

ESTRUCTURA ATÓMICA

2º ESO - 3º ESO

Rodrigo Alcaraz de la Osa



Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton retoma las ideas *atomistas* de Leucipo y su discípulo Demócrito. Su **teoría** se basa en:

- La **materia** está **formada** por partículas muy pequeñas e indivisibles, llamadas **átomos**.
- Los **átomos** de un **mismo elemento químico** son todos **iguales** entre sí, y distintos de los de otro elemento químico.
- Los **compuestos químicos** se forman por la **unión** de dos o más **átomos** según una relación numérica sencilla y constante.

El átomo

En la actualidad sabemos que los átomos están compuestos por:

Núcleo Donde se encuentran los:

Protones Partículas con **carga eléctrica positiva**.

Neutrones Partículas **neutras** (sin carga eléctrica).

Corteza electrónica Donde se encuentran los **electrones** (partículas con **carga eléctrica negativa**).

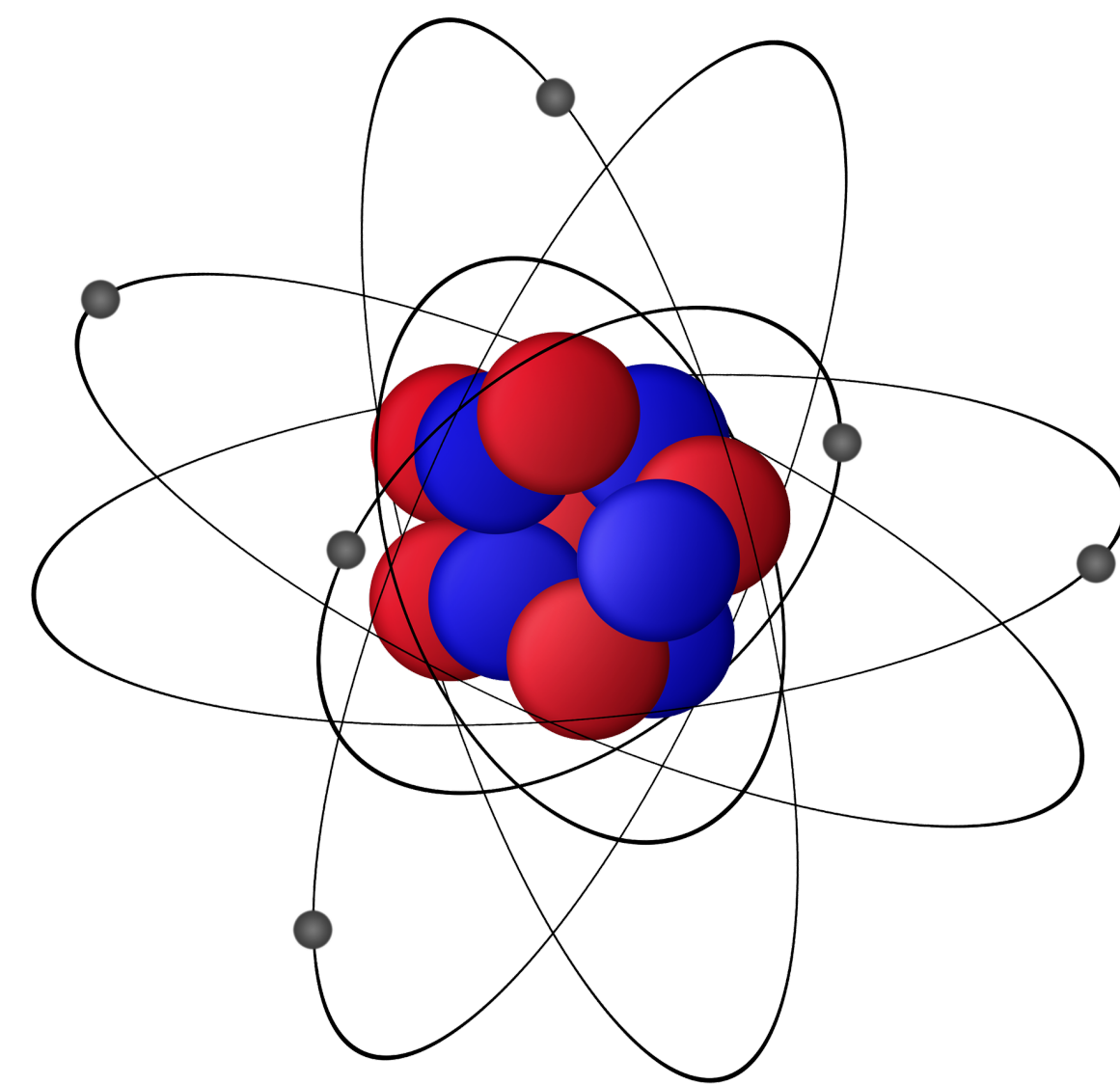


Figura 1. Representación de un átomo neutro de carbono-11 ($^{11}_6\text{C}$), con un núcleo con 6 protones (rojos) y 5 neutrones (azules), y 6 electrones en su corteza. Imagen de burlesonmatthew en Pixabay.

