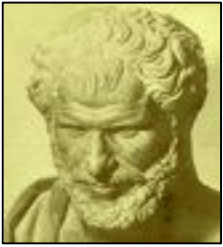


## El átomo

IES La Magdalena.  
Avilés. Asturias

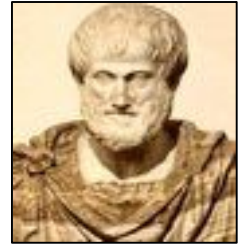


Demócrito  
(460-370 a.C)

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)



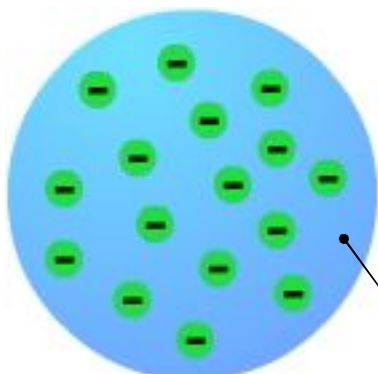
J. J. Thomson  
(1856-1940)

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.

Nube con carga eléctrica positiva.  
La carga positiva de la nube compensa la negativa de los electrones.



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.

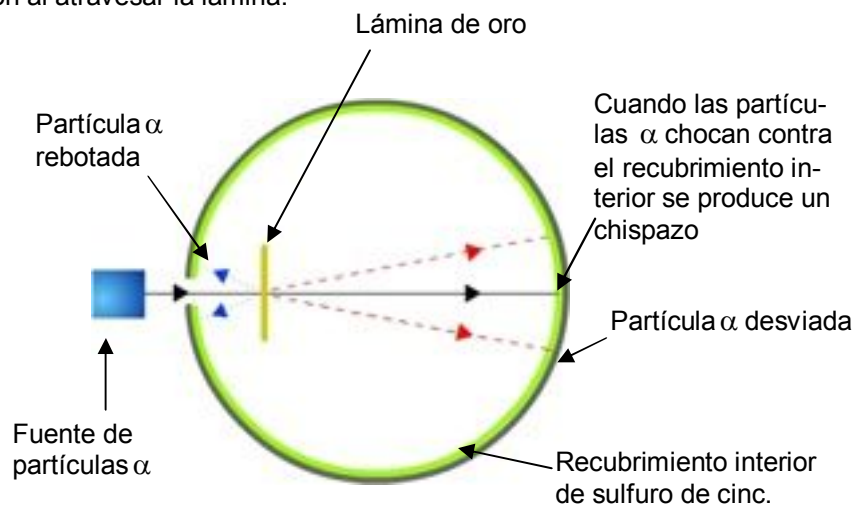
Un esquema del montaje experimental usado se muestra más abajo:

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)

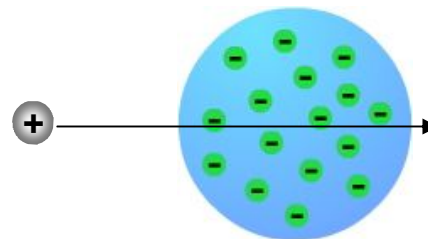
Las llamadas "partículas  $\alpha$ " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7000 veces superior a la del electrón.

- 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  $\alpha$  rebotaban (líneas de puntos)

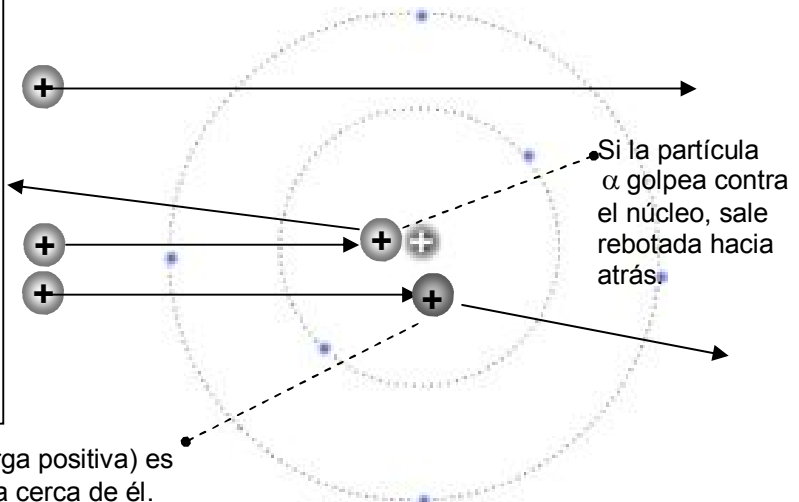


La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

- Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.
- Para que las partículas  $\alpha$  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 en círculos 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 de él.

