

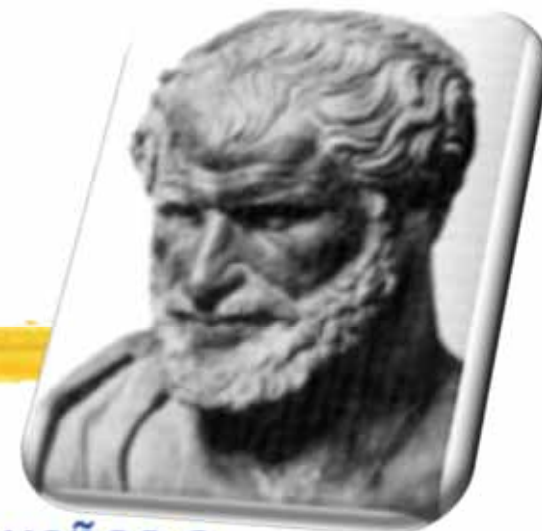
TEMA 2

- Modelos atómicos: Demócrito, Dalton Thomson, Rutherford y Böhr.
- Radiación electromagnética. Efecto fotoeléctrico
- Espectros atómicos.
- Teoría cuántica. Hipótesis "De Broglie". Principio incertidumbre de Heisenberg.



Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia.

El átomo nuclear. Antecedentes



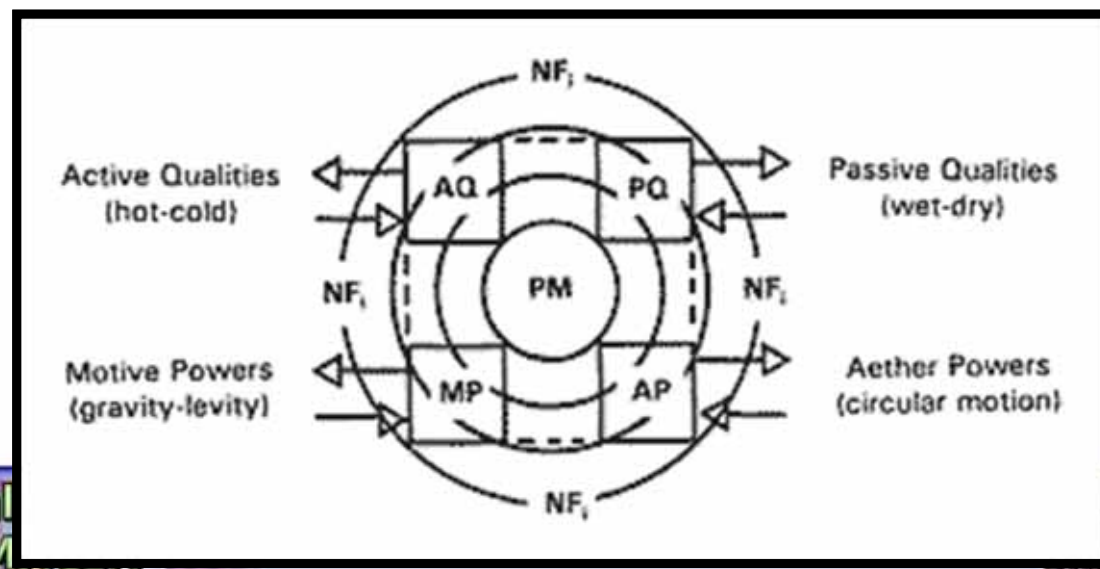
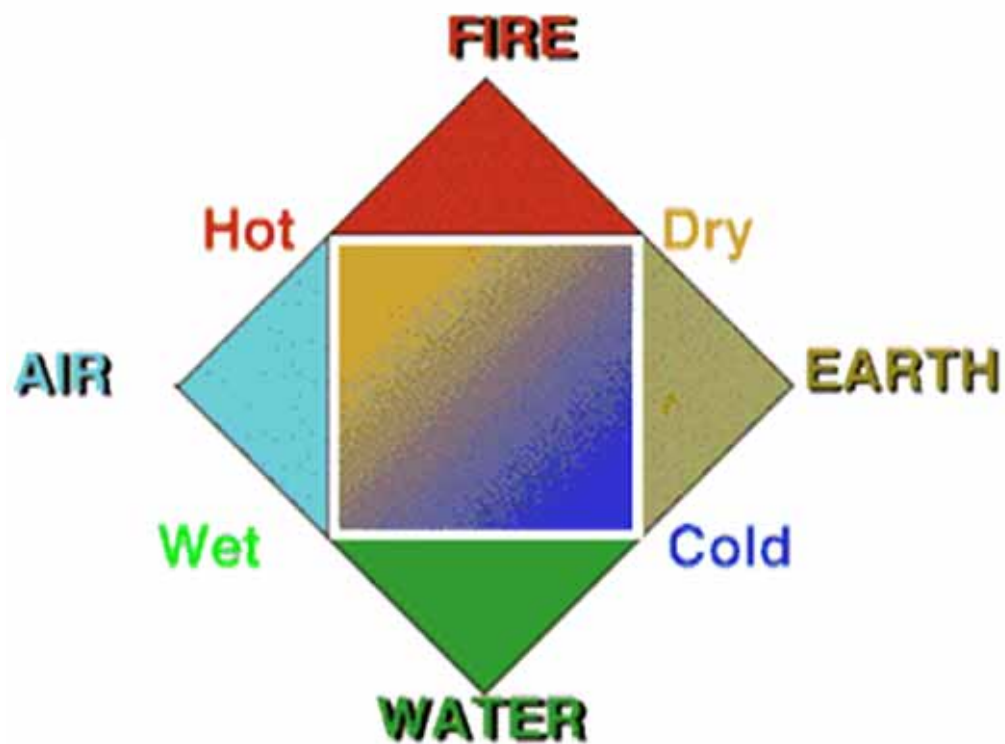
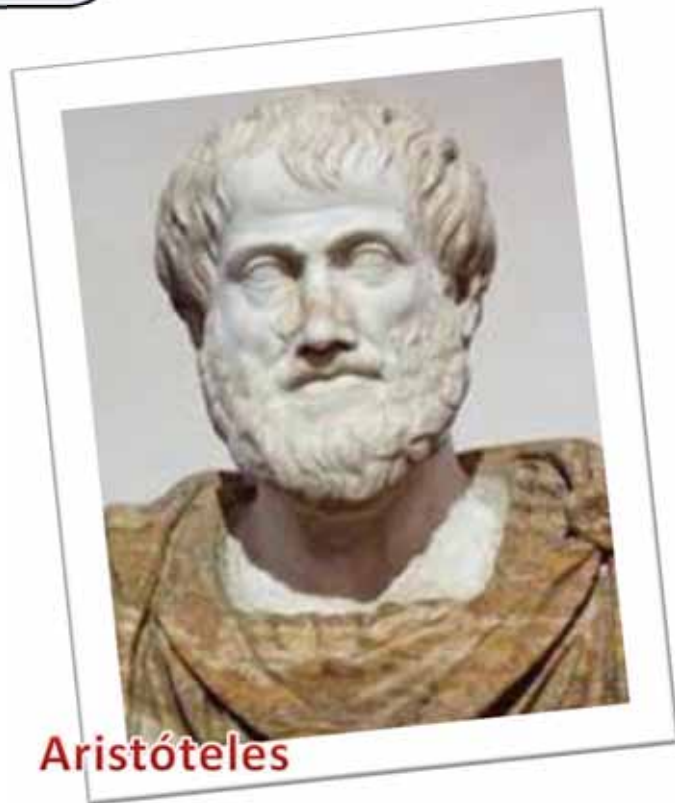
■ Leucipo y Demócrito (450 aC)

- ◆ La materia está formada por partículas muy pequeñas e indivisibles.

Por ello, llamó a estas partículas átomos, que en griego quiere decir "indivisible".

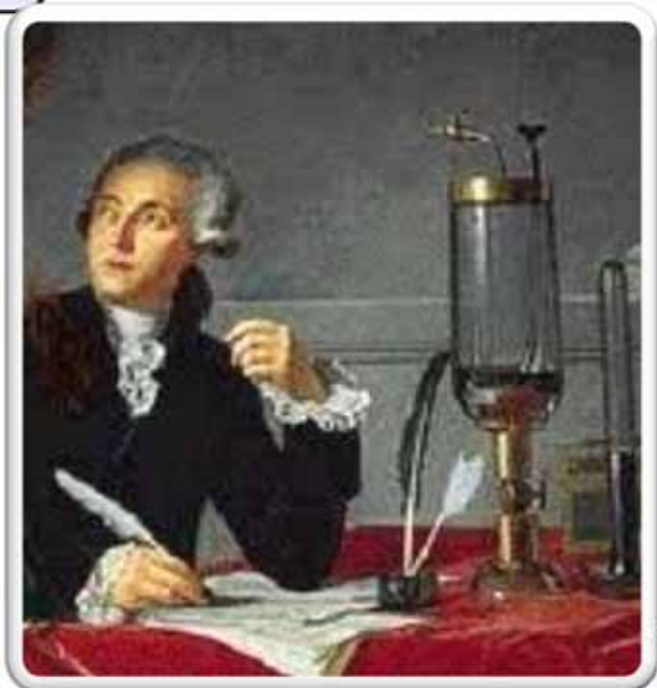
Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles.





