



Universidad de Cantabria
Departamento CITIMAC



Estructura de la Materia

Dr. Imanol de Pedro del Valle



CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE LA CLASE

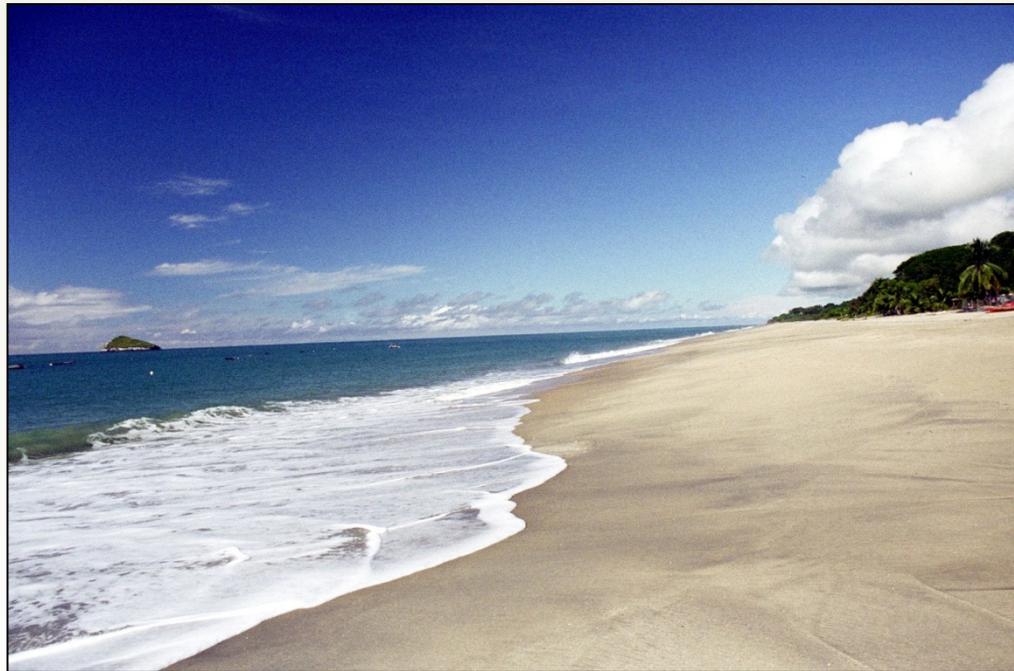
Los Modelos atómicos. Las Partículas elementales. Configuración electrónica.

Conceptos previos

- **Masa:** cantidad de materia que posee un cuerpo. Se mide en Kg (kilogramos), g (gramos), miligramos (mg).
- **Volumen:** es la cantidad de espacio que ocupa la materia que compone un cuerpo. Se mide en metros cúbicos (m^3), centímetros cúbicos (cm^3) ...

Estructura de la materia

Si miras desde lejos una playa verás su superficie lisa y uniforme. Si te acercas y logras tomar contacto con ella te darás cuenta de que está constituida por una cantidad casi infinita de pequeñas partículas, los granos de arena.



Estructura de la materia

De forma similar, toda la materia está constituida por partículas muy pequeñas que a simple vista no podemos ver. Solamente logramos observar una gran agrupación de ellas, que da forma a los cuerpos que nos rodean.

El modelo corpuscular de la materia

Podemos definir este modelo en **2 grandes puntos**:

- 1.- Toda la materia, y sus diferentes estados, está formada de pequeñas partículas que se agrupan de diferentes maneras (enlaces químicos)**
- 2.-Entre partícula y partícula existe vacío.**

Estructura de la materia

Naturaleza eléctrica de la materia

Otra propiedad de la materia, es la naturaleza eléctrica que posee. Esta propiedad es conocida desde la antigüedad, los griegos le asignaron la palabra electricidad, que deriva de electrón

Las cargas eléctricas

La mayoría de los cuerpos adquieren carga eléctrica al ser frotados.

Como consecuencia de eso manifiestan fuerzas de atracción o de repulsión, que se establecen al interactuar con otros cuerpos con carga eléctrica.

Estructura de la materia

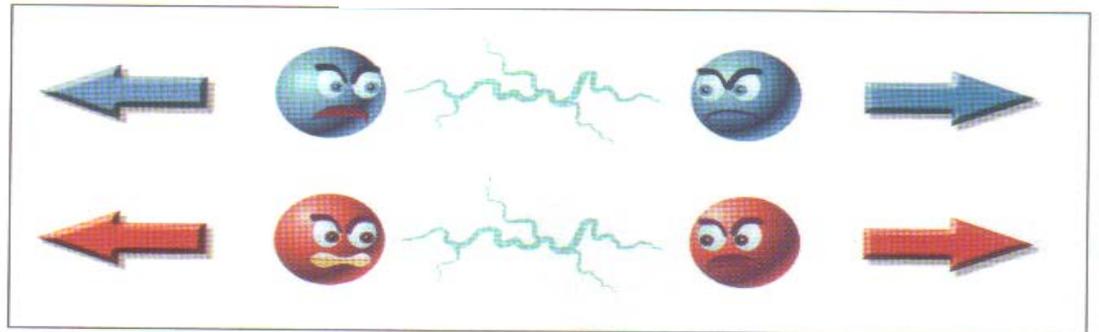
De común acuerdo, los científicos han asignado **carga positiva (+)** y **negativa (-)** a los cuerpos electrizados. Además, se ha comprobado experimentalmente que cuando los cuerpos se electrizan con **cargas de diferente signo se atraen**; cuando se electrizan con **cargas de igual signo se repelen**.

Estas fuerzas de atracción y repulsión se conocen como **fuerzas electrostáticas**.

Las cargas eléctricas



Cargas de signo contrario



Cargas del mismo signo

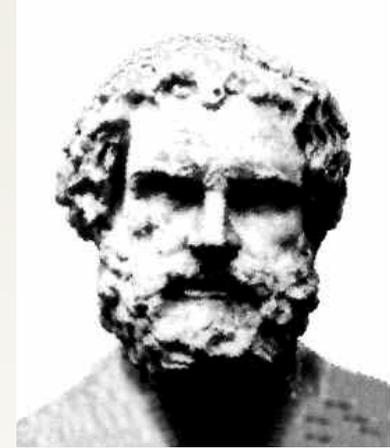
EVOLUCIÓN

DE LOS

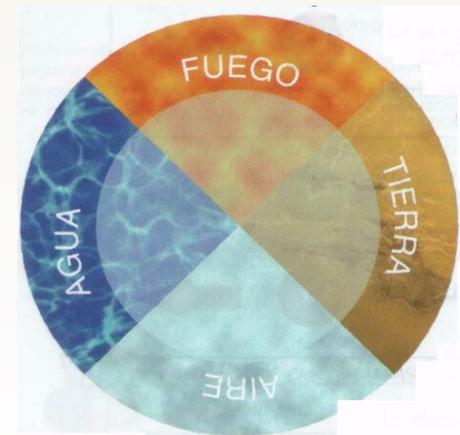
MODELOS ATÓMICOS

Creando un modelo de átomo

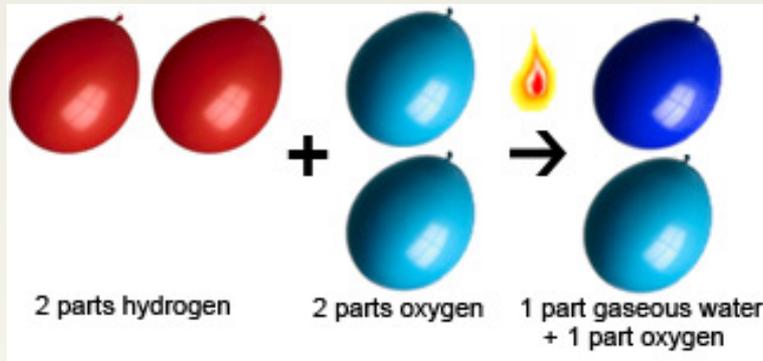
En el **siglo V a. C** el filósofo y sabio griego **Demócrito** postulo que la **materia estaba compuesta por unas partículas diminutas e indivisibles a las que denominó átomos**, palabra que deriva del griego y **significa "sin división"**.



