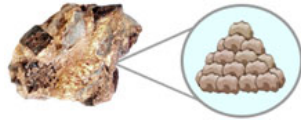


-Historia

600 a.c. Teoría atomista, Demócrito

Toda la materia está constituida por partículas indivisibles pertenecientes a un número finito de clases diferentes: **átomos**



Átomos = indivisible  
eternos  
indestructibles  
característicos de cada materia

Aceptada por varios siglos,  
rechazada por Aristóteles y Platón,  
olvidada por milenios

*"By convention there is color, by convention sweetness, by convention bitterness, but in reality there are atoms and space."*

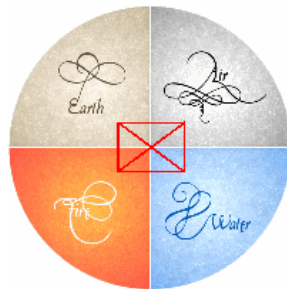
-Democritus 460-371 b.c.

-Historia



**Empedocles:**

+



**= Aristóteles**

**~2000 años !!!**

**-Historia**

**1643, Evangelista Torricelli**

*El aire tiene peso, puede empujar una columna de mercurio = barómetro  
Tiene que ser algo físico aunque no se pueda oler, ver o tocar !*

**Daniel Bernoulli**

*El aire y otros gases están formados por partículas sueltas entre sí y demasiado pequeñas como para ser vistas y que se apartan a nuestro paso por lo que no podemos sentirlos.*

*Tienen que estar en constante movimiento para que no caigan.*

***El aire y otros gases son un conjunto de partículas sueltas, esféricas, muy pequeñas, que se mueven constantemente y rebotan entre si.***

**1660, Robert Boyle**

*La definición griega de los 4 elementos es incorrecta y retomó el concepto de que los elementos son sustancias fundamentales.*

***2200 años después regresamos a Demócrito***

**-Historia**

**1773, Joseph Priestley**

*Descubrió que al calentar la calcita, no solo se convertía en mercurio sino además en un gas desconocido.*



Al calentarla se convierte en un líquido plateado metálico = Hg

*-al acercar la llama de una vela esta se hacia más vigorosa*

*-al mantener a una rata respirandolo esta vivía más tiempo que otra que respiraba aire*

*-se combinaba con otras sustancias dando sustancias nuevas*

**1778, Antoine Lavoisier**

*El gas desconocido volvía a algunas sustancias ácidas*

*∴ Lo llamó **oxígeno** = "hacedor de ácidos"*

Teoría incorrecta

Nombre que se mantiene

**-Historia**

Lavoisier sabía que otros científicos habían obtenido otro gas altamente inflamable al que llamaban flogisto, al hacer reaccionar ácidos con metales.

Flogisto + oxígeno = gotas de líquido incoloro = agua

∴ renombró al flogisto como **hidrógeno** = “hacedor de agua”

Lavoisier también quemó diferentes sustancias en presencia de aire y observó que se obtenían nuevas sustancias con mayor peso y demostró que el peso ganado por estas era perdido por el aire.

**Estableció la Ley de conservación de la masa**

**Observación y descripción de comportamiento** Qué

**No explicación a dicho comportamiento** Cómo, Por qué

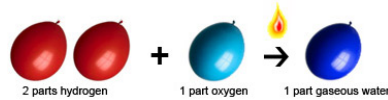
[http://web.visionlearning.com/dalton\\_playhouse/ad\\_loader.html](http://web.visionlearning.com/dalton_playhouse/ad_loader.html)

**-Historia**

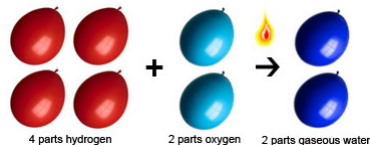
**Finales de 1700s, Joseph Proust**

Observo que sin importar cuanto el cambiara las condiciones, diferentes elementos reaccionan con el oxígeno siempre en iguales proporciones.

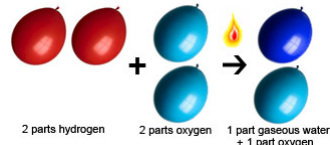
**Ley de las Proporciones definidas.**



La ley aplica a múltiplos de las proporciones fundamentales:



∴ Si hay algún reaccionante en exceso, parte de este permanecerá inalterado después de la reacción:



1803, John Dalton

**Desarrolló la primera Teoría atómica moderna**

La teoría de Dalton se basa en 4 ideas fundamentales:

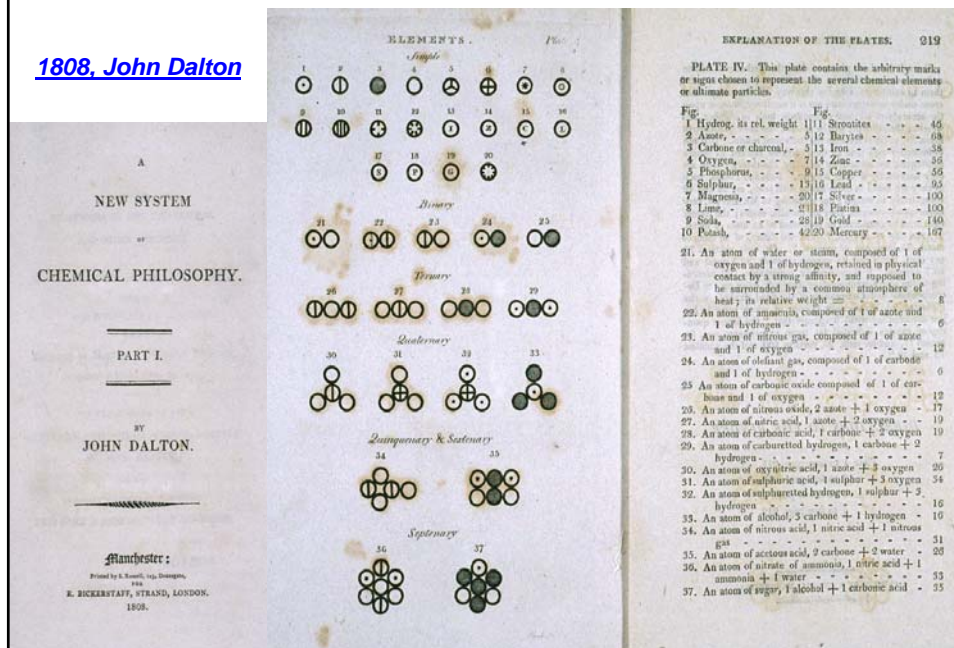
1. Toda la materia está compuesta por partículas indivisibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí y los átomos de elementos diferentes tienen diferentes propiedades. *Los elementos se diferencian por su peso atómico.*
3. Las reacciones químicas involucran combinación de átomos, nunca destrucción de átomos. *Implica enlaces entre átomos.*
4. Cuando los elementos reaccionan para formar compuestos lo hacen en proporciones de números enteros bien definidos.

A New System of Chemical Philosophy

J. Dalton - 1808 paper

<http://web.lemoyne.edu/~giunta/dalton.html>

1808, John Dalton



**-Historia**

Hasta finales del siglo XIX el modelo aceptado del átomo era una pequeña esfera sólida.

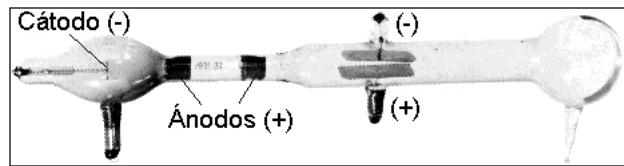
**1897, J.J. Thomson**

Nobel Prize  
1906



Origen:

Experimentos con Tubo de rayos catódico: tubo lleno de gas, con 2 placas metálicas una (+) y otra (-), al pasar alto voltaje entre estas se observaba un haz de luz que nadie había logrado explicar.



