

Tema 0: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y ENLACES

1. Estructura atómica

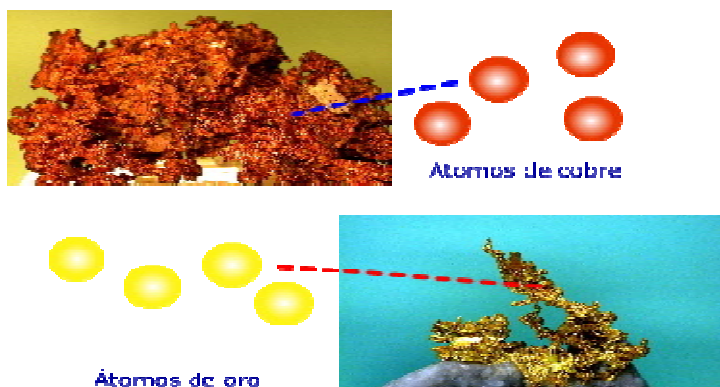
Antecedentes históricos

En el siglo V a.C., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de átomos, término que en griego significa "que no se puede dividir".

La teoría de Demócrito y Leucipo, en el siglo V antes de Cristo era, sobre todo, una teoría filosófica, sin base experimental. Y no pasó de ahí hasta el siglo XIX.

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito. Esta teoría establece que:

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas ÁTOMOS.

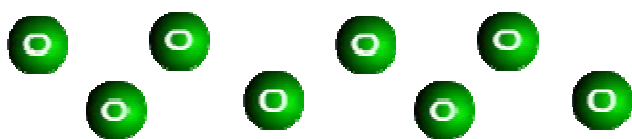


2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.



Todos los átomos del elemento Hidrógeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

Estructura del átomo y enlaces



Todos los átomos del elemento Oxígeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas.

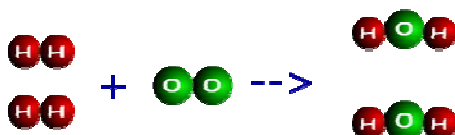


Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **1** átomo del elemento **Oxígeno**.



Todas las moléculas del compuesto Agua oxigenada son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **2** átomos del elemento **Oxígeno**.

4.- En las reacciones químicas los átomos se intercambian; pero, ninguno de ellos desaparece ni se transforma.



En esta reacción química los átomos de Hidrógeno y los átomos de Oxígeno son iguales al principio y al final. Sólo cambia la forma en que se unen entre sí. El Hidrógeno y el Oxígeno serían los reactivos y el Agua sería el producto que se obtiene.

Los símbolos de Dalton

Para Dalton, cada elemento está formado una clase de átomos, distinto en sus propiedades a los átomos de los demás elementos y, justamente, es esta distinción lo que separa un elemento de otro y los hace diferentes.

Así, asignó a cada elemento conocido un símbolo distinto, su símbolo químico que con posterioridad ha ido cambiando hasta llegar a los modernos símbolos químicos actuales.

| ELEMENTS | | | | | |
|----------|------------|----|--|-----------|-----|
| | Hydrogen | 1 | | Strontian | 87 |
| | Azote | 5 | | Barytes | 68 |
| | Carbon | 5 | | Iron | 50 |
| | Oxygen | 7 | | Zinc | 56 |
| | Phosphorus | 9 | | Copper | 56 |
| | Sulphur | 13 | | Lead | 90 |
| | Magnesia | 20 | | Silver | 190 |
| | Lime | 22 | | Gold | 190 |
| | Soda | 28 | | Platina | 190 |
| | Potash | 42 | | Mercury | 167 |

Estructura del átomo y enlaces

| PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO | | | |
|----------------------------------|---------|---------------------------|-------------------------|
| Partícula | Símbolo | Masa | Carga |
| Electrón | e^- | $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg | $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C |
| Protón | p^+ | $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg | $+1,6 \cdot 10^{-19}$ C |
| Neutrón | n | $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg | 0 |

2. Modelos atómicos

Modelo de Thomson

Al ser tan pequeña la masa de los electrones, el físico J. J. Thomson propuso, en 1904, que la mayor parte de la masa del átomo correspondería a la carga positiva, que ocuparía la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las uvas pasas en un pudín.

Este átomo tiene una carga positiva de +1



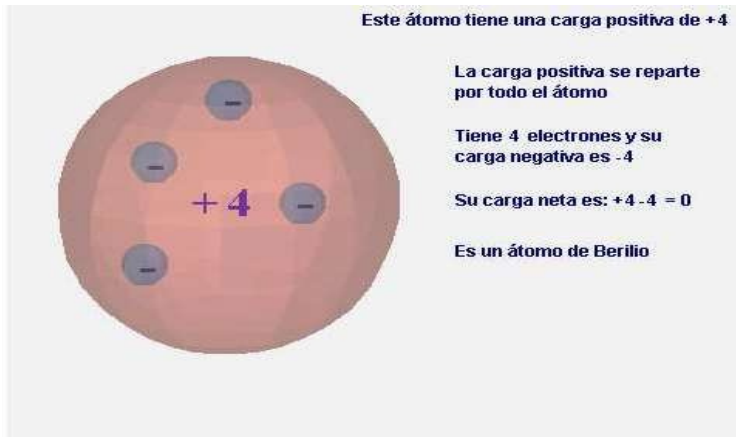
La carga positiva se reparte por todo el átomo

Tiene 1 electrón y su carga negativa es -1

Su carga neta es: $+1 - 1 = 0$

Es un átomo de Hidrógeno

Estructura del átomo y enlaces



Este modelo del "pudín de pasas" de Thomson era bastante razonable y fue aceptado durante varios años, ya que explicaba varios fenómenos, por ejemplo los rayos catódicos y los canales:

El modelo de Thomson fue bastante valorado ya que era capaz de explicar los siguientes fenómenos:

La electrización: el exceso o defecto de electrones que tenga un cuerpo es el responsable de su carga negativa o positiva.