Otros filósofos planteaban que la materia estaba compuesta por la combinación de 4 elementos: tierra, agua, aire y fuego.



Leyes de las reacciones químicas



Al empezar a estudiarse (finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX) con rigor científico las masas y volúmenes de las sustancias que aparecen en reacciones químicas, los químicos establecen unas leyes



Boyle



Lavoisier



Proust



Gay-Lussac

Modelo atómico de Dalton



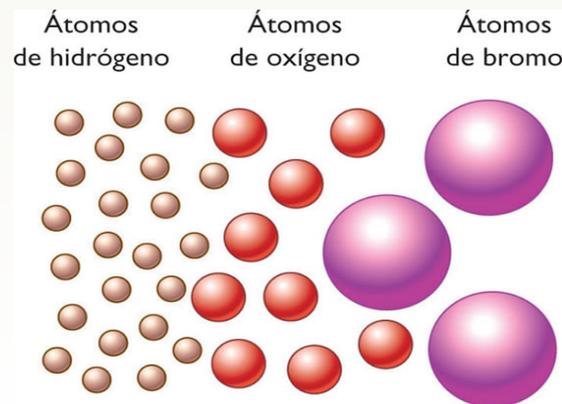
En 1805, el científico inglés John Dalton plantea que la materia está constituida por átomos y **propone la teoría atómica de la materia**.

Dalton presenta su siguiente teoría acerca del átomo:

- 1.El **átomo es la mínima porción de materia que no puede dividirse** por ningún proceso conocido.
- 2.Los átomos de un mismo elemento **son iguales tanto en masa, tamaño como en sus demás propiedades**.
- 3.Los **átomos de elementos diferentes** son también **diferentes** en todas sus **propiedades**.
- 4.Los átomos **se combinan entre sí en relaciones enteras sencillas** para formar compuestos; éstos no se crean ni se destruyen

Para Dalton:

Los átomos son partículas indivisibles



Pero.....



¿Cómo se puede explicar con los átomos fenómenos eléctricos y radiactivos?

La respuesta es:

El átomo debe tener partes más pequeñas. El átomo debe estar formada por subpartículas

Estructura de la materia

Alrededor de **1850** comenzaron una serie de **investigaciones** que se extendieron hasta el siglo XX y **demonstraron que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas en su estructura interna**. A estas partículas más pequeñas se les llamó **partículas subatómicas**.



En esta foto de la conferencia Solvay (noviembre 1911) podemos encontrar algunos de los científicos más importantes del siglo XX: Marie Curie, Bohr, Planck, Rutherford, Albert Einstein....)

Los científicos de finales del siglo XIX y principios del XX se dedicaron a averiguar cómo eran los átomos y qué partículas lo formaban. Esta tarea es bien compleja porque ¡¡ un átomo no podía verse!!

Estructura de la materia

Descubrimiento del **electrón**.

Electrón y modelo atómico de Thomson

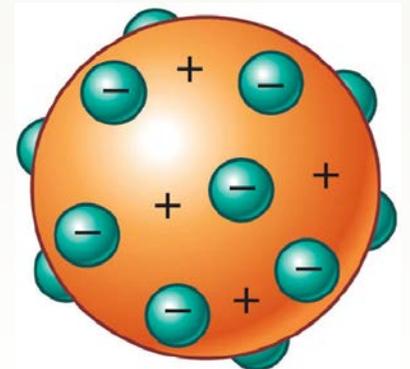


En 1897, **J. J. Thomson** (1856 - 1940), realizó una serie de **experimentos con tubos de descarga eléctrica en gases**, con lo cual **logró identificar la primera partícula subatómica**, a la que denominó **electrón**.

Los **electrones** son **partículas subatómicas de carga negativa** que forman parte de todos los átomos.

Según esta concepción, el átomo es una esfera de carga positiva uniforme con los electrones incrustados, inmóviles y en cantidad suficiente para mantener la neutralidad eléctrica.

El átomo ya no es tan “indivisible” como creía Dalton



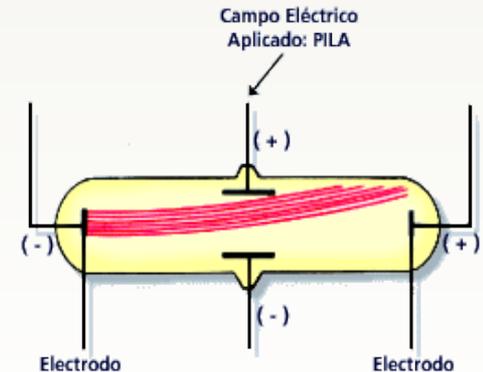
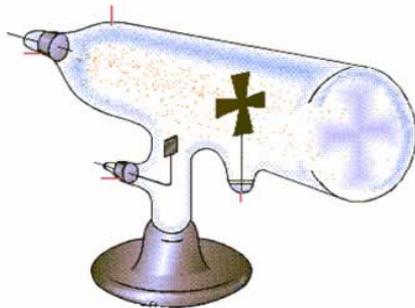
Descubriendo el electrón

En un tubo de vacío que contiene un gas a baja presión, al aplicar una corriente eléctrica, aparece una “luminiscencia” que llamaremos

RAYOS CATÓDICOS



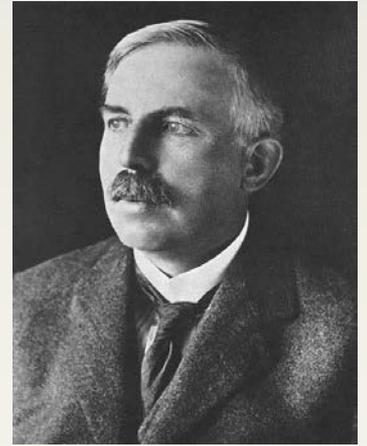
1. Los rayos catódicos se desplazan en línea recta, pero si se aplica un campo eléctrico se desvían, porque tienen carga “negativa”.
2. También se demostró que los rayos catódicos están formados por partículas que tienen masa



Estructura de la materia

Descubrimiento del núcleo atómico.

Experimento de Rutherford

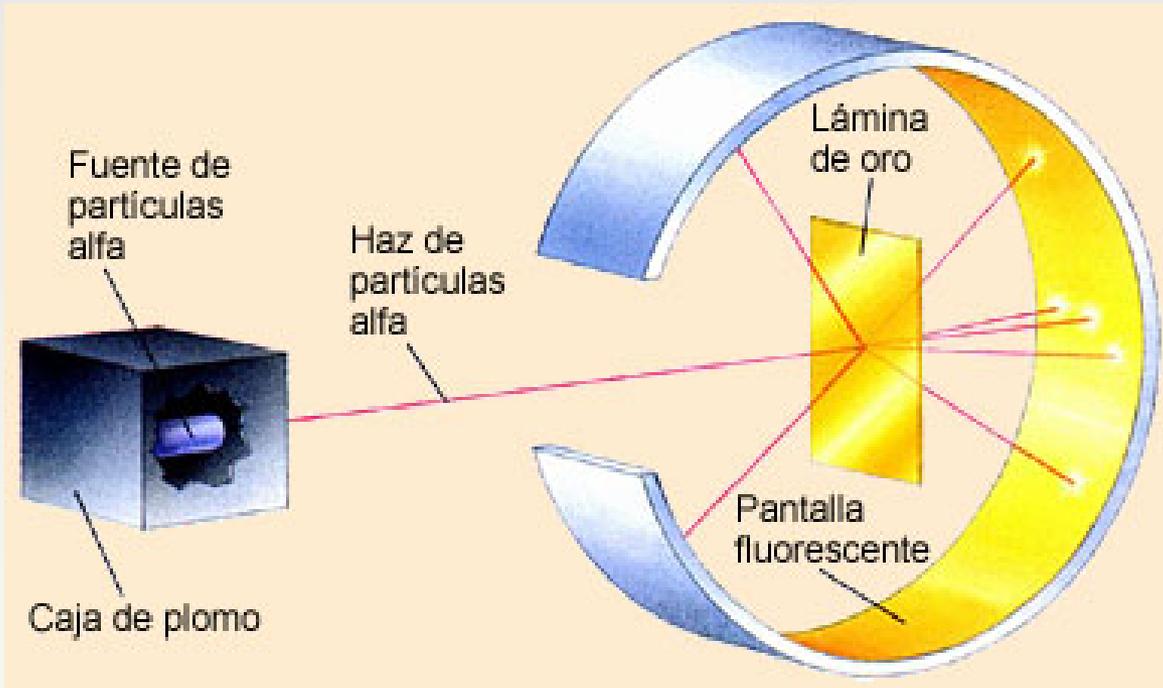


Ernest Rutherford en 1911 se hizo la siguiente pregunta:

¿Será el átomo denso y macizo como el plomo?.....