- Puede decirse que la química nace como Ciencia a finales del siglo XVIII y principios del XIX, con la formulación por Lavoisier, Proust y Dalton, tras la **experimentación cuantitativa** de numerosos procesos químicos, de las *leyes clásicas de la química*:
 - Ley de conservación de la masa 1774, Lavoisier
 - Ley de composición definida 1799, Proust
 - Ley de las proporciones múltiples Dalton 1803-1888





Ley de conservación de la masa

1774, Lavoisier



Baking soda + vinegar $\rightarrow$ salt + water + carbon dioxide gas
3.861 g $\rightarrow$ 3.861 g

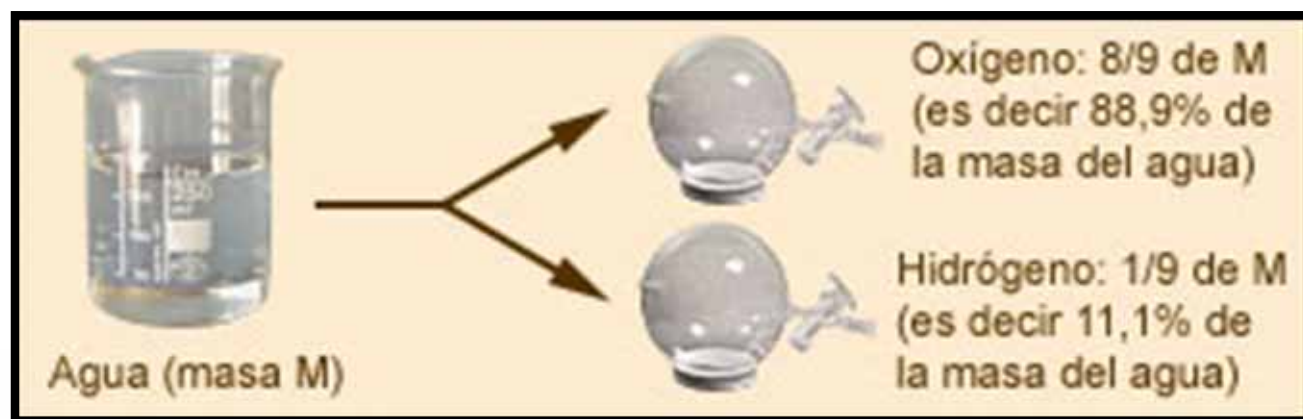


1799, Proust

Ley de composición definida

Un compuesto contiene siempre los mismos elementos en la misma proporción de masas.

Cuando dos elementos se combinan para dar un determinado compuesto lo hacen siempre en la misma relación de masas.



Siempre que tengamos estas combinaciones, obtendremos los mismos productos.





Ley de las proporciones múltiples

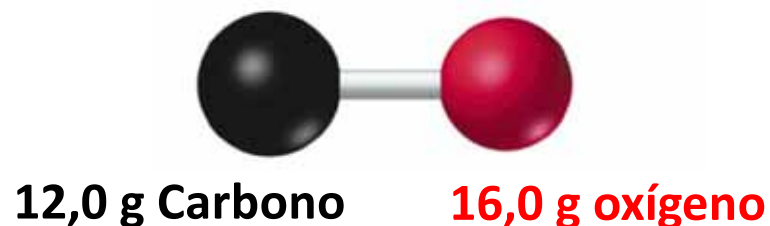
Formulada por el propio Dalton, se aplica a dos elementos que forman más de un compuesto: Establece que:

“Las masas del primer elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento, están en una relación de números enteros sencillos.”

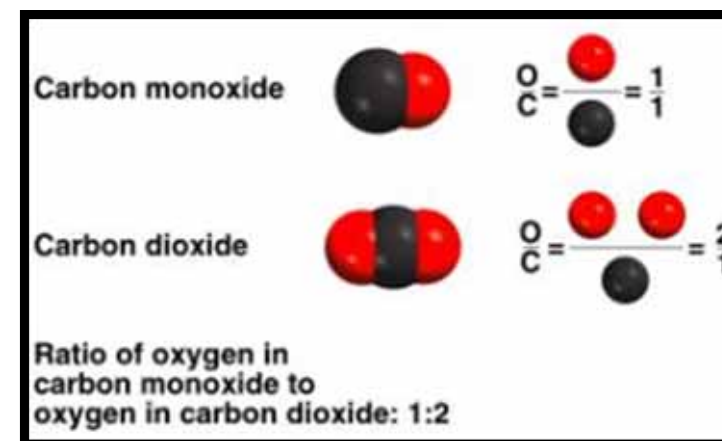


Ley de las proporciones múltiples

☆ En la formación del monóxido de carbono:



☆ En la formación del dióxido de carbono:





John Dalton (1803) → reintrodujo una teoría atómica sistemática basada en los elementos de Lavoisier.

- ◆ Los átomos son indivisibles y no se pueden crear ni destruir en una reacción química.
- ◆ Cada átomo de un elemento es exactamente igual a otro del mismo elemento y diferente de otros átomos de otros elementos.
- ◆ Cuando los átomos se combinan entre sí, lo hacen en proporciones de pequeños números enteros.



