

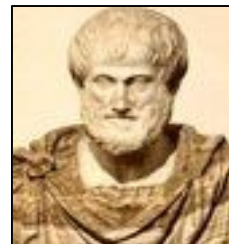
EL ÁTOMO

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

En la antigua Grecia dos concepciones compitieron por dar una interpretación racional a cómo estaba formada la materia.

Demócrito consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas **átomos**, entre los cuales existe vacío.

Aristóteles era partidario de **la teoría de los cuatro elementos**, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos: **aire, tierra, fuego y agua**.



Aristóteles
(384-322 a.C)

La teoría de los cuatro elementos fue la aceptada durante muchos siglos.

Siguiendo la teoría aristotélica **los alquimistas** (que están considerados como los primeros químicos) intentaban obtener la Piedra Filosofal que les permitiría transmutar los metales en oro, curar cualquier enfermedad e, incluso, evitar la vejez y la muerte.

Su incesante trabajo en el laboratorio dio como fruto la invención o perfeccionamiento de muchos procedimientos aún hoy usados en los laboratorios (entre ellos la destilación), la síntesis de numerosos compuestos (como el ácido clorhídrico, sulfúrico o nítrico), el descubrimiento de técnicas metalúrgicas, la producción de tintes, pinturas o cosméticos... etc.



En 1808 John Dalton recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos.

John Dalton
(1766-1844)



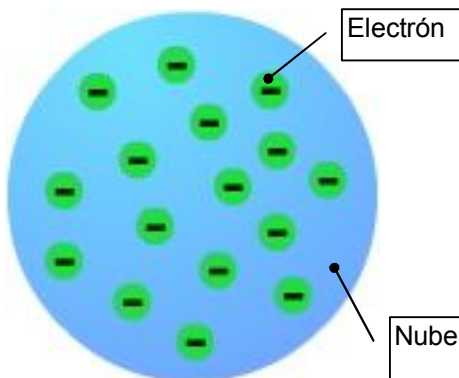
J. J. Thomson
(1856-1940)

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el electrón.

Los rayos catódicos estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone, entonces, el primer modelo de átomo compuesto:

“Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encuentran incrustados en una nube con carga positiva. La carga positiva de la nube compensa exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.”



Primer modelo de átomo compuesto (Thomson, 1897)
Modelo de “pastel de pasas”

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva (azul) de forma similar a las pasas en un pastel.



E. Rutherford
(1871-1937)

El modelo de átomo planetario (Rutherford, 1911)

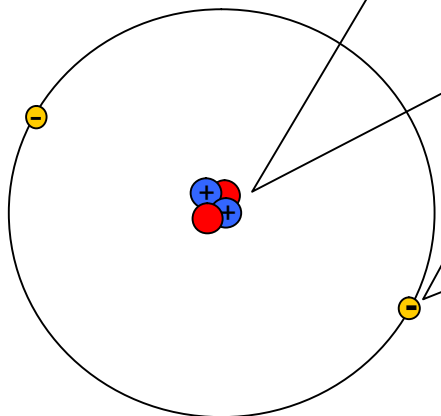
E. Rutherford propone un nuevo modelo de átomo, el llamado **modelo planetario**, en el que **existe un núcleo muy pequeño, donde se localizan los protones y los neutrones, y los electrones orbitan en círculos alrededor del núcleo**, de forma semejante a como lo hacen los planetas alrededor del Sol.

Núcleo del átomo

- **Dimensiones muy reducidas** comparadas con el tamaño del átomo.
- **Partículas: protones y neutrones (nucleones)**. Ambos tienen una masa considerable. Un protón o un neutrón tiene una masa casi 2000 veces superior a la de un electrón. Por tanto **la masa del átomo radica en el núcleo**.
- **Los protones tienen carga positiva y los neutrones carecen de carga.**
- **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 coincide con el número de la casilla que el elemento ocupa en la tabla periódica.**

