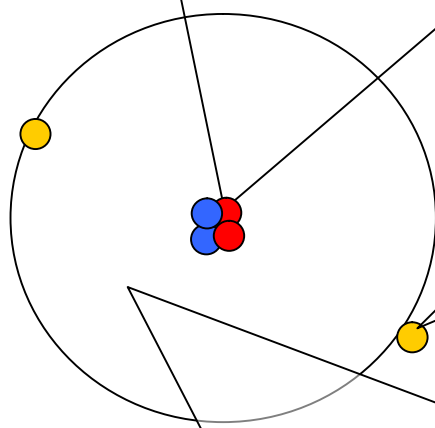


# SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO

## EL ÁTOMO . Conceptos fundamentales

### Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo
- En el núcleo radica la masa del átomo
- Partículas: protones y neutrones (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte"
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P



### Corteza del átomo

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así:  $n = A - Z$
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

### CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

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

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

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

Observa que  $m_p \approx 2.000 m_e$

$$m_p \approx m_n$$

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

**NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)**

$\overset{\text{n}^\circ \text{ másico}}{\quad} \text{---} \mathbf{A}$

$\overset{\text{n}^\circ \text{ atómico (se puede suprimir)}}{\quad} \text{---} \mathbf{Z} \mathbf{X}$  --- Símbolo del átomo

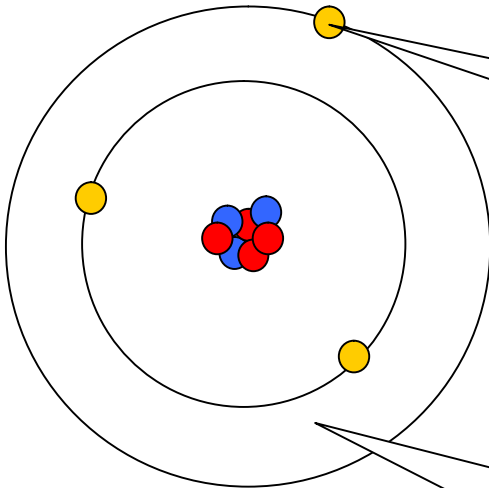
Ejemplos:

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

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

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

**EL ÁTOMO . Formación de iones**



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

Al quitar un electrón el átomo queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es un **ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**

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

El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

**Nomenclatura de iones**

$\overset{\text{Símbolo átomo}}{\quad} \text{---} \mathbf{X} \overset{\text{Carga}}{\quad} \mathbf{n}$

Ejemplos

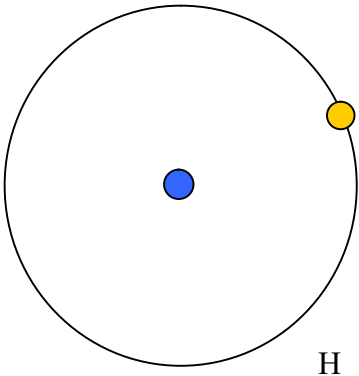
$\text{Li}^+$

$\text{O}^{2-}$

$\text{Al}^{3+}$

$\text{Cl}^-$

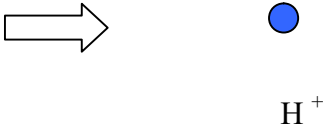
$\text{Fe}^{2+}$

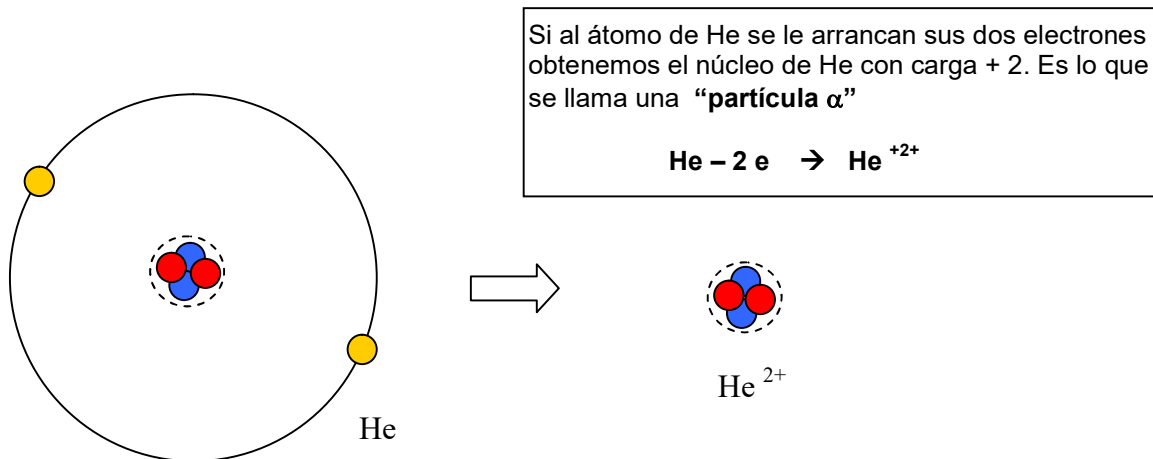


Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:

$\text{H} - e \rightarrow \text{H}^+$

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





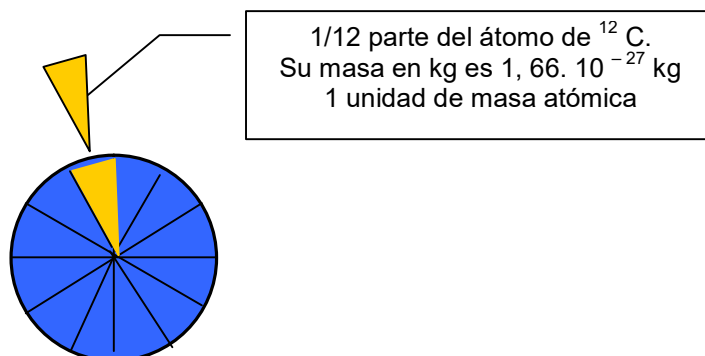
## EL ÁTOMO. Masa de los átomos

Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados (kg) ,obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg y el de carbono  $2,00 \cdot 10^{-26}$  kg.

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

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

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



## EVOLUCIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO

La evolución de la tabla periódica, desde la primera ordenación de los elementos, ha tenido lugar a lo largo de más de un siglo de historia y ha ido pareja al desarrollo de la ciencia.

En 1830 se conocían ya 55 elementos diferentes, cuyas propiedades físicas y químicas variaban extensamente. Fue entonces cuando los químicos empezaron a interesarse realmente por el número de elementos existentes.

El primer esquema de clasificación lo adoptó el químico sueco J. Berzelius en 1813, dividiendo los elementos en dos grandes grupos: metales y no metales.

En 1829, el químico alemán Döbereiner realizó el primer intento de establecer una ordenación de los elementos químicos, agrupando los elementos por triadas, con propiedades muy semejantes, como por ejemplo el Cloro, el Bromo y el Yodo.

El químico inglés Newlands, enunció en 1865 una ley de octavas, similar a una escala musical. Ordenó los elementos conocidos por su peso atómico y después de disponerlos en columnas verticales de siete elementos cada una, observó que en muchos casos coincidían en las filas horizontales elementos con propiedades similares y que presentaban una variación similar.

En 1869, el químico alemán L. Meyer estuvo más acertado al ordenar los elementos conocidos por su volumen atómico.

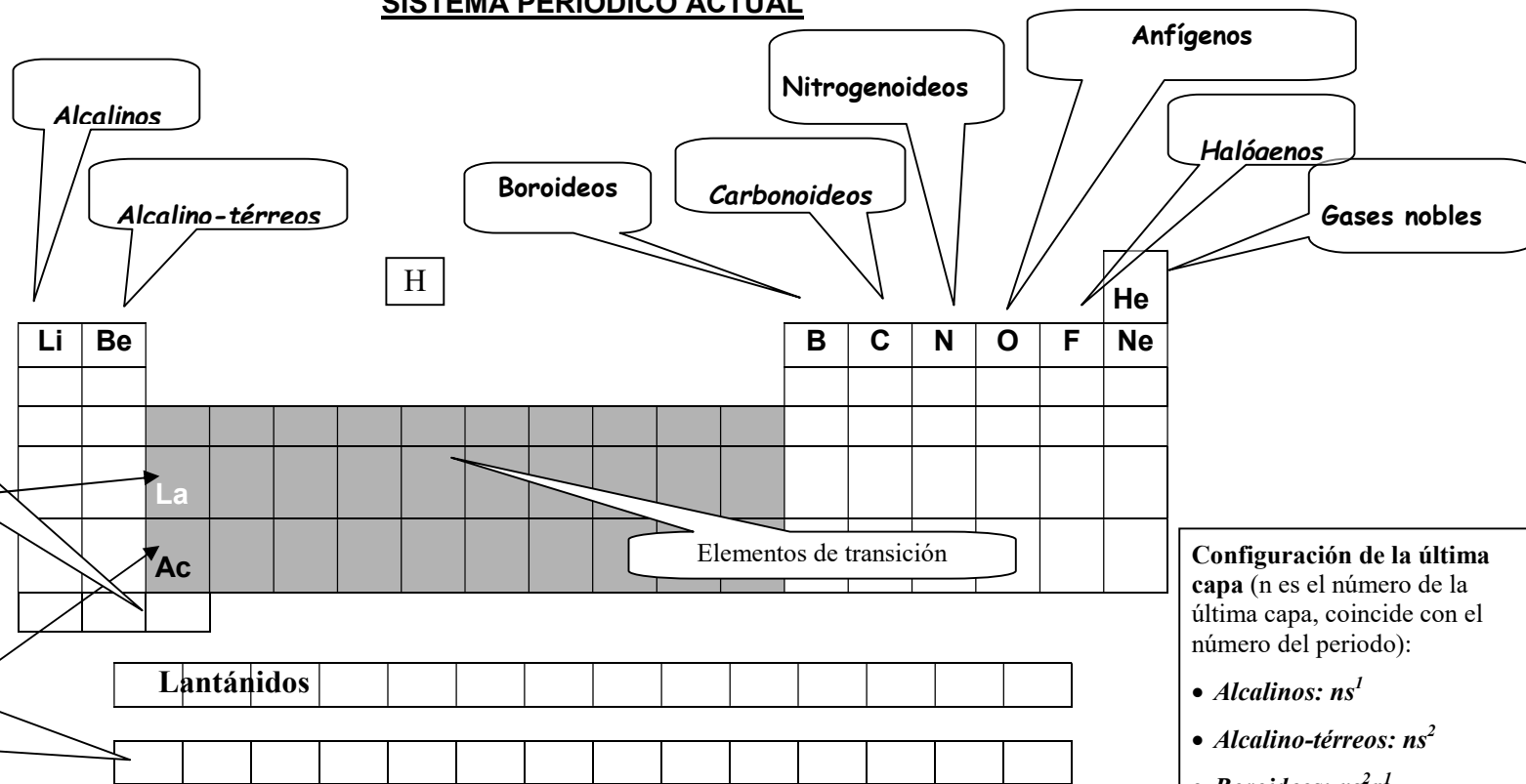
Casi al mismo tiempo, el químico ruso D. Mendeleiev, presentó una primera versión de su tabla periódica en la que clasificaba los elementos según sus masas atómicas crecientes. Esta primera tabla periódica se mantuvo por:

- Los elementos con propiedades químicas semejantes aparecían ordenados en la vertical.
- Dejó huecos cuando no aparecían elementos que encajaran pues no se habían descubierto aún.
- Predijo la existencia de elementos no conocidos, la masa atómica de los mismos y las propiedades físicas y químicas.

En 1911 Moseley ordenó los elementos de la tabla periódica usando como criterio de clasificación el número atómico  $Z$ , de forma creciente. Enunció la "ley periódica": "Si los elementos se colocan según aumenta su número atómico se observa una variación periódica de sus propiedades físicas y químicas". En 1952 se propuso el sistema periódico actual, denominado sistema periódico largo.

## SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL

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.



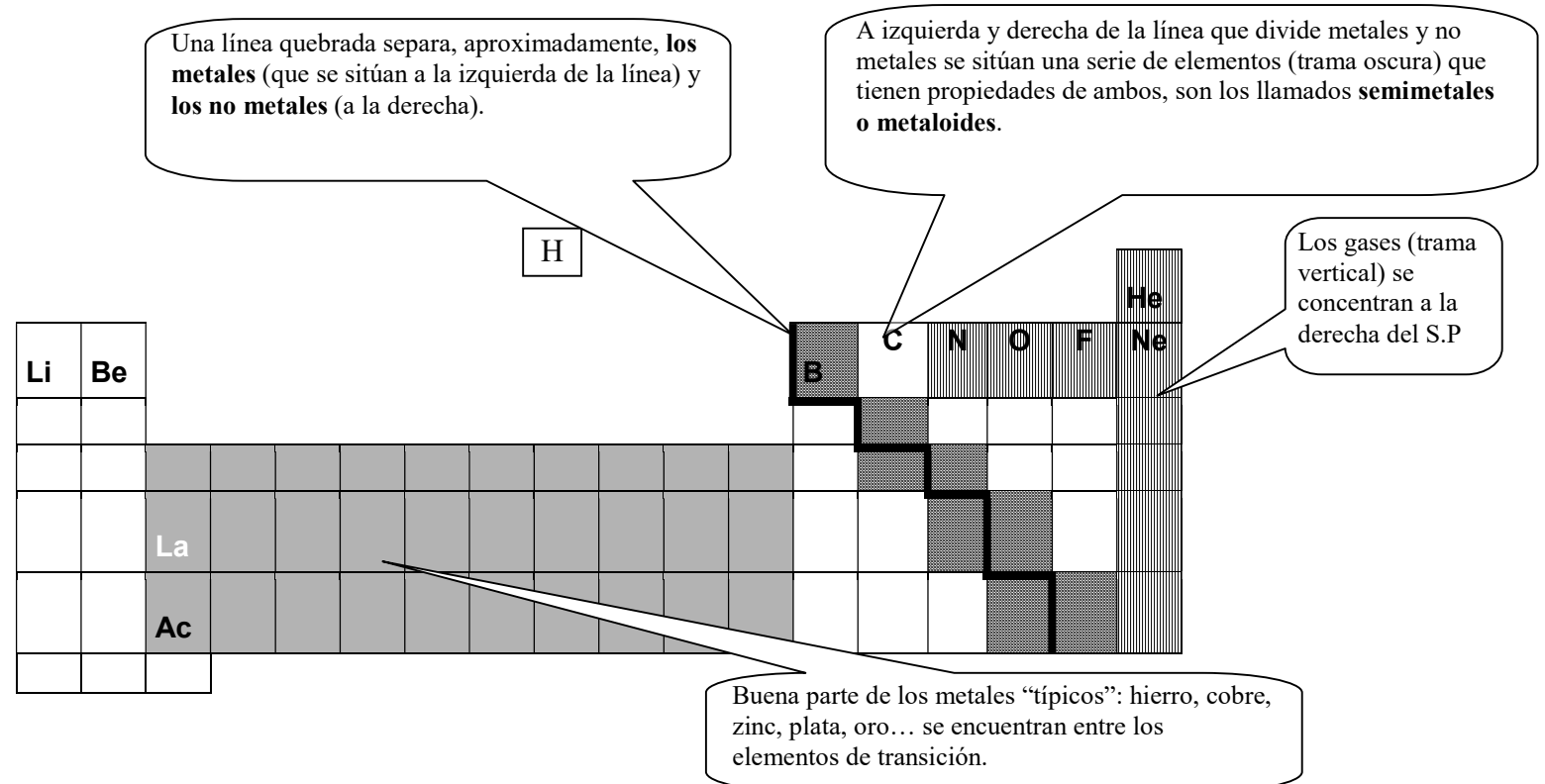
**Configuración de la última capa** (n es el número de la última capa, coincide con el número del periodo):