**.....¿O será “hueco”
como la paja?**



EXPERIENCIA DE RUTHERFORD

Rutherford eligió **partículas alfa (núcleos de helio)** como proyectiles y una **lámina de átomos de oro** como barrera

La **mayor parte de los proyectiles (núcleos de helio)** atravesaban la lámina como si ésta estuviese totalmente hueca

Pero **otros núcleos de helio se desviaban ligeramente y algunos fuertemente**, como si chocase con algo muy denso.

Es decir los átomos no son ni densos como el plomo ni huecos como la paja.

Los átomos deben tener una pequeña zona donde la masa está muy concentrada (**NÚCLEO**)

La mayor parte del átomo lo ocupa una zona casi vacía (**CORTEZA**) donde estarían los electrones

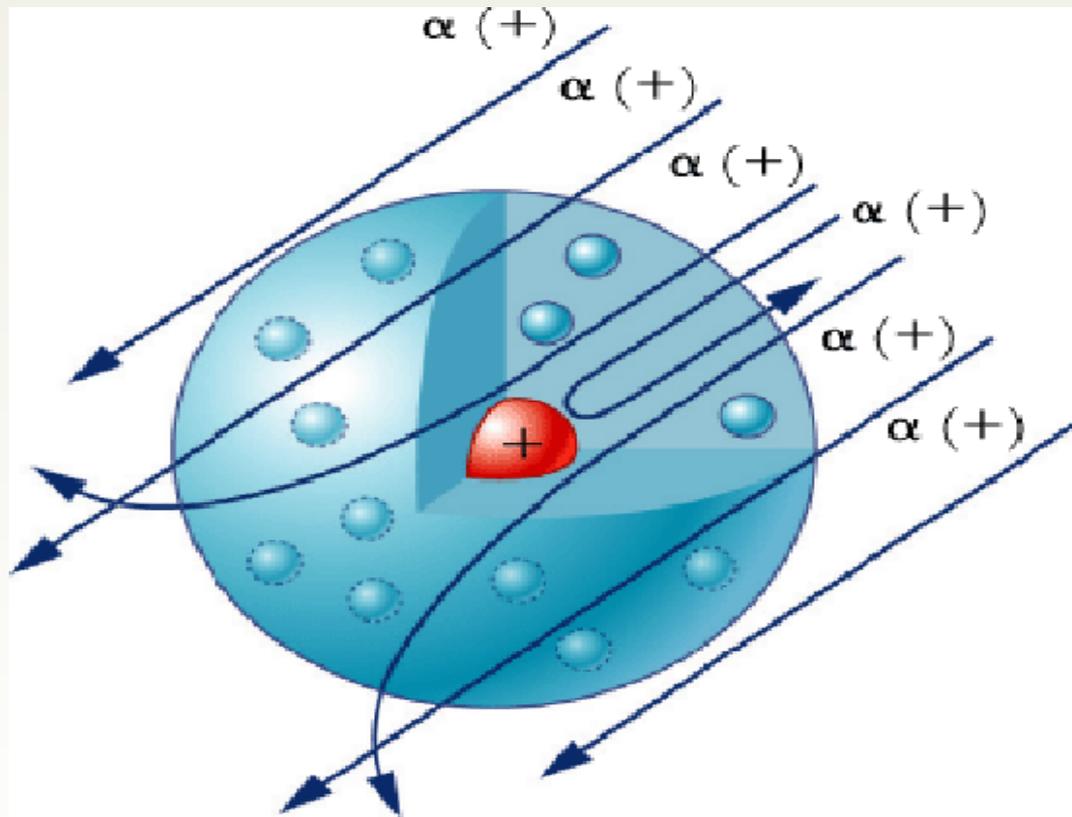
Estructura de la materia

Analicemos los resultados experimentales.

- ¿Por qué la mayoría de las partículas alfa atraviesan la lámina sin desviarse?
- ¿Por qué algunas partículas experimentan ligueras desviaciones al atravesar la lámina?
- ¿Por qué sólo algunas pocas partículas rebotan en el metal y se desvían fuertemente?
- ¿Cómo se interpretan estos resultados en función de un modelo de átomo?

Estructura de la materia

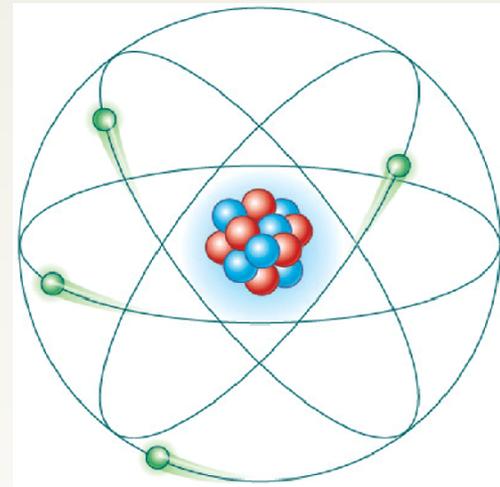
Modelo obtenido.



Modelo atómico de Rutherford



Si los átomos fuesen del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como un guisante



MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Los electrones giran alrededor del núcleo.

En el centro del átomo está el núcleo atómico, un punto de pequeñas dimensiones donde se concentra la masa.

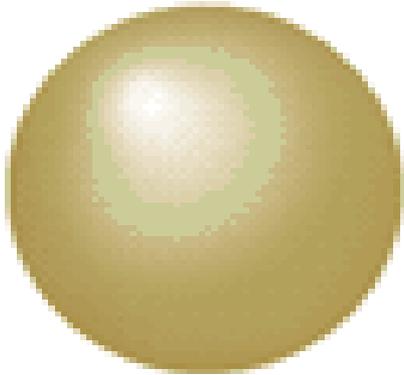
Según este modelo, el átomo está formado por un **núcleo** diminuto con carga positiva, que contiene prácticamente toda la masa. El resto del volumen atómico está prácticamente vacío y en él **giran los electrones a grandes distancias del núcleo**, constituyendo la **corteza del átomo**.

Modelo atómico de Rutherford

Consecuencias del modelo

- En el modelo de Rutherford el **núcleo está constituido por partículas de carga positiva, llamadas protones.**
- Además de tener **carga positiva**, los protones tienen una **masa muy superior a la de los electrones.**
- Como **los átomos son eléctricamente neutros**, el **número de electrones en la corteza debe coincidir con el número de protones en el núcleo.**

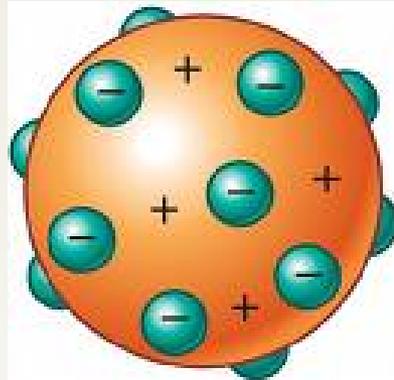
ÁTOMO DE DALTON (bola)



Explica las leyes ponderales de la Química

No explica las propiedades eléctricas de la materia ni la existencia de electrones

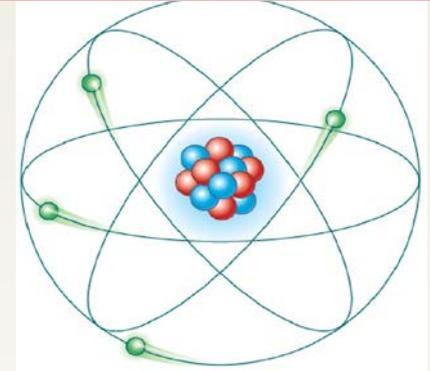
ÁTOMO DE THOMSON (pudding de pasas)



Explica las propiedades eléctricas de la materia y la presencia de electrones

No explica la existencia de otras partículas (protones y neutrones)