La formación de iones: Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones. Los electrones se pierden o se ganan con relativa facilidad, de manera que su número dentro del átomo puede variar, mientras que el número de protones es fijo siempre para cada átomo.

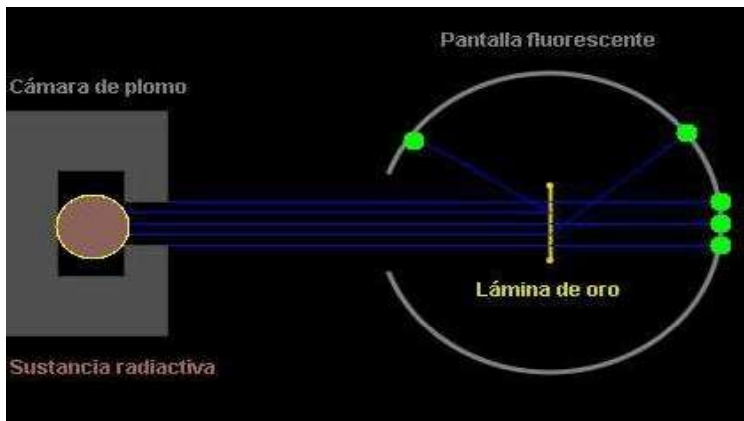
Si un átomo pierde uno ó más electrones adquiere carga neta positiva (catión) y si gana uno ó más electrones adquiere carga neta negativa (anión).



Estructura del átomo y enlaces

Experimento de Rutherford

En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad. El experimento permitió observar el siguiente comportamiento en las partículas lanzadas:



La mayor parte de ellas atravesaron la lámina sin cambiar de dirección, como era de esperar. Algunas se desviaron considerablemente. Unas pocas partículas rebotaron hacia la fuente de emisión.

El comportamiento de las partículas no podía ser explicado con el modelo de Thomson, así que Rutherford lo abandonó y sugirió otro basado en el átomo nuclear.

El Modelo de Rutherford establece que:

El átomo tiene una zona central o núcleo donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y neutrones. Además presenta una zona externa o corteza donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. (Realmente, las partículas del núcleo - protones y neutrones - se descubrieron después de que Rutherford hiciera su modelo. El experimento de Rutherford sólo informaba de la existencia de un núcleo pequeño y positivo).

La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que se hallan fuera del núcleo. El núcleo contiene, por tanto, protones en un número igual al de electrones de la corteza.

El átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran a gran velocidad alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño.

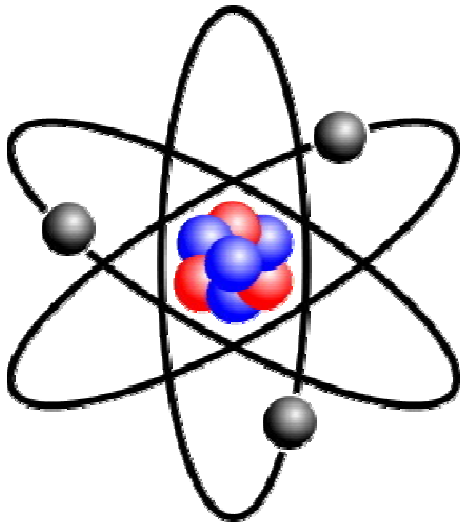
Ernest Rutherford (1871 - 1937). Físico y químico británico. Rutherford destacó muy pronto por su curiosidad y su capacidad para la aritmética. Sus padres y su maestro lo animaron mucho, y resultó ser un alumno brillante tanto en los estudios como en la experimentación.



Por sus trabajos en el campo de la física atómica, Rutherford está considerado como uno de los padres de esta disciplina. Investigó también sobre la detección de las radiaciones electromagnéticas y sobre la ionización del aire producido por los rayos X. Estudió las emisiones radioactivas descubiertas por H. Becquerel, y logró clasificarlas en rayos alfa, beta y gamma. En 1902 Rutherford formuló la teoría sobre la radioactividad natural asociada a las transformaciones espontáneas de los elementos. Colaboró con H. Geiger en el desarrollo del contador Geiger, y demostró (1908) que las partículas alfa son iones de helio (más exactamente, núcleos del átomo de helio) y, en 1911, describió un nuevo modelo atómico (modelo atómico de Rutherford), que posteriormente sería perfeccionado por N. Bohr.

Ganó el Premio Nobel de Química en 1908 por descubrir que la radiactividad iba acompañada por una desintegración de los elementos.

Estructura del átomo y enlaces

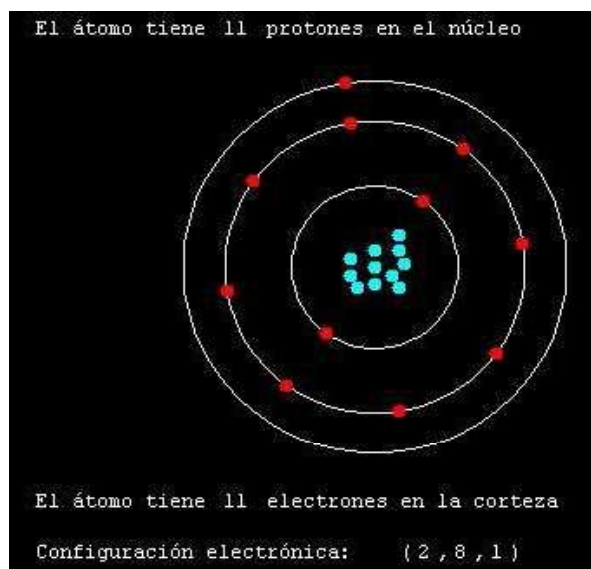


Representación del modelo de Rutherford.

Modelo de Bohr

En la primera mitad del siglo XX se realizaron unos descubrimientos que no podían ser explicados con el modelo de Rutherford. El físico N. Bohr propone un modelo en el que los electrones sólo pueden ocupar ciertas órbitas circulares. Los electrones se organizan en capas y, en cada capa tendrán una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores (de menor energía) y después las superiores.