### La crisis del modelo de Rutherford

El modelo de átomo planetario propuesto por Rutherford mostró pronto algunos inconvenientes teóricos que lo hacían inviable:

- **Contradecía la teoría electromagnética de Maxwell.** Según esta teoría una carga eléctrica acelerada debería de emitir ondas electromagnéticas.

Un electrón al girar en círculos alrededor del núcleo debería emitir, por tanto, ondas electromagnéticas. Dicha emisión provocaría una pérdida de energía que haría que el electrón describiera órbitas de radio decreciente hasta caer sobre el núcleo. **El modelo atómico de Rutherford era inviable desde el punto de vista de la física clásica.**



J.C. Maxwell (1831 -1879)

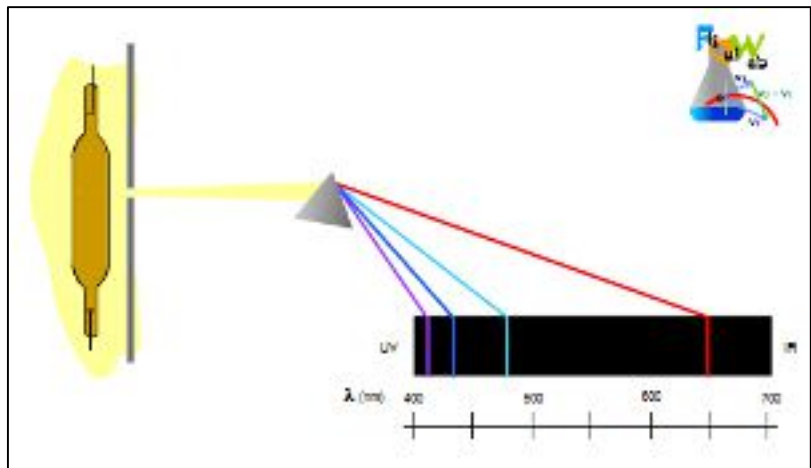
Maxwell, apoyándose en trabajos anteriores de Oersted, Faraday y Ampere, que relacionaban electricidad y magnetismo, dio forma matemática a **la teoría electromagnética** durante la década de 1860.

Dicha teoría predecía la existencia de ondas electromagnéticas.

Hertz confirmó en 1888 la predicción de Maxwell al generar y recibir ondas electromagnéticas en el laboratorio.

- **No daba una explicación satisfactoria a los espectros atómicos.** Si encerramos en un tubo hidrógeno o helio y sometemos el gas a voltajes elevados, el gas emite luz. Si hacemos pasar esa luz a través de un prisma, los colores que la constituyen se separan dándonos el espectro de la luz analizada (ver figura).

Pronto se concluyó que la emisión de luz podría deberse a que los electrones absorbían energía de la corriente eléctrica y saltaban a órbitas superiores para, a continuación, caer a las órbitas más próximas al núcleo emitiendo el exceso de energía en forma de energía luminosa.



Esta interpretación conducía, sin embargo, a afirmar que los espectros deberían de ser continuos, ya que al existir órbitas de cualquier radio (y energía) todos los saltos son posibles. La experiencia, por el contrario, mostraba que los espectros de los átomos son discontinuos. Constan de rayas de diversos colores sobre un fondo negro (ver imagen).



Espectro continuo. Se observan todos los colores que el ojo puede percibir.



Espectros de emisión de H (arriba) y del He (abajo). No son continuos. Constan de rayas de diversos colores separadas por amplias zonas negras en las que no se observa luz.