ÁTOMO DE RUTHERFORD (sistema solar)



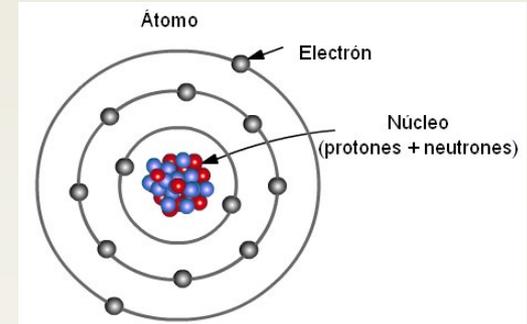
Explica la existencia de protones y neutrones y los resultados de la experiencia de Rutherford

No explica los espectros de emisión/absorción de los diferentes elementos

Consecuencias del Modelo:

PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Partícula	Carga	Masa
PROTÓN p^+	+1 unidad electrostática de carga = $1,6 \cdot 10^{-19}$ C	1 unidad atómica de masa (u.m.a.) = $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg
NEUTRON n	0 no tiene carga eléctrica, es neutro	1 unidad atómica de masa (u.m.a.) = $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg
ELECTRÓN N e^-	-1 unidad electrostática de carga = $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C	Muy pequeña y por tanto despreciable comparada con la de p^+ y n



1_0n

1_1p

${}^0_{-1}e$

NÚCLEO = Zona central del átomo donde se encuentran protones y neutrones

CORTEZA = Zona que envuelve al núcleo donde se encuentran moviéndose los electrones

Los protones y neutrones determinan la masa de los átomos y los electrones son los responsables de las propiedades químicas.

NÚMERO ATÓMICO (Z) al número de protones que tiene un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo está neutro. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones, por lo tanto, tienen el mismo número atómico.

NÚMERO MÁSIKO (A) a la suma de los protones y los neutrones que tiene un átomo.

ISÓTOPOS a átomos de un mismo elemento que se diferencian en el número de neutrones. Tienen por tanto el mismo número atómico(Z) pero diferente número másico(A).

Un átomo se representa por:

- Su símbolo = una letra mayúscula o dos letras, la primera mayúscula que derivan de su nombre. Ca , H , Li, S, He....
- Su número atómico (Z) que se escribe abajo a la izquierda.

Su número másico (A) que se escribe arriba a la izquierda.



IONES a átomos o grupos de átomos que poseen carga eléctrica porque han ganado o perdido electrones. Pueden ser:

CATIONES si poseen carga positiva y, por tanto, se han perdido electrones.

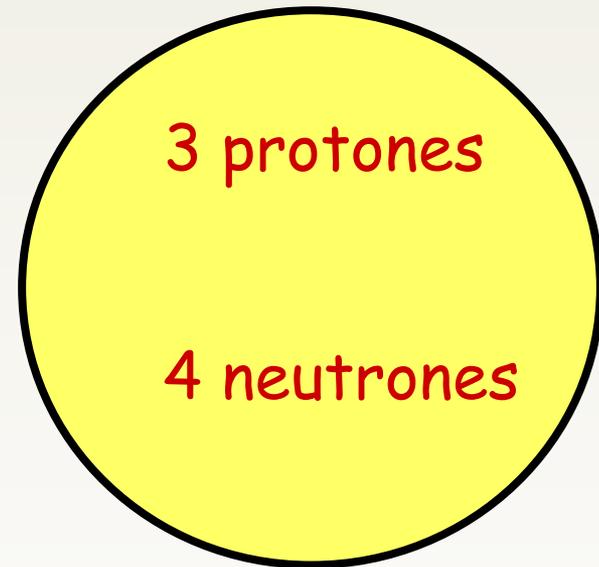
ANIONES si poseen carga negativa y, por tanto, se han ganado electrones.

7 (Número másico)

Li

3 (Número atómico)

Núcleo del átomo de Litio



Para los átomos neutros:

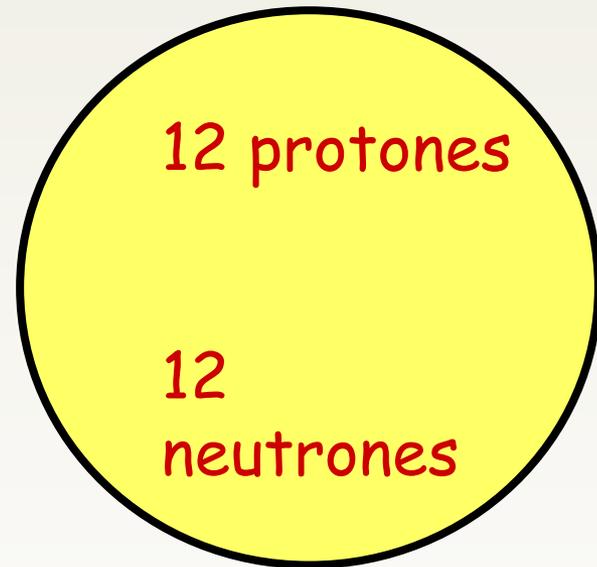
El número de electrones debe ser igual al de protones: 3 electrones

Núcleo de un átomo de Magnesio

24

Mg

12



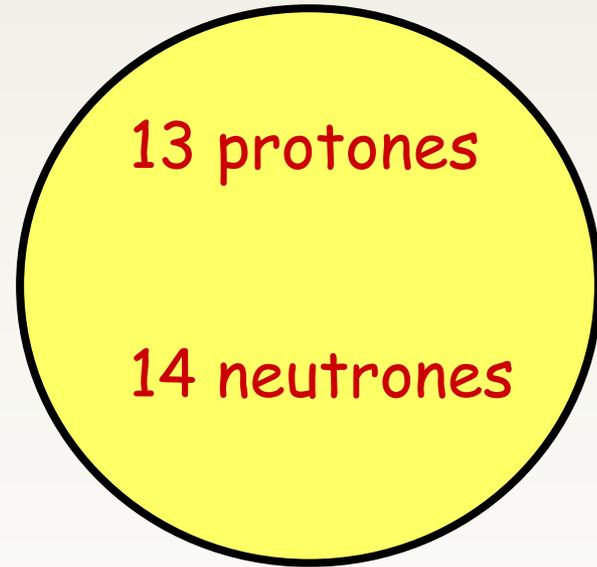
Nº de electrones = 12

Núcleo de un átomo de Aluminio

27

Al

13



Nº de electrones = 13

Completa la tabla (consulta la tabla periódica):

Símbolo	Elemento	A	Z	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
39 19 K						
	Cobre	63	29			
	Fósforo		15			
	Cloro			17	18	
40 18 Ar						
127 53 I						
	Sodio			11	12	
	Aluminio	27	13			

1. ¿Dónde se concentra la masa del átomo?



2. Si un átomo tiene 10 protones, 10 neutrones y 10 electrones, ¿cuál es su masa (en umas)?



3. Si un átomo tiene 4 protones, 3 neutrones y 4 electrones, ¿cuál es su masa (en umas)?



4. Si los átomos son neutros, ¿cuántos protones y neutrones deben tener?



5. Si un átomo tiene 7 protones en su núcleo ¿cuántos electrones debe tener en la corteza para que sea neutro?



1. ¿Dónde se concentra la masa del átomo?

