

TEMA 3: ESTRUCTURA ATÓMICA I



Hasta el momento, hemos visto que la materia se consideraba algo continuo e indivisible hasta que se confirmó que era posible dividirla en partículas más pequeñas, a las que llamamos átomos.

1- EL ÁTOMO DIVISIBLE

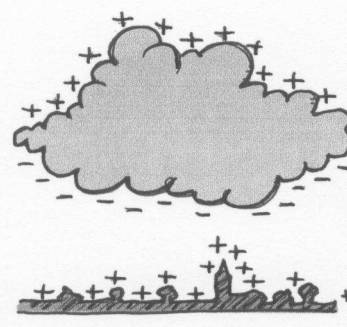
Los antiguos griegos fueron los primeros en preguntarse acerca de la estructura de la materia. **Leucipo** y **Demócrito** (siglo V a C) suponían que la materia podía fragmentarse en trozos cada vez más pequeños hasta llegar a uno que no podría dividirse más y al que denominaron átomo. Estas ideas no volvieron a retomarse hasta principios del siglo XIX y en 1808, Dalton publica su teoría atómica basada en los siguientes puntos:

- 1. La porción más pequeña de un elemento es el átomo, partícula indivisible e inalterable. El átomo para Dalton era una pequeñísima esfera maciza sin estructura de ningún tipo*
 - 2. Átomos de distintos elementos se unen para formar agrupaciones estables llamadas moléculas*
 - 3. Átomos de un mismo elemento tienen la misma masa y las mismas propiedades*
 - 4. Átomos de distintos elementos difieren en masa y propiedades*
- ✓ Sin embargo, esta idea de materia discontinua formada por partículas indivisibles llamadas átomos empezó a ser sometida a discusión a mediados del siglo XIX, cuando se inició el estudio del comportamiento de la materia frente a la electricidad.

Una serie de experiencias como los fenómenos de electrización, pusieron de manifiesto que el átomo era divisible, es decir, que estaba formado por otras partículas elementales

NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA

Si suspendemos de un hilo un globo hinchado y lo frotamos con un trozo de piel, veremos que es atraído hacia ella. Si frotamos de la misma forma una varilla de plástico y la acercamos al globo observaremos que este es repelido por la varilla. Piensa también lo que sucede cuando frotas un bolígrafo de plástico con la manga de tu jersey y lo acercas a unos trocitos de papel. El fenómeno más claro y llamativo lo encontramos en las descargas eléctricas en forma de rayo que se producen durante las tormentas. Hoy en día sabemos que este comportamiento se debe a la presencia en la materia de dos tipos de cargas, positiva y negativa. Los cuerpos normalmente son neutros, ya que tienen igual cantidad de carga de cada



tipo. En estos fenómenos lo que sucede es que al frotarlos pueden adquirir carga, positiva o negativa. Dos cuerpos que hayan adquirido carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen cargas de tipos contrarios se atraen

Como acabamos de ver la materia posee naturaleza eléctrica, pero ¿a qué se debe esta naturaleza?

2- PARTÍCULAS CONSTITUYENTES DE ÁTOMO

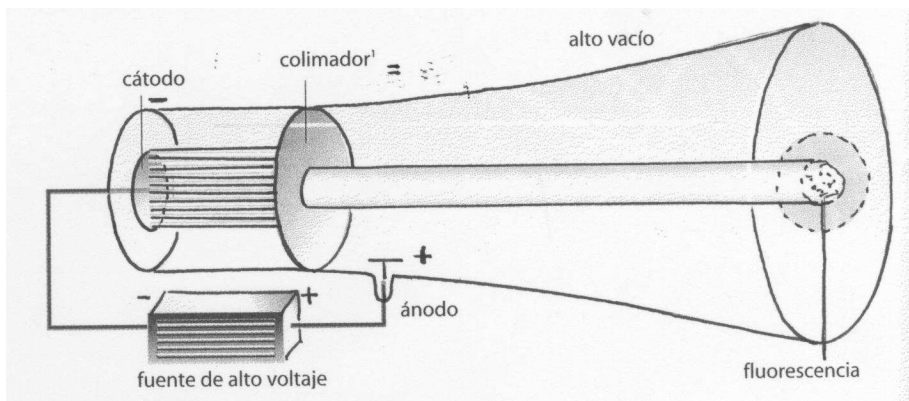
En la segunda mitad del siglo XIX se llevaron a cabo una serie de experiencias que pusieron de manifiesto que dentro de la materia, y por lo tanto dentro del átomo hay cargas eléctricas.

2.1- DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

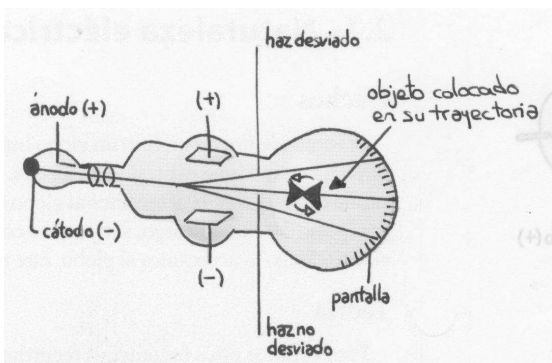
Los **tubos de vacío** son tubos de vidrio que contienen gas a muy baja presión, en los que se introducen dos electrodos (varillas metálicas) entre los que se aplica una diferencia de potencial elevada

TUBO DE RAYOS CATÓDICOS O NEGATIVOS

Al aplicar una diferencia de potencial elevada entre los electrodos de un tubo de vacío, aparece un flujo de corriente que parte del electrodo negativo, o cátodo, hasta el electrodo positivo, o ánodo, donde choca con el vidrio que está junto a él (que tiene una capa de sulfuro de Zinc, ZnS), produciendo una luminiscencia. El alemán Goldstein llamó a dicho flujo **Rayos catódicos**, al tener su origen en el cátodo del tubo.



Diversos experimentos realizados con estos rayos demostraron que:



- ✓ *Viajan en línea recta, ya que un objeto colocado en su trayectoria proyecta una sombra.*
- ✓ *Los rayos catódicos **tienen masa** ya que pueden hacer girar una rueda de paletas colocada en su trayectoria*
- ✓ *Tienen **carga negativa**, puesto que se desvían en presencia de campos eléctricos y magnéticos.*

- ✓ En realidad se trata de **haces de partículas cargadas negativamente**. Thomson calculó su relación carga/masa ($1,759 \times 10^{11}$) y les llamó **electrones**
- ✓ Esta relación carga/ masa es la misma independientemente de cual sea el gas existente en el tubo, por lo tanto, **los electrones debían estar presentes en todos los átomos**.
- ✓ En 1909, Millikan averiguó la **carga del electrón** ($1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$) y su masa ($9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$)
- ✓ No había duda: **Los electrones son partículas fundamentales que se encuentran en todos los átomos**

2.2- DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN

TUBO DE RAYOS CANALES O POSITIVOS

En **1886** Goldstein observó, en un tubo de rayos catódicos con cátodo perforado, unos nuevos rayos que atravesaban los orificios o canales. Fueron llamados **rayos canales o positivos** porque viajaban hacia el electrodo negativo, es decir, en sentido opuesto al de los rayos catódicos.

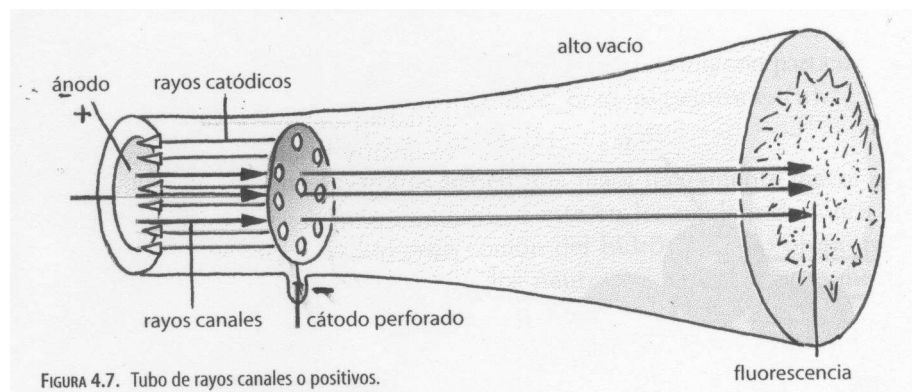


FIGURA 4.7. Tubo de rayos canales o positivos.

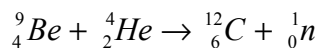
- ✓ Los Rayos canales también se propagan en línea recta y son desviados por la acción de campos eléctricos y magnéticos, lo que demuestra su naturaleza eléctrica, aunque de signo contrario a la de los rayos catódicos. Se trata por tanto de **haces de partículas de carga positiva**
- ✓ También se observa luminosidad, pero a diferencia de los rayos catódicos, la relación carga/masa de estos nuevos rayos sí depende del gas encerrado en el tubo **¿Cómo se puede explicar este hecho?**
En un dispositivo de este tipo encontramos dos tipos de rayos y por tanto dos tipos de partículas. En su movimiento, los electrones que constituyen los rayos catódicos chocan con los átomos gaseosos que se encuentran en el interior del tubo y les arrancan algunos de sus electrones convirtiéndolos en iones positivos, es decir, átomos cargados eléctricamente: $X \rightarrow X^+ + 1 e^-$. Estos iones positivos serán atraídos por el cátodo y al estar perforado lo atravesarán formando así los rayos canales.
La relación carga/masa dependerá del ión que se haya formado tras el choque y esto dependerá del gas que se encuentre en el interior del tubo
- ✓ Cuando el tubo contiene hidrógeno, la relación carga/masa es la más alta obtenida, lo que indica que el ion H^+ es otra partícula elemental. Thomson llamó a los iones H^+ **protones (p)**. su carga positiva es

igual en valor a la del electrón y su masa $1,6 \times 10^{-27}$ kg, unas 1836 veces mayor que la del electrón y aproximadamente igual a la de un átomo de hidrógeno.

2.3- DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

Posteriormente, en 1932, **Chadwick**, descubrió una tercera partícula (mediante una reacción nuclear) que tenía una masa aproximadamente igual a la del protón, pero que no tenía carga, y recibió el nombre de **neutrón**.

Bombardeando Berilio con partículas α (núcleos de Helio), detectó una radiación neutra muy penetrante, eran los neutrones:



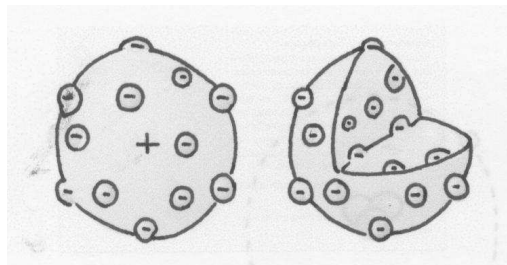
3- MODELOS ATÓMICOS

Para interpretar la naturaleza, hacemos uso de modelos. Un modelo es una construcción lógica que sirve para explicar las características o los hechos que se presentan. Así, por ejemplo, para explicar la construcción de los átomos se propusieron diferentes modelos a lo largo de la historia: desde el de Dalton, el de Thomson, el de Rutherford o el de Bohr, hasta los actuales modelos cada vez más claros y completos. No se puede garantizar que ninguna de ellos sea correcto, lo más que se puede afirmar es que es el más adecuada en ese momento para la explicación de un fenómeno.

3.1- MODELO DE THOMSON

En 1904, Thomson sugirió un modelo que permitía encajar los recién descubiertos electrones dentro de un átomo eléctricamente neutro. Imaginó a los átomos como esferas macizas y uniformes de carga positiva neutralizada por los electrones, que estarían incrustados en ellas. (**modelo del pudín de pasas**)

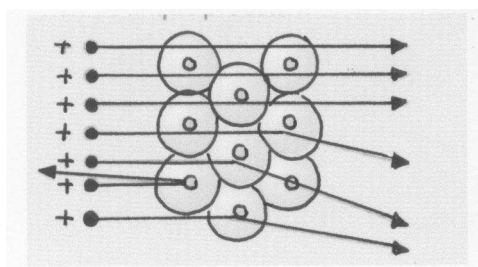
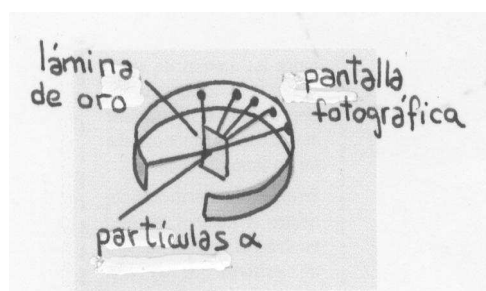
La adición de nuevos electrones dotaría al átomo de carga negativa mientras que la pérdida de algunos de ellos le proporcionaría carga positiva.



3.2- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En 1911, **E. Rutherford**, **H. Geiger** y **E. Marsden** realizaron un experimento que mostraba cómo se distribuían electrones y protones en el átomo y que permitió descartar el modelo de Thomson.