- **Alcalinos:**  $ns^1$
- **Alcalino-térreos:**  $ns^2$
- **Boroideos:**  $ns^2p^1$
- **Carbonoideos:**  $ns^2p^2$
- **Nitrogenoideos:**  $ns^2p^3$
- **Anfígenos:**  $ns^2p^4$
- **Halógenos:**  $ns^2p^5$
- **Gases nobles:**  $ns^2p^6$  (excepto He)

- El hidrógeno, el elemento más ligero, tiene propiedades singulares, por eso a menudo no se le coloca en ninguno de los grupos.
- En la tabla periódica los elementos se clasifican en filas, **periodos**, y columnas, **grupos o familias**.
- **Todos los elementos de un grupo tienen propiedades químicas semejantes.**
- Mendeleiev ordenó los elementos de menor a mayor masa atómica, aunque en dos ocasiones (Ar y K, Te y I) tuvo que invertir el orden para que los elementos se situaran en el grupo que les correspondería por sus propiedades químicas.
- **El número del periodo nos da el número total de capas u órbitas de los átomos.**

**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.

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



- **Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con ocho electrones en su última capa:  $ns^2p^6$  (excepto el He que tiene dos).**
- **Todos los elementos tiende a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.**
- Los elementos, como los halógenos o anfígenos, 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 elementos, como los alcalinos o alcalinotérreos, que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente, les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar en 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 metales tienen **energías de ionización bajas** (cuesta muy poco arrancarle un electrón), la razón es bastante sencilla: si tienden a ceder electrones bastará con comunicarles muy poca energía para que los cedan.
- Los no metales, sin embargo, muestran **energías de ionización elevadas**: si lo que quieren es captar electrones mostrarán muy poca tendencia a cederlos. Por tanto, habrá que comunicarles mucha energía para arrancárselos.

## ENLACE QUÍMICO

Los átomos tienden a unirse unos a otros para formar entidades más complejas.

- ¿Por qué los átomos tienden a unirse en lugar de permanecer aislados?
- ¿Cuál es el mecanismo que mantiene unido los átomos?

Cuando dos o más átomos se acercan se originan fuerzas atractivas (entre protones y electrones) y fuerzas repulsivas (entre cargas del mismo signo de ambos átomos). Estas fuerzas pueden llegar a ser muy intensas.

Si la agrupación de átomos unidos tiene menos energía que los propios átomos separados, se producirá un enlace químico.

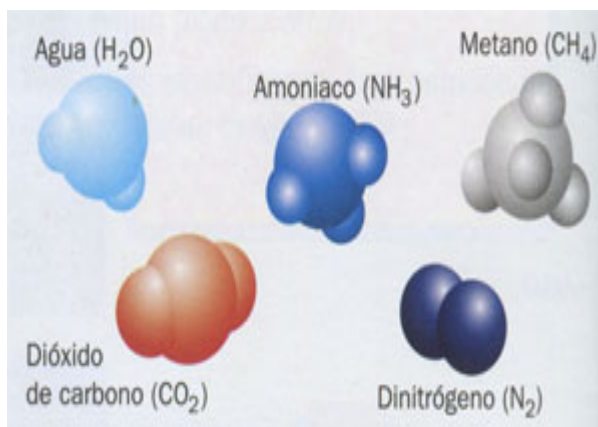
Por tanto podemos definir Enlace Químico como la unión de dos o más átomos para formar un sistema estable. La energía desprendida en este proceso se llama energía de enlace y será también la energía necesaria para separar los átomos.

La razón principal de que los átomos traten de combinarse con otros, es la tendencia de todos ellos a adquirir la configuración electrónica de gas noble ( $ns^2 p^6$ ) en su capa más externa o "capa de valencia". Ésta es una configuración especialmente estable a la que tienden todos los elementos químicos.

Todos los átomos de los elementos químicos tienden a tener 8 electrones en su última capa, y para ello se unirán a otros átomos ganando, perdiendo o compartiendo electrones.

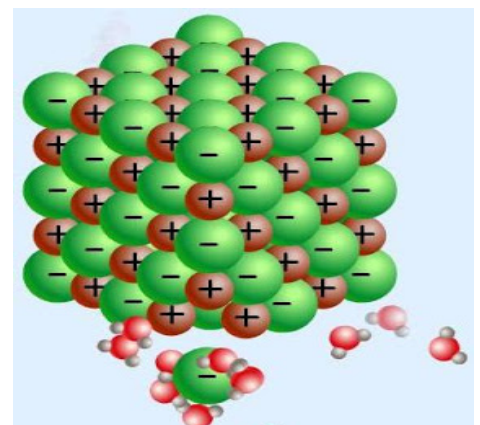
Las agrupaciones de átomos se pueden clasificar en dos grupos, dependiendo del número de átomos que se unen y de las características de los mismos:

- Moléculas: agrupaciones estables de un número fijo de átomos, normalmente pequeño. Si los átomos que constituyen la molécula son iguales hablamos de una sustancia simple, si son distintos será un compuesto.
- Cristales: agrupaciones estables de un número grande y variable de átomos (o iones) que forman sólidos, con una ordenación regular.