La distribución de los electrones en las capas se denomina configuración electrónica y se realiza de la siguiente manera: La 1ª capa puede contener, como máximo, 2 electrones. La 2ª capa puede contener, como máximo, 8 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 1ª ya está completa. La 3ª capa puede contener, como máximo, 18 electrones. Comienza a llenarse una vez que la 2ª capa ya está completa.



Niels Bohr (1885 - 1962). Físico danés. Tras doctorarse en la Universidad de Copenhague en 1911, completó sus estudios en Manchester, Inglaterra a las órdenes de Ernest Rutherford.



Basándose en las teorías de Rutherford, publicó su modelo atómico en 1913, introduciendo la teoría de las órbitas cuantificadas, que en la teoría Mecánica Cuántica consiste en las características que, en torno al núcleo atómico, el número de electrones en cada órbita aumenta desde el interior hacia el exterior. En su modelo, además, los electrones podían caer (pasar de una órbita a otra) desde un orbital exterior a otro interior, emitiendo un fotón de energía discreta, hecho sobre el que se sustenta la Mecánica Cuántica.

En 1916, Bohr comenzó a ejercer de profesor en la Universidad de Copenhague, accediendo en 1920 a la dirección del recientemente creado Instituto de Física Teórica.

En 1922 recibió el Premio Nobel de Física por sus trabajos sobre la estructura atómica y la radiación.

Después de la guerra, abogando por los usos pacíficos de la energía nuclear, retornó a Copenhague, ciudad en la que residió hasta su fallecimiento en 1962.

Estructura del átomo y enlaces

Identificación de átomos

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama Número atómico y se representa con la letra Z. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.

El Número másico nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra A y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa la masa del átomo medida en una, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse.

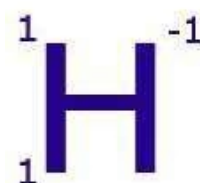
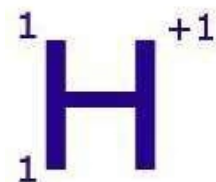
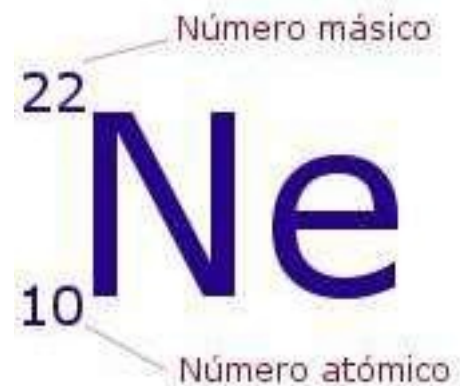
El símbolo tiene número atómico $Z = 1$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 1 protón en el núcleo. Es Hidrógeno.

El símbolo tiene número másico $A = 2$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 2 partículas en el núcleo, entre protones y neutrones. Como $Z = 1$, tiene 1 protón y $A - Z = 2 - 1 = 1$ neutrón.

El número atómico nos indica también el número de electrones que tiene el átomo en su corteza (si es neutro). En este caso, en la parte superior derecha no aparece ninguna carga, por ello es neutro y tiene el mismo número de protones que de electrones: 1 electrón.

Un catión es un átomo con carga positiva. Se origina por pérdida de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga +1, esto indica que ha perdido un electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón, al ser positivo lo ha perdido y, por ello, tiene 0 electrones.

Un anión es un átomo con carga negativa. Se origina por ganancia de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga -1, esto indica que ha ganado 1 electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón; al tener carga -1 ha ganado otro; por tanto, tiene 2 electrones.



Estructura del átomo y enlaces

Modelo mecano-cuántico

El físico E. Schrödinger estableció el modelo mecano-cuántico del átomo, ya que el modelo de Bohr suponía que los electrones se encontraban en órbitas concretas a distancias definidas del núcleo; mientras que, el nuevo modelo establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con exactitud.

Se llama **orbital** a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada (superior al 90 %) de encontrar al electrón.

Si representamos con puntos las distintas posiciones que va ocupando un electrón en su movimiento alrededor del núcleo, obtendremos el orbital. La zona donde la nube de puntos es más densa indica que ahí es más probable encontrar al electrón.

El modelo mecano-cuántico del átomo es un modelo matemático basado en la Ecuación de Schrödinger. Las soluciones son unos números llamados números cuánticos. Se simbolizan de la siguiente forma:

n: Número cuántico principal. Toma valores desde enteros positivos, desde $n = 1$ hasta $n = 7$. Nos indica la energía del orbital y su tamaño (cercanía al núcleo).

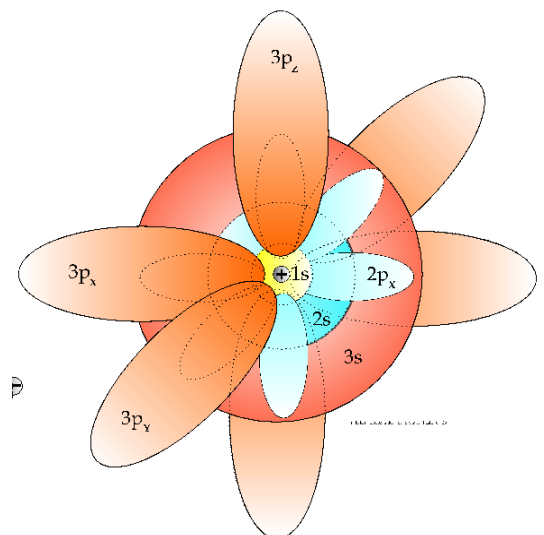
l: Número cuántico secundario o azimutal. Toma valores desde 0 hasta $(n-1)$. Nos indica la forma y el tipo del orbital.

