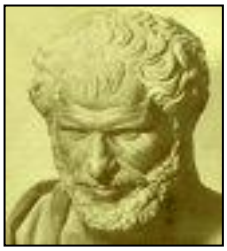
	EL ÁTOMO	**FyQ 4º ESO**

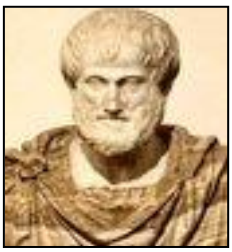


Demócrito
(460-370 a.C)

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 átomos habría vacío.

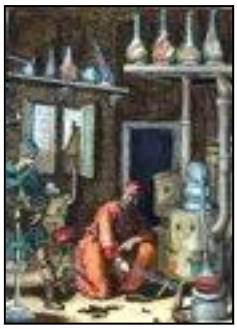
Aristóteles era partidario de la teoría de los cuatro elementos, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos: aire, agua, tierra y fuego.



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 y evitar, incluso, 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)

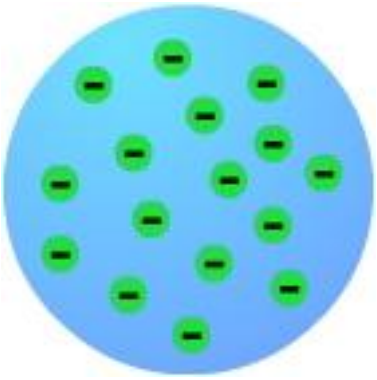
J. J. Thomson
(1856-1940)

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:

> Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una nube de carga positiva. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



Primer modelo de átomo compuesto (Thomson, 1897)

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

E. Rutherford
(1871-1937)

E. Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que se trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson.

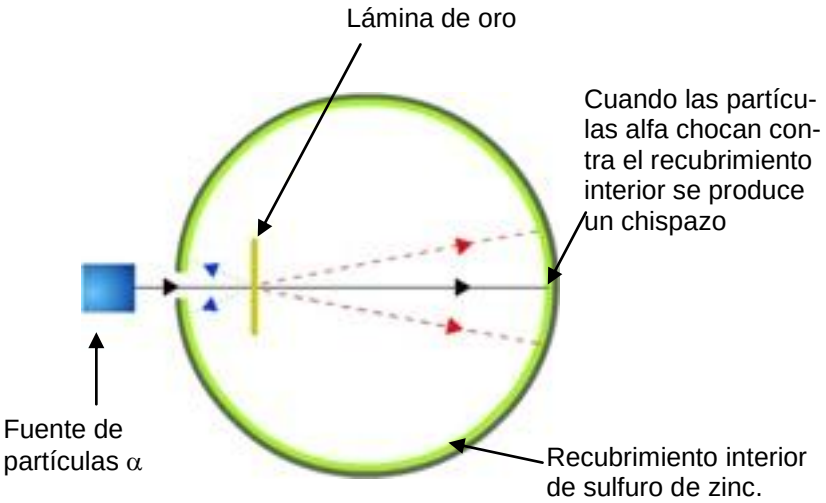
Un esquema del montaje experimental usado se muestra más abajo:

Las partículas alfa (α), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas α chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

¿Qué es una partícula α?
(ver iones)

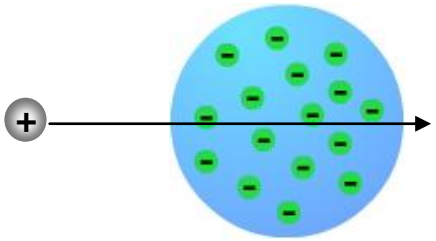
Las llamadas *"partículas α"* son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7.000 veces superior a la del electrón.