Moléculas  
←

Cristal  
→



## ENLACE IÓNICO

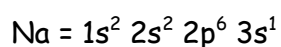
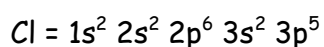
Si enfrentamos un átomo al que le falten pocos electrones en su capa de valencia para adquirir la configuración de gas noble (como el Cloro), con otro que tenga tendencia a perder electrones también para adquirir dicha configuración (como el Sodio), lo que ocurrirá es que el que tiene tendencia a perder electrones, los cederá al que tienen tendencia a ganarlos.

Veamos el caso del Cloro y el Sodio:

Cloro, Cl, número atómico  $Z = 17$ , es decir 17 electrones.

Sodio, Na, número atómico  $Z = 11$ , es decir 11 electrones.

Si hacemos sus configuraciones electrónicas tenemos:



Podemos observar que al Cloro le falta un electrón para completar su octeto, mientras que el Sodio, necesitaría perder el electrón que tiene en el nivel tres, para adquirir la configuración de gas noble.

Llegados a este punto el Sodio cederá dicho electrón (convirtiéndose en un ión positivo o catión) al Cloro que lo captará (convirtiéndose en un ión negativo o anión). Ambos se unen debido a la atracción entre cargas de distinto signo, atracción electrostática.

El proceso fundamental consiste en la transferencia de electrones entre los átomos, uno cede electrones y el otro los coge, formándose iones de distinto signo que se atraen.

En realidad este proceso se realiza simultáneamente en un número enorme de átomos, formándose un gran número de iones positivos y negativos que se atraen mutuamente formando una estructura de iones dispuestos en forma ordenada. Es lo que se conoce como red iónica o cristal iónico.

Este enlace tendrá lugar entre átomos de electronegatividad muy distinta, es decir entre metales y no metales.

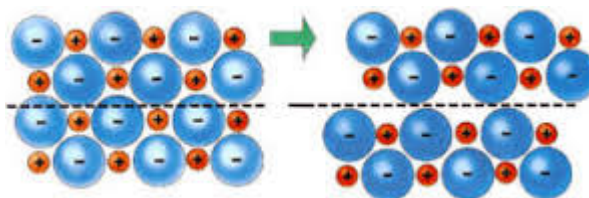
En los compuestos iónicos no se puede hablar de moléculas individuales y por tanto la fórmula (como NaCl) no podemos decir que represente a una molécula. Solamente indica la proporción en que los iones se encuentran combinados (en nuestro caso, un átomo de Sodio por cada átomo de Cloro)

El número de iones de determinado signo que rodean a otro de signo contrario, recibe el nombre de índice de coordinación del ión, y depende del tamaño relativo de ambos.

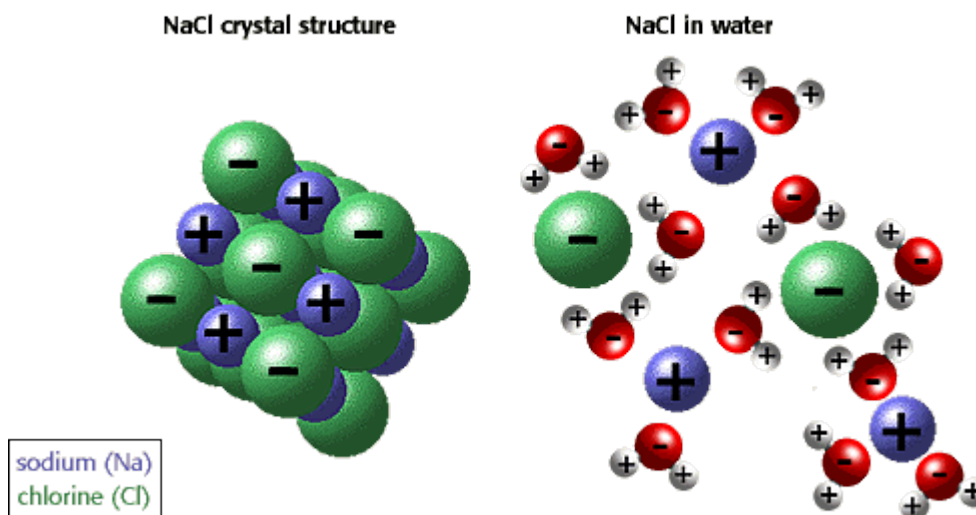


## Propiedades de los compuestos iónicos

- Son sólidos a temperatura ambiente, en realidad sólidos cristalinos como revela su estructura muy ordenada y compacta.
- Tienen puntos de fusión y de ebullición elevados, ya que el enlace iónico es muy fuerte y para que el compuesto se convierta en líquido o gas es necesario romper estos enlaces para lo cual hay que suministrar una gran cantidad de energía.
- Son duros, porque para rayar el cristal sólido es necesario romper cierto número de enlaces y estos son muy fuertes.
- Son frágiles, pues pequeñas dislocaciones puede provocar que iones del mismo signo se enfrente entre sí y provocar fuertes repulsiones que harán que el enlace se rompa.