- Si $l = 0$ el orbital es tipo s. (Se presentan de 1 en 1).
- Si $l = 1$ el orbital es tipo p. (Se presentan de 3 en 3).
- Si $l = 2$ el orbital es tipo d. (Se presentan de 5 en 5).
- Si $l = 3$ el orbital es tipo f. (Se presentan de 7 en 7).



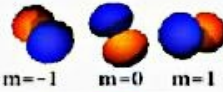

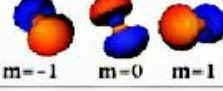
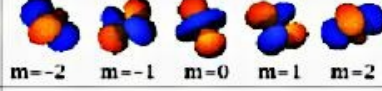

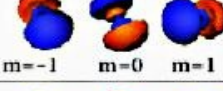
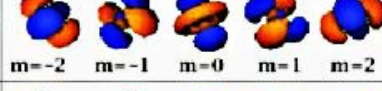
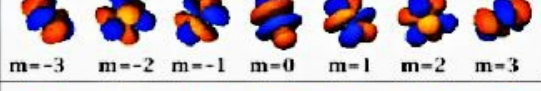

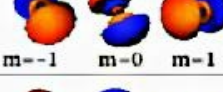

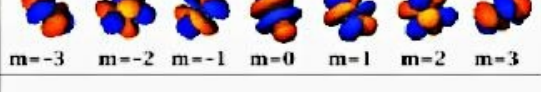

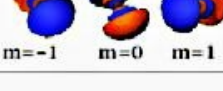
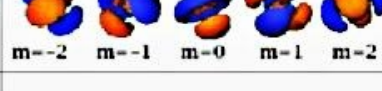

m: Número cuántico magnético. Toma valores desde $-l$ hasta $+l$ pasando por 0. nos indica la orientación espacial del orbital.

s: Número cuántico de spin. Toma valores $-1/2$ y $1/2$. Nos indica el giro del electrón en un sentido o el contrario.

Por ejemplo, si $n = 1$ entonces $l = 0$ sólo hay un orbital, el 1s. Si $n = 2$, tenemos $l = 0$ (1 orbital 2s) y $l = 1$ (3 orbitales 2p). Si $n = 3$, tenemos $l = 0$ (1 orbital 3s), $l = 1$ (3 orbitales 3p) y $l = 2$ (5 orbitales 3d). Si $n = 4$, tenemos $l = 0$ (1 orbital 4s), $l = 1$ (3 orbitales 4p), $l = 2$ (5 orbitales 4d) y $l = 3$ (7 orbitales 4f).



Estructura del átomo y enlaces

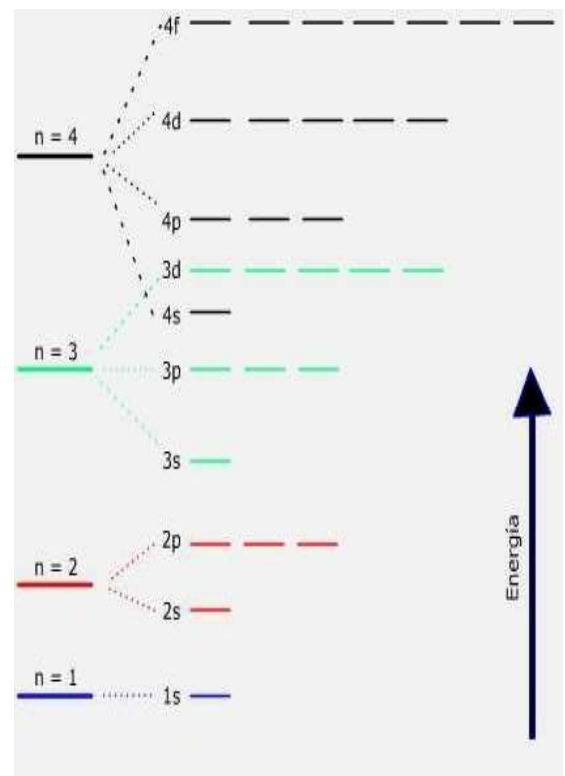
| | s (l=0) | p (l=1) | d (l=2) | f (l=3) |
|-----|---|---|--|--|
| n=1 |  m=0 | | | |
| n=2 |  m=0 |  m=-1 m=0 m=1 | | |
| n=3 |  m=0 |  m=-1 m=0 m=1 |  m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 | |
| n=4 |  m=0 |  m=-1 m=0 m=1 |  m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 |  m=-3 m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 m=3 |
| n=5 |  m=0 |  m=-1 m=0 m=1 |  m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 |  m=-3 m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 m=3 |
| n=6 |  m=0 |  m=-1 m=0 m=1 |  m=-2 m=-1 m=0 m=1 m=2 | |
| n=7 |  m=0 | | | |

Niveles de energía y orbitales

En un átomo los electrones ocuparán orbitales de forma que su energía sea la menor posible. Por ello se ordenan los orbitales en base a su nivel energético creciente.

La energía de los orbitales para átomos de varios electrones viene determinada por los números cuánticos n y l . En la figura de la derecha se muestran los orbitales de los 4 primeros niveles de energía (desde $n = 1$ hasta $n = 4$) y su orden de energía. Puede verse que la energía de los orbitales no coincide exactamente con el orden de los niveles. Por ejemplo, el subnivel $4s$ tiene una menor energía que el $3d$.

Todos los orbitales de un mismo tipo que hay en un nivel tienen igual energía; por eso se colocan a la misma altura.



Estructura del átomo y enlaces

Configuración electrónica

La configuración electrónica de un átomo es el modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo de ese átomo. Es decir, cómo se reparten esos electrones entre los distintos niveles y orbitales.

