

## ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

### 1.MODELOS ATÓMICOS: EVOLUCIÓN HISTÓRICA.

Fueron los griegos los primeros en profundizar en el conocimiento de la estructura íntima de la materia. Postularon que *la materia no es indefinidamente divisible, es decir, tiene que haber una partícula última e indivisible y constituyente básico de la materia. A esta partícula la llamaron átomo.* La palabra **átomo** significa *indivisible*.

#### **Modelo de Dalton.**

Pero, a principio del siglo XIX, la idea de átomo es retomada con fuerza gracias al químico inglés **John Dalton** quién *actualiza la vieja teoría atómica griega, pero dándole un carácter científico.* Dalton afirma que *cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos.*

**Dalton** consideraba al **átomo** como *la partícula material más elemental.*

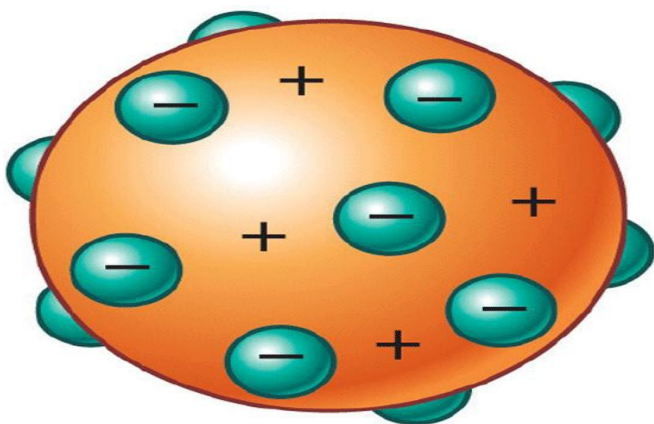
#### **Modelo de Thomson**

Esta idea se mantuvo hasta que, a finales del siglo XIX, experimentos demostraron que dentro del átomo existían más partículas, es decir, el átomo es divisible. El eminente físico británico **J.J. Thomson** observó que cuando se produce una descarga eléctrica en un tubo de vidrio que contiene un gas a muy baja presión, se produce una radiación denominada *rayos catódicos*, constituida por partículas *de muy poca masa*.. A estas partículas se las llamó **electrones**, se dedujo que eran partículas **negativas**. Por ser el electrón de menor masa que la de cualquier átomo, se llegó a la conclusión de que *dentro del átomo había electrones*, es decir, *el átomo es divisible, echando por tierra la indivisibilidad atómica de Dalton.*

En 1899, **Thomson** propone su modelo atómico, que se fundamenta en las siguientes consideraciones:

1. *La materia es eléctricamente neutra; en consecuencia, junto a los electrones, debe existir alguna sustancia cargada positivamente.*
2. *Los electrones pueden ser separados del átomo, lo que no ocurre con la carga positiva.*

Basándose en estas ideas **Thomson** imaginó el átomo como **una esfera sólida compuesta de materia positiva, en cuyo interior se enclavaban el suficiente número de electrones capaces de mantener la neutralidad eléctrica del átomo.**



Este modelo atómico estático tuvo que ser abandonado al poco tiempo, ya que no explicó satisfactoriamente observaciones posteriores, como fue la experiencia de **Rutherford**.

**Modelo de Rutherford.**

El hallazgo de la partícula fundamental de carga negativa, el electrón, estimuló a los físicos de la época a la *búsqueda de la partícula con carga elemental positiva*, encontrándose poco después en un experimento muy parecido al utilizado para descubrir al electrón. A esta pequeña partícula positiva se le denominó **protón**, *tenía la misma carga del electrón (aunque de signo positivo), pero con mucha mayor masa(1840 veces mayor).*

En 1911, **Ernest Rutherford** inició la respuesta a tales preguntas con el *descubrimiento del núcleo atómico*. En esta época ya se descubrió la existencia de diversos elementos radioactivos que emiten partículas alfa, que tienen carga positiva.

**Rutherford** llevó a cabo un experimento consistente en *bombardear una lámina muy fina de oro mediante estas partículas* .

*Observando el impacto que producían dichas partículas sobre una pantalla luminiscente colocada detrás de la lámina de oro, se llegó a los siguientes resultados:*

- 1. La mayoría de las partículas a atravesaba la lámina sin sufrir desviación. Como si dicha lámina estuviese vacía de materia y no existieran en ella obstáculos que impidieran la propagación de dichas partículas.*
- 2. Algunas (una de cada 10000) partículas a eran desviadas en un ángulo superior a 10°.*
- 3. Muy pocas rebotaban al chocar contra la lámina de oro, es decir, el ángulo desviación era superior a 90°.*