Experiencia de Thomson

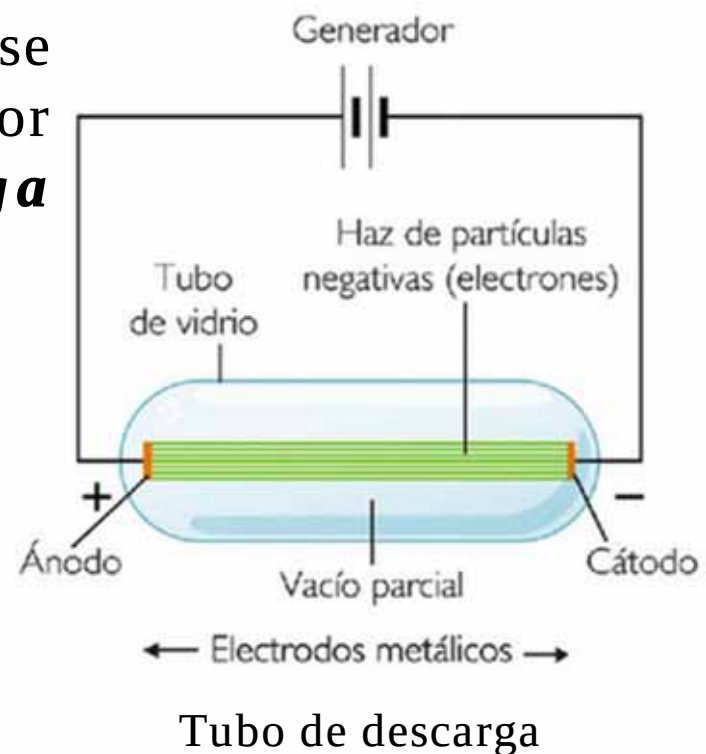


1897

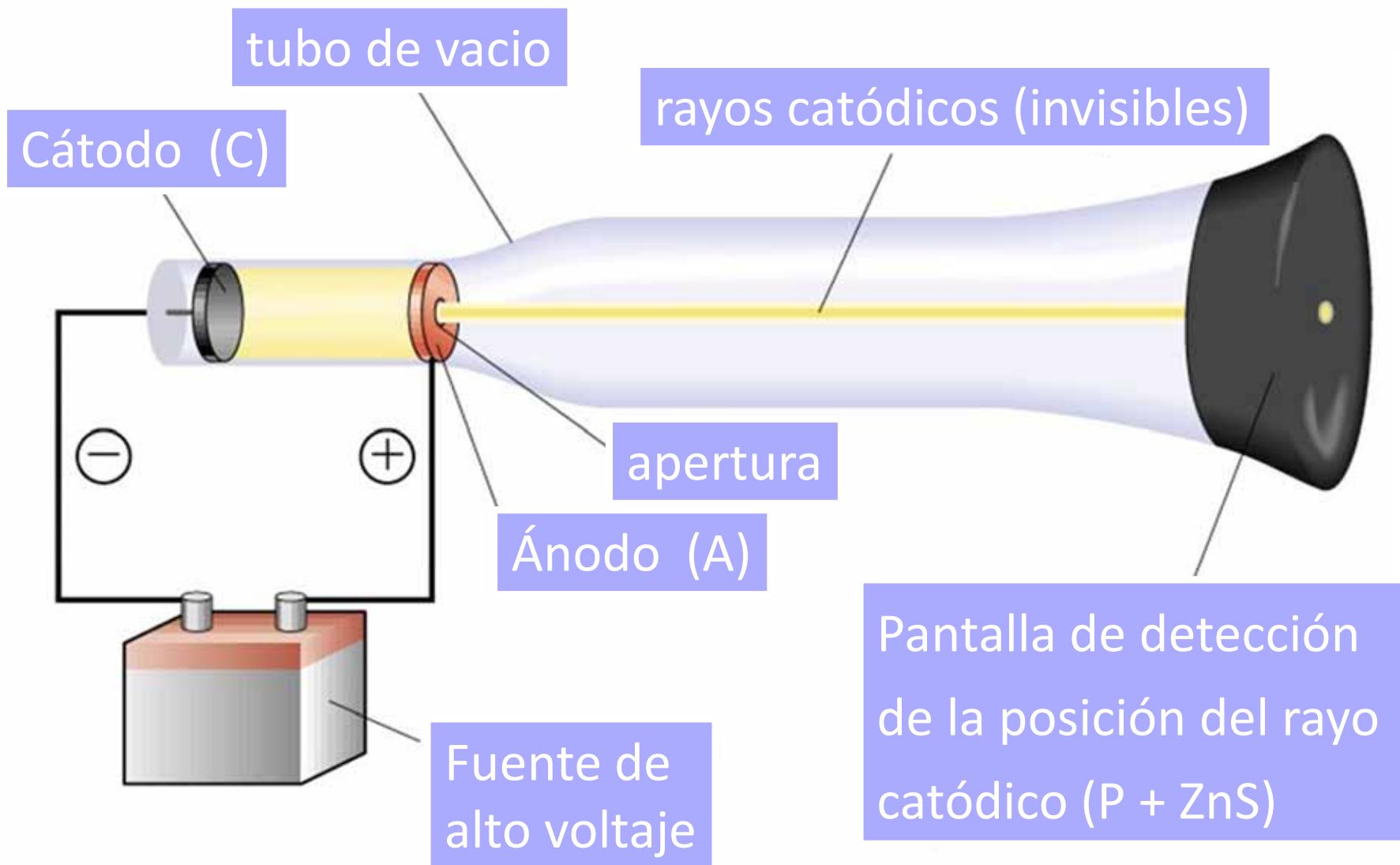
Luego de una descarga eléctrica (10.000 Volt), extrayendo gas se observa cerca del ánodo (+) una luminosidad azul verdosa.

Rayos catódicos: Radiaciones que se propagan en línea recta, constituidas por *partículas materiales dotadas de carga eléctrica negativa*.

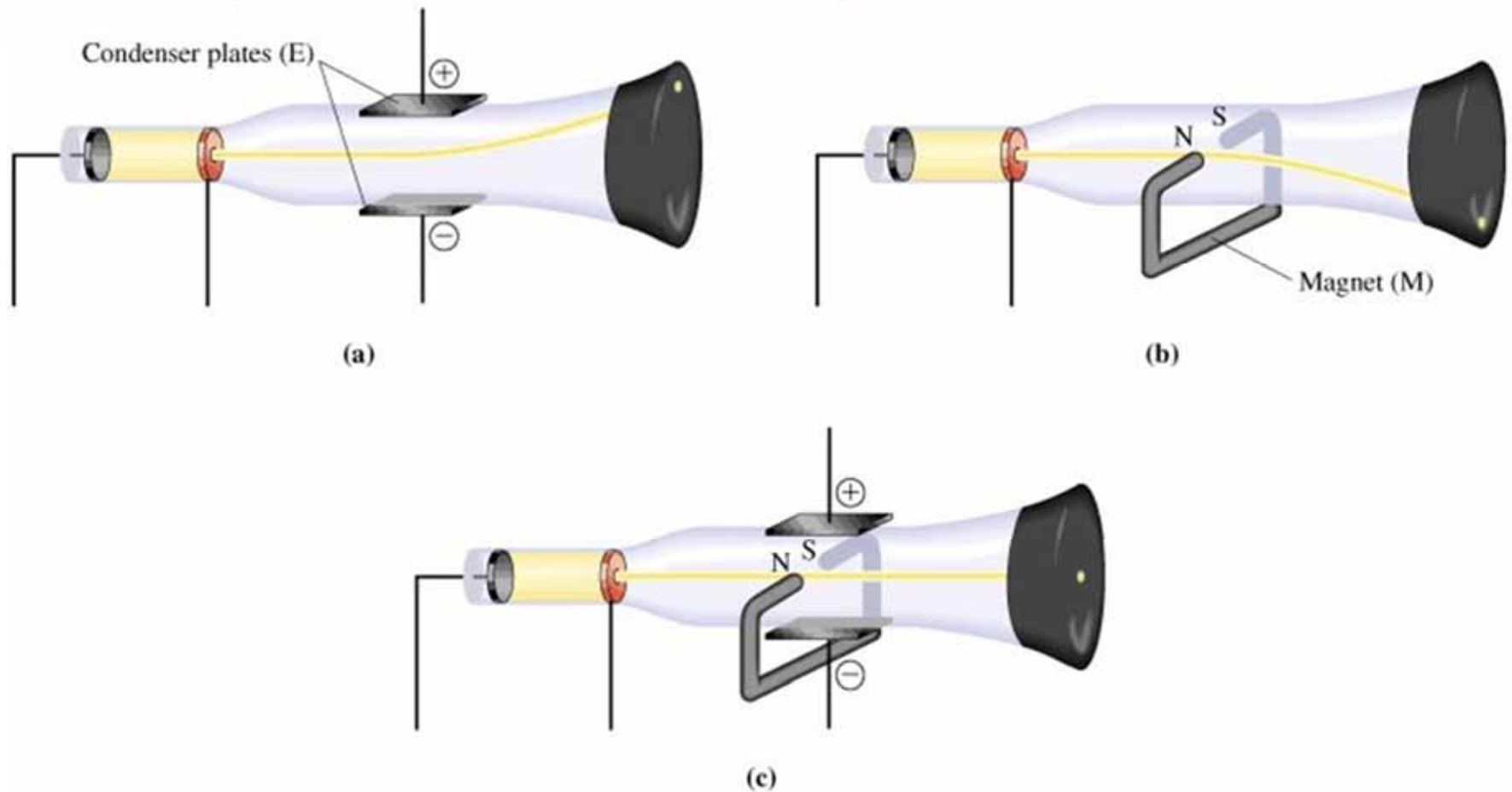
Stoney les dio el nombre de **Electrones**



Tubo de rayos catódicos



Propiedades de los rayos catódicos



$$\text{Electron } m/e = -5.6857 \times 10^{-9} \text{ g coulomb}^{-1}$$

Thomson comprobó que cualquiera sea el gas que llene el tubo, se emiten partículas idénticas con carga eléctrica negativa.

“Los electrones son constituyentes de toda clase de materia”

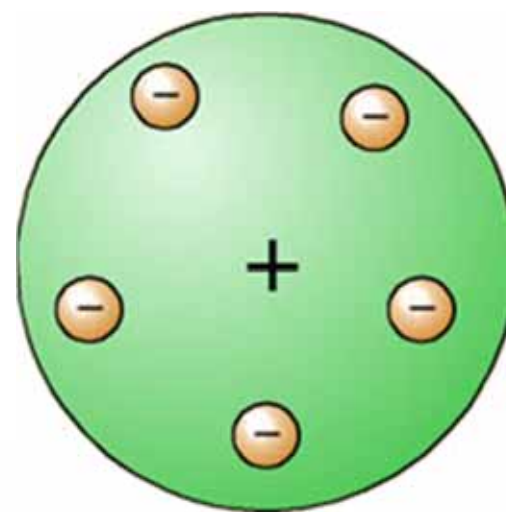
Masa del $e^- = 9,1 \cdot 10^{-28}$ gramos

Carga e^- = se denomina Unidad Elemental de Carga eléctrica
se le asigna el valor **-1**