La configuración electrónica de un átomo se obtiene siguiendo unas reglas:

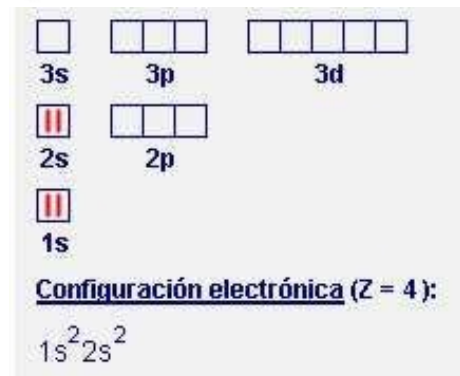
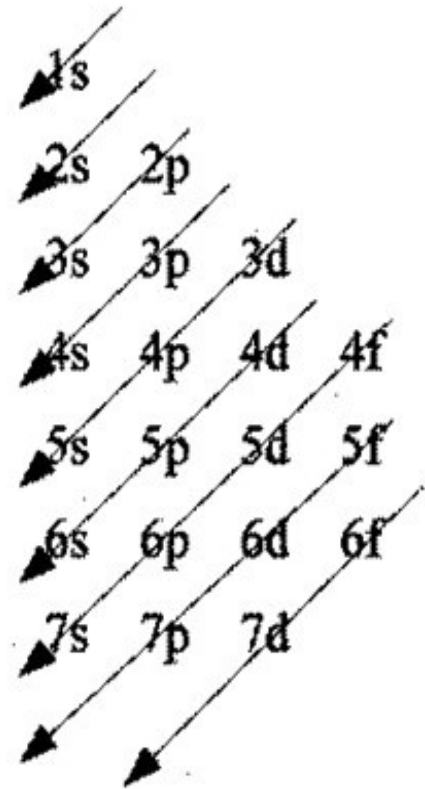
- 1.- En cada orbital sólo puede haber 2 electrones.
- 2.- Los electrones se van colocando en la corteza ocupando el orbital de menor energía que esté disponible.
- 3.- Cuando hay varios orbitales con la misma energía (3 orbitales p, por ej.) pueden entrar en ellos hasta $3 \cdot 2 = 6$ electrones.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller que puedes ver en la imagen de la derecha. Debes seguir el orden de las flechas para ir añadiendo electrones. (No todos los elementos cumplen esta regla).

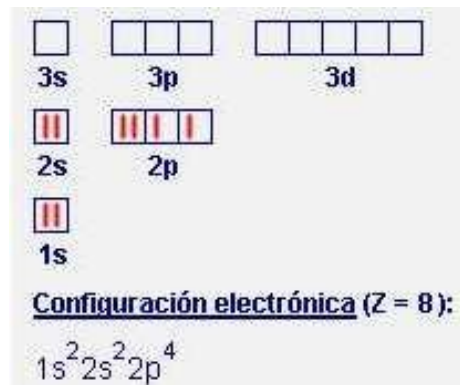
Para representar la configuración electrónica de un átomo se escriben los nombres de los orbitales (1s, 2p, etc.) y se coloca como superíndice el número de electrones que ocupan ese orbital o ese grupo de orbitales.

El litio tiene número atómico $Z = 3$, esto quiere decir que tiene 3 electrones en su corteza. Siguiendo el diagrama de Möeller nos encontramos el orbital 1s, en él caben 2 electrones: $1s^2$. Nos queda por situar 1 electrón que irá al siguiente orbital: $2s^1$. Por tanto, la configuración electrónica del litio es: $1s^2 2s^1$.

El oxígeno tiene número atómico $Z = 8$, esto quiere decir que tiene 8 electrones en su corteza. Siguiendo el diagrama de Möeller nos encontramos el orbital 1s, en él caben 2 electrones: $1s^2$. Nos quedan 6 electrones por situar: 2 entrarán en el orbital 2s: $2s^2$ y los 4 restantes se situarán en los 3 orbitales 2p, donde pueden entrar hasta 6 electrones como máximo, si hay menos pues se colocan los que haya: $2p^4$. Su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^4$.



Configuración electrónica del berilio.



Configuración electrónica del oxígeno.

3. La tabla periódica

Historia

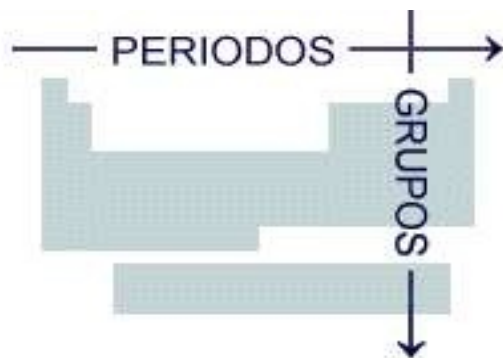
La historia de la tabla periódica está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los siglos XVIII y XIX cuando se descubren la mayoría de los restantes elementos, ya que mejoran las técnicas de trabajo científico.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de manifiesto semejanzas en propiedades, masas relacionadas o comportamientos químicos parecidos. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación, de tal manera que se facilitase su conocimiento y descripción, y se impulsara el descubrimiento de nuevos elementos.

La tabla periódica actual o sistema periódico está basada en la propuesta por D. Mendeleiev en 1869. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas.

Existen 7 filas horizontales que se denominan períodos y 18 columnas verticales que se denominan grupos.

Los elementos también se clasifican en: metales (sus átomos tienden a perder electrones y formar cationes), no metales (sus átomos tienden a ganar electrones y formar aniones) y semimetales (sus átomos se transforman con dificultad en iones positivos) de acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.



Estructura del átomo y enlaces

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|-----|-----|----|----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuq | Uuh | Uuc | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

| |
|-------------|
| Metales |
| No metales |
| Semimetales |

Grupos y períodos

La colocación de los elementos en la tabla periódica se hace teniendo en cuenta la configuración electrónica.

En cada período aparecen los elementos cuyo último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del período, ordenados por orden creciente de número atómico. Por ej., el período 3 incluye los elementos cuyos electrones más externos están en el nivel 3;

Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

En cada grupo aparecen los elementos que presentan el mismo número de electrones en el último nivel ocupado o capa de valencia. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 13 contienen 3 electrones en su capa más externa y el último electrón queda en un orbital p;

B (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$.