En el núcleo

2. Si un átomo tiene 10 protones, 10 neutrones y 10 electrones, ¿cuál es su masa (en umas)?

20 umas, los electrones no cuentan, apenas tienen masa

3. Si un átomo tiene 4 protones, 3 neutrones y 4 electrones, ¿cuál es su masa (en umas)?

7 umas, no contamos los electrones

4. Si los átomos son neutros, ¿cuántos protones y neutrones deben tener?

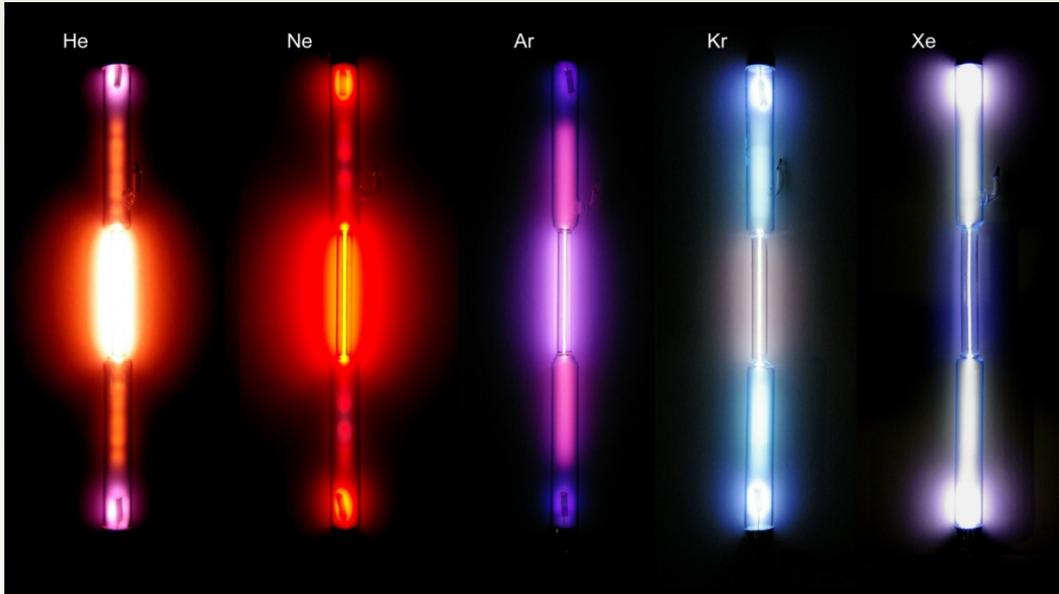
Los mismos protones que electrones

5. Si un átomo tiene 7 protones en su núcleo ¿cuántos electrones debe tener en la corteza para que sea neutro?

También 7. Los mismos protones que electrones

MODELO ATÓMICO DE BÖHR. (En qué se basó)

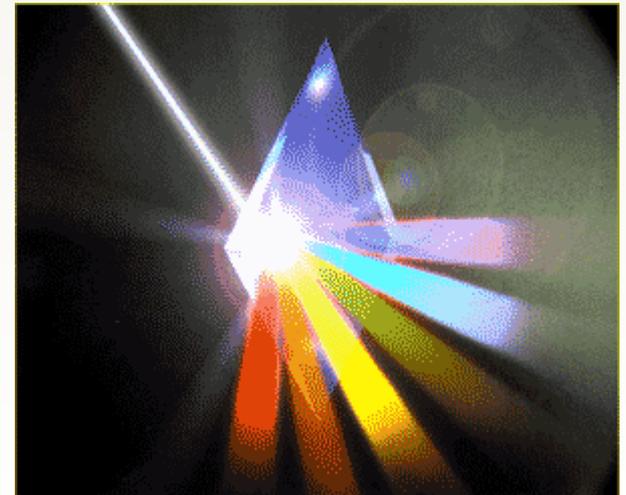
¿En qué observaciones/experiencias se basa Bohr para decir que los electrones de la corteza deben estar moviéndose en capas y niveles?



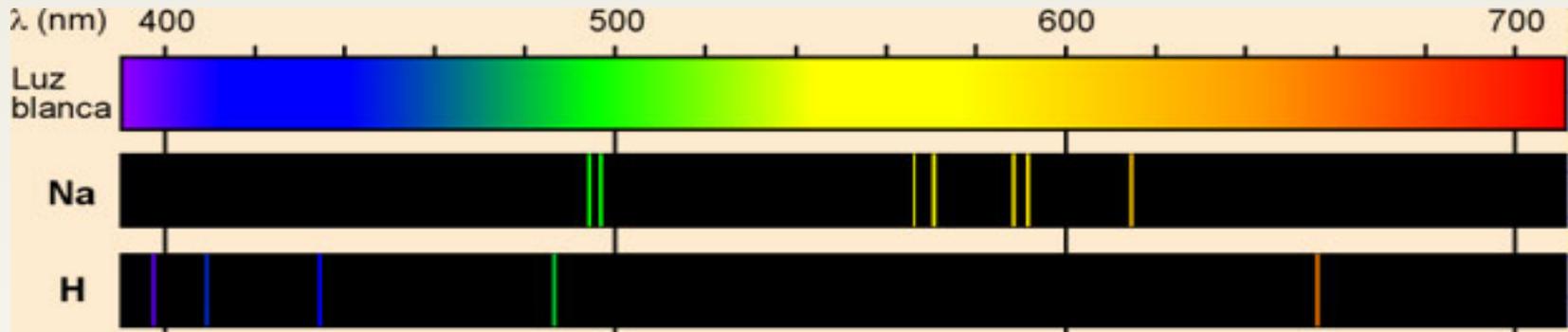
Los tubos emiten una luz, de un color característico dependiendo del gas. Esta luz puede descomponerse y determinar por qué mezcla de colores está formado, A esto se le llama **espectro**, y **cada elemento** tiene el suyo

Tubos que contienen diferentes gases

¿Qué ocurre al aplicarlos una corriente eléctrica?

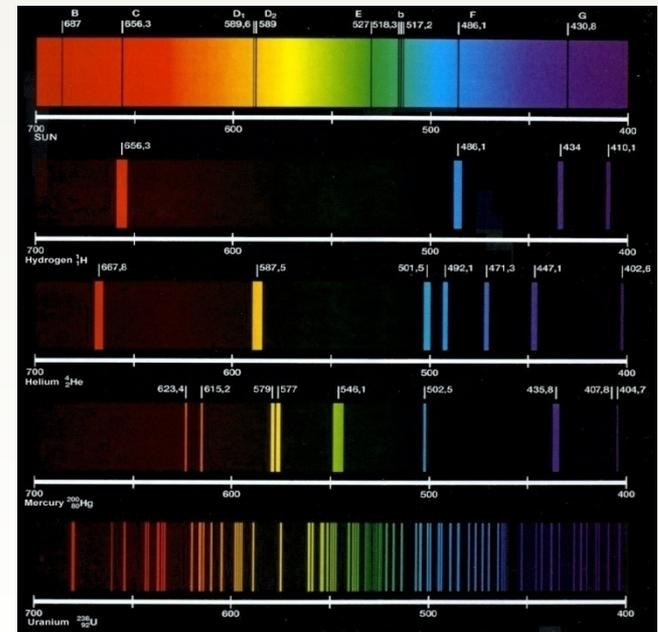


Espectros atómicos



En el siglo XX se demostró que cada elemento emite un espectro característico de radiación luminosa (unas líneas concretas de radiación)

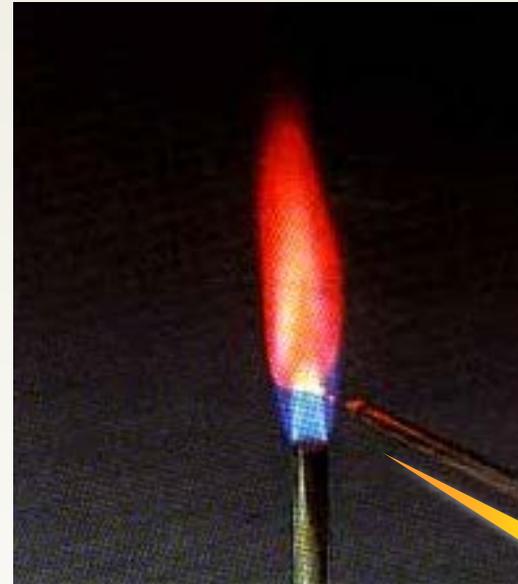
Bohr intenta desarrollar un nuevo modelo de átomo, para explicar porqué se producen estos espectros, y consiguió un modelo matemático para explicar el átomo de hidrógeno



ALGUNOS ESPECTROS DE EMISIÓN (ensayo a la llama)



cobre



cobalto

Cada elemento presenta un espectro de emisión diferente identificable a simple vista mediante el ensayo a la llama.

MODELO ATÓMICO DE BÖHR. (En qué se basó)



El modelo atómico de Rutherford llevaba a unas conclusiones que se contradecían claramente con los datos experimentales.

La teoría de Maxwell echaba por tierra el sencillo planteamiento matemático del modelo de Rutherford.