Rutherford y sus colaboradores dirigieron un haz de partículas con carga positiva (partículas α)



procedentes de una fuente radiactiva a gran

velocidad contra una fina lámina de oro. Estas, al incidir sobre la lámina de oro, la atravesaban y llegaban a una pantalla recubierta de sulfuro de Zinc, donde producían un destello luminoso observable. Se contaron todos los impactos para así poder determinar el número relativo de partículas α que se desviaban en diversos ángulos.

Como se esperaba, y debido a la gran masa, velocidad y energía cinética de las partículas alfa, la mayoría pasaba en línea recta a través de la lámina, pero unas pocas (aproximadamente una de cada veinte mil), experimentaban grandes desviaciones e incluso rebotaban.

- ✓ Si la masa y la carga eléctrica del átomo estuviesen distribuidas de manera uniforme, tal y como mantenía Thomson, las partículas deberían atravesar la lámina sin apenas desviación.
- ✓ El átomo debía tener una zona con carga positiva, muy pequeña y extremadamente densa comparada con el tamaño total del átomo, que explicaría el rebote de algunas de las partículas α por repulsión con esta parte positiva. **Rutherford** le dio el nombre de **núcleo** y en **1911** sugirió un **nuevo modelo**, según el cual el átomo consta de dos partes:

- ❖ El **núcleo**, que ocupa una fracción muy pequeña del volumen total del átomo, está cargado positivamente con protones y acapara la mayor parte de la masa del átomo. En 1920 Rutherford predijo la existencia de un tercer tipo de partícula, sin carga y de masa parecida a la del protón que se situaría en el núcleo del átomo. A esta partícula propuso llamarle neutrón pero no fue descubierto hasta 12 años después.
- ❖ La **corteza**, la extensa zona donde los electrones giran alrededor del núcleo. Como esta zona ocupa la mayor parte del átomo y la masa de los electrones es tan pequeña, se puede decir que es una zona de vacío. Este experimento sugirió que el núcleo del átomo era algo así como 10^5 veces más pequeño que el diámetro del átomo mismo. Imagina que si el átomo tuviera el tamaño de un campo de fútbol, el núcleo estaría situado en el centro y tendría el tamaño de un guisante.

✓ **FALLO DEL MODELO:**

- ❖ Uno de los fallos era que conducía a un átomo inestable, ya que, como Maxwell había demostrado en el siglo anterior, toda partícula cargada que se mueve con aceleración emite energía. Por tanto, al girar los e^- alrededor del núcleo, irían perdiendo energía hasta precipitarse sobre el núcleo

4- IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS

4.1 -IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS

¿Qué hace a los átomos diferentes unos de otros?

La respuesta es que podemos identificar un átomo por el número de protones que contiene su núcleo. El número de protones de un átomo se llama **número atómico** y se representa por la letra Z

Número atómico= Número de protones

El número atómico se representa como un pequeño subíndice, por ejemplo: ${}_1\text{H}$ ${}_6\text{C}$ ${}_{17}\text{Cl}$

Como los electrones apenas tienen masa, la masa de un átomo se debe prácticamente, a la suma de los protones y los neutrones del núcleo. Por esto, el número de protones y neutrones de un átomo se llama **número másico** y se simboliza por la letra A (**A = Número de protones+Número de neutrones**)

Se representa como un superíndice situado antes del símbolo del elemento en cuestión: ${}^{12}\text{C}$

El número de neutrones, N , es la diferencia entre el número másico y el número atómico **$N=A-Z$**

Así, los átomos se representan como: ${}_Z^A X$

Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo
- En el núcleo radica la masa del átomo
- Partículas: protones y neutrones (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A** .
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte"
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z** , nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el Sistema periódico

Corteza del átomo

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga $-$) son atraídos por el núcleo (carga $+$).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: **$n = A - Z$**
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $q_n = 0$

Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

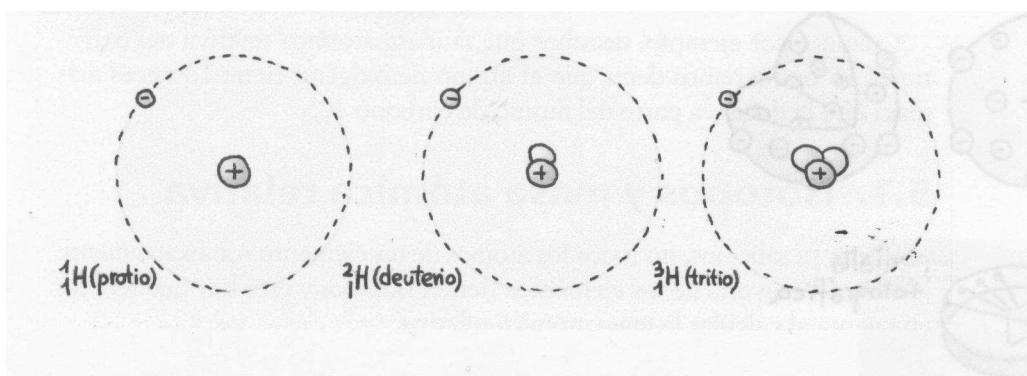
Observa que $m_p \approx 2.000 m_e$

$$m_p \approx m_n$$

$q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

4.2 -ISÓTOPOS

Es posible encontrar en la naturaleza dos átomos de un mismo elemento con diferente número másico. Esto puede ocurrir porque el número de protones es el mismo para todos los átomos de un mismo elemento, pero el número de neutrones puede variar. En otras palabras, el número atómico de un elemento tiene un solo valor, pero el número másico puede tener varios valores



4.3 -ISÓTOPOS Y MASA ATÓMICA RELATIVA

Como ya hemos visto, no todos los átomos de un elemento son exactamente iguales. La mayoría de los elementos tienen isótopos y esto hay que tenerlo en cuenta al calcular la masa atómica relativa. Así, por ejemplo, si el carbono se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos, $^{12}_6\text{C}$ y $^{14}_6\text{C}$, ¿de cuál de ellos es la masa atómica relativa que podemos consultar en la tabla periódica?

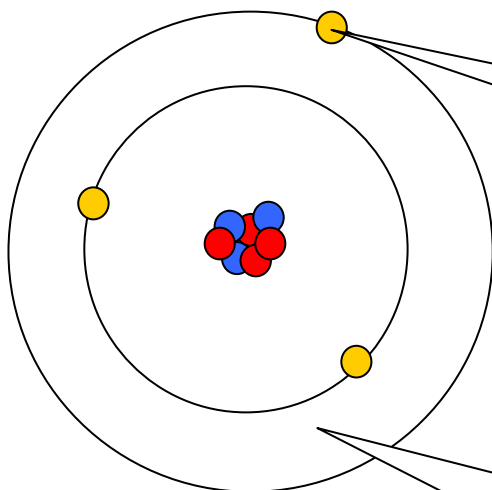
❖ La masa atómica relativa de un elemento es la media ponderada de sus isótopos. Por eso, no es un número entero. Para calcularla hay que considerar la abundancia de cada uno de los isótopos en la naturaleza.

✓ **Ejemplo:**

El cloro tiene dos isótopos, ^{35}Cl y ^{37}Cl que se presentan en la naturaleza con una abundancia del 75,5% y un 24,5 %, respectivamente; por tanto, su masa atómica relativa será la suma de las masas debidas a uno y otro isótopo:

$$\text{masa atómica relativa} = \frac{35 \cdot 75,5}{100} + \frac{37 \cdot 24,5}{100} = 35,5$$

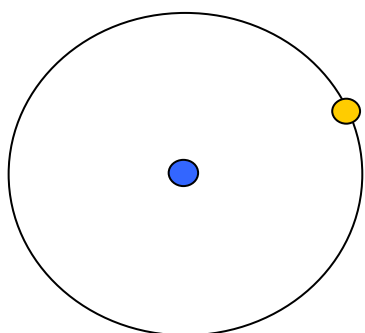
4.4 -FORMACIÓN DE IONES



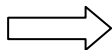
Si se comunica energía a un electrón puede "saltar" del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo. Al quitar un electrón el átomo queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es un **ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**

En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**

El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)



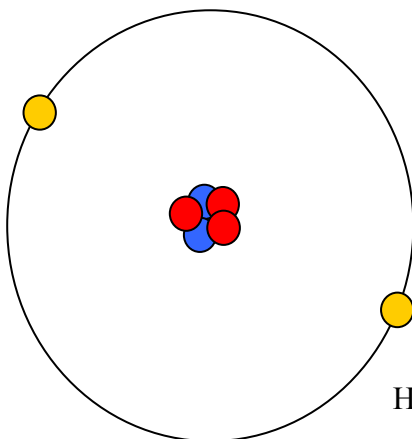
H



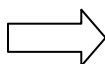
H⁺

Algunos iones importantes

Observa que si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón: $H - e \rightarrow H^+$
De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como H⁺



He



He⁺²

Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos el núcleo de He con carga + 2. Es lo que se llama una "**partícula α**"