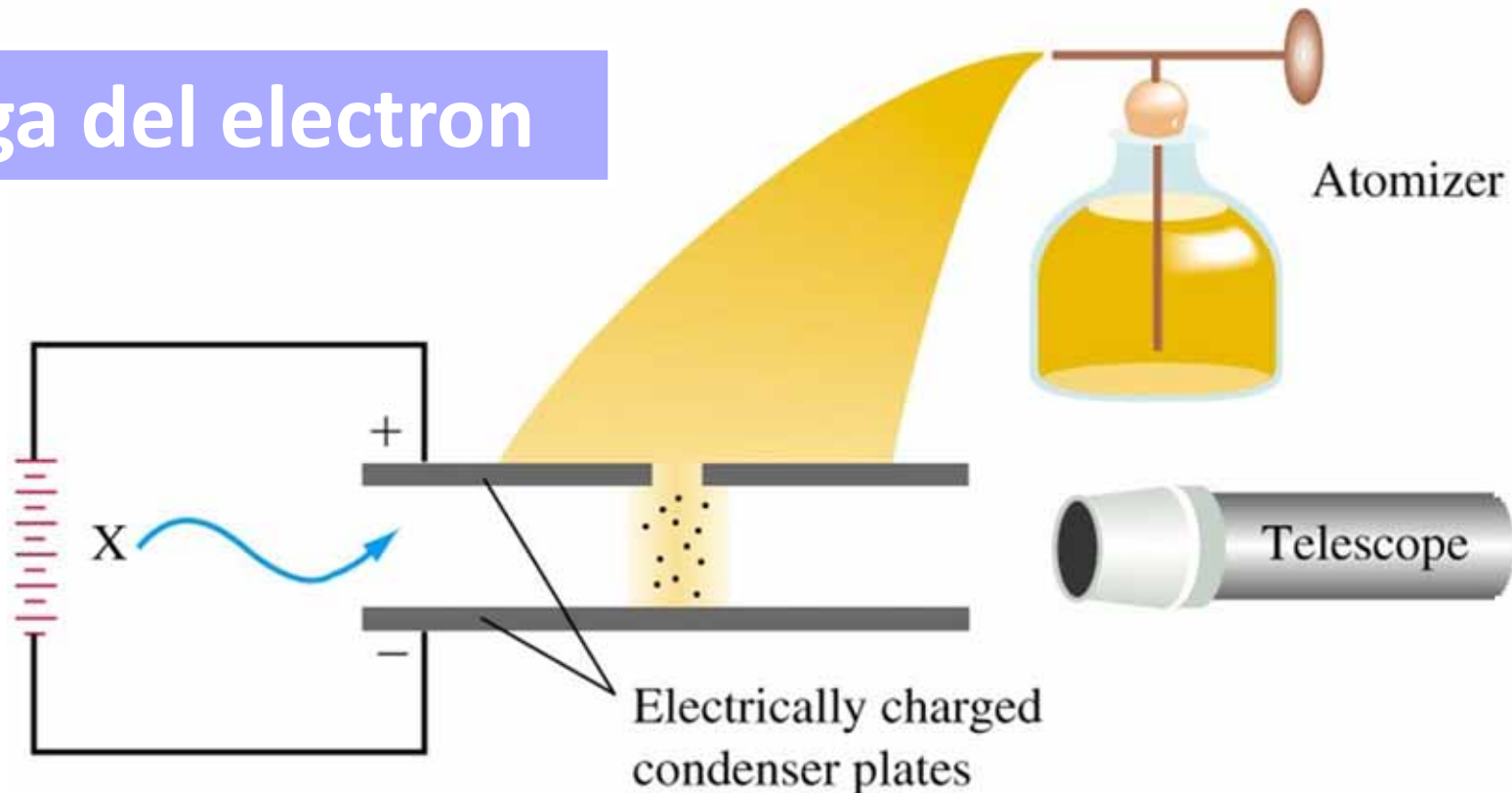
Modelo Atómico de Thomson

- El Átomo es una esfera sólida cargada uniformemente de electricidad positiva, dentro de la cual están incrustados los electrones negativos.
- El número de electrones es suficiente para neutralizar la carga.

ESTÁTICO



Carga del electron



- ☆ Robert Millikan demostró, (1906-1914), que partículas de aceite ionizadas podían suspenderse compensando el efecto de la gravedad con un campo eléctrico.
- ☆ La carga global era múltiplo de la carga electrónica de los e .

Experiencia de Goldstein

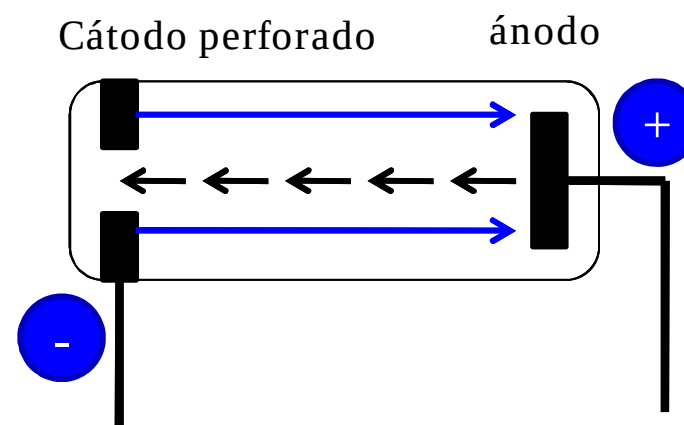


1886

Tubo de descarga con el cátodo perforado.
Se observa detrás del cátodo (-) un fino haz de luz.
Fueron denominados **Rayos Canales**.

**PROTONES**

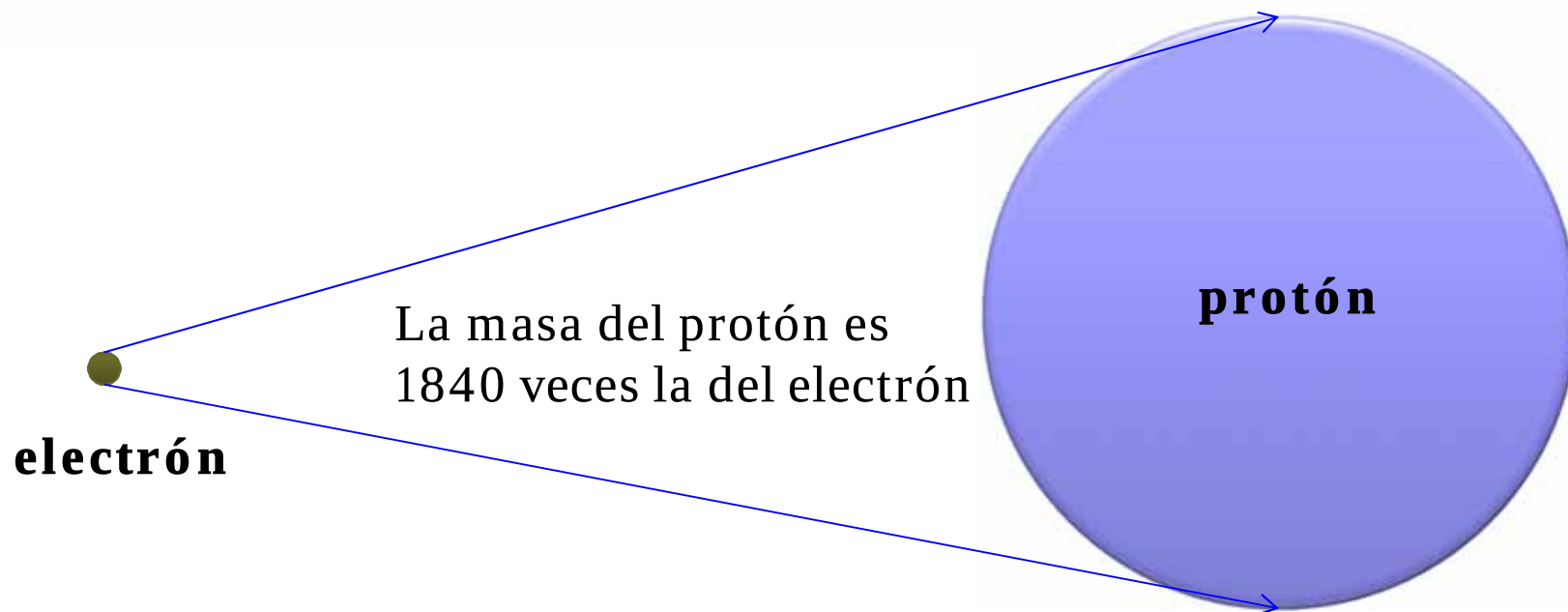
Partículas con carga eléctrica positiva



Masa del $p^+ = 1,67 \cdot 10^{-24}$ gramos

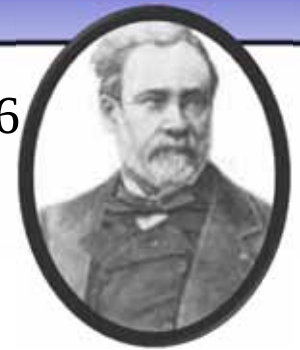
Carga p^+ = se denomina Unidad Elemental de Carga eléctrica positiva. Se le asigna el valor **+1**

RELACIÓN DE MASAS



El hecho de haberse comprobado que en los átomos existen dos clases de partículas materiales, ELECTRONES, con carga eléctrica negativa, y PROTONES, con carga eléctrica positiva, confirmó la **DIVISIBILIDAD** de los átomos y la **NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA**

1896



Henri Becquerel

De manera **IMPREVISTA** descubrió una nueva propiedad de la materia:

Compuestos de Uranio tenían la propiedad de emitir radiaciones en forma espontánea.