El estudio de las rayas de los espectros atómicos **permitió relacionar la emisión de radiaciones de determinada “ λ ”** (longitud de onda) **con cambios energéticos asociados a saltos entre niveles electrónicos.**

La teoría de Planck le hizo ver que la energía no era algo continuo sino que estaba cuantizada en cantidades $h\nu$.

MODELO ATÓMICO DE BÖHR

Primer postulado

El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.

Así, el Segundo Postulado nos indica que el electrón no puede estar a cualquier distancia del núcleo, sino que sólo hay unas pocas órbitas posibles, las cuales vienen definidas por los valores permitidos para un parámetro que se denomina número cuántico principal n .

Tercer Postulado

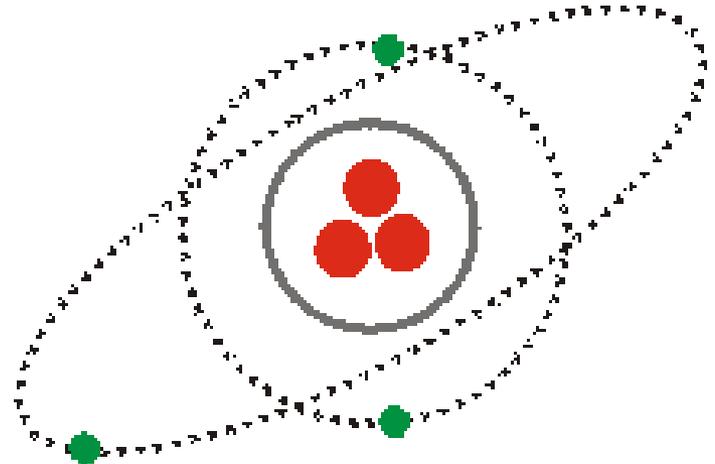
La energía liberada al caer el electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia viene dada por la ecuación de Planck:

$$E_a - E_b = h \cdot \nu$$

Así, cuando el átomo absorbe (o emite) una radiación, el electrón pasa a una órbita de mayor (o menor) energía, y la diferencia entre ambas órbitas se corresponderá con una línea del espectro atómico de absorción (o de emisión).

Segundo postulado

Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de $h / (2 \cdot \pi)$ ÓRBITAS ESTACIONARIAS



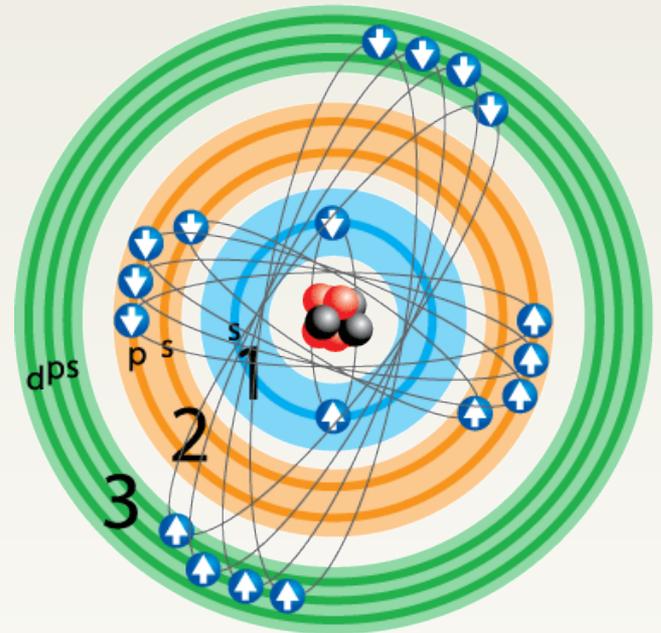
MODELO DE CAPAS DE BORH

* Los electrones de la corteza se encuentran en capas.

CAPA : 1, 2, 3....

* Dentro de cada capa en orbitales (subniveles dentro de cada capa)

ORBITAL: s, p, d, f



Podemos imaginarnos la corteza de un átomo como un estadio atletismo.

En el estadio hay diferentes pistas: **capas**

En cada capa hay varios subniveles, calles: **orbitales**

Un electrón no puede salirse de estas “pistas”.

Llenado de orbitales

En cada orbital entran un número máximo de electrones:

Orbital s → máximo 2 e⁻

Orbital p → máximo 6 e⁻

Orbital d → máximo 10 e⁻

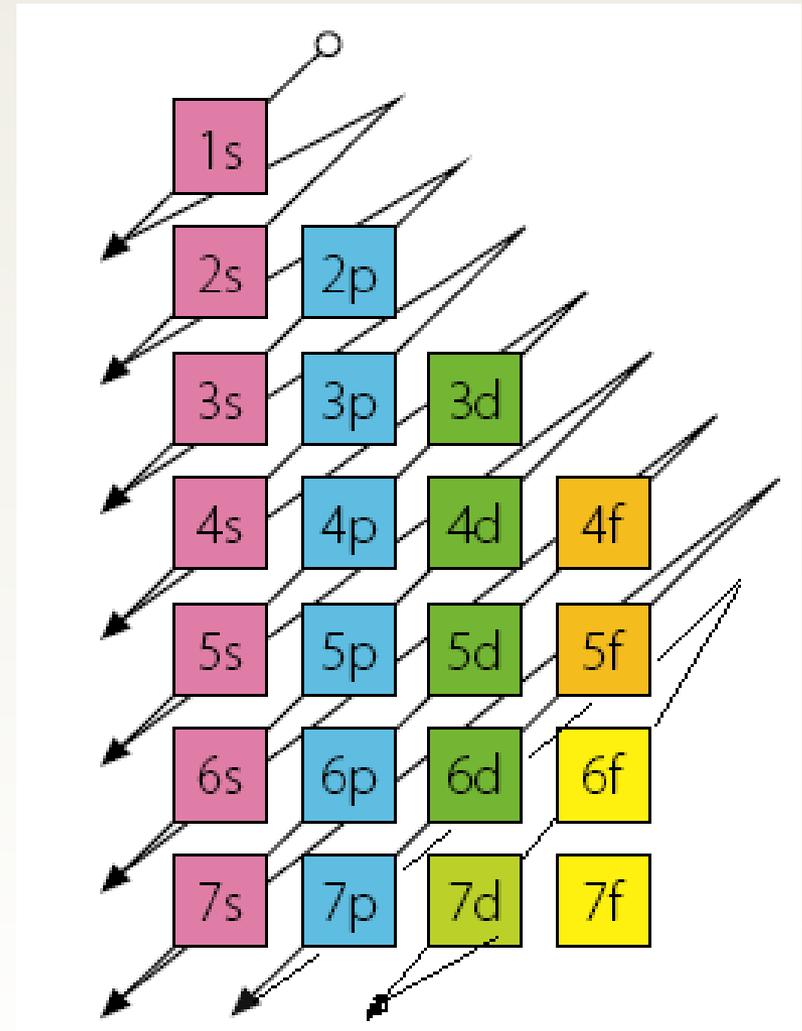
Orbital f → máximo 14 e⁻

Llenado de orbitales:

Cada átomo tiene un número de electrones (Oxígeno 8 e⁻, Cloro 17 e⁻.....)

Estos electrones se van colocando en las diferentes capas y orbitales

Las diferentes capas y orbitales se llenan completando primero los niveles más bajos de energía, siguiendo este esquema



Realiza la distribución electrónica de los siguientes elementos:

Carbono: $Z = 6$

Calcio $Z = 20$

Criptón: $Z = 36$

Cloro: $Z = 17$

Fósforo $Z = 15$

Oxígeno $Z = 8$

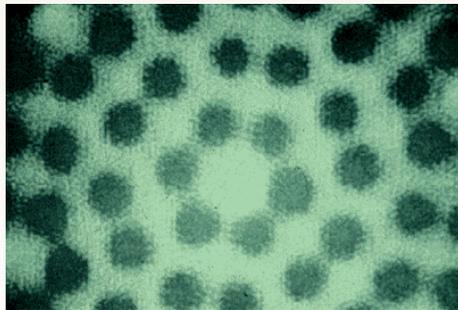
Instrumento de visualización de átomos

MICROSCOPIO ELECTRÓNICO

Desde mediados del siglo XX es posible “ver” los átomos.

Para ello no se utiliza un microscopio óptico, sino de electrones.