- La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación.
- Muy pocas (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayor de 10^{0} (trazo a rayas)
- En rarísimas ocasiones las partículas α rebotaban (líneas de puntos)



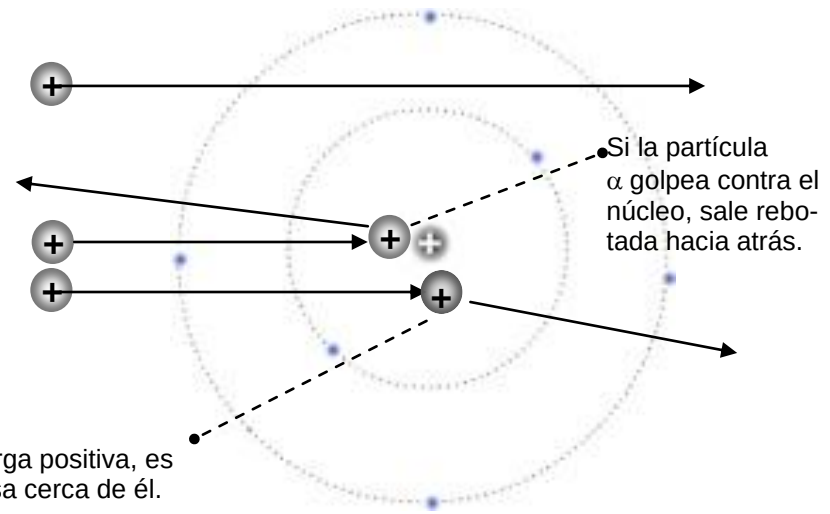
La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

- Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.



Modelo planetario de átomo propuesto por Rutherford en 1911

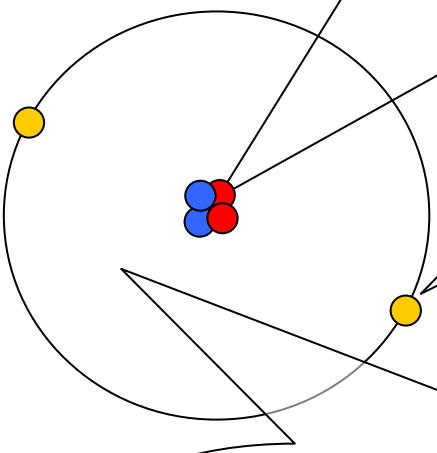
- Para que las partículas se desvíen deben encontrar en su trayectoria una zona (núcleo) en la que se concentre carga de signo positivo y cuya masa sea comparable o mayor a la de las partículas α.
- La zona en la que se concentra la masa y la carga positiva debería de ser muy pequeña comparada con la totalidad del átomo.
- Los electrones orbitan en círculos alrededor del núcleo.



EL ÁTOMO . Conceptos fundamentales

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 S.P



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: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,007 u ; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19}$ C
Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,009 u ; $q_n = 0$
Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg = 0,0005 u ; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Observa que $m_p \approx 2.000\ m_e$
$m_p \approx m_n$
$q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

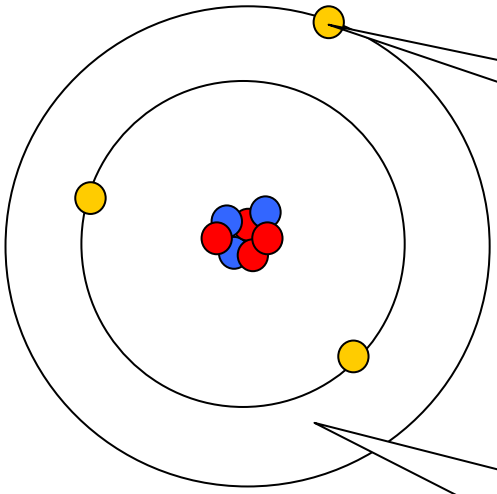
nº másico — **A**

X — Símbolo del átomo

nº atómico (se puede suprimir) — **Z**

Ejemplos:
^{4}**He** : Helio- 4
^{14}**C** : Carbono- 14
^{235}**U** : Uranio- 235

EL ÁTOMO . 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)