Primera mujer en
recibir el premio
NOBEL

Primer mujer en dar
clases en la
Universidad de Paris



Marie Curie

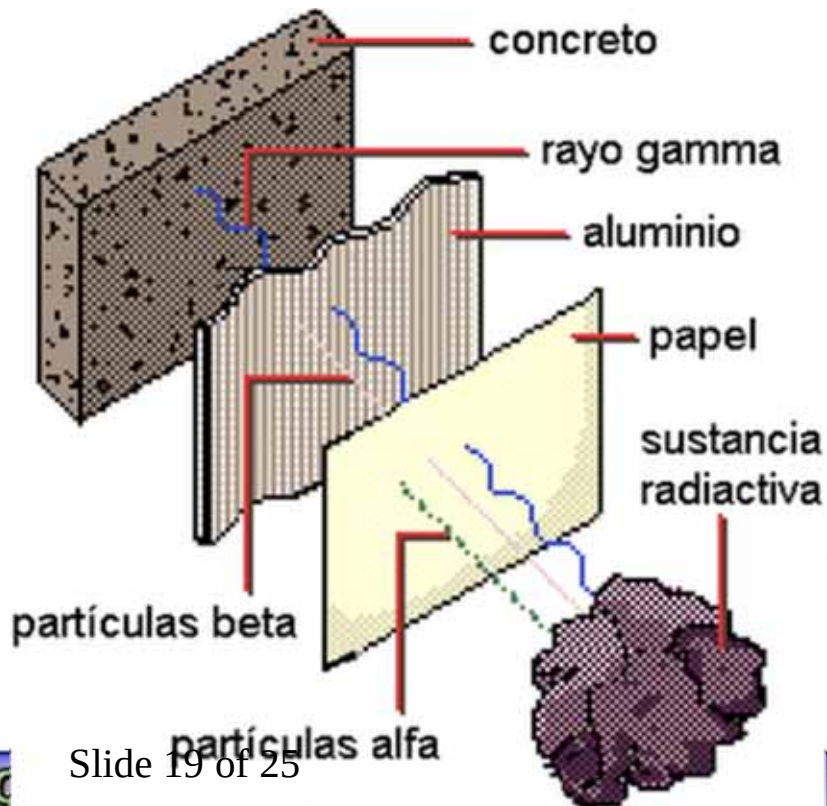
le dio el nombre de:

RADIOACTIVIDAD



Tres tipos de radiaciones

Rayos alfa	Rayos beta	Rayos gamma
•Carga eléctrica positiva •Poco penetrantes	•Electrones •Más penetrantes que los alfa	•No son partículas •No manifiestan carga eléctrica •Gran poder penetrante

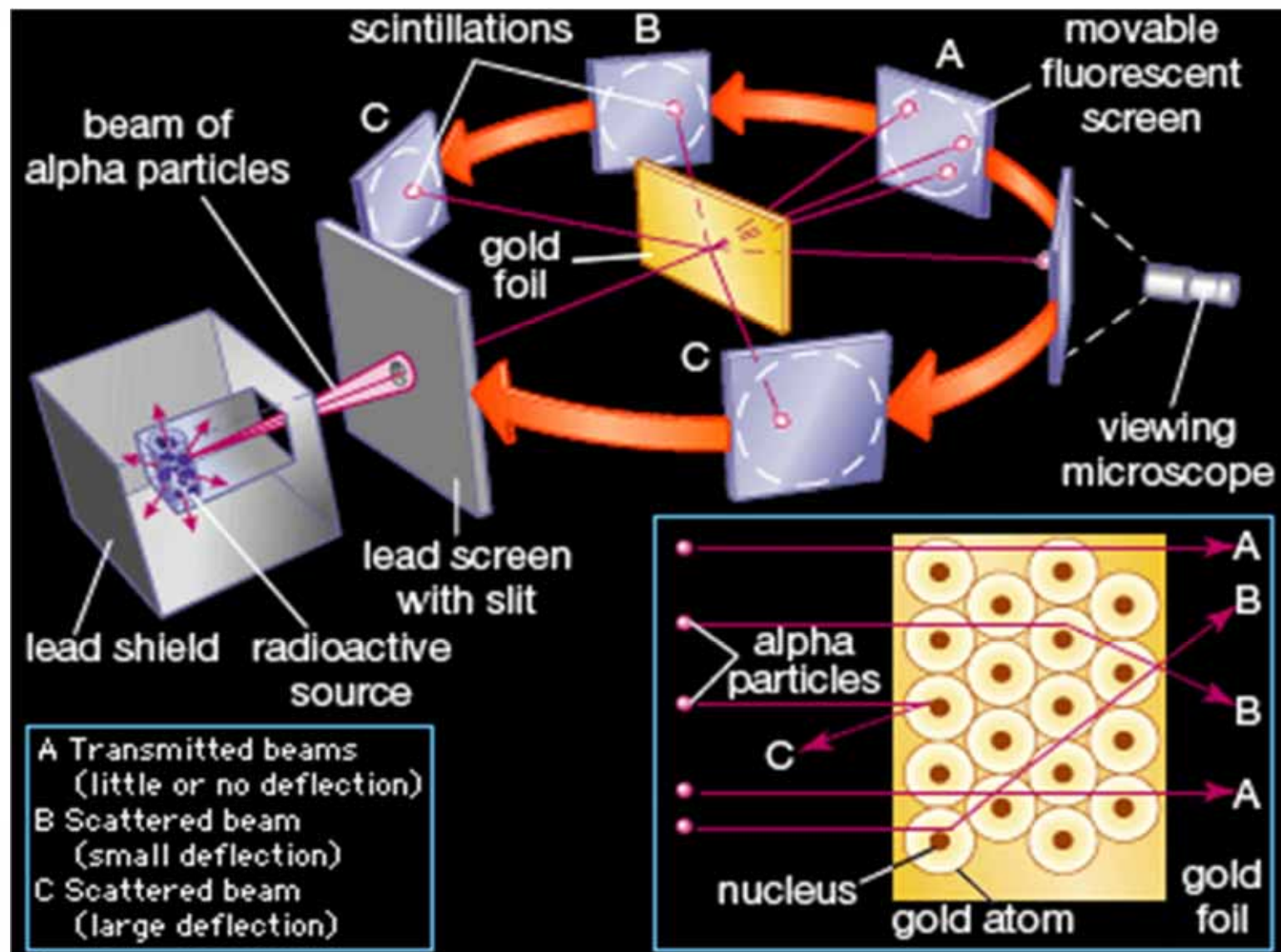


Las sustancias radiactivas NO emiten simultáneamente las tres radiaciones.