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|-----|-----|----|----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuq | Uuh | Uuc | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

Configuración electrónica (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Período: 3
 Grupo: 1 (s¹)
 ALCALINOS

Colocación del sodio

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|-----|-----|----|----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuq | Uuh | Uuc | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

Configuración electrónica (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Período: 3
 Grupo: 13 (p¹)
 TÉRREOS

Colocación del aluminio

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|-----|-----|----|----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuq | Uuh | Uuc | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

Configuración electrónica (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$ Período: 2
 Grupo: 13 (p¹)
 TÉRREOS

Colocación del boro

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|-----|-----|----|----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuq | Uuh | Uuc | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

Configuración electrónica (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Período: 3
 Grupo: 13 (p¹)
 TÉRREOS

Colocación del aluminio

Estructura del átomo y enlaces

Períodos: En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.

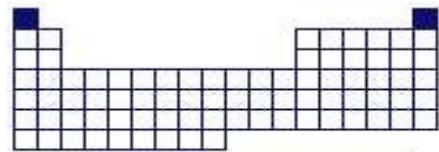
Grupos: Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

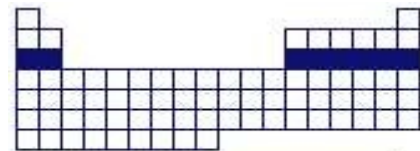
Así, si nos fijamos en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, el grupo 1 o alcalinos:

| Elemento | Símbolo | Última capa |
|-----------|---------|-----------------|
| Hidrógeno | H | 1s ¹ |
| Litio | Li | 2s ¹ |
| Sodio | Na | 3s ¹ |
| Potasio | K | 4s ¹ |
| Rubidio | Rb | 5s ¹ |
| Cesio | Cs | 6s ¹ |
| Francio | Fr | 7s ¹ |

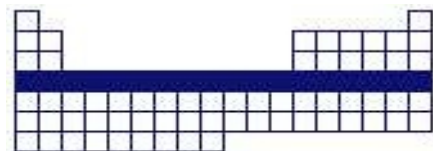
La configuración electrónica de su última capa es igual, variando únicamente el periodo del elemento.



Período 1 (2 elementos)



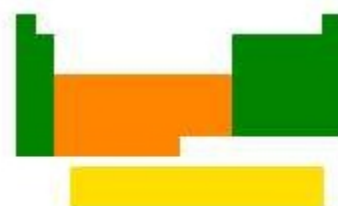
Período 3 (8 elementos)



Período 4 (18 elementos)



Período 6 (32 elementos)



- GRUPOS PRINCIPALES
- ELEMENTOS DE TRANSICIÓN
- ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

Estructura del átomo y enlaces

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuc | | Uuh | | Uuq |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

RADIO ATÓMICO

En un grupo: El radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones.
 En un período: El radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuc | | Uuh | | Uuq |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

En un grupo: La energía de ionización disminuye al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
 En un período: La energía de ionización aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y cuesta más energía arrancarlos.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuc | | Uuh | | Uuq |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

CARÁCTER METÁLICO

En un grupo: El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
 En un período: El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|----|-----|----|-----|----|-----|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | | Uuc | | Uuh | | Uuq |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Lantánidos | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Actínidos | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

ELECTRONEGATIVIDAD

En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.
 En un período: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.

Propiedades periódicas

La utilidad de la Tabla Periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos. Por ejemplo, todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa (estos electrones son los que normalmente intervienen en las reacciones químicas).

Existen, por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, como son: radio atómico, energía de ionización, carácter metálico y electronegatividad.

Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

4. El enlace químico

Regla del octeto

Casi todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan enlaces químicos.

Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a 8, estructura que coincide con la de los elementos del grupo 18 o gases nobles. Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados.

Los átomos se unen para formar enlaces porque así consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de **regla del octeto**.

Enlace covalente

El **enlace covalente** se produce cuando se combinan entre sí dos átomos de elementos no metálicos. Los no metales necesitan ganar electrones para alcanzar la configuración de gas noble y el único modo de hacerlo, entre ellos, es compartiendo electrones; es decir:

El enlace covalente se da entre átomos que comparten electrones. Estos electrones son atraídos por los núcleos de los dos átomos.

G. N. Lewis propuso representar los enlaces usando los símbolos de los elementos y puntos para los electrones de valencia. El par de electrones compartidos se representa por una raya entre los átomos:



Estructura del átomo y enlaces

En la notación de Lewis se representan por puntos los electrones de valencia del átomo, es decir, los electrones más externos de orbitales s y p.

Hidrógeno

Notación de Lewis

H: $1s^1$



En la notación de Lewis del Hidrógeno, sólo hay 1 electrón externo, el que está en el orbital 1s y, por tanto, se representa con el símbolo del elemento, H, y un punto a su alrededor.

Oxígeno

Notación de Lewis

O: $1s^2 2s^2 2p^4$



En la notación de Lewis del Oxígeno, hay 6 electrones externos, 2 que están en el orbital 2s y 4 en los orbitales 2p; por tanto, se representa con el símbolo del elemento, O, y 6 puntos alrededor.

Hidrógeno con Oxígeno



El átomo de Oxígeno tiene 6 electrones externos. El átomo de Hidrógeno tiene 1 electrón externo. Para tener configuración del gas noble Ne, el Oxígeno necesita ganar 2 electrones. Para tener configuración del gas noble He, el Hidrógeno necesita ganar un electrón. La solución está en unirse un átomo de Oxígeno con 2 átomos de Hidrógeno. Así el Oxígeno tiene 8 electrones y cada Hidrógeno 2 electrones en su última capa.

La fórmula de esta sustancia es H_2O

Hidrógeno con Nitrógeno

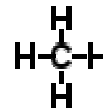


El átomo de Nitrógeno tiene 5 electrones externos. El átomo de Hidrógeno tiene 1 electrón externo. Para tener configuración del gas noble Ne, el Nitrógeno necesita ganar 3 electrones. Para tener configuración del gas noble He, el Hidrógeno necesita ganar un electrón. La solución está en unirse un átomo de Nitrógeno con 3 átomos de Hidrógeno. Así el Nitrógeno tiene 8 electrones y cada Hidrógeno 2 electrones en su última capa.