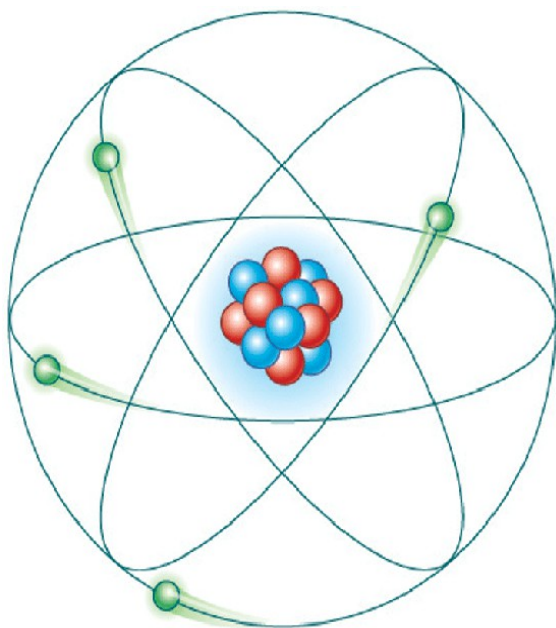
Los resultados parecían indicar que *la lamina de oro es como si estuviese hueca.*

**Rutherford** imaginó que *el átomo está hueco en su mayor parte y que la carga positiva y prácticamente toda la masa del átomo está en una zona central diminuta a la cuál llamó núcleo.*

**Rutherford** también supuso que *dentro del núcleo, junto a los protones, había otra clase de partículas denominadas neutrones, sin carga eléctrica, aunque de masa igual a la de los protones. Se imponía pues la necesidad de desarrollar un nuevo modelo que se ajustase a los nuevos resultados experimentales.*

Fue **Rutherford** quién describió este nuevo modelo cuyos aspectos fundamentales son los siguientes:

- 1. La mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva se encuentran confinadas en una zona central y muy pequeña llamada núcleo. En esta región se hallan los protones y neutrones(llamados también nucleones).*
- 2. Fuera del núcleo están los electrones, en igual número de protones que tenga el núcleo, girando estos electrones en órbitas circulares alrededor del núcleo. A esa región se le denomina corteza electrónica. Rutherford afirmó que el núcleo tiene un diámetro cien mil veces más pequeño que el átomo entero. Para hacerse una idea, el núcleo sería como un garbanzo en el centro de un estadio de futbol que sería el tamaño del átomo .*



### **Modelo de Böhr**

El físico danés Niels Bohr realizó una serie de estudios de los que dedujo que los electrones de la corteza giran alrededor del núcleo describiendo **sólo determinadas órbitas circulares**. En el átomo, los electrones se organizan en capas y, en cada capa tendrán una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores y después las superiores.

### **2. ISÓTOPOS. NÚMERO ATÓMICO (Z). NÚMERO MÁSCICO (A).**

Dado que la masa del electrón es 1840 veces menor que la masa del protón o la del neutrón, podemos afirmar que *la masa del núcleo es prácticamente igual a la masa del átomo*.

En la segunda década del presente siglo **se observó que los átomos de un mismo elemento podían tener masas diferentes**. La diferencia en las masas se debía a que la masa de los átomos neutros de un mismo elemento, aunque poseían igual número de protones (y por tanto de electrones), podían tener diferente número de neutrones.

Se definen **isótopos** como los átomos de un mismo elemento con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.

El **número atómico Z** expresa el número de protones que hay en el núcleo de un átomo e indica el número de orden que ocupa dicho elemento en la tabla periódica.

El **número másico A** expresa la suma de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo.

La *relación* entre el número atómico, número másico y número de neutrones de un átomo viene dado por :

$$\mathbf{A = Z + N}$$

En general, para representar *un elemento X*, usaremos la siguiente *notación*:

A  
X  
Z

Por ejemplo, el *hidrógeno* tiene tres isótopos : *protio*, *deuterio* y *tritio*, cuyas características son las siguientes:

Notación	Isótopos	Protones	Electrones	Neutrones
${}^1_1\text{H}$	protio	1	1	0
${}^2_1\text{H}$	deuterio	1	1	1
${}^3_1\text{H}$	tritio	1	1	2

Como vemos, los isótopos sólo se diferencian en el número de neutrones.

### 3. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

*En la corteza electrónica los electrones se alojan ordenadamente en distintas capas o niveles, cada uno de las cuales poseen unas subcapas denominadas orbitales.*

Nivel	orbitales
1	s
2	s,p
3	s,p,d
4	s,p,d,f
5	s,p,d,f ( y otros)
6	s,p,d,f ( y otros)
7	s,p,d,f ( y otros)

*Cada orbital puede alojar un número máximo determinado de electrones:*

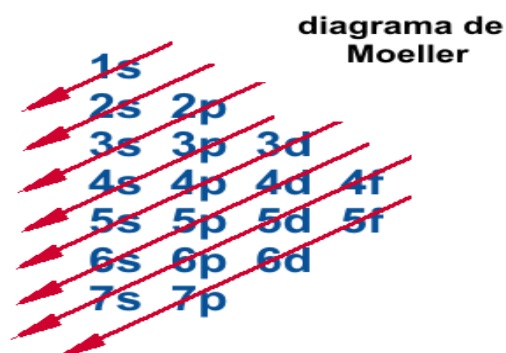
*Orbitales tipo s →caben 2 electrones.*

*Orbitales tipo p →caben 6 electrones.*

*Orbitales tipo d →caben 10 electrones*

*Orbitales tipo f →caben 14 electrones*

*El orden de llenado de los electrones en los distintos orbitales es el indicado por el diagrama de Moeller.*





**P (Z = 15) : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup> P<sup>-3</sup> : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>.**