

# ESTRUCTURA ATÓMICA

2.º ESO - 3.º 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 se dividen en dos zonas:

*Espacio del núcleo* Donde se encuentran:

*Protones* Sistemas de partículas con **carga eléctrica positiva**.

*Neutrones* Sistemas de partículas **neutras** (sin carga eléctrica).

*Espacio orbital* Donde es probable encontrar los **electrones** (partículas elementales con **carga eléctrica negativa**).

Partícula	Masa/kg	Carga/C
Protón	$1,673 \times 10^{-27}$	$1,602 \times 10^{-19}$
Neutrón	$1,675 \times 10^{-27}$	0
Electrón	$9,109 \times 10^{-31}$	$-1,602 \times 10^{-19}$

$$m_{\text{protón}} \simeq m_{\text{neutrón}} \sim 2000 m_{\text{electrón}}$$

$$q_{\text{protón}} = -q_{\text{electrón}}$$

## 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**:

$${}^A_Z\text{X}^{c\pm},$$

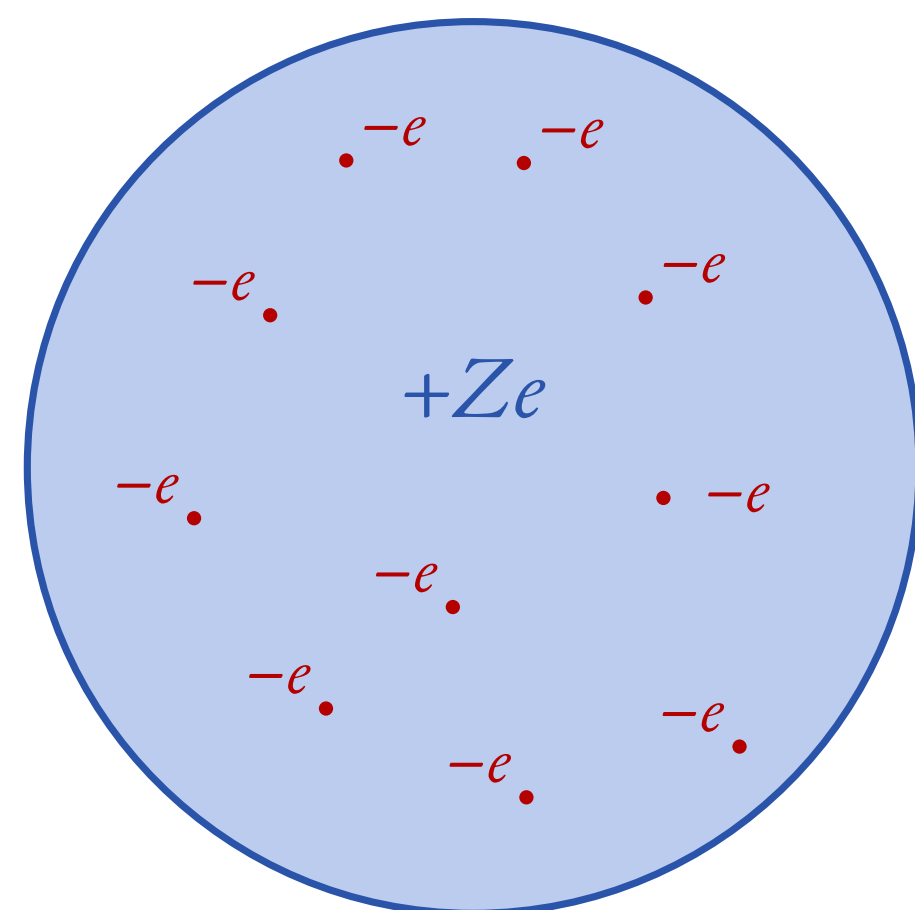
donde  $A$  es el número másico,  $Z$  es el número atómico, X es el símbolo del elemento químico y c es la carga eléctrica del átomo (se omite en caso de ser cero —átomo neutro).

