

## ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

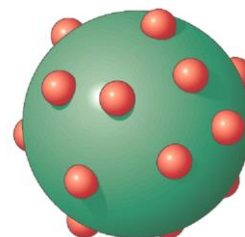
### MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD: EL NÚCLEO DE LOS ÁTOMOS

#### ESTUDIA / APRENDE

- Qué son los **modelos atómicos** y porqué son necesarios.
- La distribución de las partículas subatómicas según estableció Rutherford: **núcleo** y **corteza**.
- La definición de **elemento químico**.
- La definición de **número atómico** y la importancia que tiene este valor.
- La definición de **masa atómica** y la forma de calcularla.
- El concepto de **átomos isótopos**.

Llamamos **MODELO ATÓMICO** a toda representación que nos permite conocer la distribución de los protones, neutrones y electrones en el átomo. Estos modelos son ideados por los científicos para explicar el comportamiento de la materia debido a que el átomo y sus partículas no se pueden ver y hay que determinar esta distribución mediante experiencias científicas.

En la imagen de la derecha está representado el modelo atómico de Thompson. Es un modelo muy simple que data de 1897.

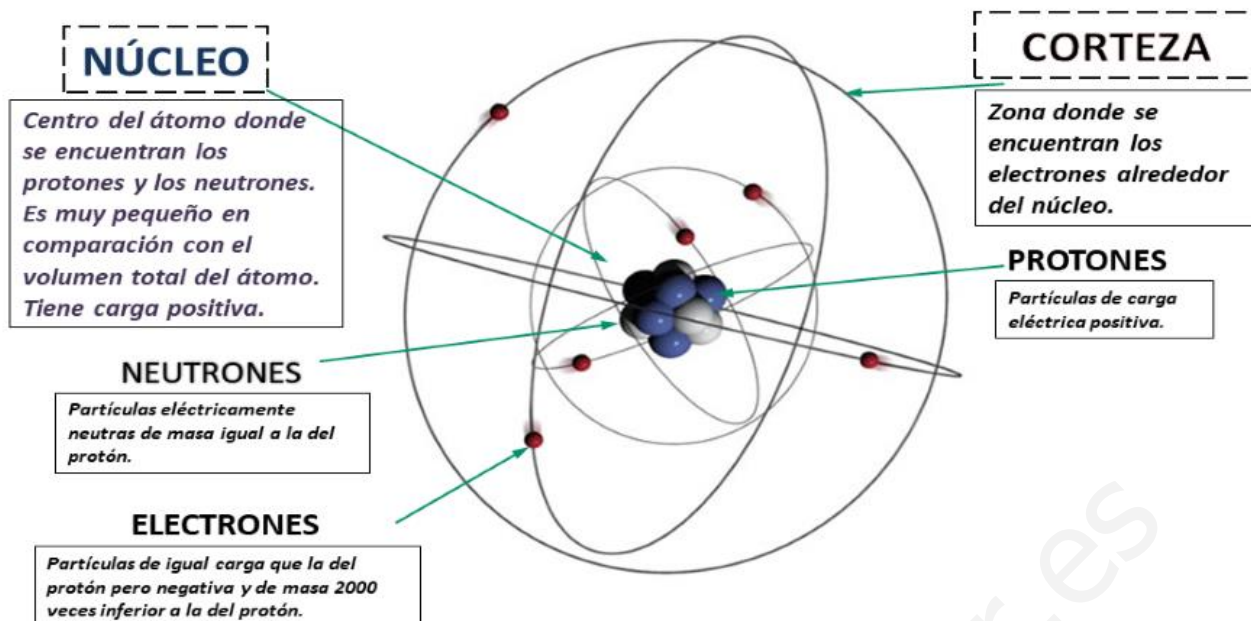


El primer modelo atómico que estableció la disposición de las partículas subatómicas en el átomo fue el **modelo atómico de Rutherford**.

**RUTHERFORD** estableció que los protones y neutrones estaban agrupados en el centro del átomo, a esta agrupación la llamó **NÚCLEO**. El núcleo tenía por tanto carga positiva y prácticamente toda la masa del átomo. Los electrones se encontraban girando en torno al núcleo en lo que llamó la **CORTEZA** que por tanto tenía toda la carga negativa del átomo.

Cuando el átomo se encuentra en estado neutro, es decir sin carga positiva ni negativa, el número de protones es igual al de electrones (mismo número de cargas positivas que de cargas negativas).

RUTHERFORD estableció también el valor del radio del núcleo atómico: El valor del radio del núcleo era de aproximadamente  $10^{-14}$  metros mientras que el radio del átomo que era de unos  $10^{-10}$  metros. Es decir **el radio del átomo es unas 10.000 veces mayor que el radio del núcleo**.