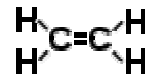
La fórmula de esta sustancia es NH_3

Si dos átomos de no metal se aproximan, ambos intentarán arrebatarse los electrones para completar su capa de valencia con ocho electrones. Como ninguno tiene tendencia a soltar electrones, los compartirán. Se ha formado un enlace covalente.

En el enlace covalente los átomos se unen dos a dos, compartiendo dos, cuatro o seis electrones y recibiendo el nombre de enlace simple, enlace doble o enlace triple. Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.



Enlace simple (se comparte 1 electrón de cada átomo).



Enlace doble (se comparten 2 electrones de cada átomo).



Enlace triple (se comparten 3 electrones de cada átomo).

Estructura del átomo y enlaces

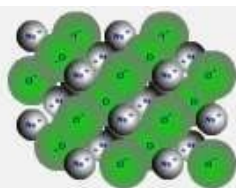
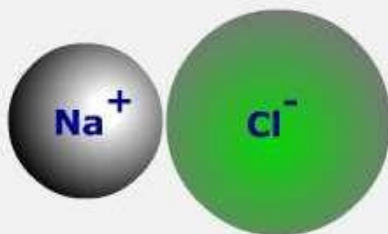
La formación del cloruro sódico, NaCl, ocurre de la siguiente forma:

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ----> Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$
Le sobra 1 electrón para tener estructura del gas noble Ne. Al perder el electrón forma un catión Na^+ .

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ----> Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Le falta 1 electrón para tener estructura del gas noble Ar. Al ganar el electrón forma un anión Cl^- .



El sodio, Na, pierde su electrón más externo y el cloro, Cl, lo gana. Se origina un catión Na^+ y un anión Cl^- . La atracción entre ambos iones es de naturaleza electrostática y muy fuerte, con lo cual se acercarán entre sí formando el enlace iónico.



Los cationes y los aniones se colocan en posiciones cercanas y de forma ordenada, dando lugar a un cristal iónico. Por este motivo, el enlace iónico es fuerte. Las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente y presentan puntos de fusión y de ebullición elevados.

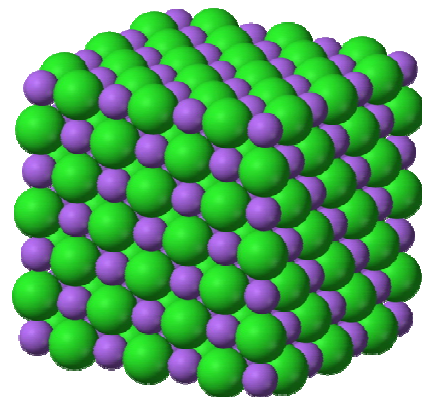
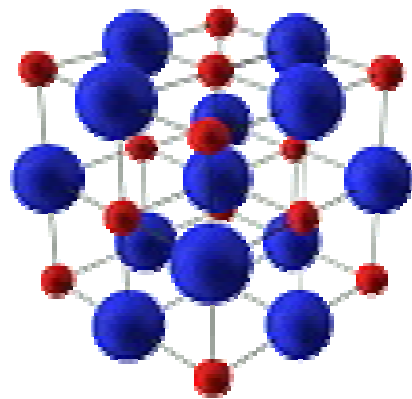


Enlace iónico

El **enlace iónico** se produce cuando se combinan un metal y un no metal. El metal alcanza la configuración electrónica de gas noble perdiendo electrones (convirtiéndose en catión). El no metal gana electrones (convirtiéndose en un anión). Es decir:

El enlace iónico se da entre iones de distinto signo, ya que las cargas de distinto signo se atraen.

En un compuesto iónico, la fórmula sólo nos indica la proporción en la que se encuentran los átomos. En el enlace iónico no se forman moléculas aisladas. Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos.

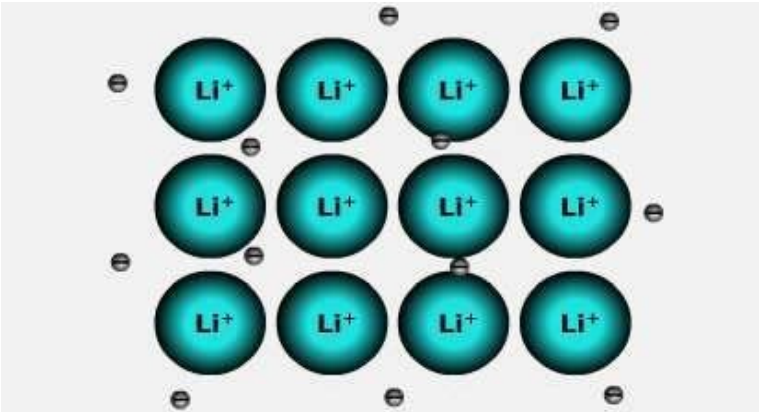
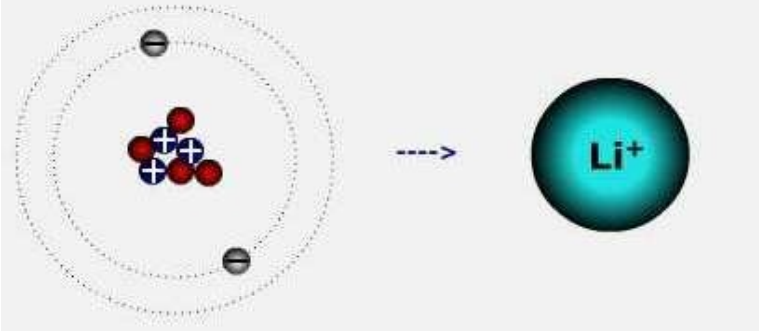


Estructura del átomo y enlaces

La formación del enlace metálico en el litio, Li, ocurre de la siguiente forma:

Li: $1s^2 2s^1$
Le sobra 1 electrón para tener estructura del gas noble He.