## El inicio de la Física Cuántica. Modelo atómico de Bohr (1913)

Con el fin de resolver los problemas acumulados sobre el modelo de átomo planetario, y para explicar el espectro del átomo de hidrógeno, **Niels Bohr** propone en 1913 un nuevo modelo atómico sustentado en tres postulados:

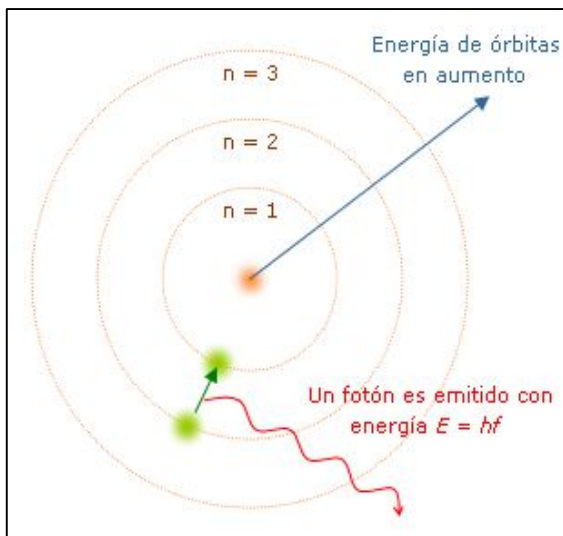
1. **Cualquiera que sea la órbita descrita por un electrón, éste no emite energía.** Las órbitas son consideradas como *estados estacionarios* de energía. A cada una de ellas le corresponde una energía, tanto mayor, cuanto más alejada se encuentre del núcleo.
2. **No todas las órbitas son posibles.** Sólo pueden existir aquellas órbitas que tengan ciertos valores de energía, dados por el **número cuántico principal, n**. Solamente son posibles las órbitas para las cuales el número cuántico principal (n) toma valores enteros:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ . Las órbitas que se correspondan con valores no enteros del número cuántico principal, no existen.
3. **La energía liberada al caer un electrón desde una órbita superior, de energía  $E_2$ , a otra inferior, de energía  $E_1$ , se emite en forma de pequeños paquetes o "cuantos" de luz (hoy los llamaríamos fotones). La frecuencia (f) del cuanto emitido viene dada por la expresión:**



Niels Bohr (1885-1962)

$$E_2 - E_1 = h f$$

$h$  (constante de Planck) =  $6,62 \cdot 10^{-34}$  J.s



Modelo atómico de Bohr (1913)

Los cálculos basados en los postulados de Bohr daban excelentes resultados a la hora de interpretar el espectro del átomo de hidrógeno, pero hay que tener en cuenta que contradecían algunas de las leyes más asentadas de la Física:

- **El primer postulado iba en contra de la teoría electromagnética de Maxwell**, ya que según esta teoría cualquier carga eléctrica acelerada debería de emitir energía en forma de radiación electromagnética.
- **El segundo postulado era aún más sorprendente. En la física clásica era inaceptable suponer que el electrón no pudiera orbitar a determinadas distancias del núcleo, o que no pudiera tener determinados valores de energía.** La afirmación era equivalente a suponer que un objeto que describe circunferencias atado a una cuerda, solo puede describir órbitas cuyo radio tenga determinado valor.
- **El tercer postulado afirmaba que la luz se emitía en forma de pequeños paquetes o cuantos**, lo cual a pesar de que ya había sido propuesto por Planck en 1900, no dejaba de sorprender en una época en la que la idea de que la luz era una onda estaba firmemente arraigada.

**El átomo de Bohr era, simplemente, un síntoma de que la física clásica, que tanto éxito había tenido en la explicación del mundo macroscópico, no servía para describir el mundo de lo muy pequeño, el dominio de los átomos.**

Posteriormente, en la década de 1920, una nueva generación de físicos (Schrödinger, Heisenberg, Dirac...) elaborarán una nueva física, la Física Cuántica, destinada a la descripción de los átomos, que supuso una ruptura con la física existente hasta entonces.

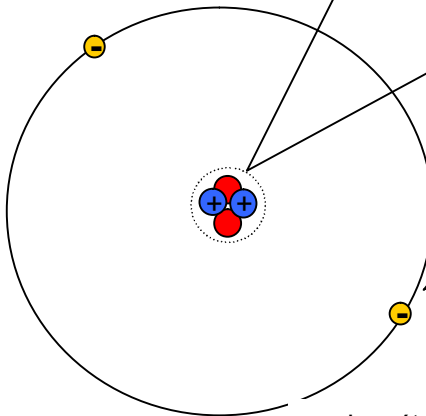
## EL ÁTOMO. CONCEPTOS FUNDAMENTALES

### 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 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. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**.

### CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

**Protón:**  $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,007 \text{ u}$ ;  $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

**Neutrón:**  $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,009 \text{ u}$ ;  $q_n = 0$

**Electrón:**  $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,0005 \text{ u}$ ;  $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Observa que  $m_p \approx 2.000 m_e$

$$m_p \approx m_n$$

$$q_p = q_e \text{ (aunque con signo contrario)}$$

### NOMENCLATURA DE LOS ISÓTOPOS

nº másico — **A**

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

**X**

Símbolo del átomo

Ejemplos:

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

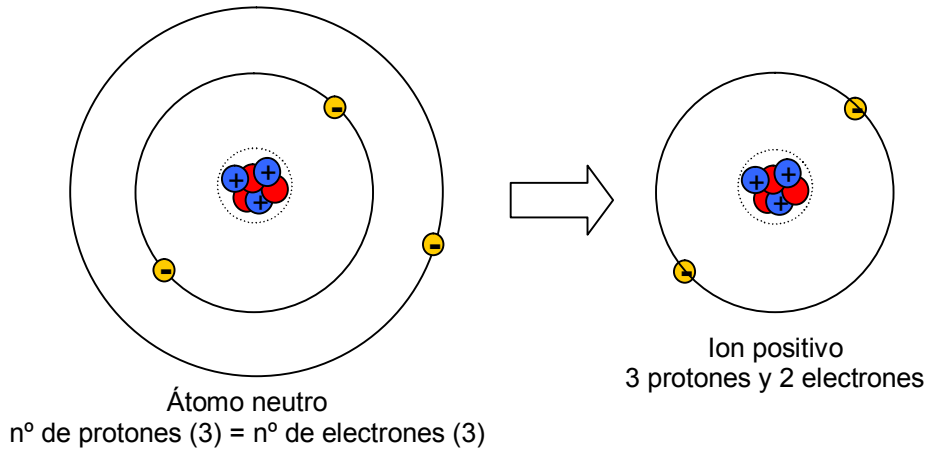
$^{14}\text{C}$  : Carbono- 14

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

### El átomo. Formación de iones

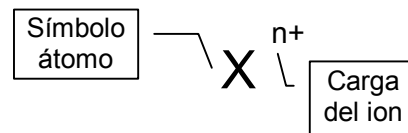
Si a un electrón se le comunica suficiente energía, puede “saltar” del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.

**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.**



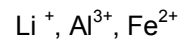
**El proceso de obtener iones con carga (+), o cationes, no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo.** Si hiciéramos esto alteraríamos el número atómico del elemento (Z) y se produciría la transmutación del elemento en otro con número atómico superior.

#### Nomenclatura de iones

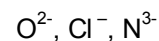


Ejemplos:

Iones positivos (cationes)

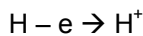


Iones negativos (aniones)

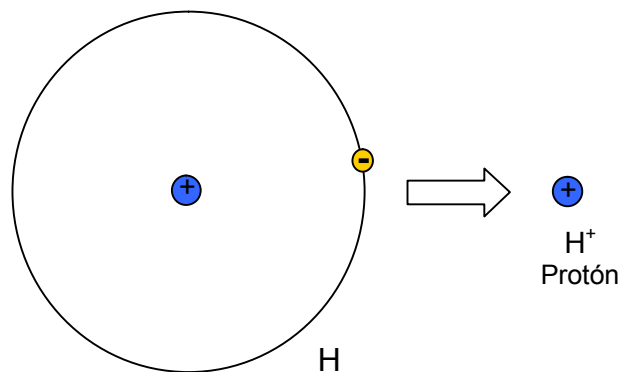


**En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón.** Sucede entonces que, al haber un electrón de más, **el átomo queda cargado negativamente. Obtenemos un ion negativo o anión.**

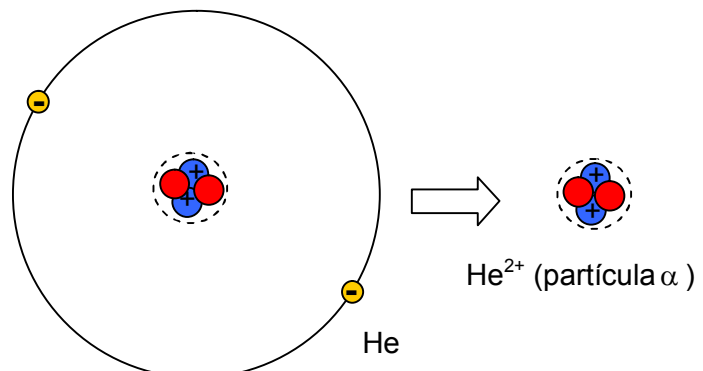
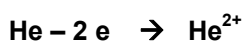
Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como  $\text{H}^+$



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** ( $\alpha$ )”



### El átomo. Estructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo. En cada capa existen subcapas o subniveles que se notan por las letras s, p, d y f
- 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.