LOS DIFERENTES TIPOS DE ÁTOMOS SE DIFERENCIAN EN QUE TIENEN DISTINTO NÚMERO DE PROTONES, DE NEUTRONES Y DE ELECTRONES

Por otro lado Rutherford determinó las **CARACTERÍSTICAS DE LOS NÚCLEOS** de los átomos:

- Todos los átomos que poseían el mismo número de protones pertenecían al mismo elemento químico, aunque el número de neutrones pueda ser variable. Es decir llamó **ELEMENTO QUÍMICO** a aquella *sustancia pura formada únicamente por átomos del mismo número de protones*.
- A este **número de protones que caracteriza a cada elemento químico** se le llamó **NÚMERO ATÓMICO (Z)**. Se descartó así la idea de Dalton de que todos los átomos que pertenecían al mismo elemento químico eran iguales, puesto que pueden variar en el número de neutrones. El número atómico es lo que diferencia a unos elementos químicos de otros.

*Así el Hidrógeno (H) es el elemento químico con número atómico 1: todos los átomos de hidrógeno tienen un protón en su núcleo.*

*El Helio (He) tiene de número atómico 2, o sea que todos los átomos de helio tienen dos protones en su núcleo.*

*El Litio (Li) tiene de número atómico 3 (tres protones en el núcleo), y así sucesivamente.*

- Como la masa de los protones y de los neutrones es la misma e igual a 1u, y la masa de los electrones es insignificante en comparación con la de aquéllos (1/2000 u), se puede decir que la masa del átomo coincide en unas con la suma de protones más neutrones. Por eso llamamos **MASA ATÓMICA (A)** a la *suma de protones y neutrones de un átomo*.
- En el mismo elemento químico pueden existir, como ya quedó indicado, átomos con diferente número de neutrones (el número de protones no puede variar para un determinado elemento químico). A aquellos *átomos que poseen el mismo número de protones, o sea que pertenecen al mismo elemento químico, pero tienen el número de neutrones diferente entre ellos* se les llama átomos **ISÓTOPOS**.

Cada isótopo se escribe  ${}^A_Z X$  donde X es el símbolo del elemento químico correspondiente.

En la Naturaleza existen un número determinado de isótopos de cada elemento, que en cualquier muestra que tomemos donde existan átomos de ese elemento **se encuentran siempre en el mismo porcentaje**.

⇒ **EJEMPLO:**  ${}^{55}_{26}\text{Fe}$  y  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

Ambos son isótopos del hierro. Todos los átomos de hierro tienen 26 protones en su núcleo (nº atómico 26) pero hay unos que tienen de masa atómica 55 (26 protones y 29 neutrones) y otros que tienen de masa atómica 56 (26 protones y 30 neutrones)

⇒ **EJEMPLO:** del **Hidrógeno** existen **3 isótopos**, y en cualquier muestra natural en que haya átomos de H el % de cada uno de ellos es siempre el mismo. Estos tres isótopos posibles son: el de **1 protón y 0 neutrones (masa atómica 1)**; el de **1 protón y 1 neutrón (masa atómica 2)**; y el de **1 protón y 2 neutrones (masa atómica 3)**. El **Hidrógeno 1** (se nombran así, indicando su masa atómica) existe en un 99,98% en cualquier muestra natural; el **Hidrógeno 2** (o Deuterio) en un 0,019% y el **Hidrógeno 3** (o Tritio) en un 1/10<sup>15</sup> %.

⇒ **EJEMPLO:** Del **Cloro** (nº atómico 17) existen **2 isótopos** en la naturaleza, el **Cloro 35 (17 protones y 18 neutrones)** y el **Cloro 37 (17 protones y 20 neutrones)**, en una proporción aproximada de tres a uno.

⇒ **EJEMPLO:** Algunas veces habrás oído hablar del **Carbono 12** y también del **Carbono 14**; estas expresiones se corresponden con dos isótopos del **Carbono** (C, nº atómico 6), el de **masa atómica 12 (6 protones y 6 neutrones)** que es el isótopo de C más abundante en la naturaleza (98,9%) y el de **masa atómica 14 (6 protones y 8 neutrones)** que existe en un porcentaje pequeñísimo (1/10<sup>14</sup>%) y es radiactivo. El otro isótopo del carbono es el **Carbono 13** (1,1%).

- Se mantenía la hipótesis de Dalton de que los compuestos químicos están formados por combinación de átomos de diferentes elementos químicos. Esta combinación es fija y exacta para cada compuesto químico sin que pueda variar. Cómo se unen los átomos de los diferentes elementos para formar un compuesto químico se determinó años más tarde y nos ocupará un próximo tema.

## CONTESTA Y REPASA

- Define Número Atómico e indica la importancia que tiene este valor para un determinado átomo.
- Define Masa Atómica y explica cómo se calcula su valor y porqué se calcula de esa forma.
- ¿Todos los átomos de un mismo elemento son iguales? Explícalo.
- Rellena la siguiente tabla y explica cómo lo haces:

Símbolo del elemento	nº atómico (Z)	Masa atómica (A)	Protones (p <sup>+</sup> )	Neutrones (n <sup>0</sup> )	Electrones (e <sup>-</sup> )
Au	79			118	
Ni		59	28		
Se	34	79			
W			74	110	