----> Li⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$
Al perder el electrón forma un catión Li⁺.



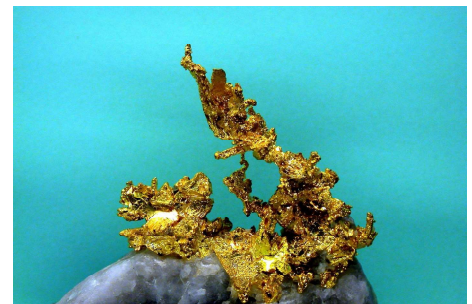
Los átomos del metal pierden los electrones necesarios para tener estructura externa de gas noble y quedan cargados positivamente. Los electrones se quedan moviéndose entre los átomos positivos formando una "nube" de carga negativa que mantiene unidos a los átomos positivos. Esto da lugar a una red metálica.

Enlace metálico

El **enlace metálico** se produce cuando se combinan metales entre sí. Los átomos de los metales necesitan ceder electrones para alcanzar la configuración de un gas noble. En este caso, los metales pierden los electrones de valencia y se forma una nube de electrones entre los núcleos positivos.

El enlace metálico se debe a la atracción entre los electrones de valencia de todos los átomos y los cationes que se forman.

Este enlace se presenta en el oro, la plata, el aluminio, etc. Los electrones tienen cierta movilidad; por eso, los metales son buenos conductores de la electricidad. La nube de electrones actúa como "pegamento" entre los cationes. Por esta razón casi todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.





Para practicar

1. Un elemento tiene número atómico 92 y número másico 235:
 - a) ¿Cuántos protones tiene un átomo de este elemento?, b) ¿Cuántos neutrones tendrá?, c) ¿Cuántos electrones tendrá?
2. Indica la configuración electrónica de un elemento que tiene de número atómico:
 - a) 40, b) 79, c) 3, d) 17, e) 93
3. Indica grupo y periodo de un elemento que tiene de número atómico:
 - a) 49, b) 91, c) 35, d) 19, e) 6
4. Indica, en orden cronológico, las distintas clasificaciones que se realizaron sobre los elementos a lo largo de la historia.
5. Qué enlace se formará si se unen átomos de los siguientes elementos:
 - a) Potasio e Hidrógeno.
 - b) Sodio y Flúor.
 - c) Hidrógeno y Cloro.
 - d) Flúor y Flúor.
 - e) Sodio.

Estructura del átomo y enlaces



Recuerda lo más importante

Modelos atómicos

Modelo de Thomson: Esfera positiva con electrones incrustados.

Modelo de Rutherford: Núcleo positivo y con casi toda la masa y electrones girando alrededor.

Modelo de Bohr: Núcleo positivo y los electrones girando en determinadas órbitas.

Modelo mecano-cuántico: Los electrones se encuentran en orbitales. Se llama **orbital** a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada (superior al 90 %) de encontrar al electrón. Existen 4 tipos: s, p, d, f.

Estructura atómica

El átomo es una estructura con un núcleo muy pequeño en relación al tamaño total del átomo. En el núcleo hay protones y neutrones y en la corteza se encuentran los electrones.

Identificación de átomos

- **Número atómico (Z):** N^o de protones de un átomo.

- **Número másico (A):** N^o de protones + N^o de neutrones de un átomo.

Distribución de electrones en un átomo

Se llama configuración electrónica de un átomo al modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo, de ese átomo, en niveles y orbitales. La energía de los orbitales no coincide exactamente con el orden de los niveles. El diagrama de Möeller describe el reparto.

El enlace químico

Enlace covalente: Se da entre átomos que comparten electrones. NO METAL con NO METAL.

Enlace iónico: Se da entre iones de distinto signo. METAL con NO METAL.

Enlace metálico: Se produce entre los cationes del metal y los electrones de valencia desprendidos. METAL con METAL.

La tabla periódica

Incluye todos los elementos químicos conocidos. Existen **7 períodos** y **18 grupos**. La colocación de un elemento químico en una casilla concreta depende de su configuración electrónica.

Las **propiedades periódicas** de los elementos químicos, son aquéllas que podemos estudiar con la posición del elemento en la Tabla periódica.

Autoevaluación



1. El átomo de número atómico 7 tiene de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$. Indica el número de electrones de valencia que posee ese átomo.
2. Un átomo neutro tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Indica el número atómico (Z) de este átomo.
3. Un átomo de un elemento tiene de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. ¿A qué grupo de la tabla pertenece?
4. El elemento de número atómico 20, ¿en qué período de la tabla se encontrará?
5. Selecciona entre los siguientes elementos aquél que tenga mayor electronegatividad: Flúor, sodio, cloro y carbono.
6. Al combinarse los átomos de sodio (un metal alcalino) con los átomos de yodo (un no metal del grupo de los halógenos), lo más normal es que entre ellos se forme un enlace
7. Un átomo con 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones es un: a) Cation con carga +2, b) Cation con carga +1, c) Anion con carga -1, d) Anion con carga -2.
8. El modelo en el que los electrones giran en la corteza del átomo en órbitas definidas, es el modelo de

Estructura del átomo y enlaces

Soluciones de los ejercicios para practicar

1. a) 92, b) 143, c) 92
2. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
c) $1s^2 2s^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^5$
3. a) Período 5 y Grupo 13, b) Período 7 y Elementos de transición interna,
c) Período 4 y Grupo 17, d) Período 4 y Grupo 1, Período 2 y Grupo 14.
4. a) Metales y no metales, b) Triadas, c) Octavas, d) Tabla de Mendeleiev y Meyer.
5. a) Iónico, b) Iónico, c) Covalente, d) Covalente, e) Metálico.

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. 5
2. 14
3. 15
4. 4
5. Flúor
6. Iónico
7. Anión con carga -2
8. Bohr