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.**

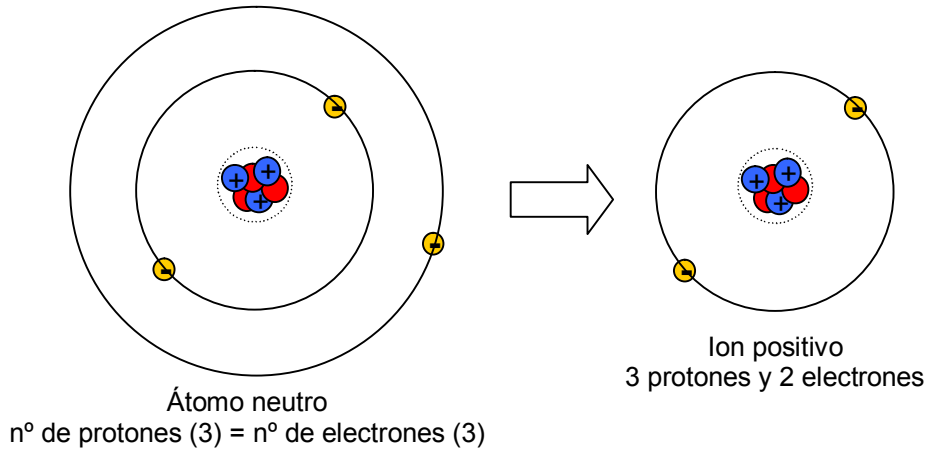


- **Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).**
- **Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales**, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (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. Algunos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radiactivos**.

¿Qué es un ion? ¿Cómo se forman los iones?

Si a un electrón se le comunica suficiente energía, 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.

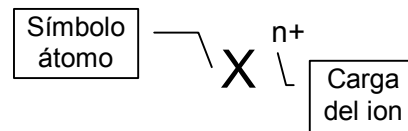
Al quitar un electrón el átomo quedará con carga (+), ya que habrá un electrón menos (una carga negativa menos) y los mismos protones (cargas positivas) en el núcleo. El átomo ya no sería eléctricamente neutro, tiene carga. **Se convierte en un ion.**



El proceso de obtener iones con carga (+), o cationes, no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo.

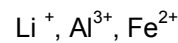
Si hiciéramos esto alteraríamos el número atómico del elemento (Z) y se produciría la transmutación del elemento en otro con número atómico superior.

Nomenclatura de iones

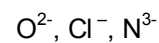


Ejemplos:

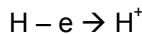
Iones positivos (cationes)



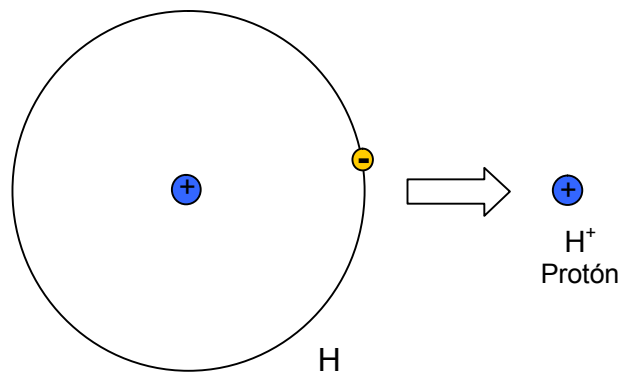
Iones negativos (aniones)



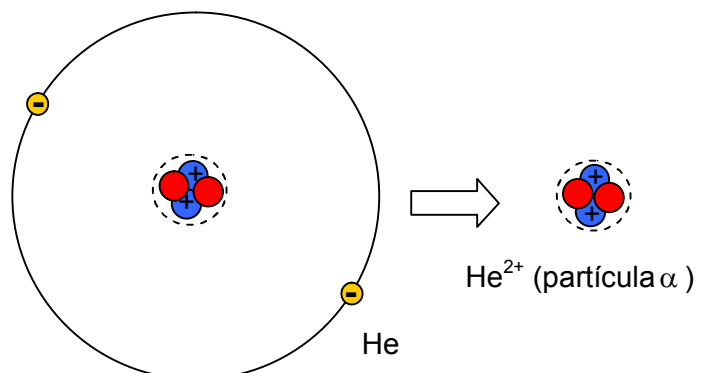
Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como H^+