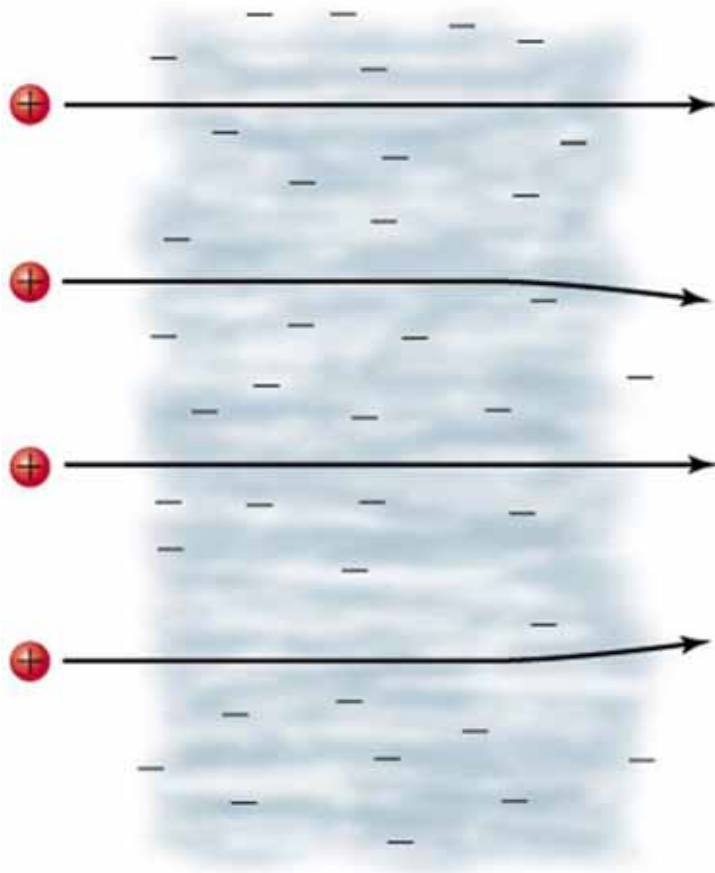
Experimento de Rutherford, 1910



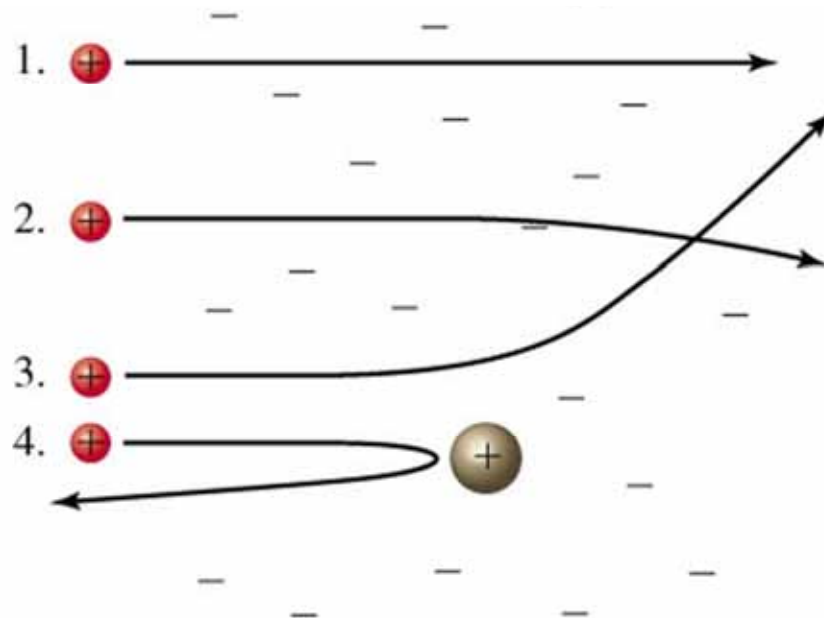
partículas α



El experimento de las partículas α



★ La mayor parte de la masa y toda la carga positiva se encuentra concentrada en una pequeña región llamada núcleo

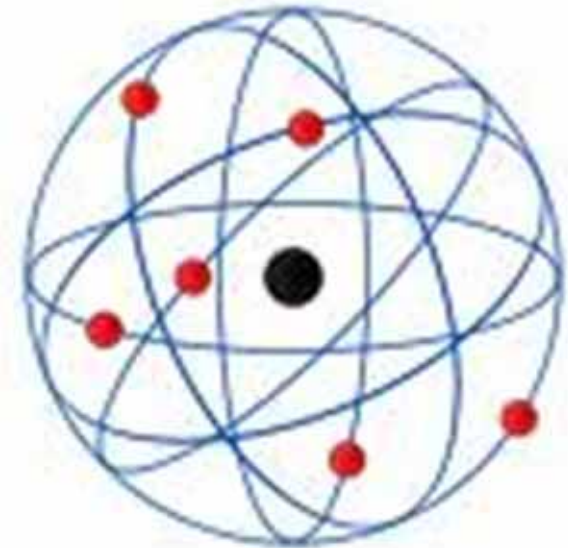


★ Fuera del núcleo hay tantos electrones como cargas positivas en el núcleo.



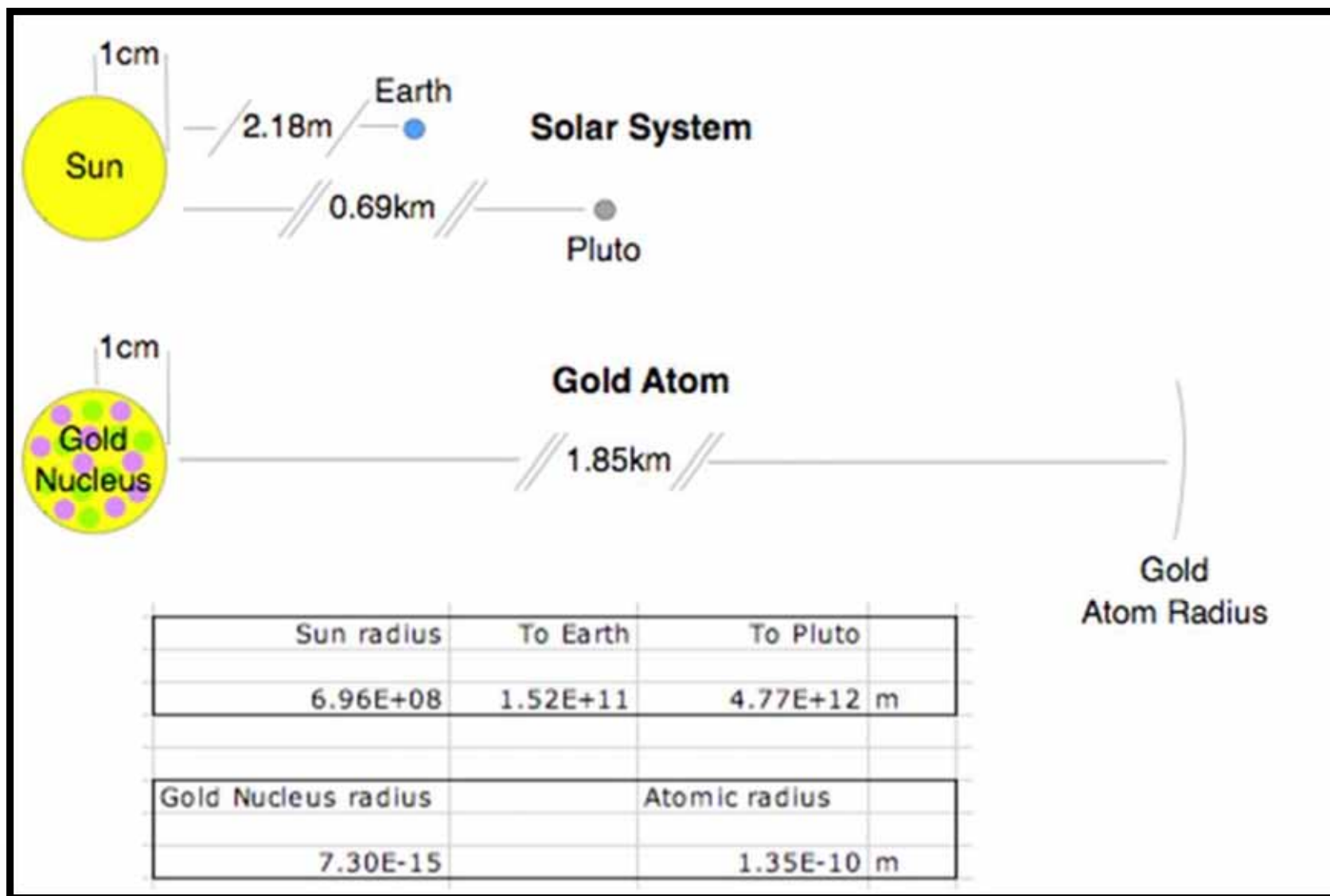
Modelo Atómico de Rutherford

- El átomo está formado por un núcleo central (+) rodeado por los electrones (-)
- El núcleo es muy pequeño con relación al diámetro total del átomo pero contiene la mayor parte de la masa.
- Los electrones giran alrededor del núcleo sin chocar con él.
- El número de electrones compensa la carga positiva del núcleo.
- Los electrones tiene una masa despreciable.



Diámetro del núcleo $\xrightarrow{10.000 \text{ veces menor}}$ diámetro del Átomo