1m de largo  
Hecho a mano

*Thomson descubrió que que el rayo se torcía hacia una placa eléctrica cargada positivamente.*

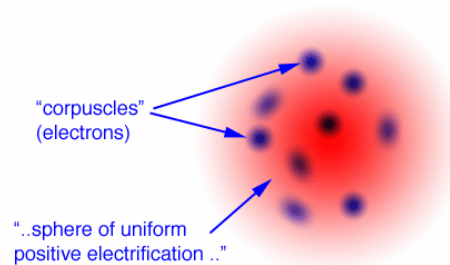
*Teoría: el rayo estaba compuesto de pequeñas partículas o pedazos de átomos que llevaban una carga negativa,*

**-Historia**

**J.J. Thomson**

**Átomo:**

una estructura en la cual grupos de pequeños electrones cargados negativamente estaban dispersos de forma aleatoria dentro de una mancha de cargas positivas



Modelo del pan con pasas

Descubrimiento del electrón

-Historia

1900, Max K. E. L. Planck

La energía asociada a la radiación electromagnética viene en pequeñas unidades indivisibles llamadas cuantos.

La energía de cada cuanto es igual a la frecuencia de la radiación multiplicada por una constante universal.

Cada cuanto se asocia a un solo fotón.



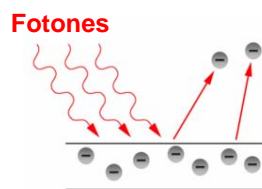
Nobel Prize  
1918

$$E = h \nu \quad h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

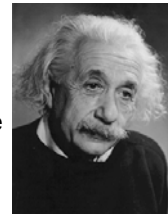
*"If anybody says he can think about quantum problems without getting giddy, that only shows he has not understood the first thing about them"*  
-Planck

-Historia

1905, A. Einstein Efecto fotoeléctrico



Nobel Prize  
1921



Según la teoría ondulatoria  $a > \text{intensidad de luz incidente}$  era de esperarse que la  $E$  de los  $e^-$  también fuera  $>$ , pero NO ERA ASI !

**Einstein:** propuso que la luz incidente consistía en cuantos individuales, llamados fotones, que interactuaban con los  $e^-$  del metal en forma de partículas y no como ondas continuas. **Naturaleza onda-partícula de la luz.**

- $\therefore a > \text{intensidad de luz} > \text{número de } e^- \text{ emitidos}$  pero todos con  $= E$
- $\therefore a > \text{frecuencia de la luz incidente} > E$  de los  $e^-$  emitidos (Planck)

**-Historia**

**1908, Ernest Rutherford,**

antiguo estudiante de Thomson

**Probó que el modelo del pan con pasas de Thomson era incorrecto**

Nobel Prize  
1908



Experimento:

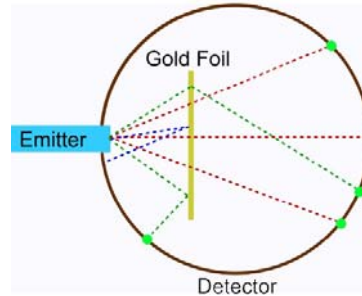
Emisión de partículas alpha hacia objetos sólidos como láminas de oro.

Observaciones:

La mayoría atravesaban la lámina en línea recta.

Un reducido número atravesaban en un ángulo (como si se hubiesen chocado contra algo)

Algunas rebotaban como una pelota de tenis que golpea una pared.



Conclusión:

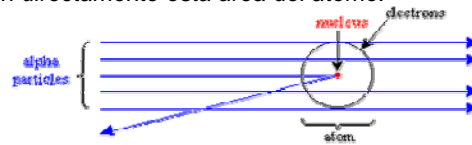
¡Las láminas de oro, y la materia en general, tenía huecos!

Estos huecos permitían a la mayoría de la partículas alpha atravesar directamente, mientras que un reducido número rebotaba de vuelta porque golpeaba un objeto sólido.