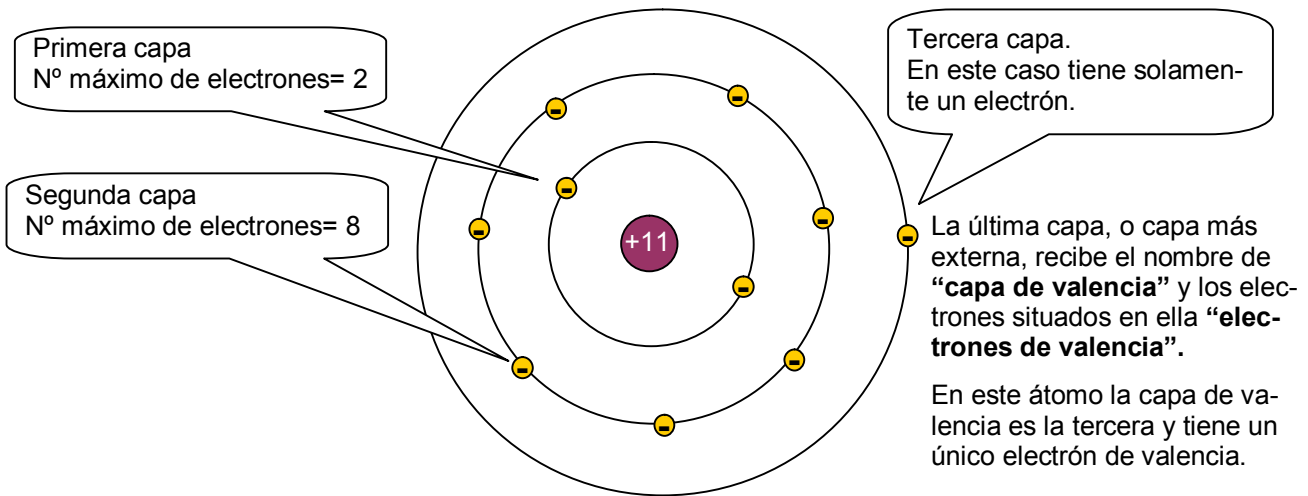


Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos un núcleo de He con carga 2+. Es lo que se llama una “partícula alfa (α)”



Estructura de la corteza

Para “construir” la corteza (o envoltura electrónica) de un átomo, averigua cuántos electrones tiene (si es un átomo neutro: nº de electrones = Z) y vete rellenando las capas, empezando por la primera, y teniendo en cuenta el número máximo de electrones que puede haber en cada capa.



Masa de los átomos

Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados, obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables.

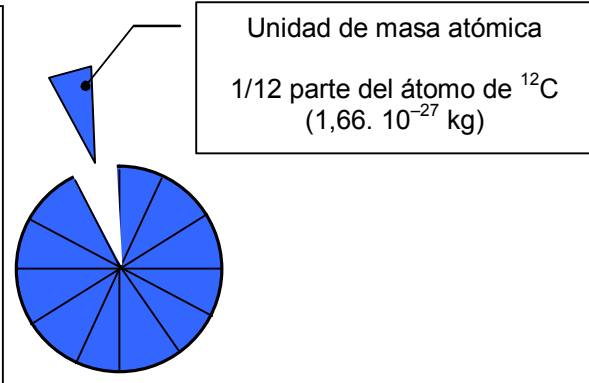
Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg y el de carbono $2,00 \cdot 10^{-26}$ kg.

Por esta razón para medir la masa de los átomos se adopta una nueva unidad: **la unidad de masa atómica (u.m.a)**. La u.m.a se define de la siguiente manera:

Consideremos un átomo del isótopo más abundante de C, el ^{12}C ; lo dividimos en doce partes iguales y tomamos una de ellas. *La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica (u. m .a).*

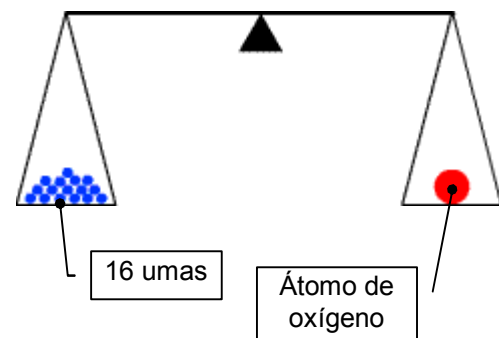
Se define la unidad de masa atómica como la doceava parte de la masa del átomo de ^{12}C

Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u.



La masa de los átomos se determina comparándola con la de la unidad de masa atómica.

Imaginemos una balanza capaz de pesar átomos (es una ficción, no es real). Si quisiéramos determinar la masa de un átomo de oxígeno, lo pondríamos en un platillo e iríamos añadiendo unidades de masa atómica al otro. Cuando se equilibrara la balanza, solo tendríamos que contar cuantas umas hemos colocado en el otro platillo y tendríamos la masa del átomo de oxígeno en umas.



En el ejemplo que se puede ver a la derecha la masa del átomo de oxígeno considerado serían dieciséis umas (16 u)

La masa atómica del protón y del neutrón es muy aproximadamente 1 uma, mientras que la masa del electrón es notablemente más baja (aproximadamente 1830 veces más pequeña que la masa del protón).