Inconvenientes del modelo de Rutherford

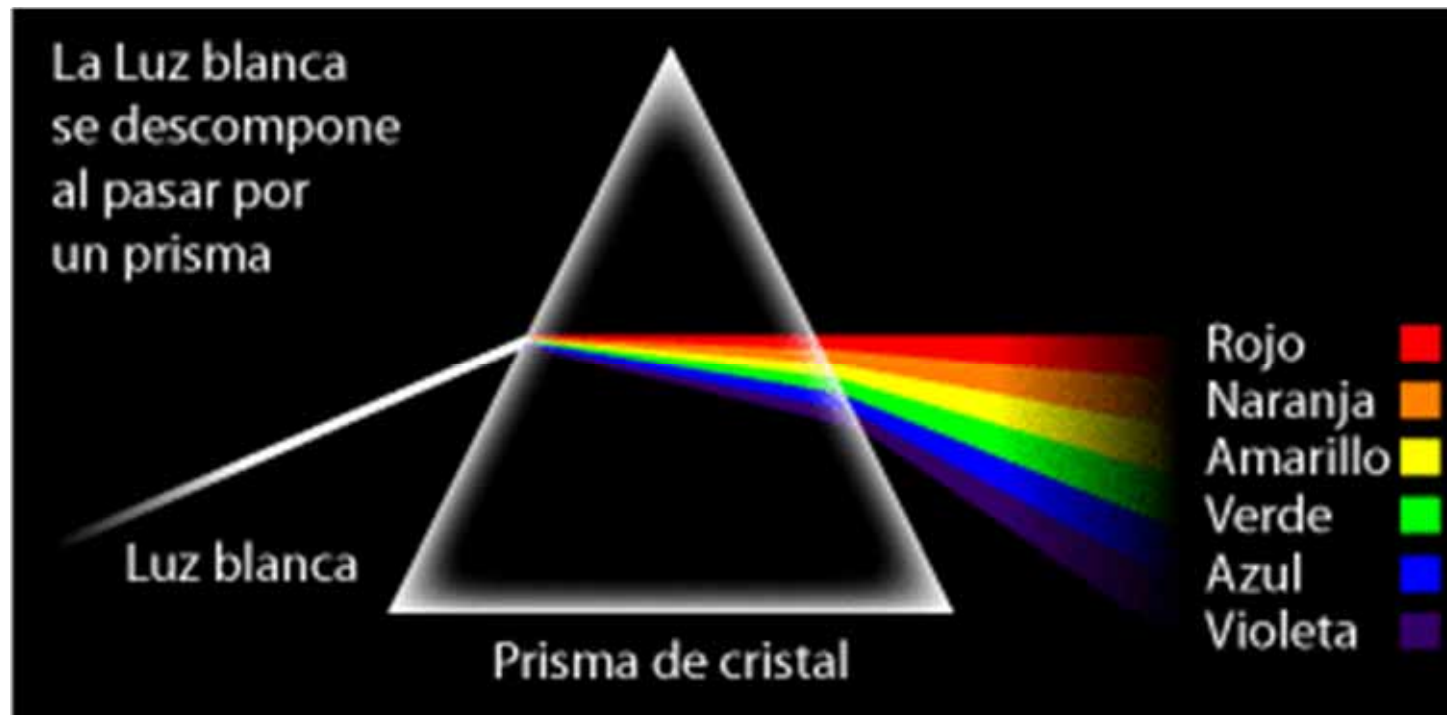
- Físicamente inestable:
 - ◆ si el electrón estaba quieto debería ser atraído por el núcleo y finalmente colapsar con el
 - ◆ si se movía orbitalmente, la teoría electromagnética predecía que iría perdiendo energía y finalmente caer.
- Incapaz de predecir los espectros atómicos
- La solución ...

Niels Bohr





Espectroscopía



La secuencia de bandas de colores se denomina ESPECTRO

El espectro formado por la luz visible es CONTINUO

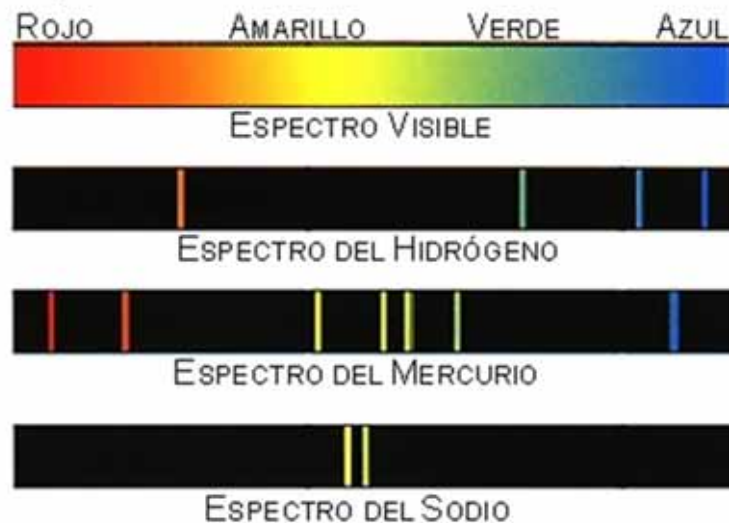


ESPECTROS ATÓMICOS

SUSTANCIAS $\xrightarrow{\text{CALOR}}$ RADIACIONES LUMINOSAS

(Mediados s. XIX) **Bunsen y Kirchhoff** investigan espectros producidos por la radiación que emiten las sustancias cuando son excitadas por el calor.

Observan que se producía un espectro formado por un conjunto de líneas muy finas de colores diferentes: **ESPECTRO DE RAYAS**



DISCONTÍNUO

Cada elemento químico origina un espectro que le es característico.

INTERPRETACIÓN DE BOHR

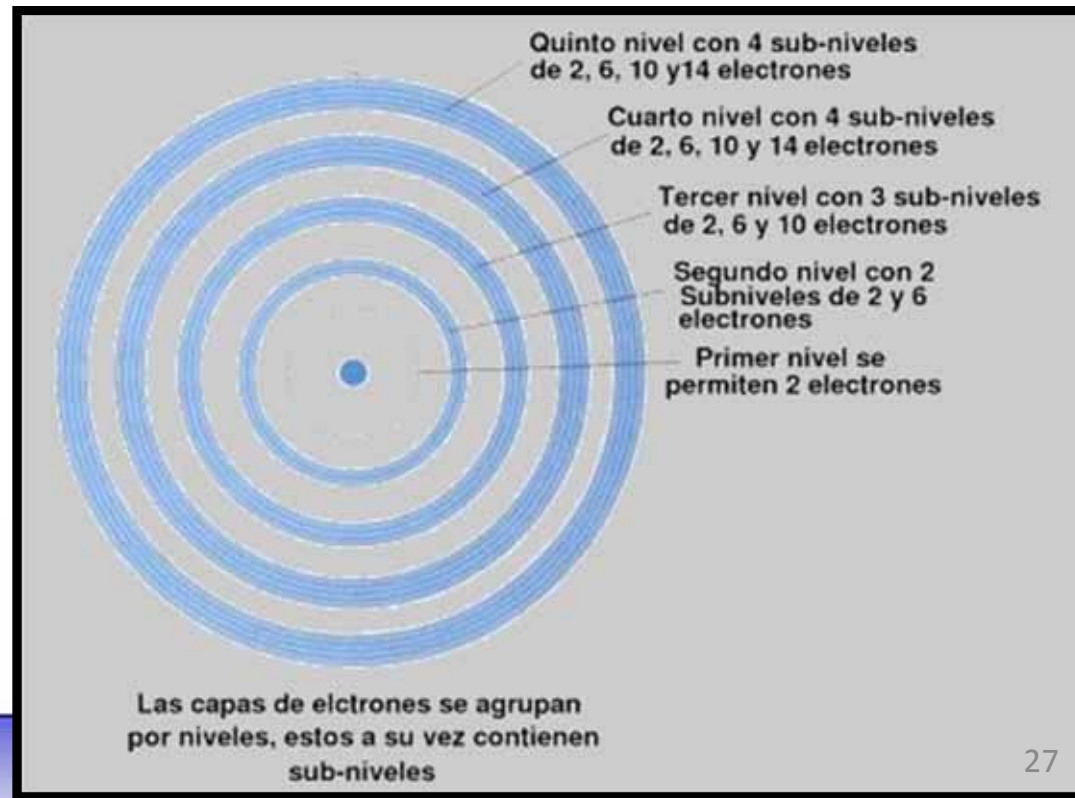
1913



La energía que radian lo átomos cuando son sometidos al calor **NO** puede tener cualquier valor.

Los electrones se encuentran distribuidos en el átomo en determinados **NIVELES DE ENERGÍA**

Bohr propone que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas o niveles de energía





MODELO DE BOHR

- Los electrones no poseen cualquier **cantidad de energía** sino valores determinados.
- Los e⁻ sólo pueden girar alrededor del núcleo positivo en determinadas órbitas denominadas **niveles de energía**.
- Cuando el electrón gira en la órbita más próxima al núcleo, se encuentra en su estado más estable (estado fundamental)
- Cuando un electrón salta de un nivel a otro inferior, pierde energía emitiendo una radiación luminosa característica. Cuando salta a un nivel superior, absorbe una cantidad definida de energía (Planck había definido como **Cuantos**)

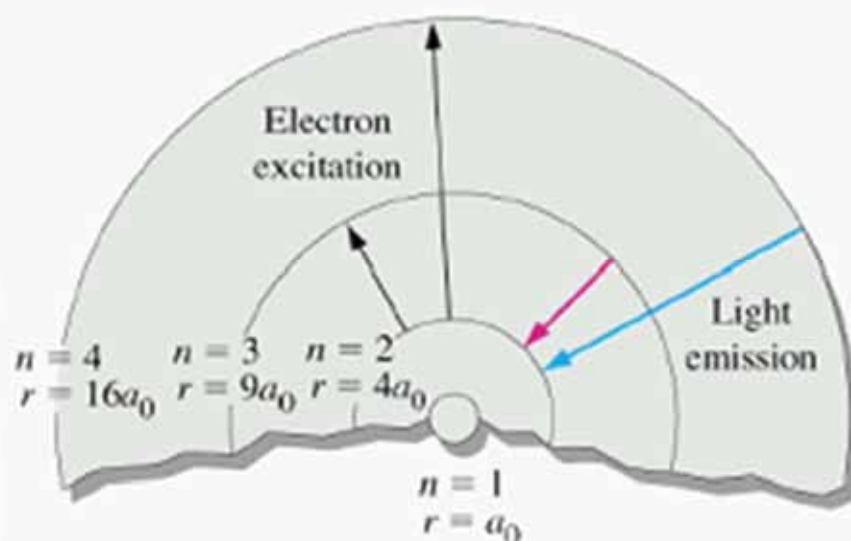
$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$