**-Historia**

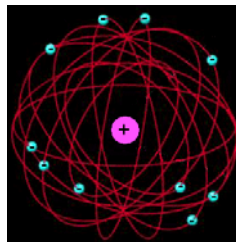
**1911, Rutherford**

El núcleo era tan denso que las partículas alpha rebotaban en él, pero el electrón era tan pequeño, y se extendía a tan grande distancia que las partículas alpha atravesaban directamente esta área del átomo.



**Átomo:**

un pequeño y denso núcleo de partículas cargadas positivamente en el centro átomo, rodeado de electrones girando su alrededor en órbitas circulares. El átomo debe ser neutro  $\therefore \# (+) = \# (-)$



**Modelo Planetario**

**-Historia**

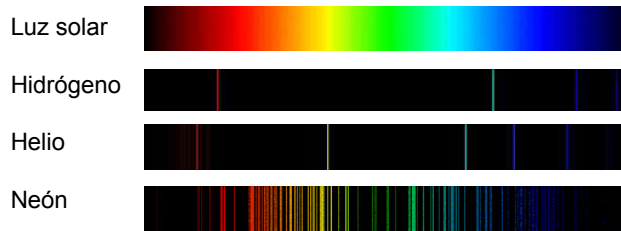
El mayor problema del modelo planetario es que según la mecánica clásica el movimiento del electrón alrededor del núcleo implicaría pérdida de energía y el electrón terminaría cayendo al núcleo.

**1913, Niels Bohr**

Modificación a la teoría de la estructura atómica basada en el fenómeno de *líneas espectrales*.



Nobel Prize 1922



Los átomos no pueden emitir energía de manera continua, sino sólo en cantidades muy precisas, **E cuantizada**.

**-Historia**

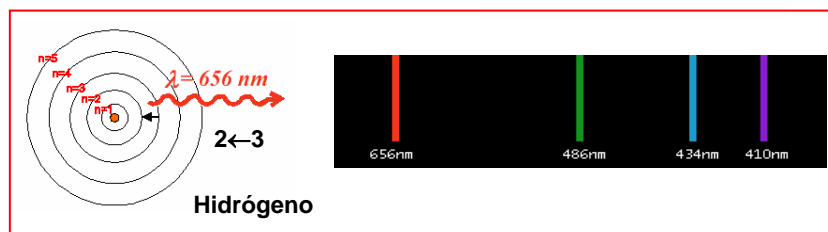
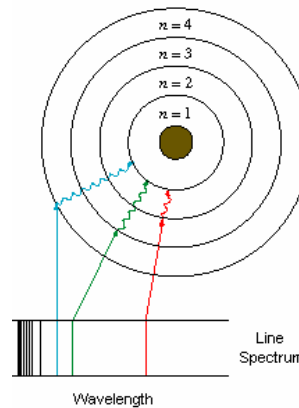
**Bohr:**

Los electrones tienen niveles de energía específicos.

Cuando se excita un átomo, como al calentarlo, los electrones pueden saltar a niveles de mayor E.

Cuando los electrones caen a niveles de energía más bajos, liberan cuantos de energía precisos.

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$



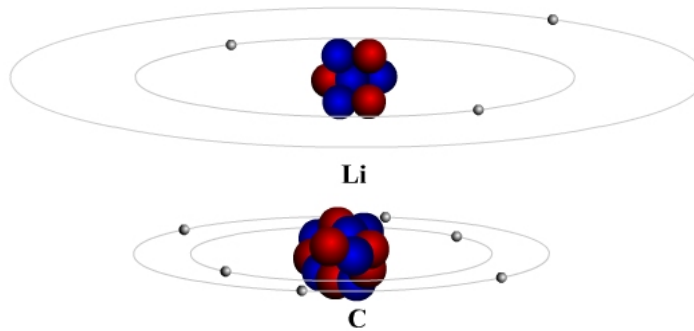


**-Historia**

Bohr no solamente predijo que los electrones ocuparían niveles específicos de energía, sino que también que estos estaban limitados al número de electrones que cada uno podía sostener.

Según la teoría de Bohr, la capacidad máxima de la primera envoltura de electrones (la más interna) es de dos electrones.

Para cada elemento con más de dos electrones, el electrón extra residirá en envolturas de electrones adicionales.



**-Historia**

1923, Louis V. P. R. de Broglie

La dualidad onda-partícula de la luz no es exclusiva de esta, se manifiesta también en los e<sup>-</sup>, protones y neutrones.

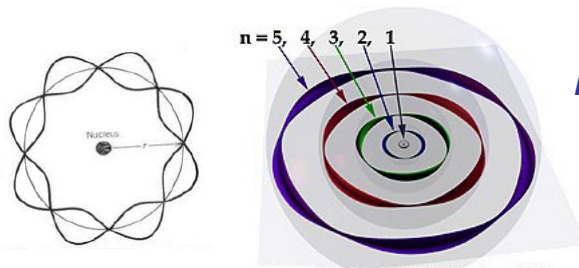
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$



Nobel Prize 1929

Las trayectorias de los e<sup>-</sup> alrededor del núcleo se corresponden a las de ondas estacionarias ∴ el perímetro de las orbitas tiene que ser múltiplo de la λ asociada al movimiento del e<sup>-</sup>.

i.e. sólo números enteros de ondas son permitidos.



Diferentes órbitas según # de nodos

**-Historia**

**1925, W. K. Heisenberg**

***Principio de incertidumbre***

Ciertos pares de variables físicas, como la posición y el momento ( $p=mv$ ) de una partícula, no pueden calcularse simultáneamente con la precisión que se quiera.

Si determinamos la posición y el momento de una partícula cuántica (ej. e-), los resultados fluctúan en torno a valores medios.



Nobel Prize  
1932

El producto de esas incertidumbres en los cálculos no puede reducirse a cero:

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

**-Historia**

**Ejemplo del microscopio:**

La capacidad de resolución del microscopio (las distancias más pequeñas que puede distinguir) se halla limitada, por la longitud de onda de la luz que se utilice.

∴ no podemos ver una partícula y determinar su posición a una distancia más pequeña que esta  $\lambda$ ; la luz de  $> \lambda$ , se curva alrededor de la partícula y no se dispersa de un modo significativo.

∴ por tanto, para establecer la posición de la partícula con mucha precisión hemos de utilizar una luz que tenga una  $\lambda$  al menos  $<$  que el tamaño de la partícula.

Pero, como la luz también puede concebirse como una corriente de partículas y el momento de un fotón es inversamente proporcional a su  $\lambda$ .

Si un fotón de pequeña  $\lambda$  y  $p$  elevado golpea la partícula en el microscopio, transmite parte de su momento a dicha partícula; esto la hace moverse, creando una incertidumbre en nuestro conocimiento de  $p$ .

∴ a  $< \lambda$ , mejor conoceremos la posición de la partícula, pero menos certidumbre tendremos de su momento final.

Si utilizamos luz de mayor  $\lambda$ , podemos determinar con mayor certidumbre su momento y con menor precisión su posición.

***El acto mismo de observar cambia lo que se está observando***

**-Historia**

**1926, E. Schrödinger**

**Modelo mecánico-ondulatorio**

Utilizó 2 ideas fundamentales:

**1- Los e- tienen comportamiento ondulatorio (de Broglie)**

∴ todas las posiciones que el electrón pueda ocupar pueden ser descritas por una onda.

Se puede obtener una función matemática para esta.

**Función de onda**

**2- Las líneas espectrales indican que los niveles de E de los e- en los átomos están cuantizados y que puede haber transiciones electrónicas entre ellos (Bohr)**



Nobel Prize  
1933

**Llegó a una expresión matemática que relaciona la función de onda de los e- con la energía total**

**-Historia**

La ecuación de Schrödinger es a la Mecánica Cuántica

lo que las Leyes de Newton a la Mecánica Clásica:

**Predice el comportamiento futuro de un sistema dinámico**

Estas predicciones tienen carácter probabilístico

**Paradoja:**