Partícula	Masa/kg	Carga/C
Protón	1.673×10^{-27}	1.602×10^{-19}
Neutrón	1.675×10^{-27}	0
Electrón	9.109×10^{-31}	-1.602×10^{-19}
$m_{\text{protón}} \simeq m_{\text{neutrón}} \sim 2000m_{\text{electrón}}$		
$q_{\text{protón}} = -q_{\text{electrón}}$		

Número atómico Z

El **número atómico**, Z , es el número de **protones** que tiene un átomo en su núcleo.

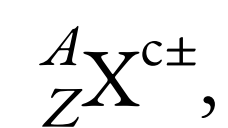
Todos los **átomos** de un **mismo elemento químico** tienen el **mismo número de protones** en su núcleo y por tanto el **mismo número atómico Z** .

Número másico A

El **número másico**, A , es la **suma** de **protones** y **neutrones**, cumpliéndose por tanto:

$$A = Z + N,$$

donde $N = A - Z$ es el número de neutrones. En general un átomo se representa con la siguiente **notación**:



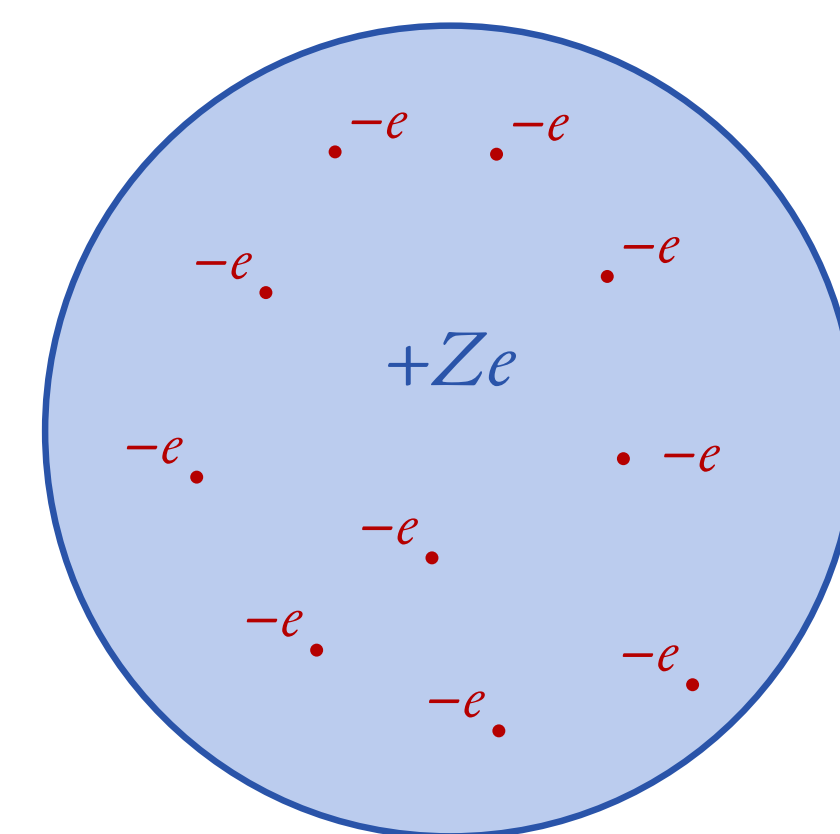
donde A es el número másico, Z es el número atómico, X es el símbolo del elemento químico y c es la carga eléctrica del átomo (se omite en caso de ser cero —átomo neutro).

Modelos atómicos

Modelo de Thomson

En 1897, **Thomson descubre** la existencia del **electrón**, la partícula elemental con **carga eléctrica negativa**. Postula un modelo que se conoce como el modelo del *pastel de pasas*:

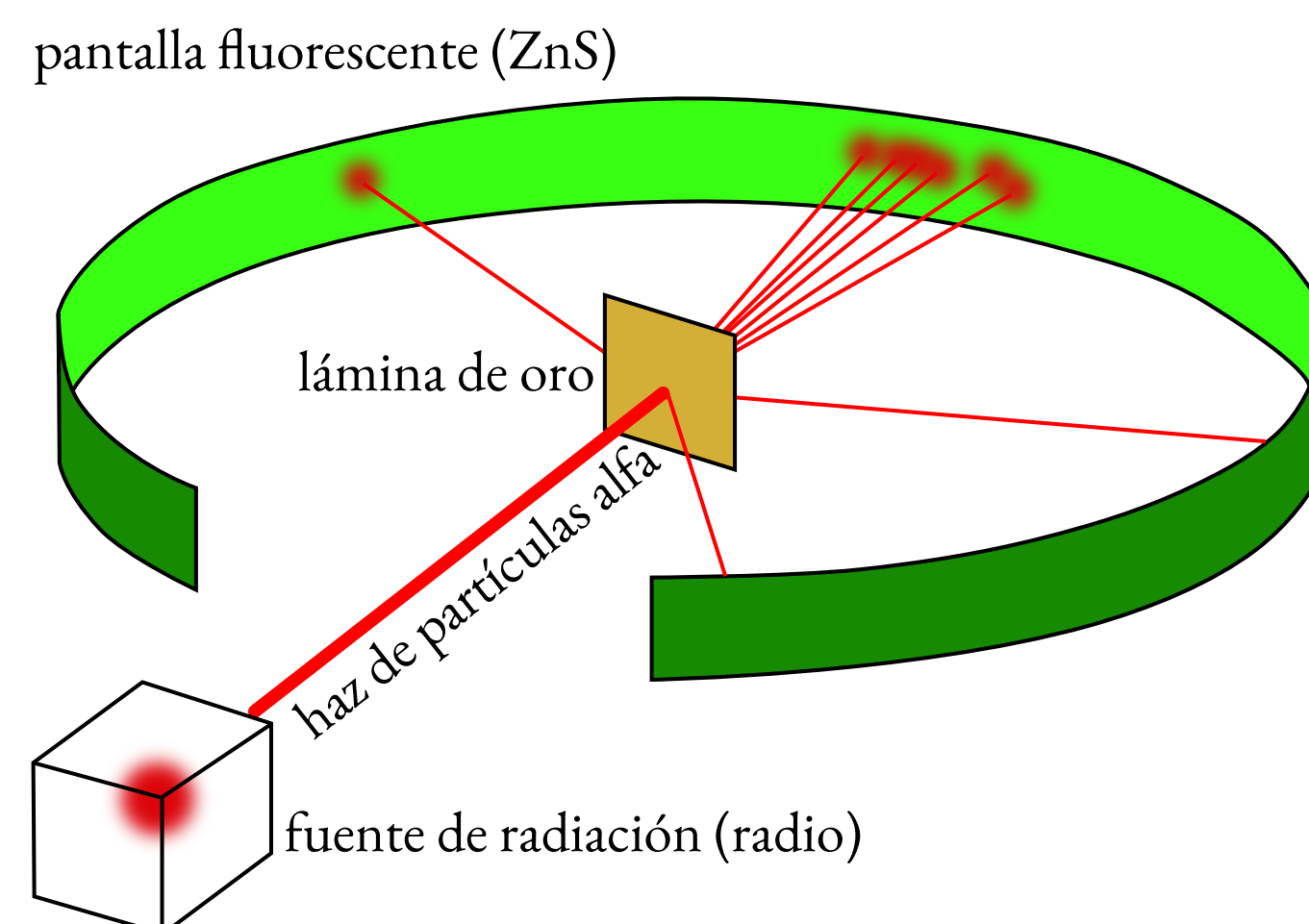
- El **átomo** está formado por una **nube** esférica con **carga positiva**.
- Los **electrones**, con carga negativa, se encuentran **incrustados** por toda la **esfera**, como las **pasas** en un **pastel**.
- El número total de electrones es tal que la carga neta del átomo es cero (**átomo neutro**).



Modelo de Thomson, también conocido como modelo del *pastel de pasas*.

Modelo de Rutherford

En 1911 **Rutherford** lleva a cabo un experimento histórico en el que **descubre** la existencia del **núcleo** atómico:



Experimento de Geiger-Marsden. Las partículas alfa (α), procedentes de radio (Ra) radiactivo y con carga positiva, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina, las partículas α chocan contra una pantalla fluorescente (ZnS), produciéndose un destello.

Traducida y adaptada de

[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Geiger-Marsden_experiment.svg)

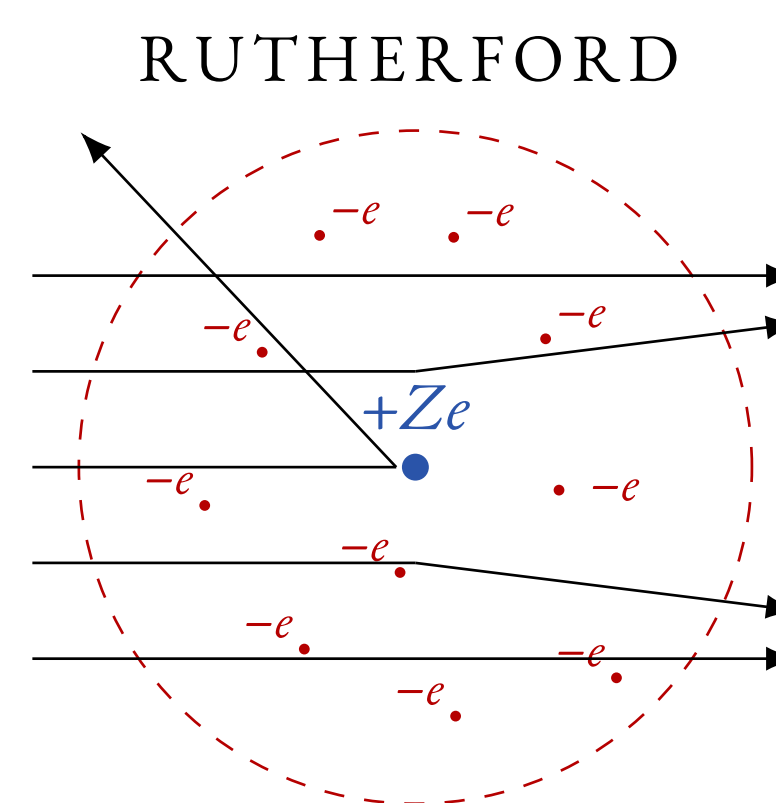
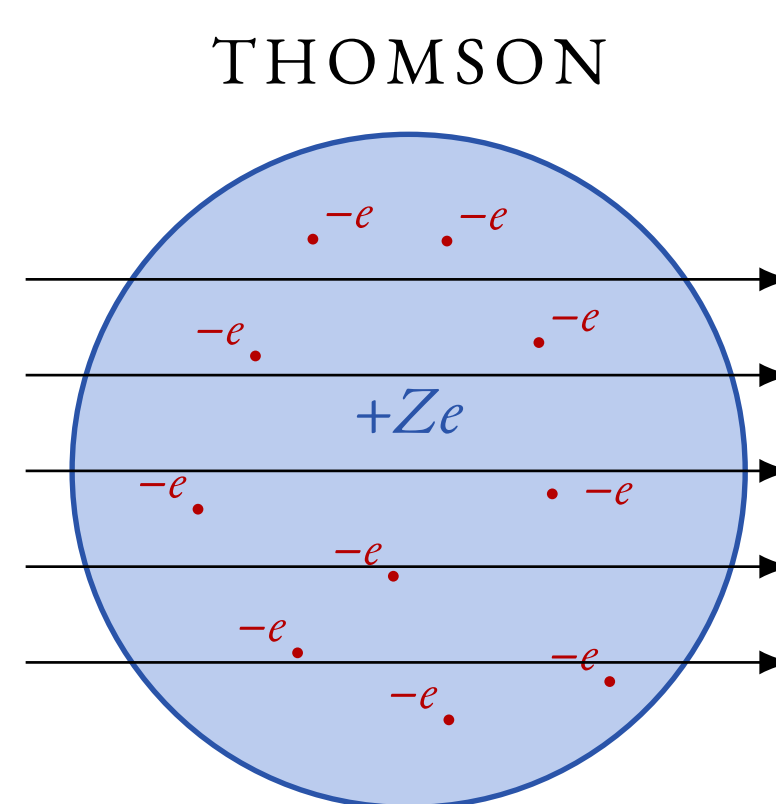
Geiger-Marsden_experiment.svg.

Resultados del experimento:

- La **mayoría** de las **partículas** **atravesaban** la **lámina** de oro sin desviarse.
- Muy pocas** (1/10 000 aproximadamente) **se desviaban** un ángulo mayor de unos 10° .
- Algunas** partículas (poquísimas) **incluso rebotaban**.