Radios atómicos y niveles de energía

$$r_n = n^2 a_0$$

$$a_0 = 0,529 \text{ \AA}$$



$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

$$R_H = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

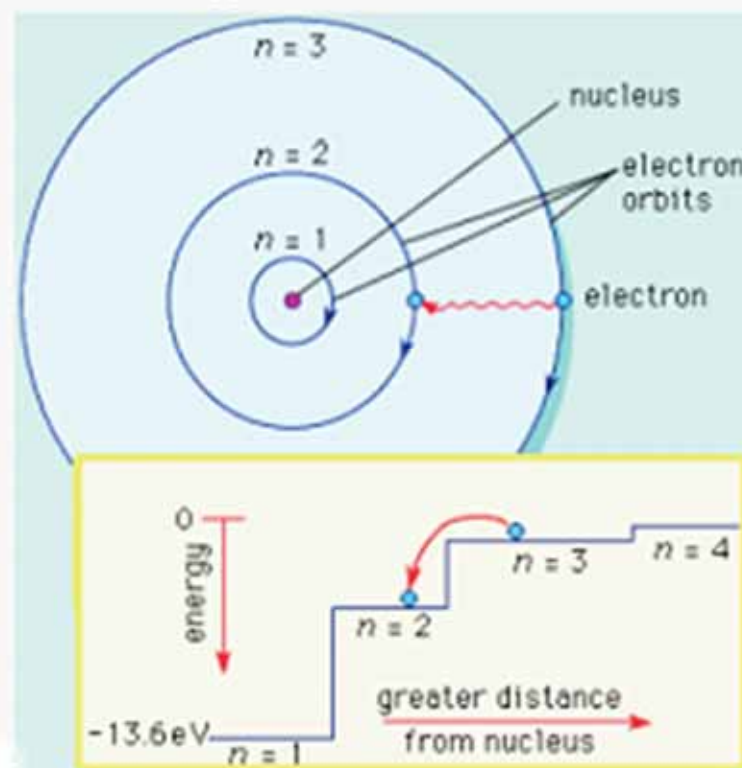
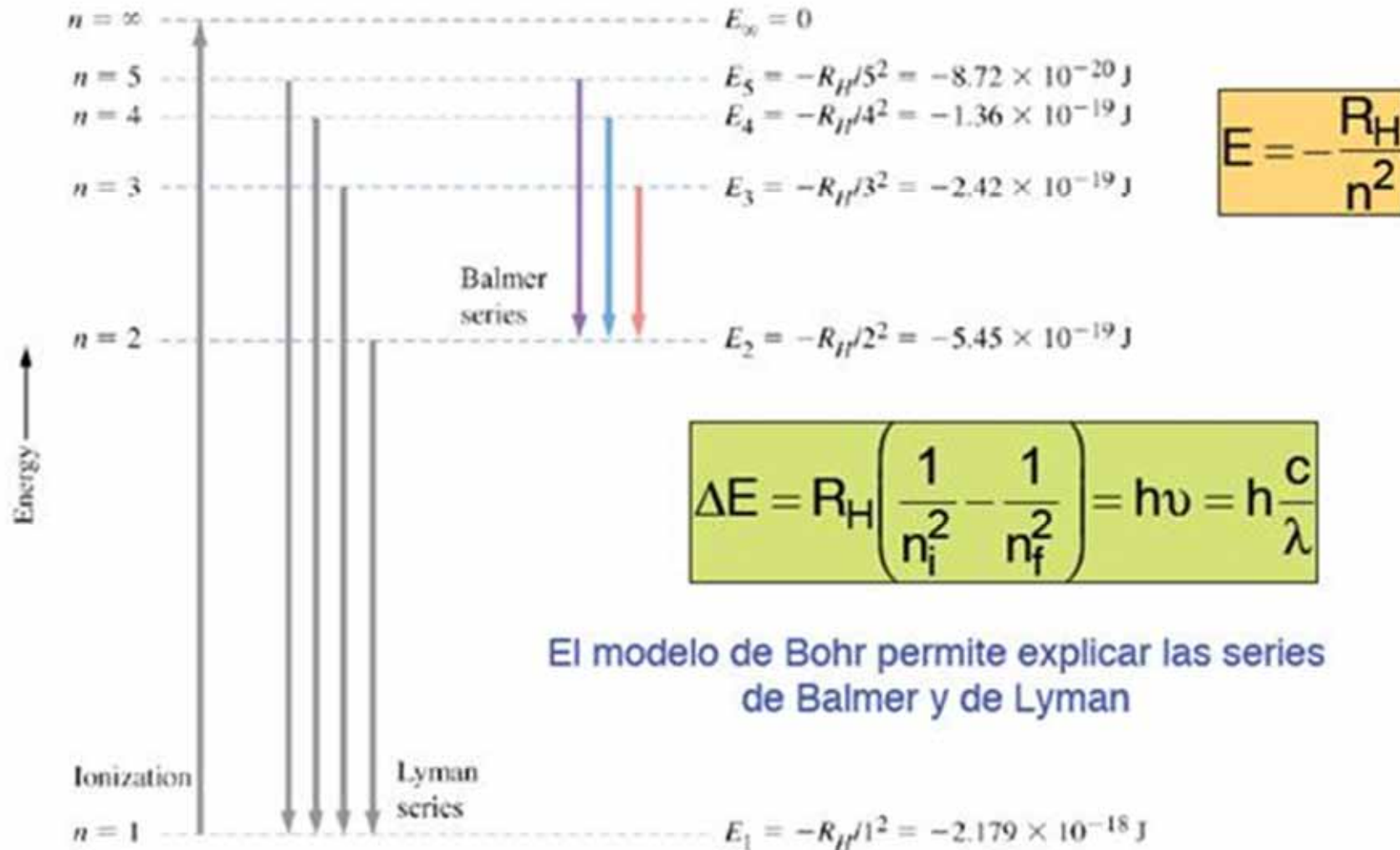


Diagrama de niveles de energía

Un electrón absorbe o emite energía al pasar de una órbita a otra:



El modelo de Bohr permite explicar las series de Balmer y de Lyman



Debilidades del modelo de Bohr

- Sólo explica el espectro de átomos hidrogenoides
- No da ninguna explicación de la formación de moléculas ni de la naturaleza del enlace formado
- Con el uso de espectrómetros mas refinados se observó que algunas líneas eran en realidad dobletes espectrales

Habría que esperar hasta el surgimiento de la mecánica cuántica (1925) para explicar todas estas debilidades (y otras)



Descubrimiento del Neutrón

1920 **Rutherford** supone que en el núcleo existía otra partícula sin carga eléctrica

1932 **James Chadwick** comprueba la existencia de esta partícula con una masa aproximada a la del protón pero eléctricamente neutra.

Masa del n= $1,67 \cdot 10^{-24}$ gramos

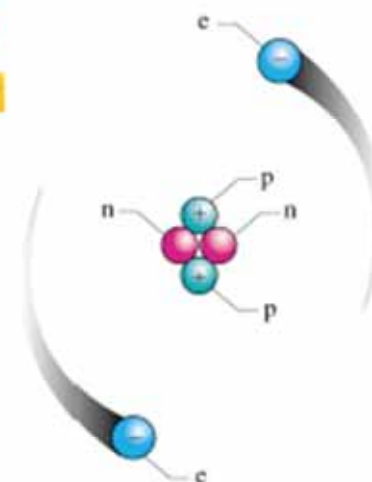
Carga n= no manifiesta carga eléctrica



Átomo nuclear. Partículas fundamentales

Diámetro atómico $\sim 10^{-8}$ cm (1Å)

Diámetro nuclear $\sim 10^{-13}$ cm



Partículas subatómicas

	Electrón	Protón	Neutrón
Designación	e^- , e , β^-	p^+ , p , P , H^+	n , N
Masa (uma)	0,0005486	1,00757	1,0087
Masa (SI)	$9,109 \times 10^{-28}$	$1,673 \times 10^{-24}$	$1,675 \times 10^{-24}$
Carga	-1	+1	0
Carga (SI)	$-1,602 \times 10^{-19}$	$1,602 \times 10^{-19}$	0
Espín	1/2	1/2	1/2
Vida media	estable	estable	12 min





número atómico: **Z** → protones

número neutrónico: **N**

número másico: **A = Z + N** → protones + neutrones

Isótopos, igual Z diferente A

^1H : protio

^2H : deuterio

^3H : tritio

