

Se tuvo que esperar a los siglos XVI-XVII para poderse romper con la tradición alquimista, estableciéndose las bases del método científico y desapareciendo el hermetismo de los escritos, comunicándose los resultados de las observaciones. Esto dio lugar a la creación de Academias Científicas en numerosos países.

Robert Boyle (1637-1694) fue el primer químico que rompe abiertamente con la tradición alquimista. Para él, "elemento químico" es toda sustancia que no puede separarse en otras.

Pero hubo de esperarse hasta el siglo XIX para poderse comprobar la discontinuidad de la materia.

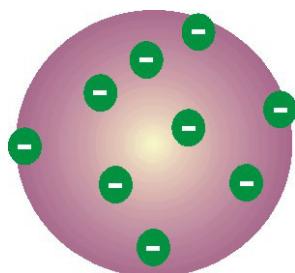
— **Teoría atómica de Dalton.**

Hace 25 siglos, Leucipo de Mileto inventó el concepto de "átomo", siendo su discípulo Demócrito el creador de una teoría al respecto. Esta fue aceptada por hombres como Galileo, Boyle, Newton... pero fue Dalton (1766-1844) quién construyó una verdadera teoría científica, coordinando los fenómenos observados y las leyes de la combinación química.

Esta teoría puede resumirse en:

1. Los elementos químicos están formados por átomos, consistentes en partículas, separadas entre sí e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son todos iguales en masa y en todas las demás propiedades.
3. Los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y demás propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla.

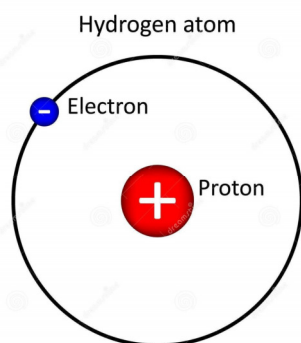
— **Modelo de Thomson.**



El átomo se encuentra formado por una esfera de carga positiva en la cual se encuentran incrustadas las cargas negativas (electrones) de forma similar a como se encuentran las pasas de uva en un pastel. Además, como el átomo es neutro la cantidad de cargas positivas es igual a la cantidad de cargas negativas.

— **Modelo de Rutherford.**

Este en 1913 descubrió al hacer incidir un haz de partículas (núcleos de helio) sobre láminas metálicas muy delgadas, que la mayor parte atravesaban la lámina sin desviarse y sólo una pequeña porción se desviaba apreciablemente, es decir, rebotaban.



Rutherford supuso que el átomo estaba formado por un **núcleo**, que ocupaba una parte muy pequeña del volumen total del átomo, cargado positivamente, y donde se concentra la masa del átomo; y la **corteza**, que ocupa la mayor parte del volumen del átomo, en la que giran los **electrones**, alrededor del núcleo, como en un sistema planetario, y en un número suficiente para contrarrestar la carga positiva del núcleo.

$$\text{Átomo} \begin{cases} \text{Núcleo: protones } (p^+) \\ \text{Corteza: electrones } (e^-) \end{cases}$$

Finalmente, el n^0 de protones = n^0 electrones.

— **Número atómico y número másico.**

Vamos a estudiar ahora la relación existente entre los fenómenos eléctricos y la estructura de la materia.

La teoría atómica de Dalton resultó fructífera, y permitió explicar leyes como la de Lavoisier o la de Proust. Asimismo, junto a las hipótesis de Avogadro, permite explicar la ley de Gay-Lussac y determinar masas atómicas relativas.

No obstante, el conocimiento de la materia no era completo. Un hecho experimental, la descarga eléctrica en tubos que contienen gases a baja presión, condujo a una nueva concepción del átomo. Esto dio lugar a la creación del modelo atómico de Rutherford, en donde se introducía la existencia de una nueva partícula: el **electrón**.

Años más tarde del modelo atómico de Rutherford (1911) se descubrió una nueva partícula en el núcleo, el **neutrón**. Esta fue descubierta por Chadwick en 1932, y se caracteriza por no tener carga eléctrica (de ahí su nombre) y porque tiene una masa muy parecida a la del protón.

Masa del protón (m_{p^+}) = $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg

Carga del protón (q_{p^+}) = $+ 1,6 \cdot 10^{-19}$ C

Masa del neutrón (m_n) = $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg

Carga del neutrón = 0 C

Masa del electrón (m_{e^-}) = $9,109 \cdot 10^{-31}$ kg

Carga del electrón (q_{e^-}) = $- 1,6 \cdot 10^{-19}$ C

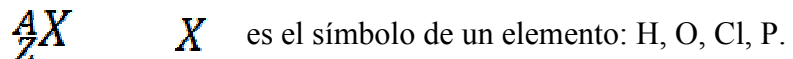
El conocimiento de los constituyentes del átomo llevó a los científicos a relacionar estos con las características de las sustancias.

De esta forma obtuvieron los siguientes conceptos:

Número atómico (Z). Es el número de protones que posee el núcleo de un átomo. Cada elemento químico se caracteriza por su número atómico.

Número másico (A). Es el número de **nucleones** (protones y neutrones) que posee el núcleo de un átomo.

A partir de ahora un elemento químico se representará, además de por su símbolo, de la siguiente forma:



Si llamamos N al número de neutrones que posee el núcleo de un átomo, entonces podemos crear la relación:

$$A = Z + N$$

Finalmente, si un átomo es neutro (no posee carga neta) es porque su número de electrones es igual a su número de protones.

1) Determina el número de protones, neutrones y electrones que tienen los átomos:

a) ${}^1_1\text{H}$.

Z = 1, por tanto tiene 1 protón.

A = 1, $A = Z + N \implies 1 = 1 + N \implies N = 1 - 1 = 0$

Como el átomo es neutro, tiene 1 electrón.

b) ${}^{18}_8\text{O}$.

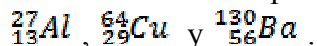
Z = 8, por tanto tiene 8 protones.

A = 18, $A = Z + N \implies 18 = 8 + N \implies N = 18 - 8 = 10$

Como el átomo es neutro, tiene 8 electrones.

2) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ${}^{35}_{17}\text{Cl}$.

3) Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee los siguientes átomos:



Isótopos.

Puede ocurrir que átomos de un mismo elemento posean distintas masas. Otro hecho que contradice al modelo atómico de Dalton.

Cuando esto ocurre se habla de **isótopos**: átomos de un mismo elemento que poseen distintos números másicos, por tanto poseen distinto número de neutrones (pues para que sean átomos de un mismo elemento deben tener el mismo número de protones).

4) Determina el número de protones, neutrones y electrones en los siguientes casos:

a) ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ y ${}^3_1\text{H}$.

	Z	A	N ⁰ protones	N ⁰ electrones	N ⁰ neutrones
${}^1_1\text{H}$	1	1	1	1	1 - 1 = 0
${}^2_1\text{H}$	1	2	1	1	2 - 1 = 1
${}^3_1\text{H}$	1	3	1	1	3 - 1 = 2

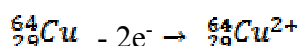
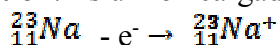
b) ${}^{16}_8\text{O}$ y ${}^{18}_8\text{O}$.

	Z	A	N ⁰ protones	N ⁰ electrones	N ⁰ neutrones
${}^{16}_8\text{O}$	8	16	8	8	16 - 8 = 8
${}^{18}_8\text{O}$	8	18	8	8	18 - 8 = 10

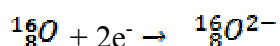
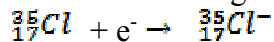
Iones.

Cuando un átomo tiene carga eléctrica se dice que ha formado un **ión**. Se forman cuando un átomo neutro pierde (catión) o gana (anión) electrones.

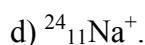
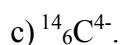
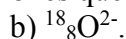
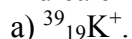
Catión. Es un ión cargado positivamente, y se forma cuando un átomo neutro pierde electrones.



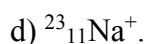
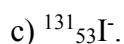
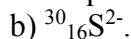
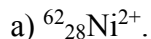
Anión. Es un ión cargado negativamente, y se forma cuando un átomo neutro gana electrones.



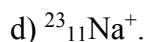
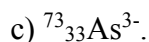
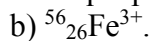
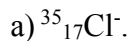
5) Indica el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada isótopo:



6) Indica el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada isótopo:



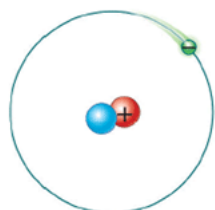
7) Indica el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada isótopo:



— **Modelo atómico de Bohr.**

En el modelo atómico de Rutherford los e^- giran alrededor del núcleo con m.r.u.a. \implies según la mecánica clásica, una carga eléctrica en movimiento va perdiendo energía, hecho que no se ha observado nunca en el caso del electrón.

El modelo atómico de Bohr se basa en el modelo de Rutherford:



Átomo { Núcleo: protones (p^+) + neutrones ($\frac{1}{0}n$)
 { Corteza: electrones (e^-)

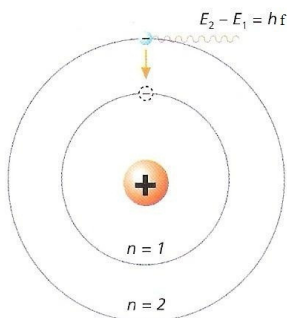
Siendo el n^0 de protones = n^0 electrones.

Pero Bohr introduce dos postulados (verdades no demostradas):

b.1) "Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo en determinadas órbitas (trayectoria exacta del electrón), órbitas en las que el momento angular (L) del electrón sea múltiplo entero de $h/2\pi$ " (**órbitas estacionarias**):

$$L = mvr = n \cdot \frac{h}{2\pi} \quad n = \text{número entero (número cuántico)}$$

b.2)



Un electrón (que se encuentra en una órbita estacionaria) absorbe energía y pasa a una órbita estacionaria superior. Posteriormente el electrón emite la energía absorbida en forma de luz:

Un electrón, al pasar de un nivel de mayor energía a otro de menor, emite un fotón de frecuencia distinta para cada tránsito.

Existe una determinada distribución de los electrones en el átomo: la emisión de radiación pone de manifiesto la existencia de **niveles de energía o capas** en los átomos. Cuando un electrón en un estado excitado cae a un estado mas bajo, la pérdida de energía se emite en forma de luz.

De acuerdo con este nuevo **modelo cortical**, hablaremos del número de electrones que existen en cada capa o zona a una determinada distancia del núcleo. Hay que tener en cuenta que en cada capa puede existir más de una órbita. Únicamente existe una sola órbita en la primera capa (llamada **capa K**).

La distribución de los electrones en el átomo recibe el nombre de **configuración electrónica**:

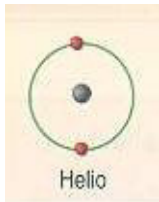
El número de electrones en cada capa viene dado por:

Capa **K**: 2 electrones.

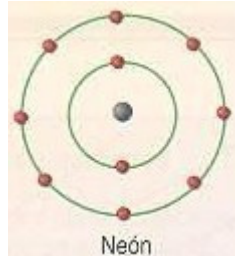
Capa **L**: 8 electrones.

Capa **M**: 18 electrones.

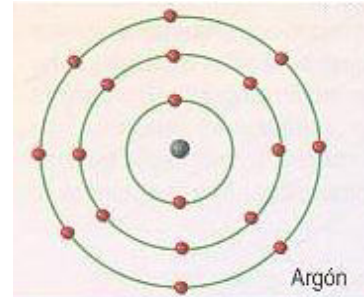
Capa **N**: 32 electrones.



K^2



K^2L^8



$K^2L^8M^8$