Nomenclatura de iones

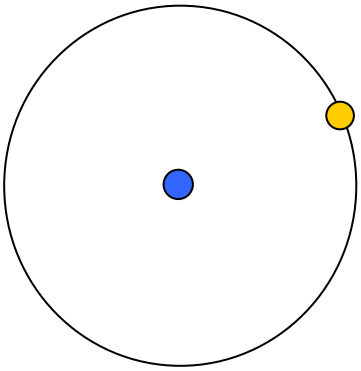
Símbolo átomo — X^{n} — Carga del ión

Ejemplos
Li^{+}
O^{2-}
Al^{3+}
Cl^{-}
Fe^{2+}

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^{+}

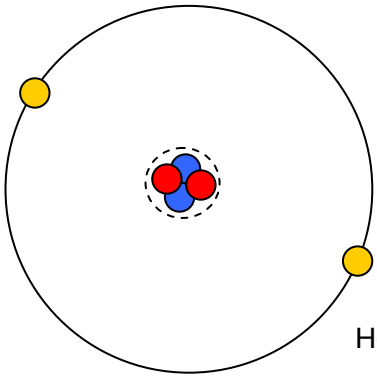


H

H^{+}

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"**

$$He - 2\,e \rightarrow He^{+2+}$$



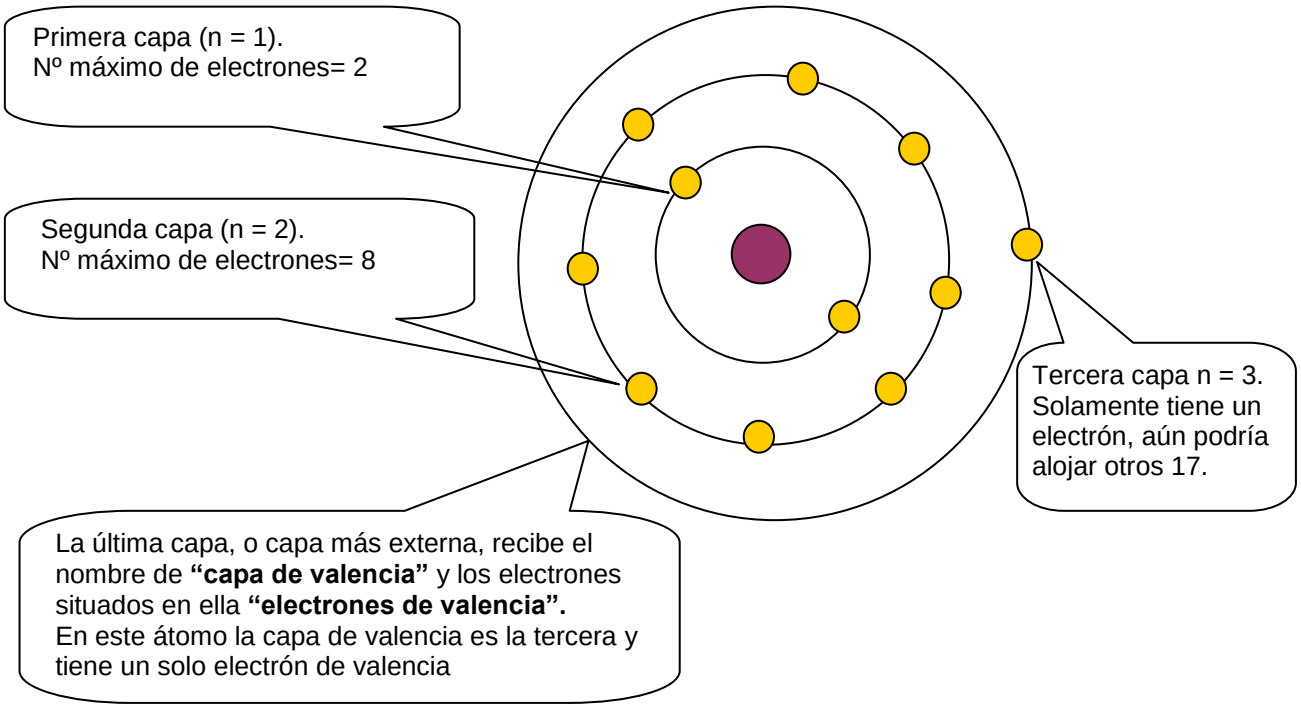
He

He^{2+}

EL ÁTOMO . Esctructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.
- Las distintas órbitas se identifican por un número entero, **n**, llamado **número cuántico principal**. Así para la primera capa (la más próxima al núcleo n = 1; para la segunda n = 2; para la tercera n = 3...
- El número de capas u órbitas que posee un elemento viene dado por el número del periodo en que está situado en la tabla periódica
- Para distribuir los electrones en las capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas de la experimentación:
    1. Las capas se van llenando por orden: primero se llena la de n = 1, a continuación n= 2, después n = 3 ...
    2. No se puede empezar a llenar un nivel superior si aún no está lleno el inferior.
    3. El número máximo de electrones que se puede alojar en cada capa es:

n	nº máx electrones
1	2
2	8
3	18
4	32



EL ÁTOMO . Configuración electrónica

- Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos niveles que en ellas existen