- Suelen ser solubles en agua, en gran parte debido a que las moléculas de agua presentan una separación de cargas y constituyen un dipolo eléctrico que interacciona con los iones rompiendo la red y separando iones positivos y negativos.



- En estado sólido no conducen la electricidad ya que los iones están fuertemente unidos y no hay cargas libres que se puedan mover y circular.
- Fundidos o en disolución acuosa son buenos conductores de la corriente eléctrica debido a la existencia de iones que se pueden mover libremente.

## ENLACE METÁLICO

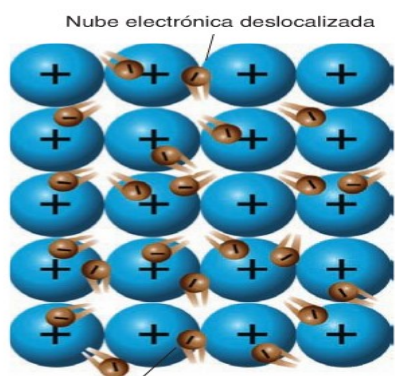
El enlace metálico es el que mantiene unidos los átomos de los metales.

Mediante la estructura del enlace metálico podemos explicar las propiedades más características de los metales, como su facilidad para conducir el calor y la electricidad, la capacidad de estirarse en hilos (ductilidad), o de obtener láminas finas (maleabilidad), sus elevadas densidades, o sus altos puntos de fusión....

Para describir el enlace metálico usamos el llamado **modelo del gas electrónico**: todos los átomos del metal ceden algunos electrones de valencia y forman iones positivos.

El enlace metálico podemos describirlo como una disposición muy ordenada de iones positivos del metal (red metálica) entre los cuales se distribuyen los electrones perdidos por cada átomo a modo de "nube electrónica".

Es importante entender que los electrones pueden circular libremente entre los cationes, no están ligados (sujetos) a los núcleos y son compartidos al mismo tiempo por todos ellos. Esta nube electrónica hace de "colchón" entre las cargas positivas impidiendo que se repelan a la vez que mantienen unidos los átomos del metal.



Los cristales metálicos son agrupaciones de un solo tipo de átomos, es decir, todos son sustancias simples.

La red metálica se representa simplemente mediante el símbolo del elemento: Ag; Au; Fe; Mg; Na....

En el caso de los metales tampoco se forman moléculas individuales. La situación es muy parecida a la encontrada en los compuestos iónicos.

### Propiedades de los metales

- Son sólidos a temperatura ambiente (a excepción del mercurio) y de densidad elevada. La red metálica es una estructura muy ordenada (típica de los sólidos) y compacta (con los iones muy bien empaquetados, muy juntos, y por tanto con densidad alta).

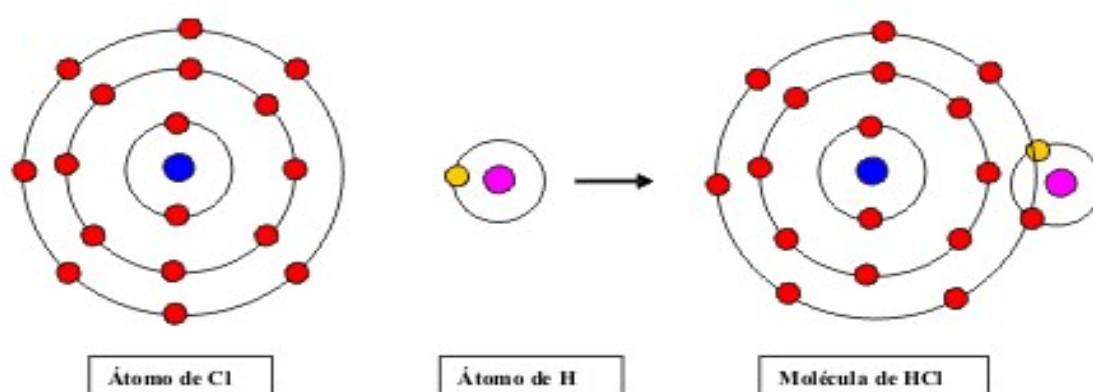


- Temperaturas de fusión y ebullición altas, síntoma de que el enlace entre átomos es fuerte. (Aunque hay que decir que como hay una gran variedad de metales, también hay gran variedad en las temperaturas, pues el cesio por ejemplo funde a 28 °C)

- Son buenos conductores del calor y de la electricidad, debido a la existencia de electrones libres que puedan moverse.
- Son dúctiles y maleables, debido a la posibilidad de que las capas de iones se puedan deslizar unas sobre otras sin que se rompa la red metálica.
- Son blandos (fáciles de rayar) y tenaces (oponen resistencia a romperse)

## ENLACE COVALENTE

Si los átomos que se van a unir son no metales, ninguno de los dos cederá electrones. Una manera de adquirir la configuración electrónica de gas noble en su última capa es permanecer juntos con el fin de compartir electrones.



Estos átomos comparten electrones formando pares de enlace (un electrón de cada átomo).

Cada átomo se rodea de 8 electrones en su última capa (entre los propios y los compartidos), excepto el hidrógeno, que le basta con 2

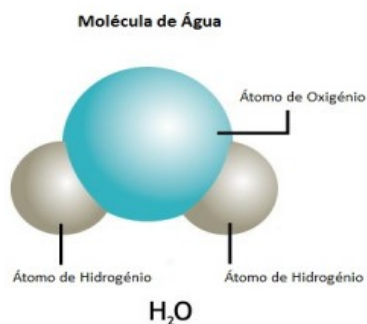
El enlace covalente se forma entre átomos que comparten electrones. Cada par de electrones compartido constituye un enlace.

Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir electrones, adquiriendo ambos de esta forma la configuración de gas noble en la capa más externa.

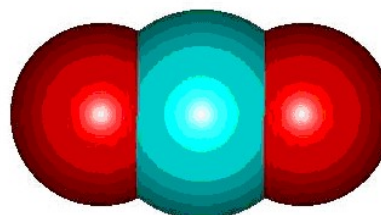
Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas entidades integradas por los átomos unidos: son las moléculas. Las moléculas son las unidades básicas de los compuestos covalentes.

Las moléculas se representan de manera abreviada mediante las fórmulas químicas.

Para escribir la fórmula química correspondiente a un compuesto se citan los átomos que lo forman (siguiendo ciertas reglas de formulación) mediante su símbolo afectado con un subíndice que indica el número de átomos que forman la molécula:



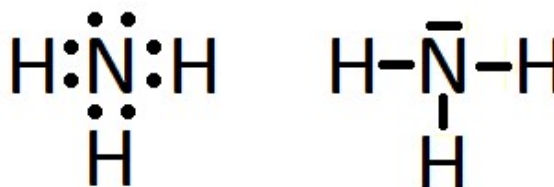
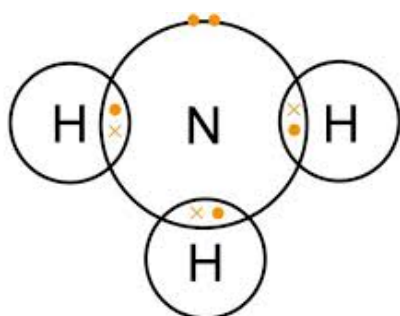
Molécula de CO<sub>2</sub>



Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se utiliza los **diagramas de Lewis**. En ellos se representan por puntos o cruces los electrones de la capa de valencia del átomo y los electrones compartidos se sitúan entre los dos átomos. De esta manera es fácil visualizar los electrones compartidos y cómo ambos átomos quedan con ocho electrones (estructura de gas noble)

Por ejemplo, para representar la molécula de amoníaco (NH<sub>3</sub>), lo primero que haríamos sería obtener la configuración electrónica del Nitrógeno y del Hidrógeno, para ver los electrones que tienen en su última capa.

Después, colocaríamos los átomos de forma que cada uno de ellos se vea rodeado por ocho electrones (dos en el caso del hidrógeno), entre los propios y los que comparte.



Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco

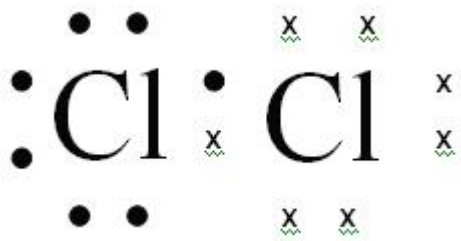
Cada par de electrones compartidos supone un enlace.

Podemos tener varios tipos de enlace:

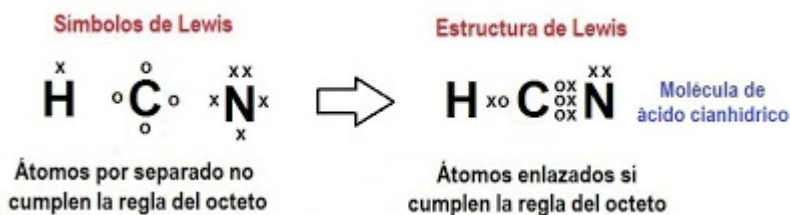
- Enlace simple: cuando comparten un solo par de electrones.
- Enlace doble: cuando comparten dos pares de electrones.
- Enlace triple: cuando comparten tres pares de electrones.

Ejemplos:

Molécula de  $Cl_2$  (Enlace simple)

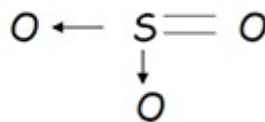
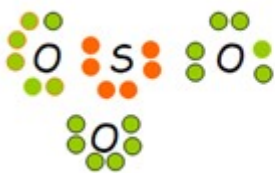


Molécula de  $O_2$  (Enlace doble)



Enlace Triple

Dentro del enlace covalente puede ocurrir que un elemento sea el que comparta los dos electrones de enlace. Esto da lugar a un enlace covalente coordinado o dativo



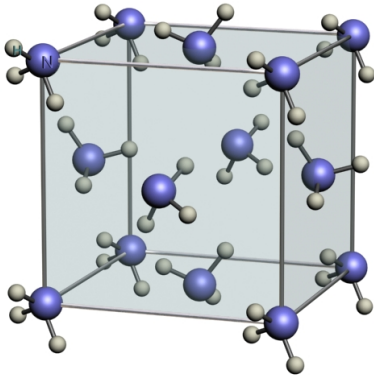
Ejemplo de enlace covalente coordinado o dativo (molécula de  $SO_2$ )

### Propiedades de los Compuestos Covalentes Moleculares

Las sustancias moleculares se caracterizan porque las fuerzas que mantienen unidos los átomos de cada molécula (intramoleculares) son muy fuertes en comparación con las que se dan entre las moléculas vecinas (intermoleculares)

Como estas sustancias están formadas por moléculas más o menos independientes unas de otras, podemos distinguir las siguientes propiedades:

- Suelen ser gases o líquidos. Si son sólidos presentarán unos puntos de fusión relativamente bajos, pues las fuerzas de atracción entre moléculas son débiles.
- Tienen puntos de fusión y de ebullición bajos.