## 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**).

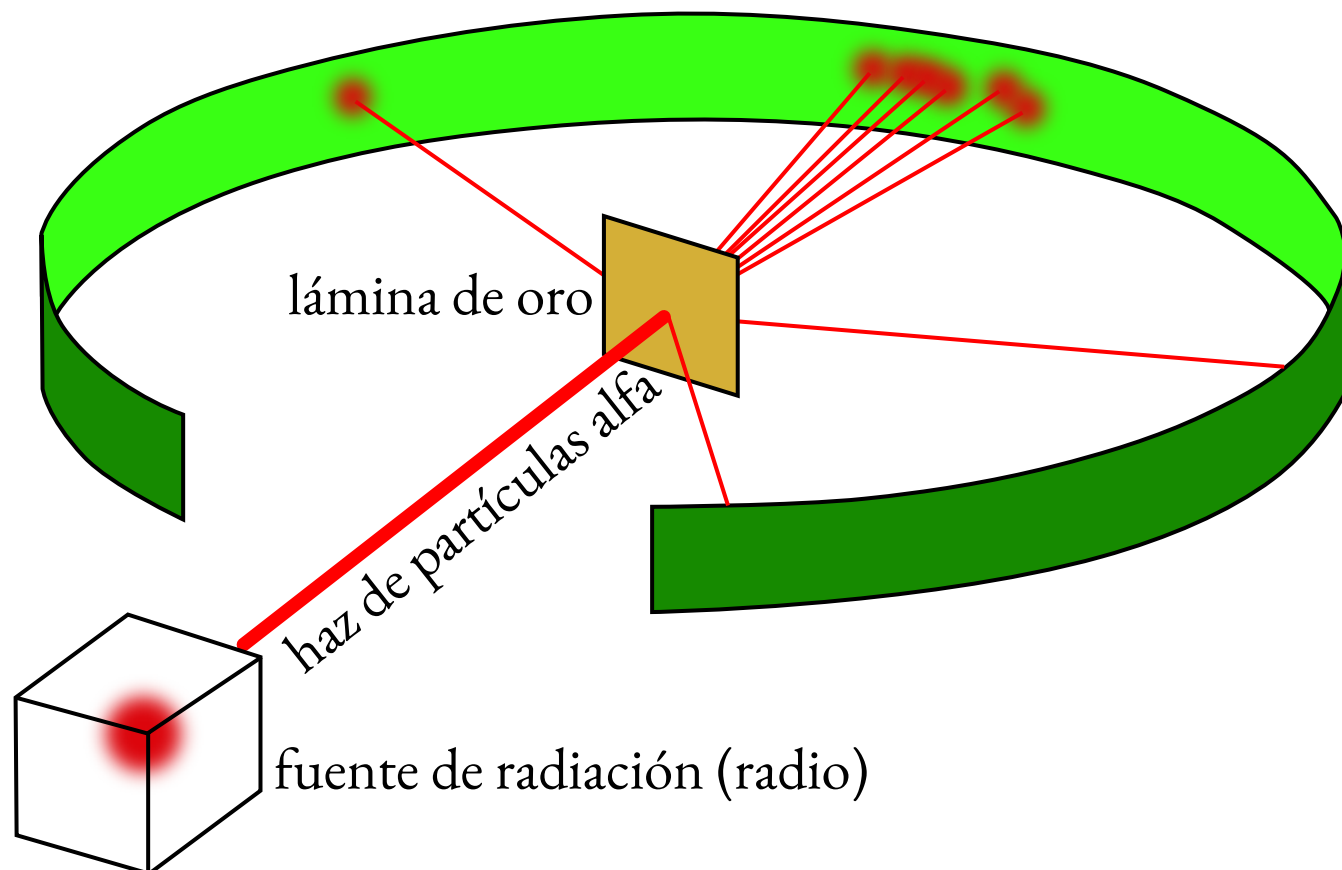


Modelo de Thomson, también conocido como modelo del pastel de pasas.

### Modelo de Rutherford

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

pantalla fluorescente (ZnS)



**Experimento de Geiger-Marsden.** Las partículas alfa ( $\alpha$ ), 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  $\alpha$  chocan contra una pantalla fluorescente (ZnS), produciéndose un destello.

Traducida y adaptada de

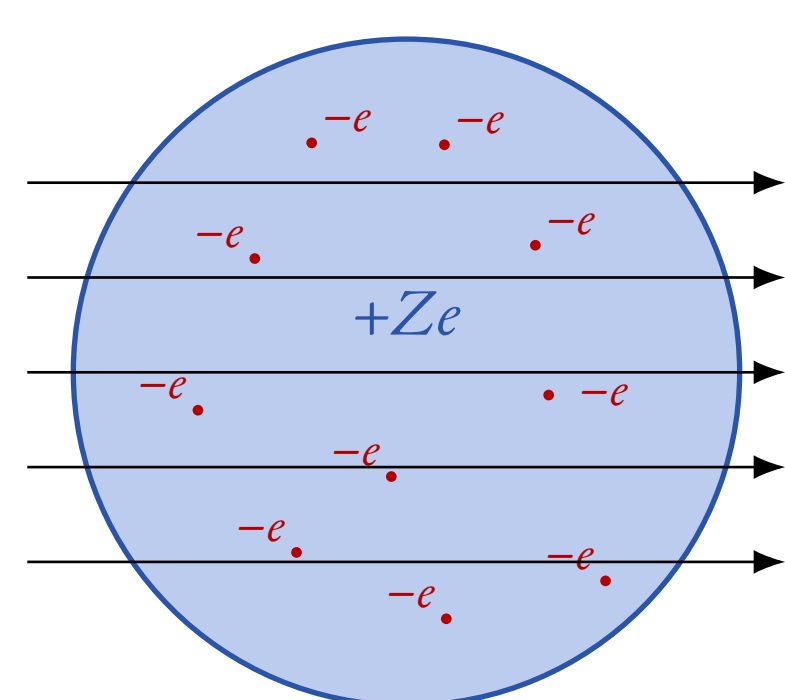
[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Geiger-Marsden_experiment.svg)

Geiger-Marsden\_experiment.svg.