En lugar de utilizar “luz”, se utiliza un “chorro” de electrones

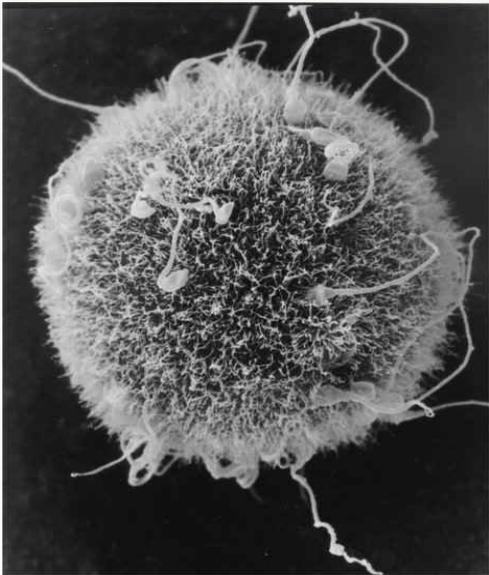
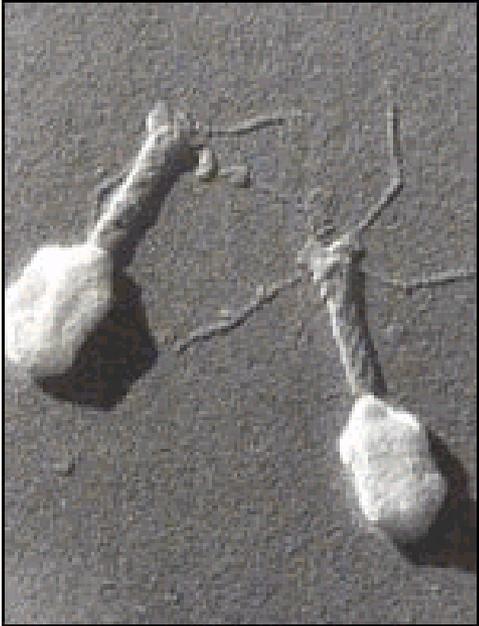
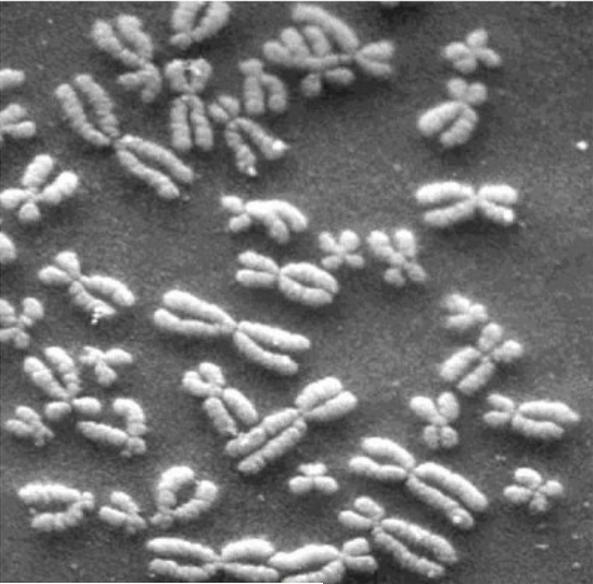
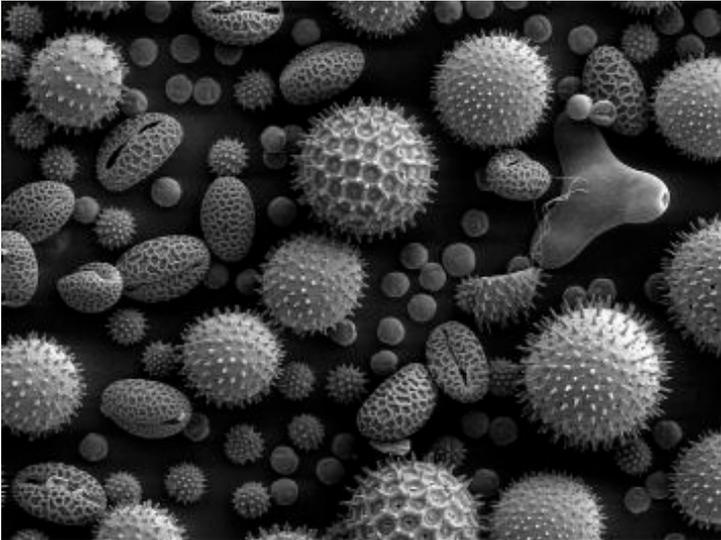


Átomos de silicio vistos con microscopio electrónico

Escala 1: 100.000.000



MICROSCOPIO ELECTRÓNICO

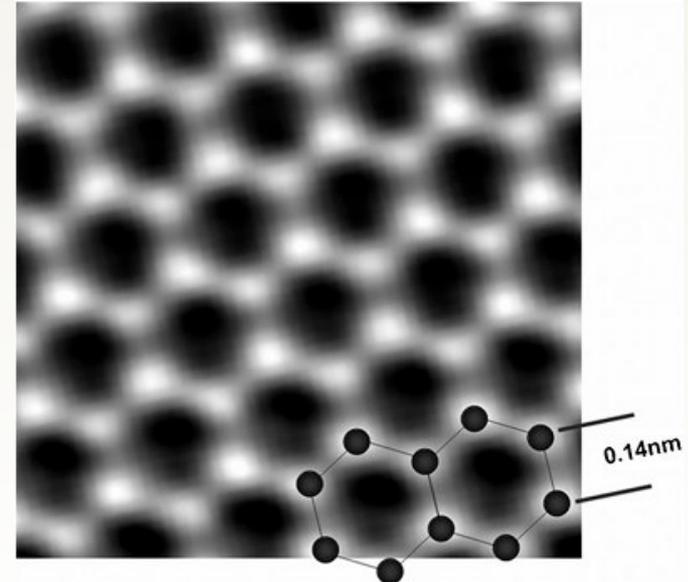
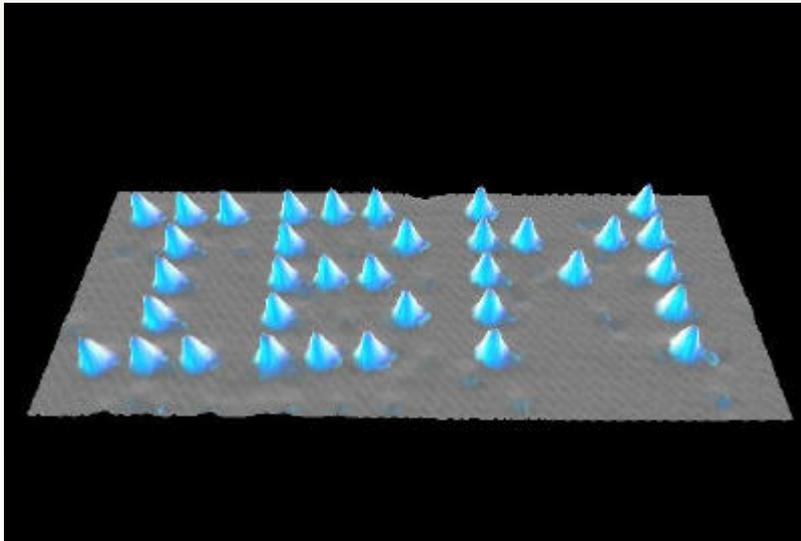


Instrumento de manipulación de átomos

MICROSCOPIO EFECTO TUNEL

La información útil en este caso no estaría contenida en los átomos, sino en los enlaces que forman entre ellos, es decir, en la estructura molecular.

La nanotecnología ya permite manipular átomos individuales. Por ejemplo, en 1990, mediante un microscopio de efecto túnel (STM) se logró escribir las siglas IBM con 35 átomos de xenón sobre una superficie de níquel.