- Suelen ser poco solubles en agua.
- Su densidad suele ser baja, pues al ser moléculas prácticamente independientes ocupan mucho volumen.
- Son malos conductores de la corriente eléctrica, incluso en aquellos que se pueden disolver, pues no hay cargas libres.

### Cristales Covalentes

Se originan cuando el enlace covalente se extiende en las tres direcciones del espacio, formando estructuras cristalinas con una gran cantidad de átomos.

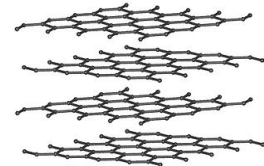
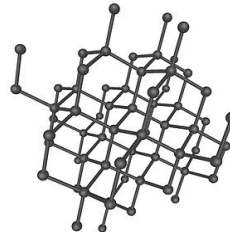
Estos cristales son sólidos a temperatura ambiente, y además tienen puntos de fusión muy altos.

Es el caso entre otros del diamante, el grafito (ambos formados exclusivamente por carbono), el cuarzo ( $\text{SiO}_2$ )...



Propiedades de los cristales covalentes:

- Son muy duros, debido a la estructura compacta del cristal.
- Sus puntos de fusión y ebullición son muy altos.
- No son solubles.
- No conducen la electricidad, salvo el grafito.
- Algunos como el diamante y el cuarzo tienen excelentes propiedades ópticas.



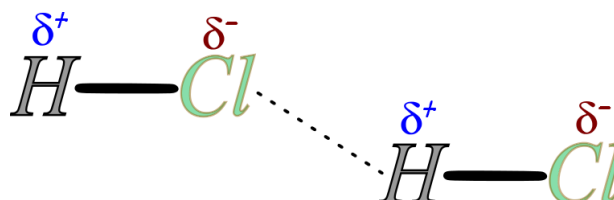
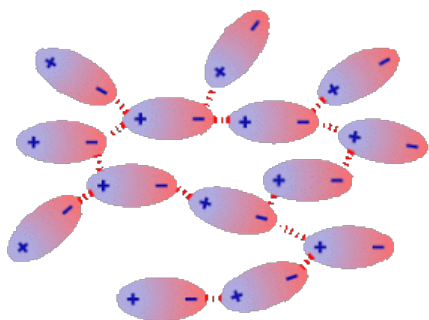
### ENLACES ENTRE MOLÉCULAS

Hay dos tipos principales de fuerzas intermoleculares: las fuerzas dipolo - dipolo y las fuerzas de dispersión.

También algunas moléculas pueden unirse mediante enlaces o puentes de hidrógeno.

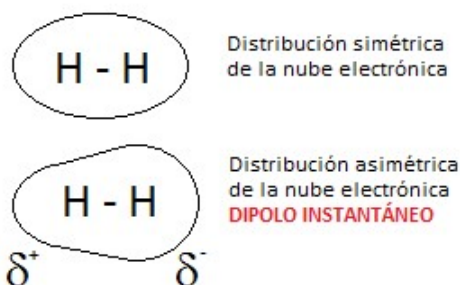
## Fuerzas dipolo - dipolo

Se producen entre moléculas polares y son debidas a la atracción entre los propios dipolos que forman la molécula. La parte positiva de una molécula será atraída por la parte negativa de otra molécula próxima.



## Fuerzas de dispersión

Aparecen en moléculas que pese a no ser polares presentan desplazamiento de la carga eléctrica que rodea los núcleos. La molécula se convierte momentáneamente en un dipolo, llamado dipolo instantáneo.



Al producirse un dipolo instantáneo de nuevo aparece la atracción entre la parte positiva de la molécula y la negativa de otra molécula próxima, como en el caso dipolo - dipolo.

Las fuerzas de dispersión se deben por tanto al desplazamiento de los electrones. Cuanto mayor sea este desplazamiento, mayor será la separación de cargas y por tanto más intensas serán las fuerzas de

unión entre moléculas.

Tanto las fuerzas dipolo - dipolo, como las fuerzas de dispersión se las conoce como **Fuerzas de Van der Wals**.

## Enlace de hidrógeno

Se forman cuando un átomo de H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como el oxígeno, flúor o nitrógeno.

Al formar la molécula, el átomo de H se encuentra polarizado positivamente por el átomo de F, O o N al formar el enlace covalente. En estas condiciones ese átomo de H es atraído por el átomo de F, O o N polarizado negativamente de la molécula vecina.

Se establece un enlace entre moléculas más fuerte que en el caso de la fuerza dipolo - dipolo, y esto hace que estos compuestos tengan puntos de ebullición más altos en comparación con elementos de su mismo grupo.