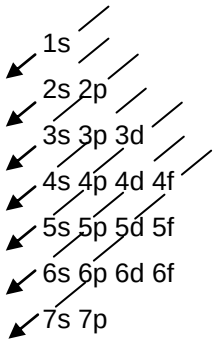
CAPA	NIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

- Cada nivel puede alojar un número màximo de electrones

NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

- Los niveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está totalmente lleno no se pasa a llenar el siguiente

- El orden de llenado de los niveles se obtiene a partir del diagrama de Möeller:



Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

1. **Considera el número de electrones que debes distribuir**. Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Vete colocando los electrones por orden** en los niveles de cada capa. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente (ayúdate del diagrama de Möeller)
3. Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado.
4. **Ordena por capas** la configuración obtenida.

Ejemplos

Li	**Z = 3**	$1s^2\ 2s^1$
N	**Z = 7**	$1s^2\ 2s^2 p^3$
Mg	**Z = 12**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2$
Si	**Z = 14**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^2$
S	**Z = 16**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^4$
Ar	**Z = 18**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6$
Ti	**Z = 22**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^2\ 3\ d^2 = 1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^2 4s^2$
Ga	**Z = 31**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^2\ 3\ d^{10}\ 4\ p^1 = 1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ 4\ p^1$
Br	**Z = 35**	$1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^2\ 3\ d^{10}\ 4\ p^5 = 1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ 4\ p^5$

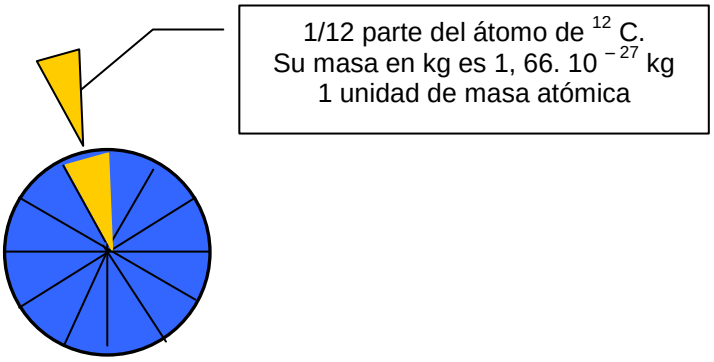
EL ÁTOMO . Masa de los átomos

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 (kg) ,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:

Considera que coges un átomo del isótopo más abundante de C, el ^{12}C, lo divides en doce partes iguales y tomas una de ellas. La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica (u. m .a) Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u.

A la hora de calcular la masa de un elemento hay que tener en cuenta que no todos los átomos son iguales, ya que pueden existir varios isótopos. La masa se obtiene como masa ponderada de todos sus isótopos. Por eso las masas que puedes leer en las tablas no son enteras.



Teniendo en cuenta lo anterior podríamos preguntarnos:

¿Cuántos átomos de ^{12}C sería necesario reunir para tener una masa "manejable" en el laboratorio, por ejemplo, 12 g (valor de la masa atómica expresada en gramos)?

$$0{,}012 \text{ kg de } {}^{12}C \frac{1 \text{ u}}{1{,}66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ átomo de } {}^{12}C}{12 \text{ u}} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } {}^{12}C$$

Otros ejemplos

Elemento	masa en u. m.a	masa en kg	Átomos que hay en una cantidad igual a su masa atómica expresada en gramos
H	1,00	$1,66 \cdot 10^{-27}$	1,00 g de H contiene **$6.02.10^{23}$** átomos
N	14,00	$2,32 \cdot 10^{-26}$	14,00 g de N contienen **$6.02.10^{23}$** átomos
O	16,00	$2,66 \cdot 10^{-26}$	16,00 g de O contienen **$6.02.10^{23}$** átomos
Cl	35,45	$5,89 \cdot 10^{-26}$	35,45 g de Cl contienen **$6.02.10^{23}$** átomos
Fe	55,85	$9,26 \cdot 10^{-26}$	55,85 g deFe contienen **$6.02.10^{23}$** átomos
Pb	207,19	$3,44 \cdot 10^{-25}$	207,19 g de Pb contienen **$6.02.10^{23}$** átomos