La última capa es muy importante desde el punto de vista químico, ya que su estructura va a estar íntimamente relacionada con las propiedades químicas del elemento. Recibe el nombre de **capa de valencia**.

- Para distribuir los electrones en las capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas empíricamente:
  1. Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos subniveles que en ellas existen.

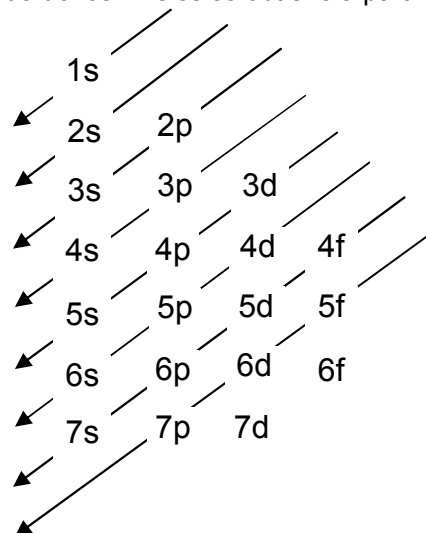
CAPA	SUBNIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

2. Cada subnivel puede alojar un número máximo de electrones:

SUBNIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

3. Los subniveles se van llenando por orden de energía, 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:



Orden de energía creciente: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d...

Se puede observar que a partir de la tercera capa estados con un valor de  $n$  superior (por ejemplo el 4s) tienen menos energía que otros con un valor de  $n$  inferior (por ejemplo el 3d).

### El átomo. Configuración electrónica

#### Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete, pasar al siguiente (recordar el número máximo de electrones para cada subnivel y para establecer el orden de llenado usar el diagrama de Möeller).
3. **La configuración final debe darse ordenada por capas.**

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

Br:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ; Br:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

orden de llenado

estructura ordenada por capas

capa 1: 2 electrones

capa 2: 8 electrones

capa 3: 18 electrones

capa 4 (capa de valencia): 7 electrones



### El átomo. Masa de los átomos

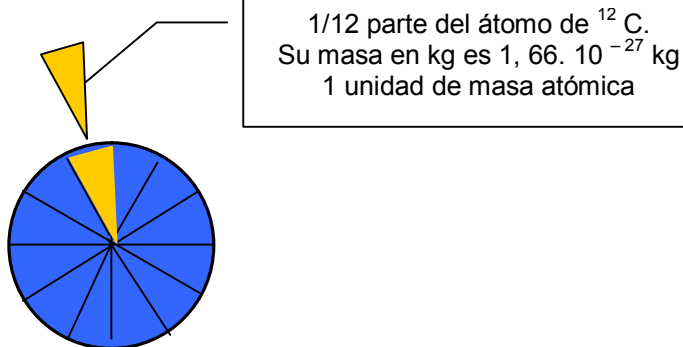
Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados (kg), obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de  $1,66 \cdot 10^{-27}$  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 (uma.)**. La uma (se abrevia con u) se define de la siguiente manera:

Considera que coges un átomo del isótopo más abundante de C, el  $^{12}\text{C}$ , lo divides en doce partes iguales y tomas una de ellas. La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica.

Considerando esta nueva unidad el  $^{12}\text{C}$  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  $^{12}\text{C}$  sería necesario reunir para tener una masa "manejable" en el laboratorio, por ejemplo, 12,0 g (valor de la masa atómica expresada en gramos)?

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

### 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 $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
N	14,00	$2,32 \cdot 10^{-26}$	14,00 g de N contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
O	16,00	$2,66 \cdot 10^{-26}$	16,00 g de O contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
Cl	35,45	$5,89 \cdot 10^{-26}$	35,45 g de Cl contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
Fe	55,85	$9,26 \cdot 10^{-26}$	55,85 g de Fe contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
Pb	207,19	$3,44 \cdot 10^{-25}$	207,19 g de Pb contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos