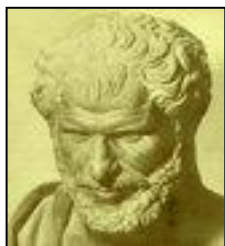


ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

IES EL CLOT



Origen: FisQuiWeb

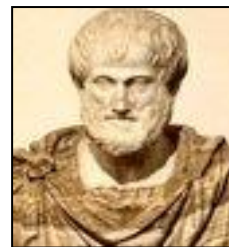


Demócrito
(460-370 a.C)

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)



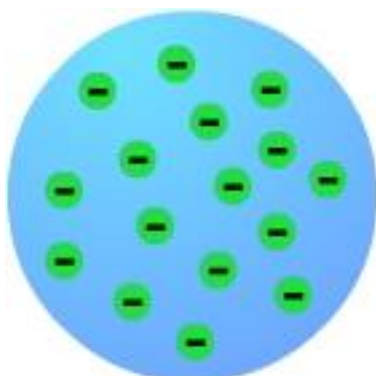
J. J. Thomson
(1856-1940)

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.

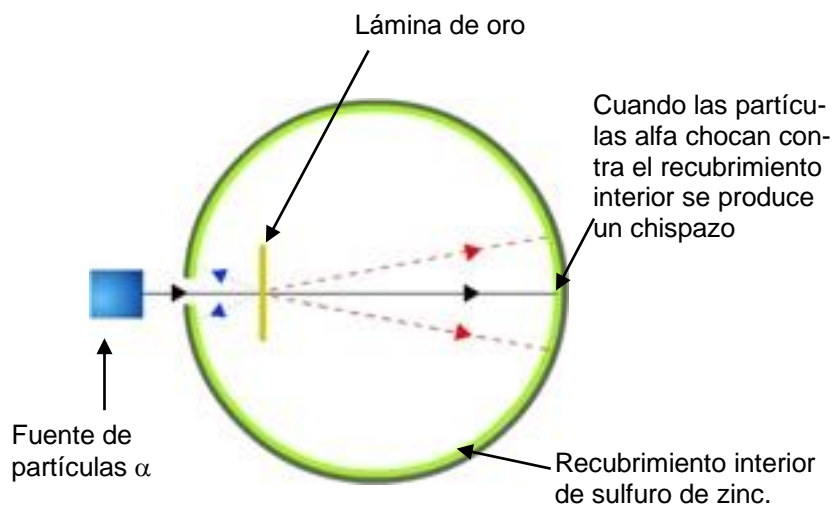
Un esquema del montaje experimental usado se muestra más abajo:

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)

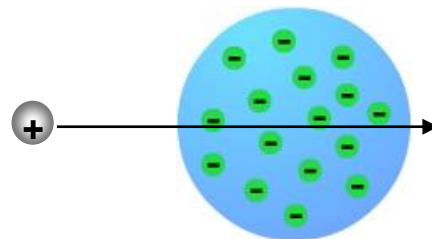
Las llamadas "*partículas α* " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7.000 veces superior a la del electrón.

- 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° (trazo a rayas)
- En raras ocasiones las partículas α rebotaban (líneas de puntos)



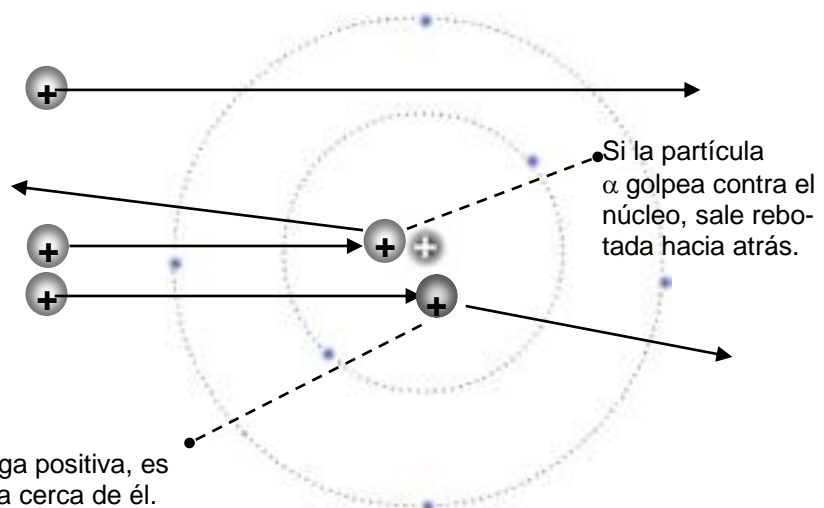
La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

- 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



La partícula α , 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, por tanto, 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.

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, volver a 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:

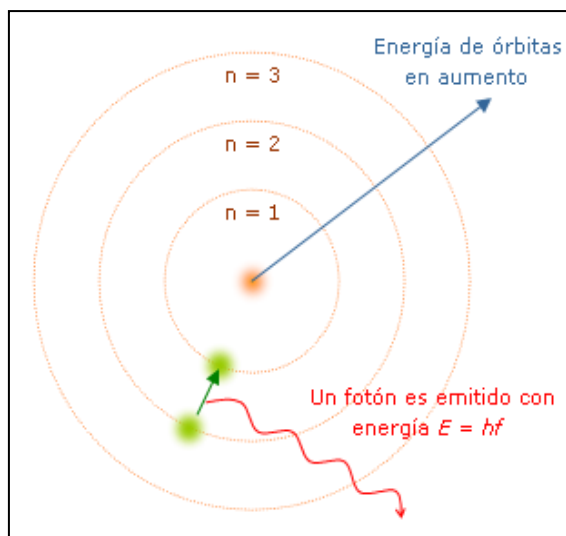
1. **Cualquiera que sea la órbita descrita por un electrón, éste no emite energía.** Las órbitas son consideradas como *estados estacionarios* de energía. A cada una de ellas le corresponde una energía, tanto mayor, cuanto más alejada se encuentre del núcleo.
2. **No todas las órbitas son posibles.** 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 luz. La frecuencia (f) de la luz viene dada por la expresión:**

$$E_2 - E_1 = h f$$

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



Niels Bohr (1885-1962)



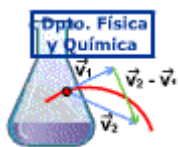
Modelo atómico de Bohr (1913)

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, no puede describir aquellas cuyo radio no sea múltiplo de dos (por ejemplo).
- **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.

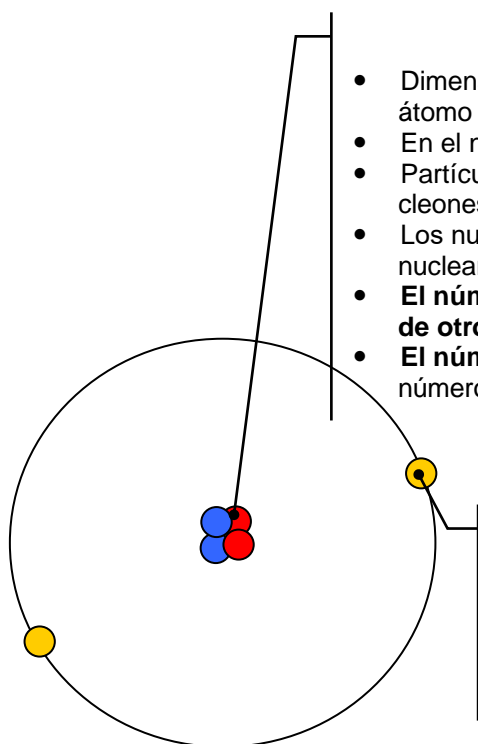
El átomo de Bohr era, simplemente, un síntoma de que la física clásica, que tanto éxito había tenido en la explicación del mundo macroscópico, no servía para describir el mundo de lo muy pequeño, el dominio de los átomos.

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

- Dimensiones muy reducidas (10^{-14} m) comparadas con el tamaño del átomo (10^{-10} m).
- 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

- 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 $m_p \approx 1800 m_e$

$m_p \approx m_n$

$q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

$\boxed{\text{n}^\circ \text{ másico}} \text{ --- } \text{A}$
 $\boxed{\text{n}^\circ \text{ atómico (se puede suprimir)}} \text{ --- } \text{Z}$

X

$\text{--- } \boxed{\text{Símbolo del átomo}}$



Ejemplos:

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

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

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













Los verdaderos "átomos" (ampliación)

Actualmente sabemos que ni los protones ni los neutrones son partículas elementales, ya que en su interior existen estructuras más pequeñas llamadas **quarks**.

El esquema actualmente aceptado por la mayoría de los físicos (el llamado **Modelo Estándar**) sostiene que existen doce partículas elementales (además de sus correspondientes **antipartículas**, idénticas a ellas, pero con carga contraria) las cuales podríamos decir que son los verdaderos átomos, y que pueden ser agrupadas según el esquema que puede verse a continuación:

En resumen sólo existen tres tipos de partículas elementales (los verdaderos "átomos"): **electrones**, **neutrinos y quarks**, que podemos agrupar en tres familias distintas (señaladas en la figura con rectángulos de puntos). La materia que nos rodea está formada exclusivamente por partículas de la primera familia: electrones, neutrinos (electrónicos) y quarks u y d.

Las partículas de las otras dos familias son idénticas a las de la primera excepto en la masa que es bastante superior. Todas ellas son muy inestables.

Quarks	 Up	 Charm	 Top
	 Down	 Strange	 Bottom
	<hr/>		
	 Electrón	 Muón	 Tau
	 Neutrino electrónico	 Neutrino muónico	 Neutrino tauónico
	<hr/>		
Leptones			

Existen seis clases de quarks (se dice que existen seis "sabores") y todos ellos **tienen carga fraccionaria**: los quarks u, c y t tienen carga **+2/3** (lo que significa que su carga es 2/3 la del electrón), mientras que los quarks d, s y b tienen carga **-1/3**.

El electrón y los "electrones pesados" tienen todos carga -1, y los neutrinos carecen de carga.

Todos ellos (quarks, electrones y neutrinos) interaccionan débilmente y gravitatoriamente, pero sólo los quarks "son sensibles" a la interacción fuerte. Todos interaccionan electromagnéticamente excepto los neutrinos (no tienen carga).

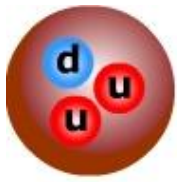
Los quarks más pesados (c,s,t y b) tienden a desintegrarse en los más ligeros (u y d) por efecto de la fuerza débil. Lo mismo ocurre con muones y tauones que tienden a desintegrarse en electrones.

u q = +2/3 m = m_u	c q = +2/3 m = 433 m_u	t q = +2/3 m = 58 300 m_u
d q = - 1/3 m = 2 m_u	s q = - 1/3 m = 33 m_u	b q = - 1/3 m = 1 433 m_u
e q = -1 m = m_e	μ q = -1 m = 207 m_e	τ q = - 1 m = 3 478 m_e
ν_e q = 0 m = $10^{-5} m_e$	ν_μ q = 0 m = 0,4 m_e	ν_τ q = 0 m = 40 m_e

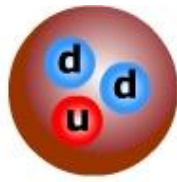
Los protones y neutrones son, según este modelo, partículas formadas por la combinación de tres quarks.

Un protón está formado por dos quarks *up* y uno *down* (uud) y un neutrón por la combinación de un quark *up* y dos *down* (udd). De ahí que la carga eléctrica del protón sea: $2/3 + 2/3 - 1/3 = +1$, mientras que la del neutrón: $2/3 - 1/3 - 1/3 = 0$. Además el quark *u* es el más ligero de todos los quarks, mientras que el quark *d* es un poco

más pesado. Esto puede explicar la estabilidad del protón frente a la del neutrón. En este último caso existe la posibilidad de que un quark *d* se convierta en un quark *u* (más ligero), mientras que la transformación inversa requiere aporte de energía y es, por tanto, menos frecuente.



protón



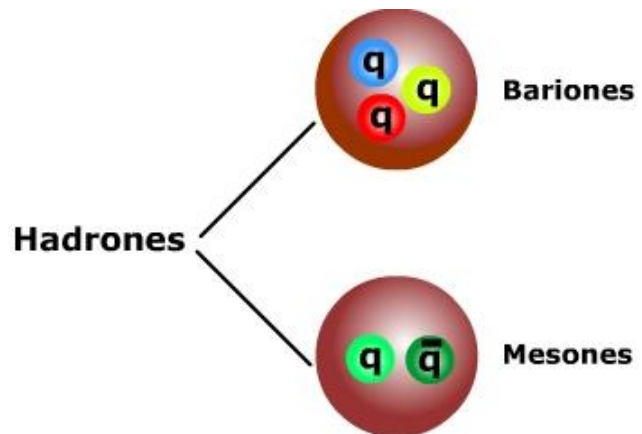
neutrón

Además de los quarks existen sus correspondientes antipartículas, antiquarks, idénticas pero con la carga invertida (se representan con un barra horizontal sobre la letra correspondiente al sabor del quark). Las partículas formadas por la combinación de un quark y un antiquark reciben el nombre de **mesones**.

Tenemos, por tanto, dos clases de partículas formadas por quarks: aquellas que como el protón o el neutrón están formadas por la combinación de tres quarks, y a las que se les denomina de manera genérica **bariones**, y las formadas por la combinación quark-antiquark que reciben el nombre de **mesones**.

Los bariones y los mesones, como los quarks, son sensibles a la interacción fuerte y se les da el nombre genérico de **hadrones**.

A los electrones, muones y tauones, y a sus correspondientes neutrinos, se les da el nombre genérico de **leptones** por ser los más ligeros de cada familia.



Notas

La existencia de carga eléctrica en las partículas da lugar a una fuerza entre ellas, la fuerza electrostática. Esta fuerza, según la ley de Coulomb, es intensa si se encuentran próximas y decae rápidamente cuando se alejan. Es la fuerza que mantiene ligados los electrones a los núcleos.

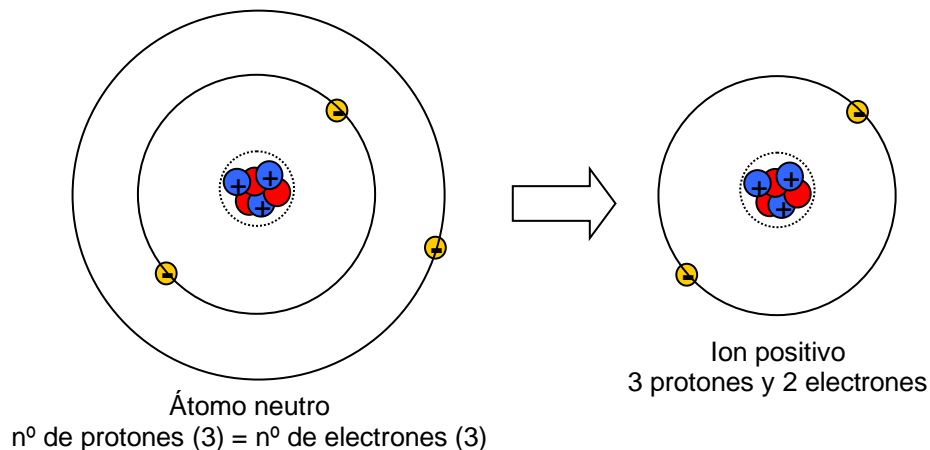
De una manera análoga, y según la **cromodinámica cuántica**, la fuerza fuerte se manifiesta entre partículas que tengan lo que se denomina "**carga de color**". Existen tres cargas de color distintas: rojo, azul y verde.

La fuerza fuerte se hace muy débil a distancias cortas, mientras que crece rápidamente cuando dos partículas con carga de color (dos quarks) se alejan. Esto hace que los quarks se comporten como partículas libres cuando se encuentran muy cerca (se calcula que el diámetro de un protón es del orden de 10^{-15} m, y el de un quark 10^{-19} m), pero si tratamos de separarlos la fuerza entre ambos crece exponencialmente (libertad asintótica), haciendo imposible la separación. De ahí que no se conozcan quarks libres, sólo agregados de éstos en parejas o tríos.

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.

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.**

ión: átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica

Nomenclatura de iones



Ejemplos:

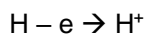
Iones positivos (cationes)

Li^+ , Al^{3+} , Fe^{2+}

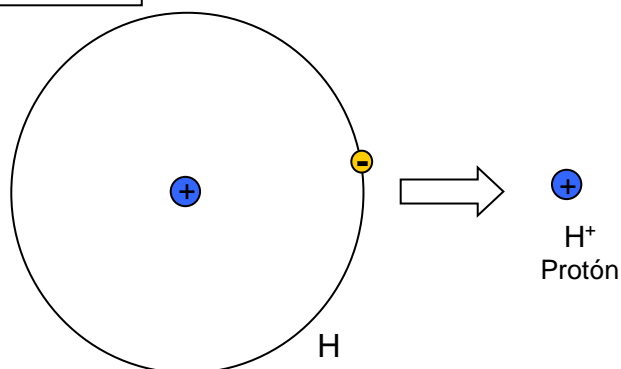
Iones negativos (aniones)

O^{2-} , Cl^- , N^{3-}

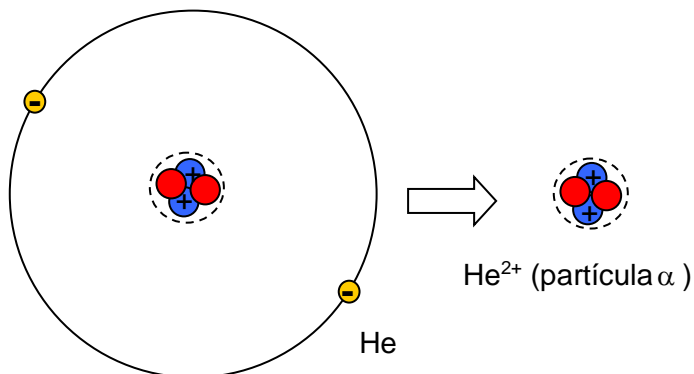
Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



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)”



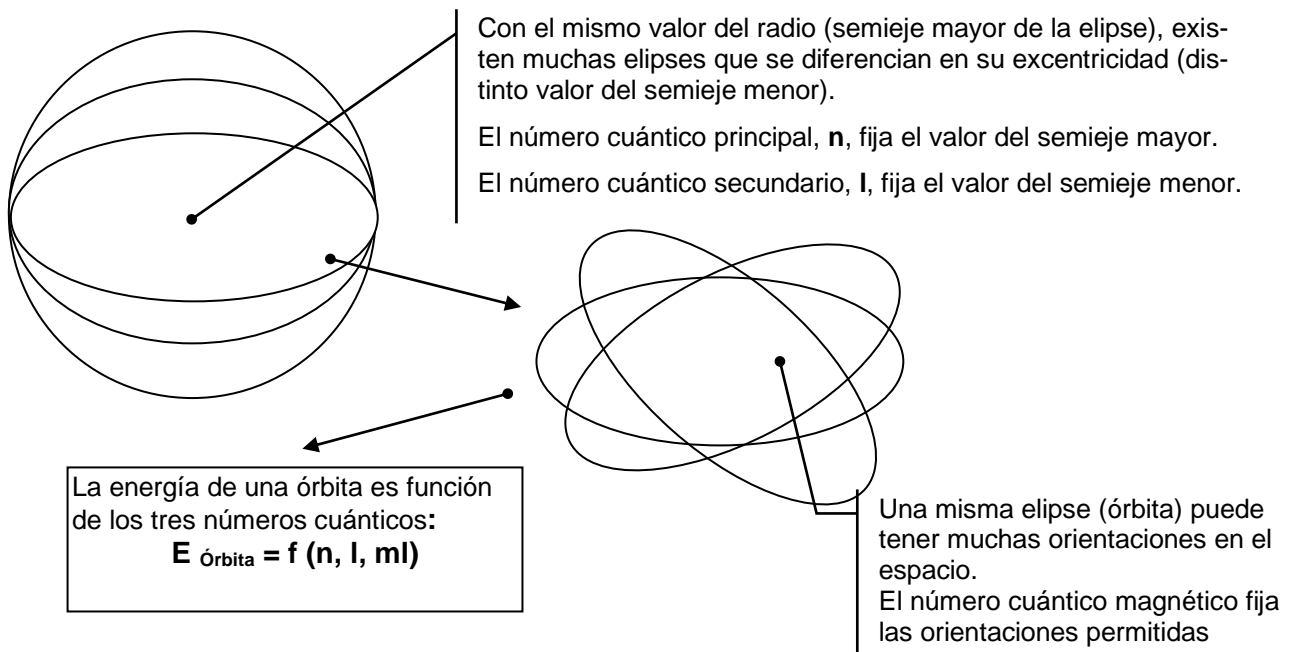
EL ÁTOMO . Esctructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo, aunque no todas las órbitas (y en consecuencia los valores de energía asociados) pueden existir (postulados de Bohr).
- La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de “**capa de valencia**” y los electrones situados en ella “**electrones de valencia**”.
- Sommerfeld (en 1916) perfeccionó el átomo de Bohr considerando que al estar sometido el electrón a una fuerza inversamente proporcional al cuadrado de la distancia (ley de Coulomb) debería de describir una elipse y no una circunferencia.
- Según la teoría cuántica un electrón no puede poseer valores arbitrarios de energía cuando orbita alrededor del núcleo, hay valores permitidos y valores prohibidos. **La energía está “cuantizada”**.
- El valor de la energía para un electrón situado en determinada órbita es, en consecuencia, función de tres números cuánticos:

n : Número cuántico principal. Cuantiza (fija) el radio mayor de la órbita (elipse).

l : Número cuántico secundario. Cuantiza (fija) el radio menor de la órbita (elipse).

m_l: Número cuántico magnético. Cuantiza (fija) la orientación de la órbita en el espacio.



Si ahora consideramos al electrón como una partícula situada en determinada órbita, a la energía de la órbita hemos de sumar una energía propia del electrón (podemos imaginar que el electrón gira sobre su propio eje). Esta energía está también cuantizada (es decir, no puede tomar cualquier valor) y es función de un cuarto número cuántico, **s**, llamado “**número cuántico de spin**”.

En resumen, la energía de un electrón situado en una órbita es función de cuatro números cuánticos: tres que fijan el valor de la energía de la órbita considerada; **n, **l** y **m_l**, y el número cuántico de spin, **s**, que cuantiza la energía propia del electrón:**

$$E_{\text{Electrón}} = f(n, l, m_l, s)$$

Como no todos los valores de energía son posibles, los números cuánticos deberán tener sólo ciertos valores:

- **El número cuántico principal puede tomar valores enteros: $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$**
- **El número cuántico secundario puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$: $l = 0 \dots n - 1$**
- **El número cuántico magnético toma valores desde $-l$ a $+l$, incluyendo el valor cero: $-l \dots 0 \dots +l$**
- **El número cuántico de spin sólo puede tomar dos valores $-1/2$ y $+1/2$**

A la hora de ir llenando con electrones los distintos estados de energía disponibles hay que tener en cuenta el llamado **Principio de Exclusión de Pauli**: **“No pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”**.

Para $n = 1$ (primera órbita), l sólo puede tomar un valor: $l = 1 - 1 = 0$. En consecuencia $m_l = 0$ y $s = +1/2$ y $-1/2$. Luego para la primera órbita existen dos posibles valores de energía para el electrón:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(1,0,0,1/2)}$	1	0	0	+1/2
$E_{(1,0,0,-1/2)}$				-1/2

Para $n = 2$ (segunda órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 2 - 1 = 1$. Por tanto, dos valores: $l = 0, 1$.

- Para $l = 0$, y según lo visto más arriba, existen dos posibles valores de energía:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(2,0,0,1/2)}$	2	0	0	+1/2
$E_{(2,0,0,-1/2)}$				-1/2

- Para $l = 1$, m_l puede tomar tres valores: -1, 0, 1, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de seis estados de energía distintos:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(2,1,-1,1/2)}$	2	1	-1	+1/2
$E_{(2,1,-1,-1/2)}$				-1/2
$E_{(2,1,0,1/2)}$			0	+1/2
$E_{(2,1,0,-1/2)}$				-1/2
$E_{(2,1,1,1/2)}$			1	+1/2
$E_{(2,1,1,-1/2)}$				-1/2

Para $n = 3$ (tercera órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 3 - 1 = 2$. Por tanto, tres valores: $l = 0, 1$ y 2

- Para $l = 0$ y $l = 1$ ya se ha visto que son posibles dos y seis estados de energía. Para $l = 2$, m_l puede tomar cinco valores: -2, -1, 0, +1, +2, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de diez estados de energía distintos.

Para $n = 4$ (cuarta órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 4 - 1 = 3$. Cuatro valores: $l = 0, 1, 2$ y 3

- Para $l = 3$ m_l puede tomar siete valores: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de catorce estados de energía distintos.

Por razones históricas a los estados de energía correspondientes a los distintos valores del número cuántico secundario, l , se les denomina con las letras **s, p, d y f** y según lo visto se concluye que **en un estado “s” puede haber como máximo dos electrones, seis en uno “p”, diez en un “d” y catorce en un “f”**:

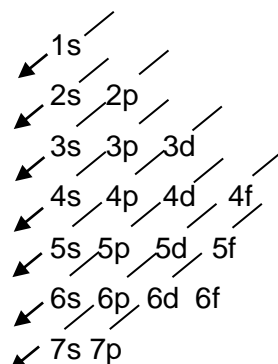
l	Letra	Max. e
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Una vez que conocemos los distintos niveles de energía en los que pueden situarse los electrones el siguiente paso será calcular su energía y ordenarlos según un orden creciente. Cuando se trata de hacer eso se comprueba que **en condiciones normales (ausencia de campos magnéticos) los valores de energía dependen únicamente de los valores de los números cuánticos n y l . Es decir, aquellos estados de energía que difieren en el valor de m_l tienen la misma energía (se dice que son degenerados)**. De esta manera para $l=1$ hay tres estados con idéntica energía, cinco para $l=2$ y siete para $l=3$.

Ejemplo de estados degenerados (con la misma energía) para $l=1$ (estados p). Los tres tienen igual n e igual l . Difieren únicamente en el valor de m_l

Energía	n	l	m_l
$E_{(2,1,-1)}$	2	1	-1
$E_{(2,1,0)}$			0
$E_{(2,1,1)}$			1

Para recordar el orden de energía (de menor a mayor) se recurre al llamado **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, 7p...

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)

Con todos estos datos la configuración electrónica de un átomo (esto es, la distribución de sus electrones entre los estados de energía posibles) se obtiene siguiendo las siguientes normas:

Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

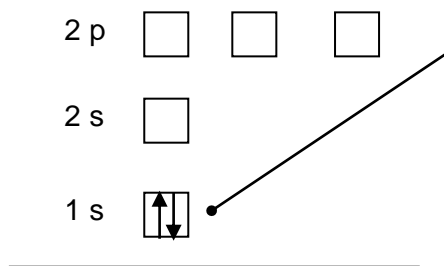
1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z .
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete,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

Ejemplos

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	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Si queremos afinar un poco más en la configuración electrónica deberemos usar el **Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund que establece que a la hora de ocupar estados de energía degenerados (por ejemplo los tres estados "p") los electrones tienden a situarse en ellos de forma tal que su $spín$ sea el mismo**.

Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno ($Z=7$). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del espín por una flecha que apunta hacia arriba cuando el espín valga $+1/2$ y hacia abajo cuando valga $-1/2$

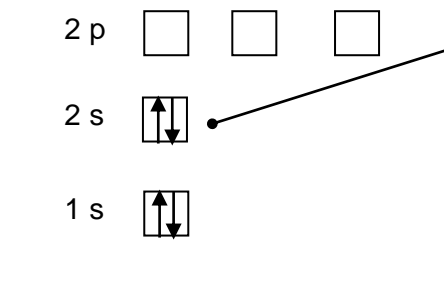


Los dos primeros electrones se sitúan en el estado de energía más bajo. Como han de respetar el principio de exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s):

(1, 0, 0, $+1/2$)

(1, 0, 0, $-1/2$)

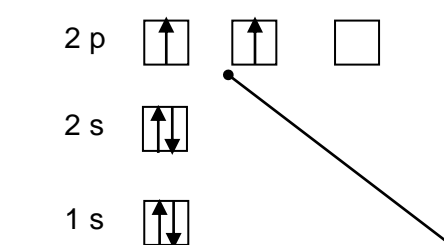


Los dos siguientes electrones se sitúan en el siguiente estado de energía. Para respetar el Principio de Exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s):

(2, 0, 0, $+1/2$)

(2, 0, 0, $-1/2$)

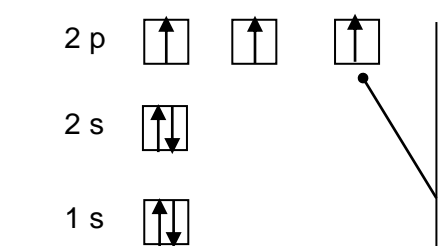


El quinto electrón puede situarse en cualquiera de los tres niveles de energía 2p, ya que todos ellos tienen la misma. Supongamos que se sitúa en el primero (2, 1, 0, $+1/2$). El próximo electrón tiene ahora dos posibilidades: situarse en el mismo estado que el electrón precedente, para lo cual debería de "invertir" su espín para no tener los cuatro números cuánticos iguales, o situarse en otro nivel 2p (de igual energía) con el mismo espín. Esta última es la opción energéticamente más favorable (regla de Hund).

Los valores de los números cuánticos para los electrones quinto y sexto serán entonces (n, l, m_l, s):

(2, 1, -1, $+1/2$)

(2, 1, 0, $+1/2$)



El séptimo electrón repetirá lo dicho para el sexto. Esto es, se coloca en el tercer nivel 2 p (de igual energía) con el mismo espín que los precedentes.

Los valores de los números cuánticos para los tres últimos electrones serán entonces (n, l, m_l, s):

(2, 1, -1, $+1/2$)

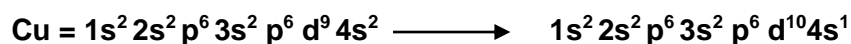
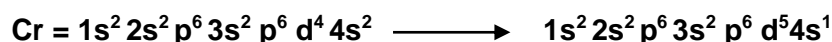
(2, 1, 0, $+1/2$)

(2, 1, 1, $+1/2$)

Sabemos que la configuración ns^2p^6 (configuración de gas noble) en la última capa es especialmente estable.

Aunque la estabilidad es considerablemente menor que la correspondiente a la estructura de gas noble, también presentan una estabilidad considerable las estructuras que se corresponden con los niveles p o d llenos o semil llenos. Para alcanzarlas algunos elementos pueden promocionar electrones desde niveles de energía inferior a niveles superiores. Este efecto se observa, sobre todo, entre los metales de transición, en los cuales los niveles $(n-1)d$ y ns están muy próximos energéticamente.

Ejemplos:



Este efecto es muy importante en la química del carbono el cual, a pesar de tener la estructura $1s^2 2s^2 p^2$, presenta la configuración $1s^2 2s^1 p^3$ en la mayoría de sus combinaciones. La energía empleada en promocionar un electrón desde un nivel 2s al 2p se compensa con creces al formar cuatro enlaces en vez de dos.

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.

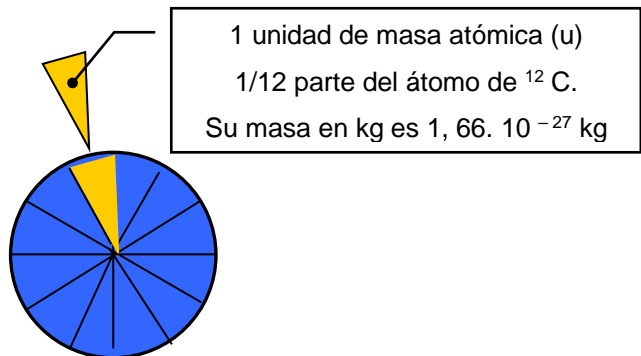
Por esta razón para medir la masa de los átomos se adopta una nueva unidad: **la unidad de masa atómica (u.m.a)**. La u.m.a se define de la siguiente manera:

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

"La unidad de masa atómica es la masa de la doceava parte del átomo de ^{12}C "

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 se pueden leer en las tablas no son enteras.



La masa atómica de los elementos que aparece en las tablas es la masa atómica ponderada de sus isótopos.

Ejemplo.

El cloro se encuentra en la naturaleza como 75,53% de ^{35}Cl (34,97 u) y 24,47 % de ^{37}Cl (36,97 u).

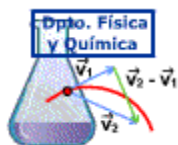
La masa atómica del cloro será, por tanto:
 $(0,7553 \times 34,97) + (0,2447 \times 36,97) = 35,46$ u

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)?

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



SISTEMA PERIÓDICO

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

La tabla periódica, o sistema periódico de los elementos, fue presentada por **Mendeleiev** en 1869 como una manera de clasificar los elementos conocidos. Permitía establecer relaciones entre sus propiedades facilitando su estudio.

The diagram shows a periodic table with the following labels and groupings:

- Alcalinos**: Group 1 (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)
- Alcalino-térreos**: Group 2 (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)
- Boroideos o Térreos**: Groups 13-15 (B, Al, Ga, In, Tl, Pb, Bi, Po, At, Fl, Ts, Og)
- Carbonoideos**: Groups 16-17 (C, Si, Ge, Sn, Pb, Bi, Po, At, Fl, Ts, Og)
- Pnictógenos**: Group 18 (N, P, As, Sb, Bi, Po, At, Fl, Ts, Og)
- Anfígenos o Calcógenos**: Group 19 (O, S, Se, Te, Po, At, Fl, Ts, Og)
- Halógenos**: Group 20 (F, Cl, Br, I, At, Fl, Ts, Og)
- Gases nobles**: Group 21 (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Fr, Ts, Og)
- Elementos de transición**: Groups 3-10 (Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, In, Tl, Pb, Bi, Po, At, Fl, Ts, Og)
- Lantánidos**: Period 6, Groups 3-10 (La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu)
- Actínidos**: Period 7, Groups 3-10 (Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr)

The periodic table is divided into several blocks: the s-block (Groups 1-2), the p-block (Groups 13-18), the d-block (Groups 3-10), and the f-block (Lanthanides and Actinides). The elements are arranged in rows (periods) and columns (groups). The labels are in Spanish and point to specific groups or blocks of the table.

Configuración de la última capa (n es el número de la última capa, coincide con el número del periodo)

- **Alcalinos:** ns^1
- **Alcalino-térreos:** ns^2

Las propiedades químicas de los elementos están íntimamente ligadas a la estructura electrónica de su última capa.

Todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su última capa o capa de valencia, de ahí que tengan unas propiedades químicas similares.

Una línea quebrada separa, aproximadamente, **los metales** (que se sitúan a la izquierda de la línea) y **los no metales** (a la derecha).

H

Los gases (trama vertical) se concentran a la derecha del S.P

Buena parte de los metales “típicos”: hierro, cobre, zinc, plata, oro... se encuentran entre los elementos de transición.

Los gases nobles tienen una estructura electrónica ***especialmente estable con ocho electrones en su última capa: ns^2p^6*** (excepto el He que tiene dos).

Todos los elementos tienden a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.

Los elementos, como los halógenos o calcógenos, a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones transformándose en iones con carga negativa. **Se dice que son muy electronegativos.**

En general los no metales son elementos electronegativos y tienden a captar electrones para dar iones negativos.

Los metales tienen **energías de ionización bajas** (cuesta muy poco arrancarles un electrón). La razón es sencilla: si tienden a ceder electrones bastará con comunicarle muy poca energía para arrancárselos.

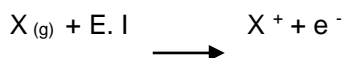
A los elementos que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente (como los metales alcalinos o alcalinotérreos), les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar iones con carga positiva. **Se dice que son muy poco electronegativos.**

En general, los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.

Los no metales muestran **energías de ionización elevadas**, ya que si tienden a captar electrones, mostrarán muy poca tendencia a cederlos. Por tanto, habrá que comunicarles mucha energía para arrancárselos.

Energía de ionización

Se define la energía de ionización (algunas veces se le llama potencial de ionización) como la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, y en estado gaseoso, para arrancar el electrón más débilmente retenido:



Rigurosamente deberíamos de hablar de primera energía de ionización cuando se arranca el primer electrón, segunda energía de ionización cuando arrancamos el segundo (siempre mayor ya que hay que extraer una carga negativa de un átomo con carga positiva), tercera energía de ionización cuando arrancamos el tercero... etc.

La energía de ionización dependerá de la fuerza con que el electrón esté ligado al núcleo y ésta aumentará si la carga del núcleo es grande y la distancia pequeña.

Teniendo en cuenta que cuando nos desplazamos hacia la derecha en un periodo los electrones de la capa de valencia se sitúan a la misma distancia del núcleo, mientras que el número de protones crece, la energía de ionización crecerá hacia la derecha.

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I (kJ/mol)	520,2	899,5	800,6	1086,5	1402,3	1313,9	1681,0	2060,7

Como se observa en la tabla la tendencia es a crecer hacia la derecha. Se observan valores anormalmente altos para el Be y el N que se pueden explicar por la especial estabilidad de la configuración $2s^2$ (con el nivel s lleno) para el Be y $2s^2 p^3$ (con el nivel p semilleno) para el N. Observar la gran energía de ionización del Ne debido a la gran estabilidad de la estructura $2s^2 p^6$.

Si descendemos en un grupo la distancia al núcleo aumenta (a medida que descendemos aumenta el número de capas), mientras que el aumento de la carga nuclear ejerce menor influencia debido a que los electrones situados en órbitas inferiores "apantallan" en gran medida la carga del núcleo. La energía de ionización, por tanto, disminuye a medida que se desciende en un grupo.

Elemento	E.I (kJ/mol)
Li	520,2
Na	495,8
K	418,8
Rb	403,0

Considerando la variación en conjunto diremos que los elementos con una energía de ionización elevada se situarán en la parte superior derecha de la tabla periódica y los que tienen una energía de ionización más baja lo harán en la parte inferior izquierda de la tabla.

De manera general los no metales tienen energías de ionización elevadas mientras que los metales muestran energías de ionización bajas.

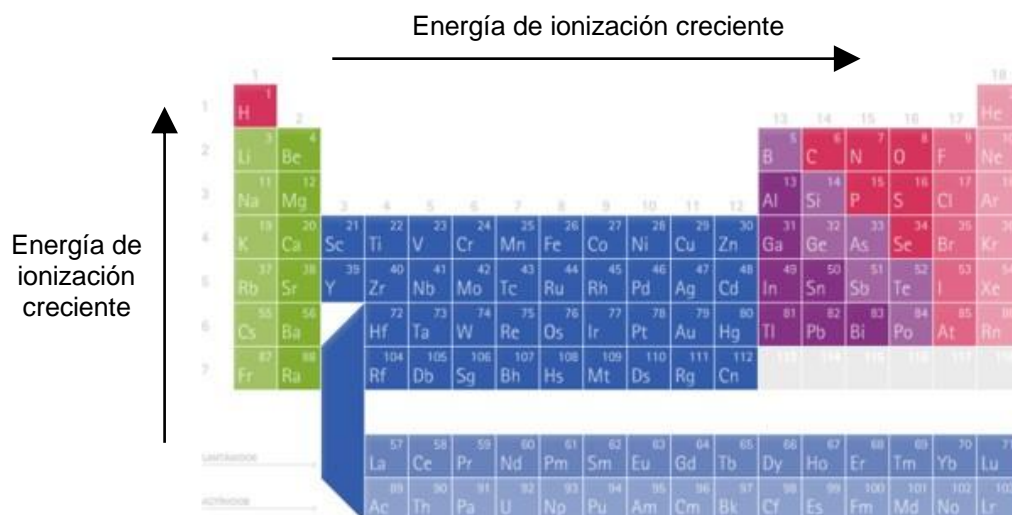


Tabla: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

Electronegatividad

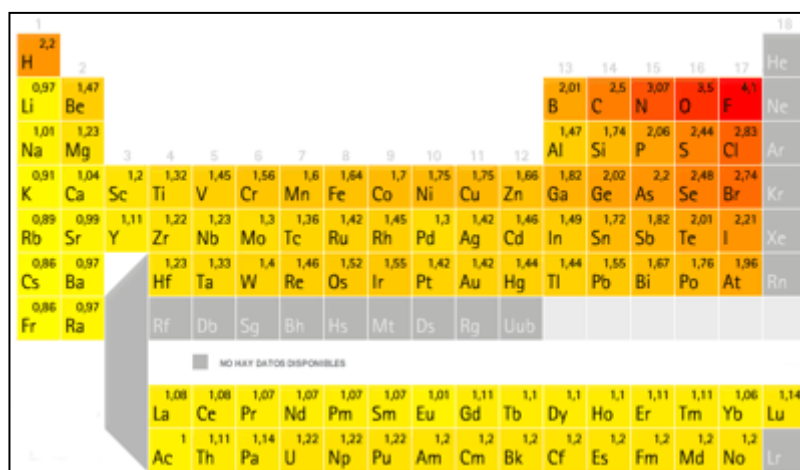
La electronegatividad mide la tendencia de los elementos a captar electrones.

Electronegatividades altas indican gran apetencia por los electrones. Los no metales son muy electronegativos.

Una electronegatividad baja indica tendencia a perder electrones. Los metales tienen electronegatividades bajas.

En un periodo la electronegatividad aumenta hacia la derecha.

En un grupo los elementos más electronegativos son los situados más arriba, y la electronegatividad disminuye a medida que se descende.



Valores de electronegatividad.

Fuente: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

En conjunto, por tanto, la electronegatividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha. Los elementos más electronegativos son los situados en el ángulo superior derecho de la tabla.

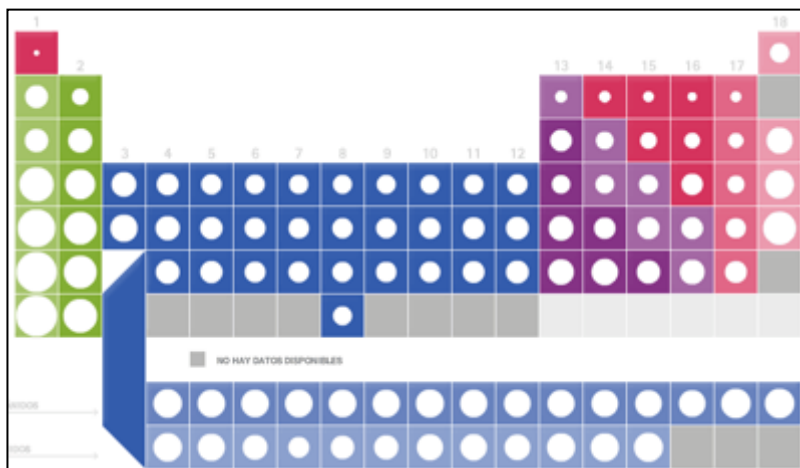
Tamaño de los átomos

El tamaño de un átomo viene condicionado por dos factores:

- **El número de capas que posea.** Los átomos que tengan más capas tendrán, lógicamente, un tamaño superior a aquellos otros que posean pocas capas.
- **El número de electrones situado en la última capa o capa de valencia.** La existencia de muchos electrones en la última capa hace que aumente el tamaño del átomo, ya que los electrones, al ser cargas negativas, se repelen y tienden a separarse unos de otros.
- **La carga del núcleo.** Un electrón situado a determinada distancia del núcleo estará más fuertemente atraído por éste (tendiendo a situarse a menor distancia) si la carga nuclear es grande.

Si nos situamos en un grupo, los átomos tendrán mayor número de capas a medida que descendemos. **Los elementos más pequeños estarán situados en la parte superior y los más voluminosos en la parte de abajo del sistema periódico.**

En un periodo todos los elementos tienen igual número de capas (aunque los elementos de transición colocan los electrones en el nivel "d" de la penúltima capa, éste se encuentra muy cerca de la última). **En los periodos cortos, y a medida que vamos hacia la derecha, aumenta la carga nuclear y la tendencia es a disminuir el tamaño de los átomos,** ya que el efecto de repulsión entre los electrones no es grande debido a que no existe una gran acumulación en la capa.



Radio atómico.

Fuente: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

En los periodos largos, y hasta aproximadamente la mitad del mismo, la tendencia es a disminuir el tamaño de los átomos debido al aumento de carga nuclear. A partir de la mitad, y debido a la gran concentración de electrones, el efecto de repulsión se hace más importante y la tendencia es a que el tamaño crezca.

En resumen, en los periodos largos, **el tamaño decrece desde la izquierda hacia el centro y aumenta desde éste a la derecha. Los átomos más pequeños se encuentran situados hacia la mitad periodo.**