Interpretación de Rutherford:

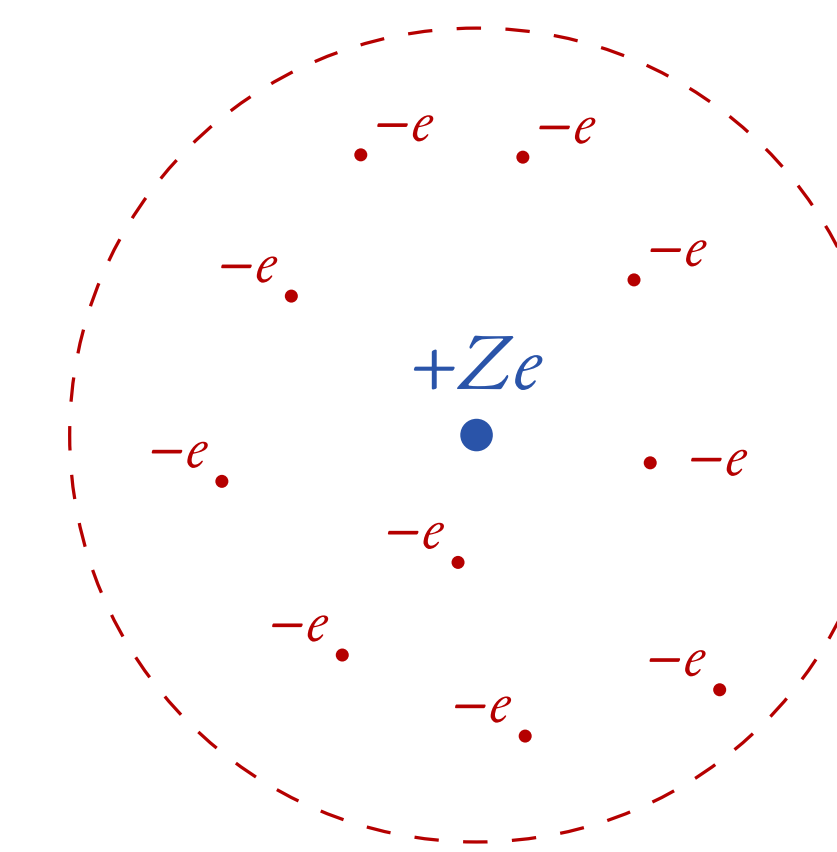
- Si el **modelo** propuesto por **Thomson** fuera cierto, **no deberían observarse desviaciones** ni rebotes de las partículas incidentes.
- Las partículas se desvían al encontrar en su trayectoria una zona muy pequeña (**núcleo**) cargada **positivamente**, donde se concentra la mayor parte de la **masa** del átomo.



Modelos atómicos (cont.)

Modelo de Rutherford (cont.)

- El átomo está formado por un **núcleo**, muy pequeño comparado con el tamaño del átomo, con **carga positiva** y donde se concentra casi toda su **masa**.
- Los **electrones**, con carga negativa, **giran alrededor** del **núcleo** como lo hacen los planetas alrededor del Sol.



Modelo de Rutherford, también conocido como modelo *planetario*.

Iones e isótopos

Iones

Un **ión** es un **átomo cargado** eléctricamente. Según su carga eléctrica sea positiva o negativa, distinguimos:

Catión Átomo que ha perdido/cedido electrones, adquiriendo **carga eléctrica positiva** al tener menos electrones que protones.

Anión Átomo que ha ganado/captado electrones, adquiriendo **carga eléctrica negativa** al tener más electrones que protones.

Isótopos

Los **isótopos** son **átomos** del **mismo elemento químico** con **distinto número de neutrones** en su núcleo, y por tanto **distinto número másico A** .

Los llamados **isótopos radiactivos** son aquellos isótopos que son **inestables** y tienden a **desintegrarse** espontáneamente, **emitiendo radiación** y/o **materia**, transformándose en isótopos estables de otros elementos químicos.

Masa atómica

La **masa** de los **átomos** es **extremadamente pequeña** comparada con las masas de los objetos cotidianos. Es por eso que utilizamos una unidad especial, llamada **unidad de masa atómica**, u , la cual se define como:

La unidad de masa atómica, u , se define como la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C , y es igual a:

$$1\text{ u} = 1.661 \times 10^{-27}\text{ kg}$$

De esta forma el isótopo ^{12}C tiene una masa de 12 u.

La masa atómica que encontramos en las tablas periódicas es la media **ponderada** de los isótopos naturales de cada elemento, teniendo en cuenta su **abundancia**.