

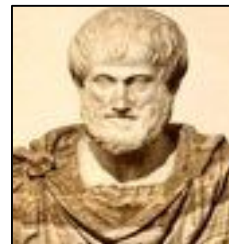
## El átomo

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 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, 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 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)



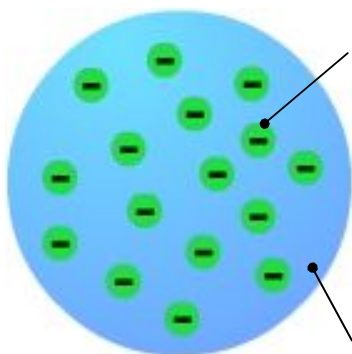
J. J. Thomson (1856-1940)

**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 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.”**



Electrón

Nube con carga positiva

**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.

**El modelo de átomo planetario (Rutherford, 1911)**



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:

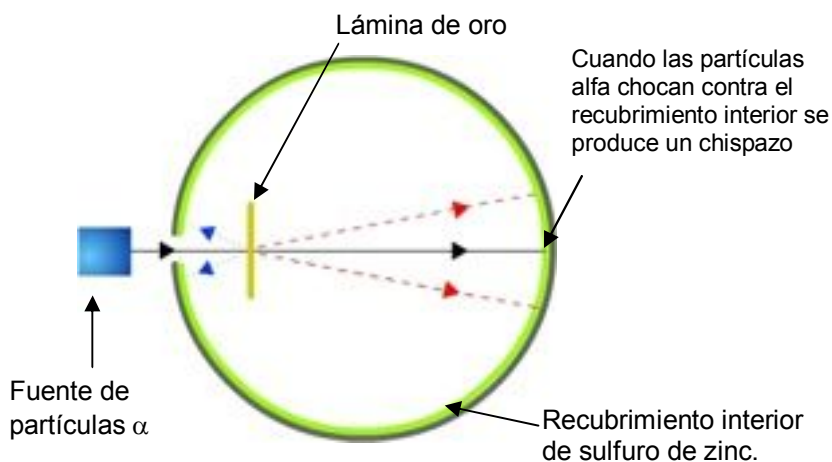
Las partículas alfa ( $\alpha$ ), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas  $\alpha$  chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma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

**¿Qué es una partícula  $\alpha$ ?**  
(ver iones)

Las llamadas "partículas  $\alpha$ " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7000 veces superior a la del electrón.

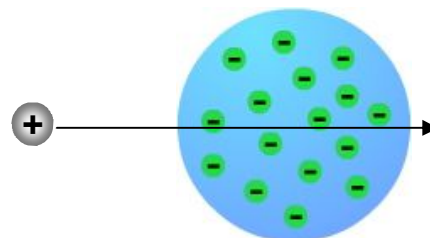
Resultado del experimento:

- 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  $10^\circ$  (trazo a rayas)
- En rarísimas ocasiones las partículas  $\alpha$  rebotaban (líneas de puntos)



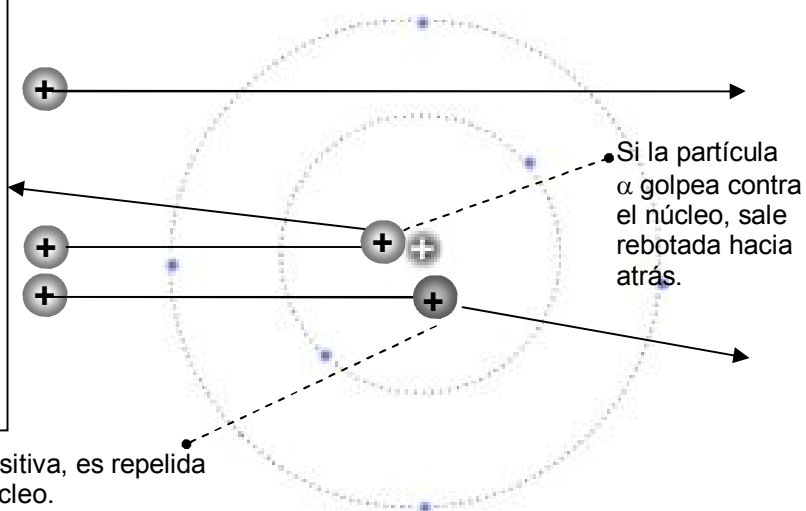
La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

