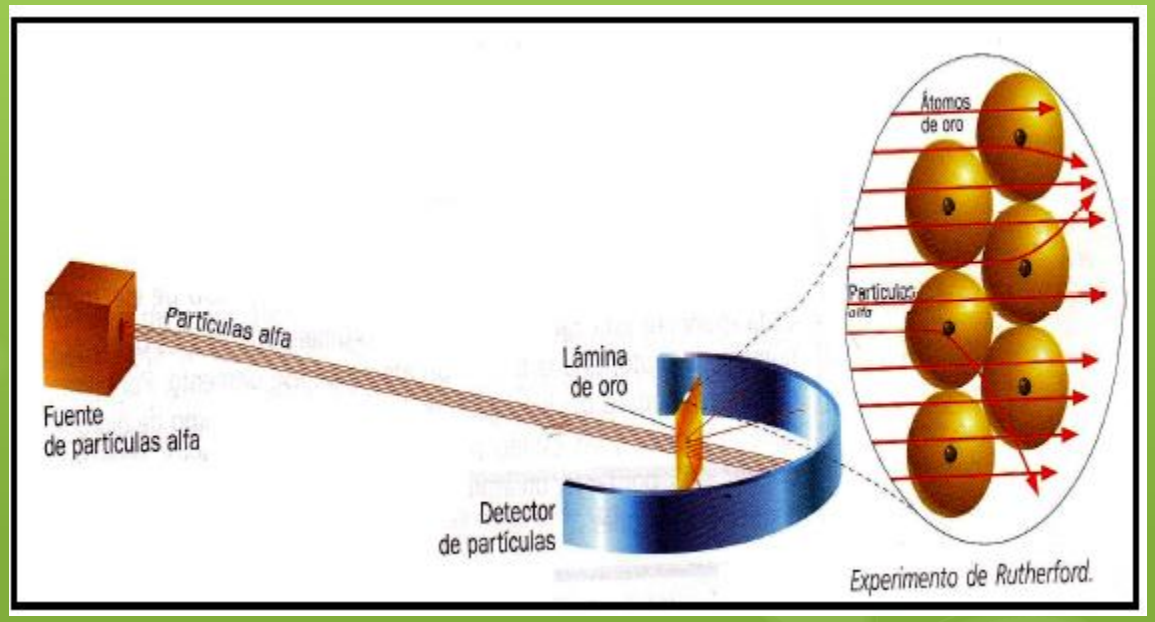


Thomson descubrió unas Partículas Subatómicas cargadas través del estudio de los *rayos catódicos*, propuso un modelo atómico que explicara dichos Resultados experimentales. El *Budín de Pasas*, según el cual los electrones eran como pasas" negativas incrustadas en negativamente, los electrones, a un 'budín' de materia positiva.

CARENTE DE SUSTENTO FISICO.
NO CONVENCIÓ A LA COMUNIDAD CIENTÍFICA.

Modelo Atómico de Rutherford

- **El experimento de Rutherford, que pretendía comprobar la validez del modelo de atómico de Thomson, consistió en bombardear una lámina muy fina de oro (10^{-3} cm de espesor) con un haz de partículas alfa , cuya carga eléctrica es positiva.**



Observaciones:
1. Si el átomo se componía de un núcleo positivo extremadamente diminuto, la probabilidad de que el haz de partículas alfa (positivas) colisionara con él era baja.

2. Si por el contrario, el átomo era una masa homogénea compacta las partículas a colisionarían y no podrían atravesar la lámina.

3. Una pantalla de sulfuro de cinc fue ubicada detrás de la lámina usada como blanco, con el fin de comprobar si efectivamente las partículas alfa lograban atravesarla.

Conclusiones

La masa del átomo se concentra en el núcleo	•puesto que sólo algunas partículas alfa son repelidas cuando chocan con algo sólido (núcleo del átomo).
El núcleo del átomo es positivo	•puesto que algunas partículas alfa experimentan desviación al pasar cerca de él, (cargas de igual signo se repelen).
La mayor parte del átomo es espacio vacío	•ya que casi la totalidad de las partículas alfa atraviesan la lámina sin experimentar desviación.
El núcleo es 100.000 veces más pequeño que el átomo	•esta gran desproporción explica la escasa desviación que experimentan algunas partículas alfa.
Los electrones deben estar en continuo movimiento	•pues no interfieren en el paso de las partículas alfa, tampoco son atrapados por el núcleo.

Postuló además que el núcleo debe contener otra partícula, además de los protones, cuya influencia nuclear sólo es en la masa y por lo tanto, no posee carga. Más tarde, en 1932 Chadwick, descubre los NEUTRONES.

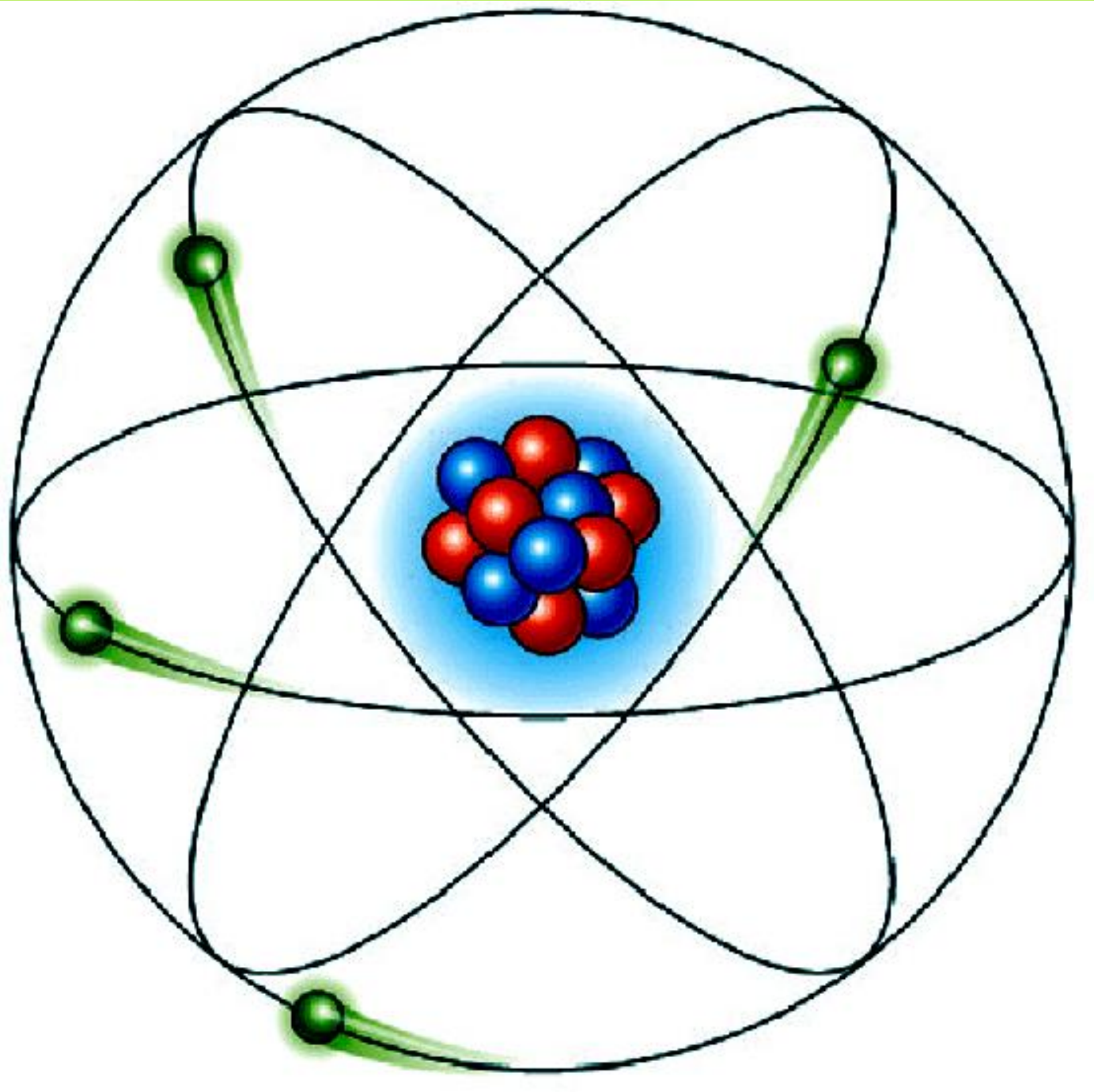
El modelo atómico de Rutherford se denominó "modelo planetario del átomo" por su semejanza con el sistema solar.

Errores en el modelo Planetario

- **El modelo no aclara qué ocurre con la atracción entre el núcleo y los electrones girando a su alrededor.**

- **Según los físicos de la época la atracción núcleo –electrón, aceleraría a este último y lo haría caer inapelablemente al núcleo.**

Con los resultados obtenidos en el experimento de la lámina de oro, Rutherford efectivamente pudo despejar sus dudas respecto a la ubicación de las partículas atómicas, sin embargo, no pudo justificar físicamente el movimiento de los electrones ni sus propiedades.



EL MODELO DE BOHR, Estacionario

Cuando Niels Bohr propone su modelo atómico, predominaban dos concepciones que dividían a la física.Por un lado, la física clásica concebía al universo como una unión entre materia y radiación y sobre la cual calzaban perfectamente los postulados y fórmulas de Newton.

La física de Maxwell en cambio, con su teoría electromagnética, intentaba explicar por ejemplo, que la luz era simplemente una radiación ondulatoria de campos eléctricos y magnéticos.

Esta nueva física planteaba que el mundo atómico sólo podía explicarse mediante postulados nuevos, ya que la física clásica contradecía su teoría con los resultados obtenidos.

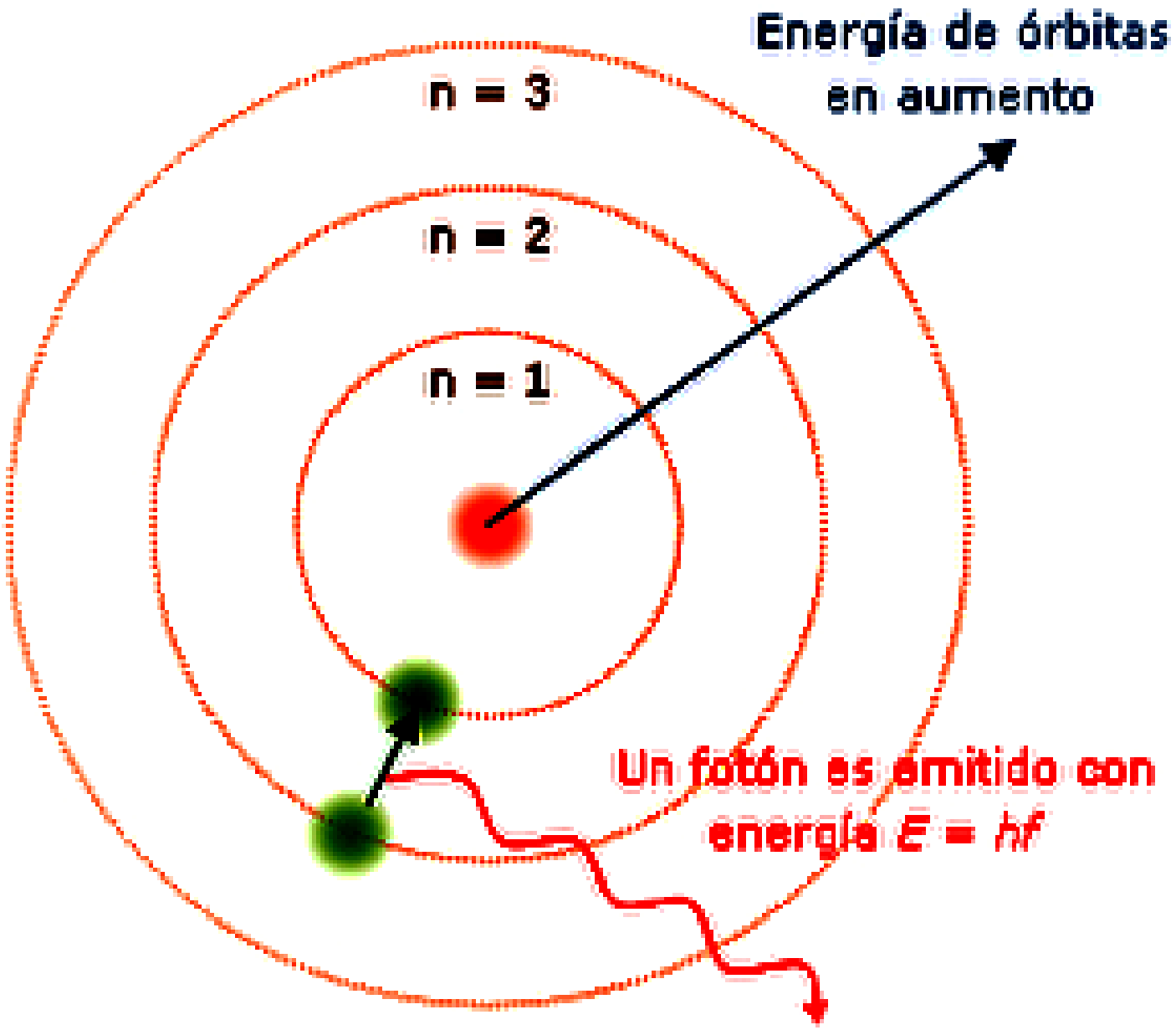
Según las teorías clásicas respecto al electromagnetismo, la energía de una onda sólo dependía de su amplitud. Sin embargo, aplicada la teoría a un cuerpo, a cierta temperatura, los resultados no eran concordantes.

En 1900 Max Planck intenta explicar el fenómeno y con ello da inicio a lo que se conoce como "la física cuántica", según ésta, un cuerpo absorbe o emite energía en forma discontinua, vale decir, en paquetes de energía o cantidades definidas que denominó "cuantos". Duramente criticada en su época, hoy se asume con propiedad la veracidad de esta teoría.

En este escenario Niels Bohr plantea su modelo atómico (hidrogenoide) argumentando lo siguiente:

ENERGÍA DEL ELECTRÓN	•La energía de un electrón está cuantizada, vale decir, sólo puede tener valores específicos (niveles de energía).
POSICIÓN DEL ELECTRÓN	•Los electrones giran alrededor del núcleo en regiones bien definidas donde no pierden ni ganan energía (estados estacionarios); "no hay emisión ni absorción de energía mientras los electrones se mantengan en el mismo nivel".
ESTADO EXCITADO	•Si un electrón recibe energía puede pasar a otro nivel superior, si se devuelve al nivel de energía original, emite el exceso en forma de onda electromagnética (luz).
ÓRBITAS	•Las orbitas donde giran los electrones son circulares.
ESTADO FUNDAMENTAL	•En estado fundamental el electrón siempre se encontrará muy cercano al núcleo.

La transición mediante la cual un electrón gana o pierde energía se conoce como salto energético o salto cuántico. La teoría de Planck le permitió a Bohr explicar el por qué algunos átomos emiten luz de color visible o radiaciones electromagnéticas específicas.


Energía de órbitas
en aumento
n = 3
n = 2
n = 1
Un fotón es emitido con
energía E = hf

Errores en el modelo estacionario de Bohr

El modelo solo logró explicar de manera satisfactoria los átomos hidrogenoides y para aquellos con más de un electrón sólo pudo predecir el número máximo por nivel (2n2).

El modelo planteaba que la órbita de los electrones era circular (radio fijo). Con esta presunción fue imposible comprender los distintos estados energéticos de los electrones.

El modelo atómico de Bohr fue el último intento de modelar el átomo usando física clásica, y su logro parcial se debió a que introdujo en él algunas condiciones propias de la física cuántica.

Disposición de los electrones según Bohr

Se sabe que existe un número máximo de electrones por nivel (2n2), así que por tanto, cada nivel energético alberga un número único de electrones como máximo (principio válido hasta el cuarto nivel energético).

Así entonces, para los distintos niveles de energía (n), el número máximo de electrones debe ser:

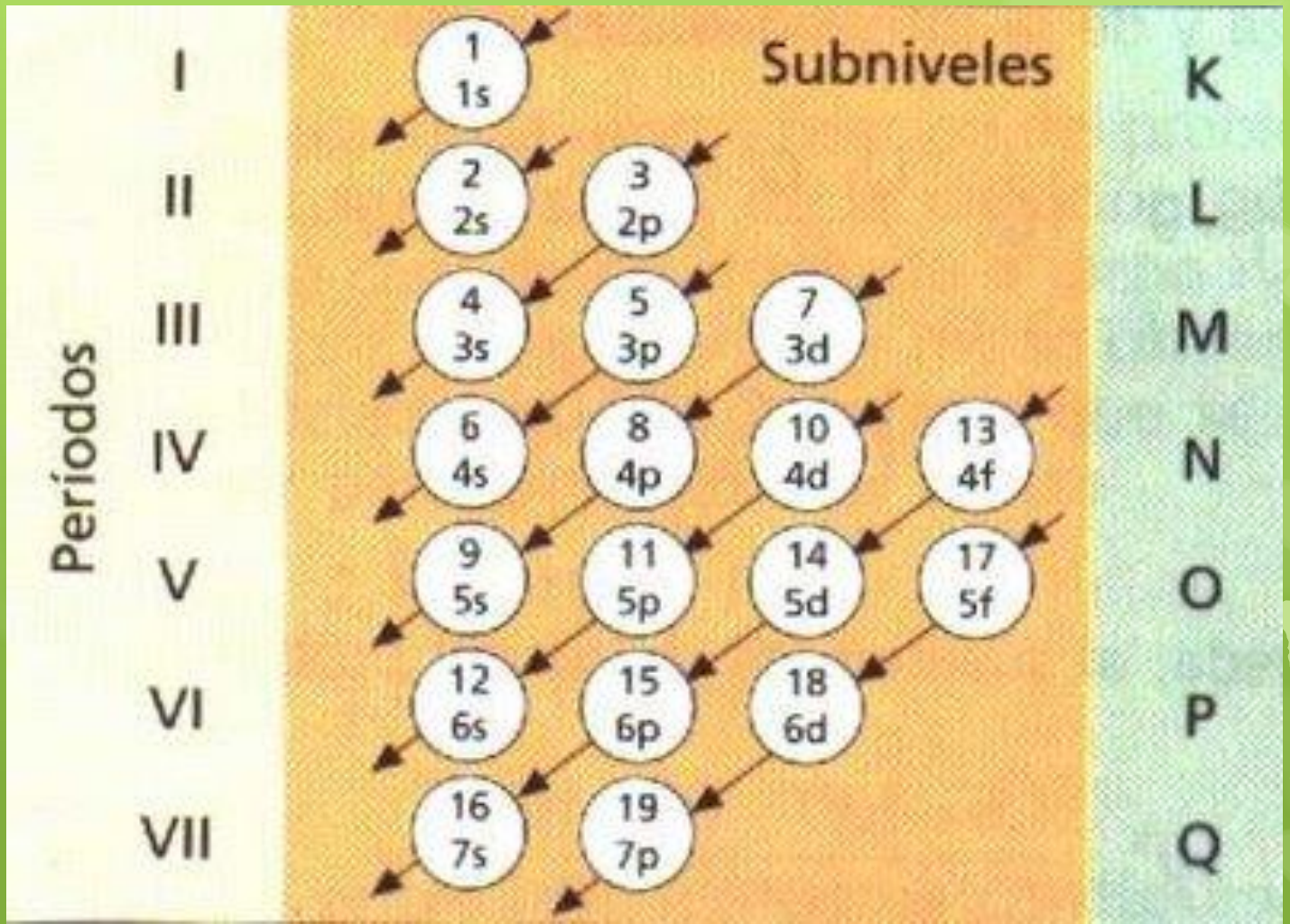
$n = 1$	$2 \cdot 1^2 = 2$
$n = 2$	$2 \cdot 2^2 = 8$
$n = 3$	$2 \cdot 3^2 = 18$
$n = 4$	$2 \cdot 4^2 = 32$

EL MODELO DE SCHRÖDINGER, Mecánico-Cuántico
Principio de Incertidumbre de Heisenberg
Heisenberg complica aún más los postulados clásicos estableciendo uno de los dogmas más intrigantes de la física. Se da cuenta de que para una partícula analizada bajo la perspectiva cuántica, el simple hecho de medir 2 de sus propiedades al mismo tiempo conlleva a errores e imprecisiones.
Según el principio, ciertas parejas de variables físicas como la posición y la cantidad de movimiento de una partícula no pueden calcularse simultáneamente con un 100% de exactitud,
los resultados obtenidos rondan los valores medios y no exactos.

En 1924 un joven físico francés, Louis De Broglie, sugirió por primera vez que el electrón tiene propiedades del tipo ondulatorio. En otras palabras, de Broglie planteó que un haz de electrones se debería comportar de forma muy parecida a un haz de luz. A partir de entonces los
electrones son tratados como ondas y su ubicación se indica sólo en términos de probabilidades.
En términos sencillos, la mecánica cuántica propone calcular la probabilidad matemática de encontrar al electrón (su posible órbita alrededor del núcleo), ante la imposibilidad que limita la exactitud.

Basándose en las observaciones realizadas por Louis de Broglie, Edwin Schrödinger dedujo una ecuación fundamental, llamada "la ecuación de onda", que logra descifrar el comportamiento de un electrón alrededor del núcleo atómico.

Si la posición no es exacta, Schrödinger plantea las posibles ubicaciones en términos de probabilidades, así las soluciones a las ecuaciones de onda se denominan "orbitales" (2 y).
Debemos aclarar eso sí, que un "orbital" es una función matemática, no un parámetro físico, tampoco se trata de una órbita ni una trayectoria precisa. Físicamente corresponde a la zona del espacio donde posiblemente se encuentre el electrón girando.
Los estados de energía y sus funciones de onda se caracterizan por un conjunto de números cuánticos con los que es posible construir un modelo comprensible para el átomo.

En este modelo, los electrones se ubican a cierta distancia del núcleo (nivel) y giran en regiones de alta probabilidad (orbitales).

Los orbitales son ocupados por electrones llenando primero los de menor energía y luego el resto.