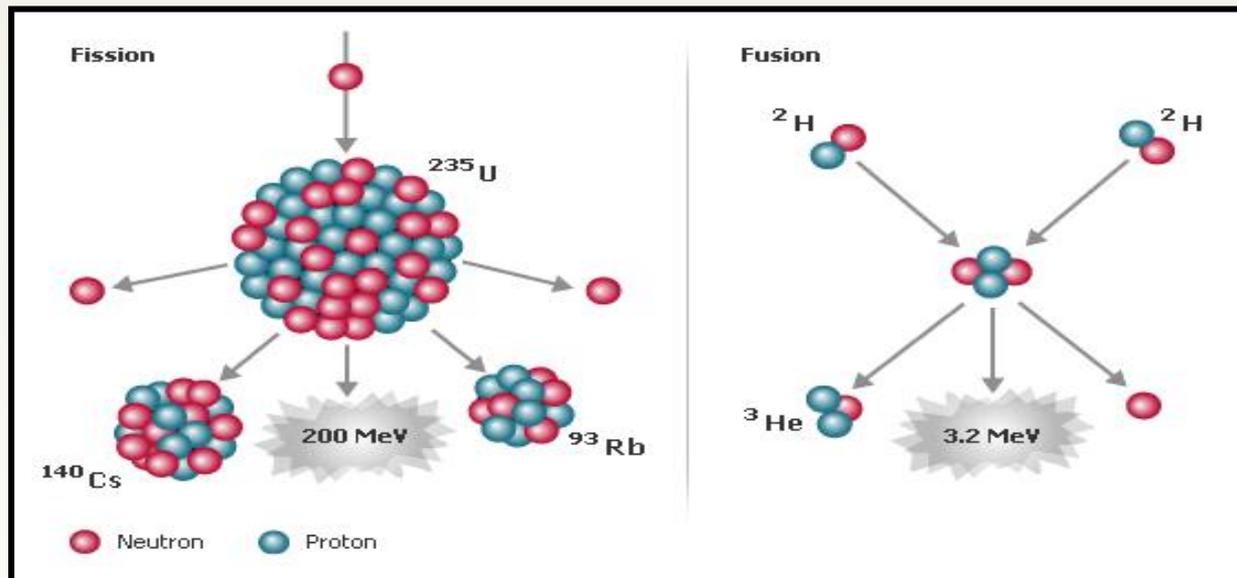
<https://www.youtube.com/watch?v=ulk9ouHrCwM>

<https://www.youtube.com/watch?v=haSaPAkaMO4>

¿De dónde procede la radiactividad?

La radiactividad procede el núcleo del átomo.

Cuando un átomo es muy pesado o resulta inestable se “desintegra” por sí sólo. Ésta es la **fisión nuclear**.



Por el contrario, cuando **átomos más pequeños se unen para formar un núcleo atómico mayor, ocurre la fusión nuclear**. Por ejemplo, el hidrógeno de las estrellas produce helio

<https://www.youtube.com/watch?v=pXUXIHtfXgA>

<https://www.youtube.com/watch?v=9pRpdfcSLxE>

Radiactividad

La radiactividad también fue estudiada por Pierre y Marie Curie, que descubrieron el radio y el polonio y recibieron el Nobel junto a Becquerel



. Partículas alfa:
núcleos de helio

. Partículas beta:
Electrones

. Partículas gamma:
radiación

α

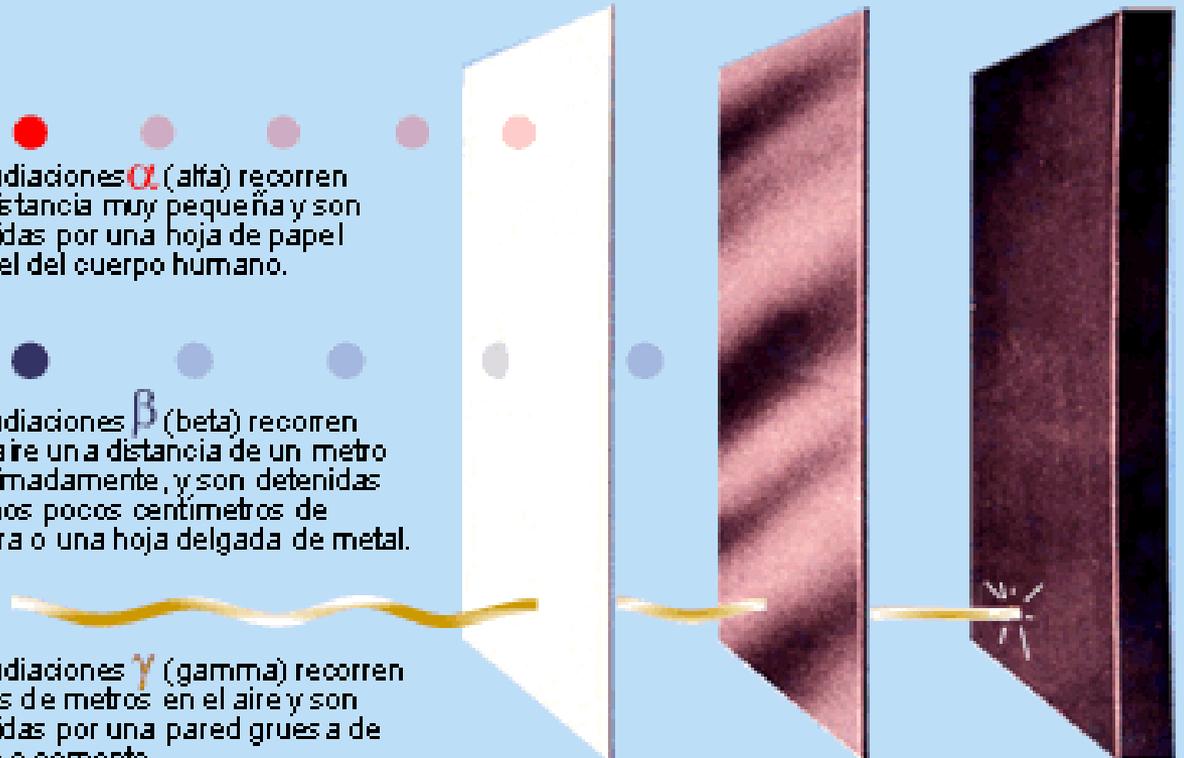
Las radiaciones α (alfa) recorren una distancia muy pequeña y son detenidas por una hoja de papel o la piel del cuerpo humano.

β

Las radiaciones β (beta) recorren en el aire una distancia de un metro aproximadamente, y son detenidas por unos pocos centímetros de madera o una hoja delgada de metal.

γ

Las radiaciones γ (gamma) recorren cientos de metros en el aire y son detenidas por una pared gruesa de plomo o cemento.





Marie Curie
(1867/11/07 - 1934/07/04)

Marie Curie
Marja Sklodowska

Física francesa

<http://www.buscabiografias.com/biografia/verDetalle/1814/Marie%20Curie>

"Un científico en su laboratorio no es sólo un técnico: es también un **niño colocado ante fenómenos naturales que le impresionan** como un cuento de hadas."

"En la mayoría de escuelas se dedica demasiado tiempo a la enseñanza de la lectura y la escritura, y se mandan a los niños demasiados deberes, mientras que apenas se realizan ejercicios prácticos para completar su **formación científica**

"Hay que **perseverar** y, sobre todo, tener confianza en uno mismo".

"No hay que temer a nada en la vida, solo hay que **comprender**."

"Convendría sentir **menos curiosidad por las personas y más por las ideas**."

¿Cuántas mujeres han conseguido el prestigioso premio Nobel?

<http://www.muyhistoria.es/contemporanea/fotos/fotos-mujeres-nobel-mujeres-han-conseguido-prestigioso-premio>

Noticias Científicas

Como de pequeños son los átomos

https://www.youtube.com/watch?v=_INF3_30IUE

Techo de cristal es el futuro de la energía solar.

<https://www.youtube.com/watch?v=xOLivgwFRA8>

Crean óvulos fertilizables en laboratorio por primera vez

http://elpais.com/elpais/2016/10/17/ciencia/1476715715_976499.html?id_externo_rsoc=FB_CC

Bombillas para toda la vida

<http://computerhoy.com/noticias/hardware/bombilla-obsolencia-programada-que-dura-toda-vida-37355>

Playas donde brilla el agua

<https://www.youtube.com/watch?v=ZcDF8YDewlQ>

Enganchados al azúcar

http://politica.elpais.com/politica/2016/10/07/actualidad/1475832320_182478.html?id_externo_rsoc=FB_CC

Células madre fluorescentes para combatir el cáncer de mama

<http://www.eldiariomontanes.es/sociedad/salud/investigacion/201511/06/celulas-madre-fluorescentes-para-20151106161409-rc.html>