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



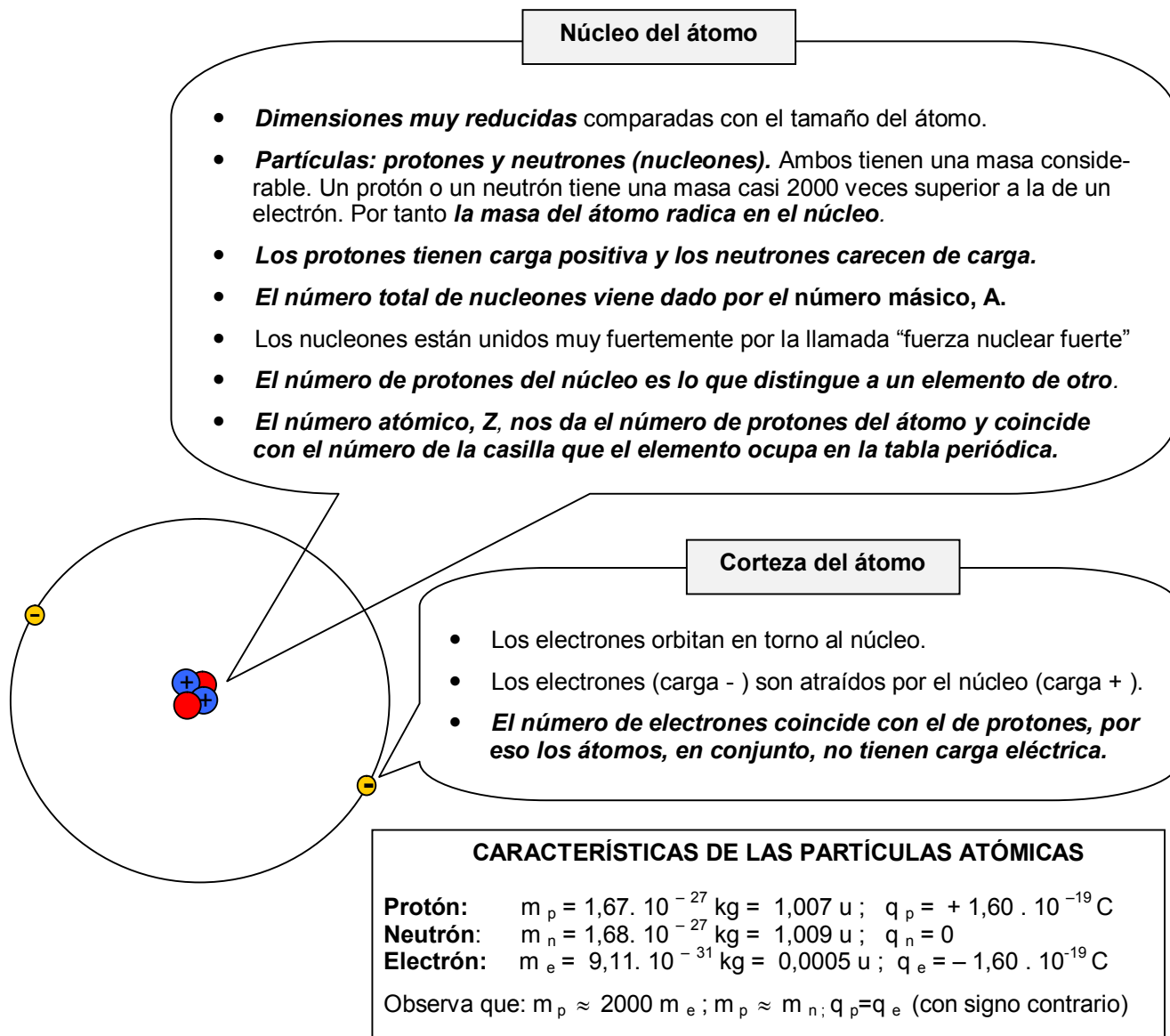
- Para que las partículas se desvíen deben encontrar en su trayectoria una zona (**núcleo**) en la que se concentre carga de signo positivo y cuya masa sea comparable o mayor a la de las partículas  $\alpha$ .
- La zona en la que se concentra la masa y la carga positiva debería de ser muy pequeña comparada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

**Modelo planetario de átomo propuesto por Rutherford en 1911**



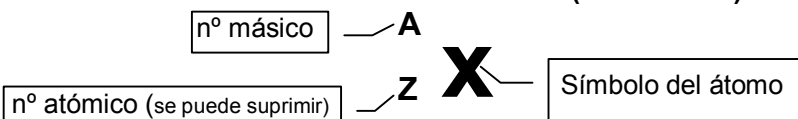
La partícula  $\alpha$ , que tiene carga positiva, es repelida por el núcleo si pasa cerca del núcleo.

El modelo propuesto por **E. Rutherford** recibe el nombre de **modelo planetario**, pues en él **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.



- **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**.

#### NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)



Ejemplos:

$^4\text{He}$  : Helio-4

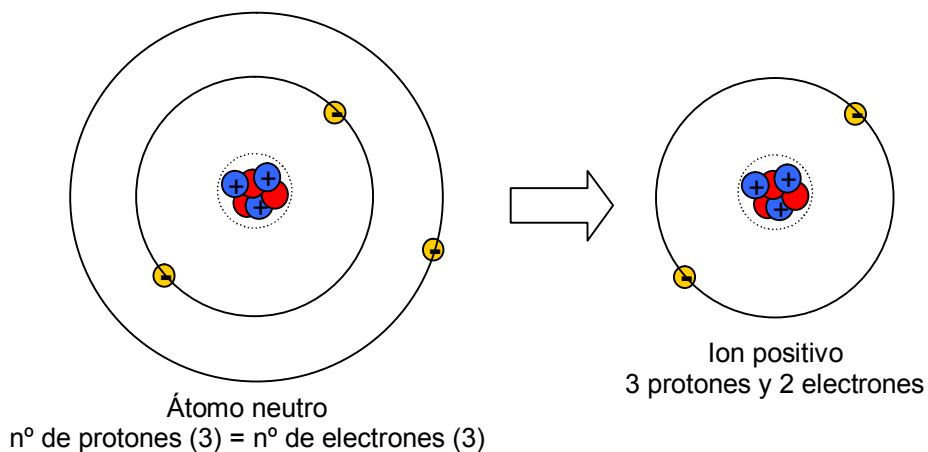
$^{14}\text{C}$  : Carbono-14

$^{235}\text{U}$  : Uranio-235

**¿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.

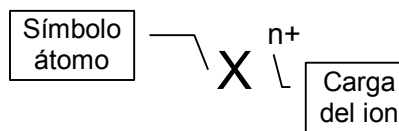
**Al quitar un electrón el átomo quedará con carga (+)**, ya que habrá un electrón menos (una carga negativa menos) y los mismos protones (cargas positivas) en el núcleo. El átomo ya no sería eléctricamente neutro, tiene carga. **Se convierte en un ion.**



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

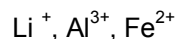
Si hiciéramos esto alteraríamos el número atómico del elemento (Z) y se produciría la transmutación del elemento en otro con número atómico superior.

**Nomenclatura de iones**

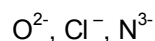


Ejemplos:

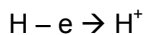
Iones positivos (cationes)



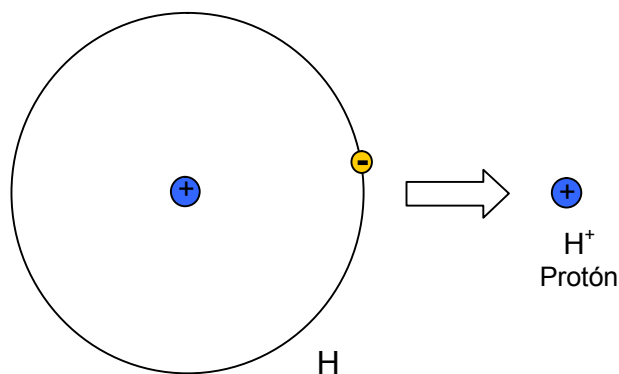
Iones negativos (aniones)



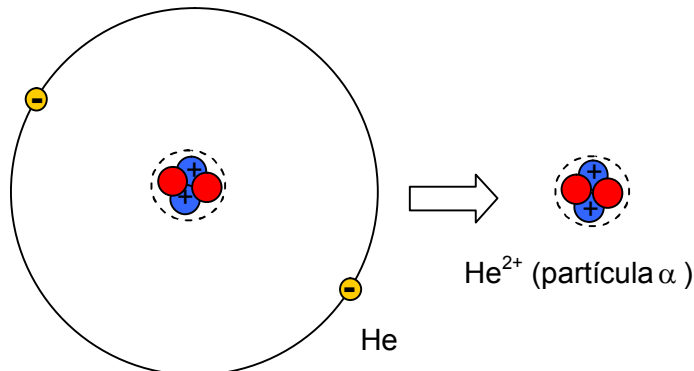
Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



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 ( $\alpha$ )”

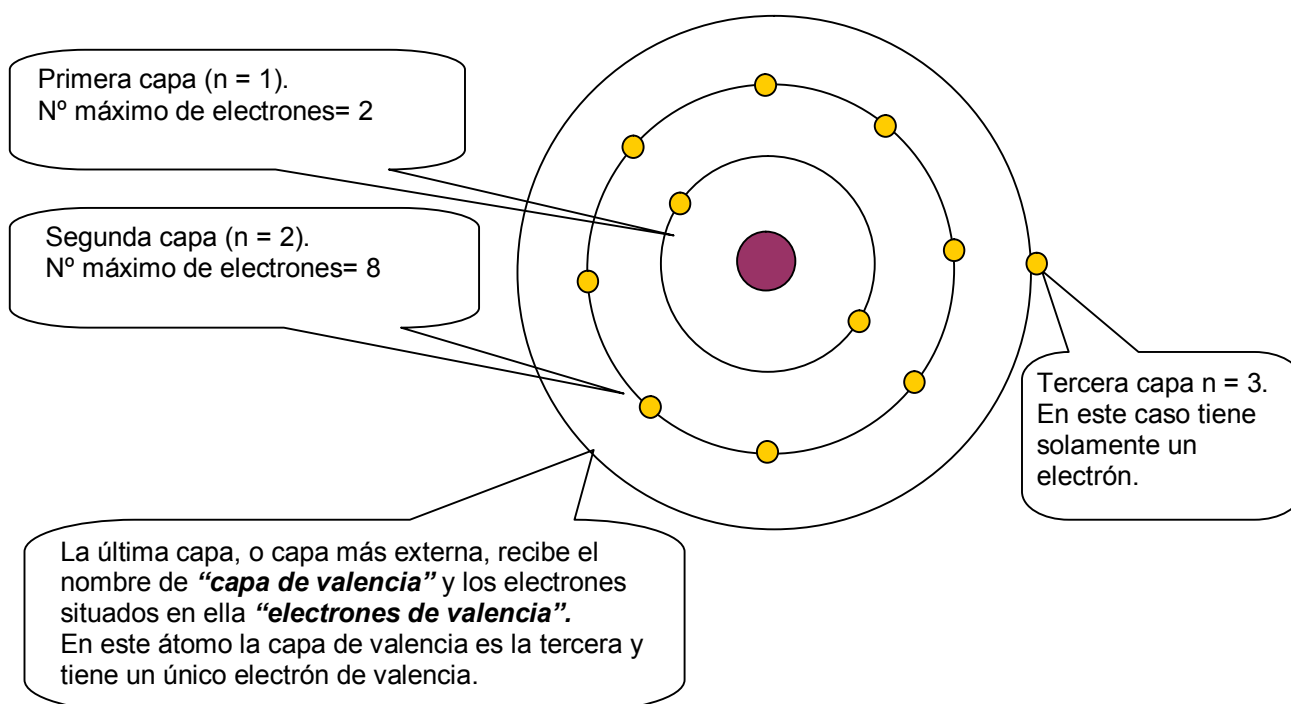


### Esctructura de la corteza

Para distribuir los electrones alrededor del núcleo del átomo ten en cuenta lo siguiente:

- 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 (la más próxima al núcleo)  $n=1$ ; para la segunda  $n=2$ ; para la tercera  $n=3$ ... etc.
- **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 entre las distintas órbitas o capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas de la experimentación:
  - 1) Las capas se van llenando por orden: primero se llena la  $n=1$ , a continuación  $n=2$ , después  $n=3$  ... etc.
  - 2) No se puede empezar a llenar un nivel superior si 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



### Configuración electrónica

Para obtener la **configuración electrónica** de los átomos (esto es, cómo se distribuyen los electrones en las capas de la corteza) deberemos de estudiar con más detenimiento cómo son esas capas.

Lo primero que debemos saber es que **dentro de las capas existen subcapas o subniveles que se identifican con las letras s, p, d y f** que pueden alojar más o menos electrones:

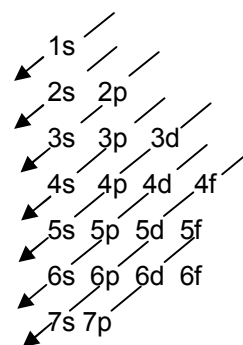
- Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos subniveles que en ellas existen:

Capa	Subniveles
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 máximo 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 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:

- 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.**
- Ve colocando los electrones por orden** en los niveles de cada capa. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente (ayúdate del diagrama de Möeller).
- Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado.
- 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	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 4p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 4p^5$

### 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.

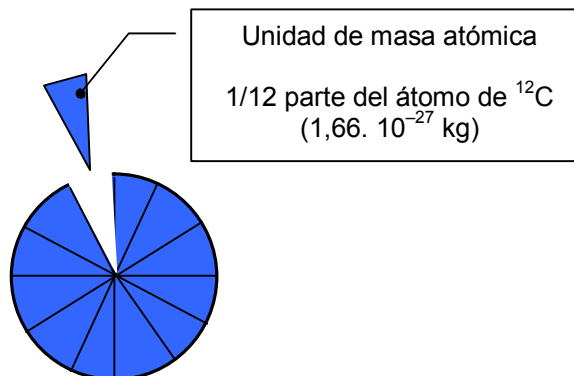
Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg y el de carbono  $2,00 \cdot 10^{-26}$  kg.

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  $^{12}\text{C}$ ; 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).*

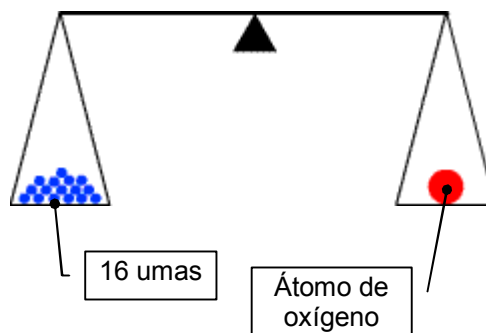
**Se define la unidad de masa atómica como la doceava parte de la masa del átomo de  $^{12}\text{C}$**

Considerando esta nueva unidad el  $^{12}\text{C}$  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)

Ejemplos:

Protón : 1,00728 umas  
Neutrón: 1,00866 umas  
Electrón: 0,00055 umas

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).

Cuando se habla de la masa atómica de un elemento hemos de tener en cuenta *que los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales*. Existen isótopos que, aunque tienen idéntico comportamiento químico, son un poco más pesados unos que otros (ya que tienen distinto número de neutrones).

El *peso atómico se obtiene entonces como media ponderada de los isótopos naturales del elemento*.

Ejemplo:

El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos:  $^{35}\text{Cl}$  y  $^{37}\text{Cl}$ . El primero de ellos tiene una masa de 34,97 u y una abundancia del 75,53%, mientras que el segundo tiene una masa atómica de 36,97 u y una abundancia de 24,47%. Teniendo en cuenta estos datos la masa del elemento cloro se calcula de la siguiente forma:

$$(0,7553 \times 34,97) + (0,2447 \times 36,97) = 35,46 \text{ u}$$