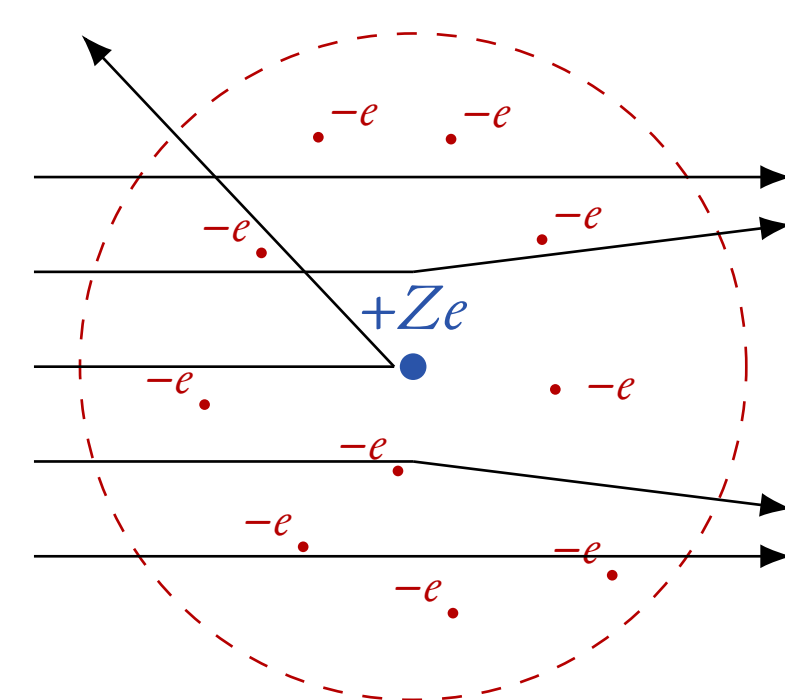
### Resultados del experimento:

- 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  $10^\circ$ .
- **Algunas** partículas (poquísimas) **incluso rebotaban**.

THOMSON



RUTHERFORD



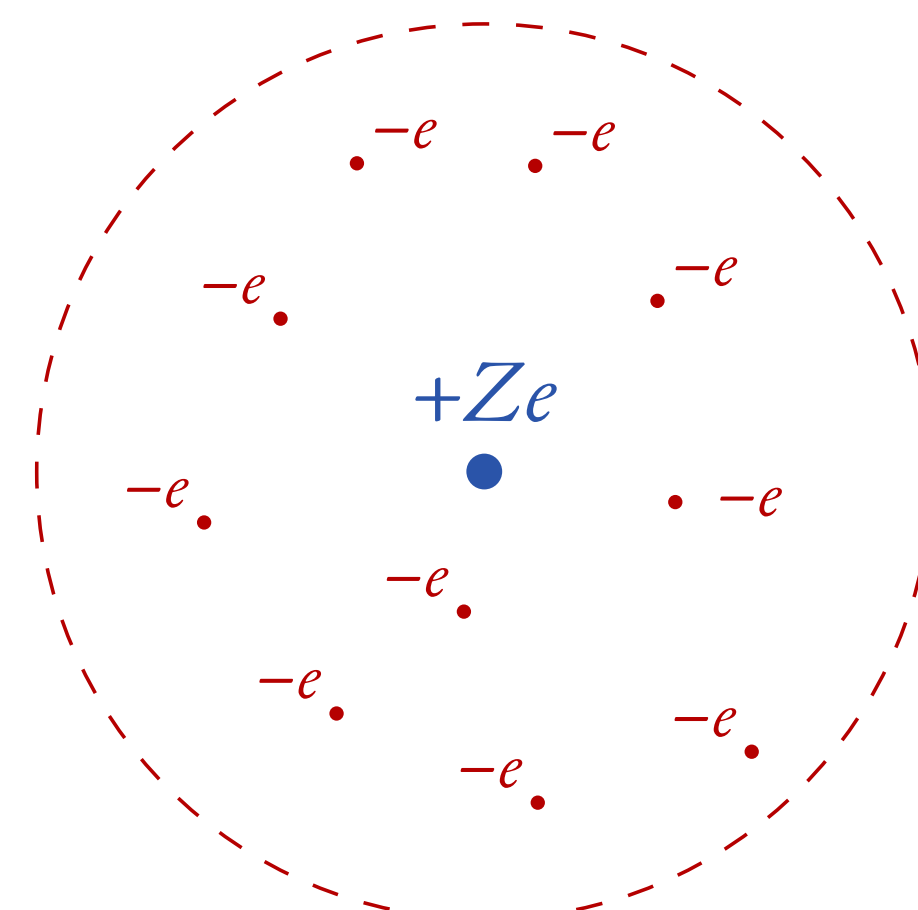
### Interpretación de Rutherford:

- 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

Concepto introducido en 1913 por el químico inglés Frederick Soddy, se trata de **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  $^{12}\text{C}$ , y es igual a:*

$$1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

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

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