

**Contenidos mínimos:**

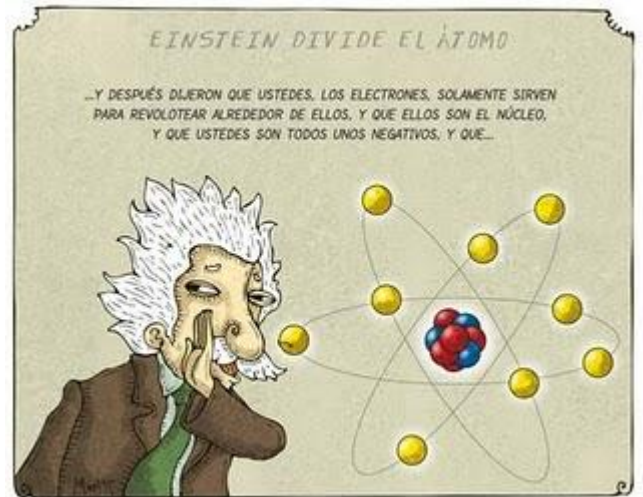
- La estructura electrónica de los átomos y el enlace químico. Regla del octeto.
- Tipos de enlace: iónico, covalente y metálico. Iones, moléculas y estructuras gigantes.
- Las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace.
- Formulación y nomenclatura de óxidos e hidróxidos según las normas de la IUPAC.
- Fórmulas y nombres de algunos ácidos importantes y de sus sales.
- El carbono y sus compuestos. Las cadenas carbonadas. Introducción a la formulación y nomenclatura de los hidrocarburos, alcoholes y ácidos más importantes.

## 1. LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

Conocer la estructura electrónica de los átomos es saber cómo están colocados los electrones en la corteza atómica. Las uniones entre átomos se realizan de forma diferente según cuál sea esta estructura.

Estos enlaces son los que nos permiten explicar las propiedades que presentan las diferentes sustancias, y estas propiedades determinan sus aplicaciones.

Así, gracias a cómo se distribuyen los electrones en un átomo, podemos explicar por qué el metal conduce la corriente eléctrica o el diamante es la sustancia más dura que existe.



### 1.1. Modelos atómicos

Para Dalton los átomos eran una especie de diminutas bolas compactas que no podían dividirse en partes más pequeñas.

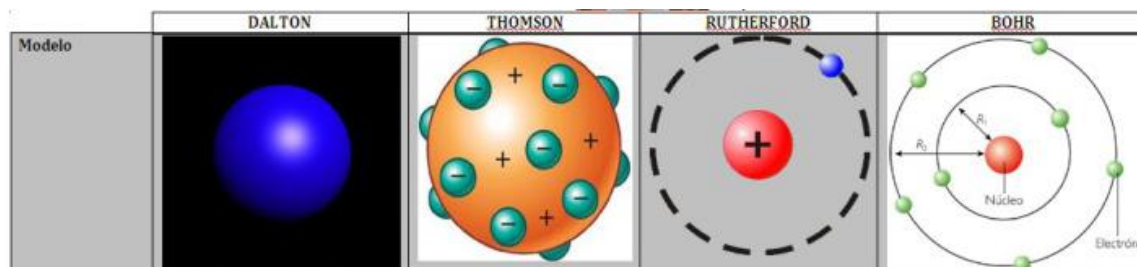
Thomson descubrió casi cien años más tarde el electrón, demostrando que los átomos tenían partes más pequeñas, y estableciendo su modelo de “budding de pasas”.

Poco después, Rutherford, gracias a un famoso experimento, dedujo que los átomos debían ser más parecidos a sistemas planetarios, con un núcleo central de tamaño minúsculo en relación al tamaño del átomo, donde se halla casi toda la masa del átomo (protones y neutrones), y una envoltura de electrones orbitando alrededor.

Un par de años después, Bohr modificó este modelo. Según Bohr, los electrones siguen orbitando al núcleo, pero sólo pueden hacerlo en unas órbitas o capas determinadas.

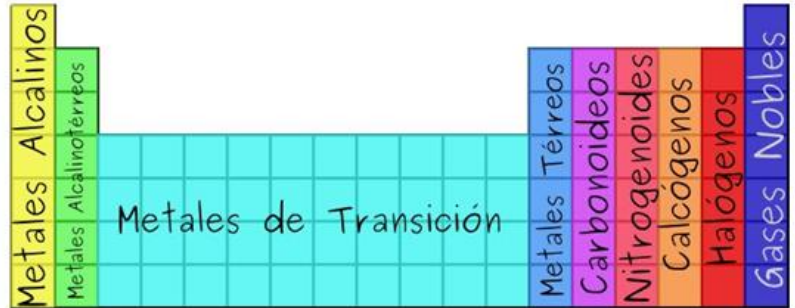
Actualmente el modelo atómico es más complicado debido a posteriores descubrimientos.

 <https://www.hablandodeciencia.com/articulos/2012/02/10/las-cargas-electricas-i/>



## 1.2. Sistema Periódico

Los elementos se hallan ordenados en el Sistema Periódico por su número atómico<sup>1</sup>. Hay 7 filas (llamadas períodos) y 18 columnas (llamadas grupos).



Algunos grupos tienen un nombre característico:



- Elementos del grupo 1: alcalinos.
- Elementos del grupo 17: halógenos.
- Elementos del grupo 18: gases nobles.

Recuerda que las Tierras raras en realidad no están separadas en la tabla, sino que se encuentran entre los metales alcalinotérreos y los metales de transición.

|   |  | Group    |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |            |           |            |           |            |            |          |          |          |          |          |          |          |          |
|---|--|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|-----------|------------|-----------|------------|------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
|   |  | 1        | 2        |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          | 3        | 4         | 5         | 6         | 7         | 8         | 9         | 10        | 11        | 12        | 13        | 14        | 15        | 16        | 17         | 18        |            |           |            |            |          |          |          |          |          |          |          |          |
| 1 |  | 1<br>H   |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |            |           |            |           |            |            |          | 2<br>He  |          |          |          |          |          |          |
| 2 |  | 3<br>Li  | 4<br>Be  |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |           | 5<br>B    | 6<br>C    | 7<br>N    | 8<br>O    | 9<br>F     | 10<br>Ne  |            |           |            |            |          |          |          |          |          |          |          |          |
| 3 |  | 11<br>Na | 12<br>Mg |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | 13<br>Al  | 14<br>Si  | 15<br>P   | 16<br>S    | 17<br>Cl  | 18<br>Ar   |           |            |            |          |          |          |          |          |          |          |          |
| 4 |  | 19<br>K  | 20<br>Ca |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | 21<br>Sc  | 22<br>Ti  | 23<br>V   | 24<br>Cr   | 25<br>Mn  | 26<br>Fe   | 27<br>Co  | 28<br>Ni   | 29<br>Cu   | 30<br>Zn | 31<br>Ga | 32<br>Ge | 33<br>As | 34<br>Se | 35<br>Br | 36<br>Kr |          |
| 5 |  | 37<br>Rb | 38<br>Sr |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | 39<br>Y   | 40<br>Zr  | 41<br>Nb   | 42<br>Mo  | 43<br>Tc   | 44<br>Ru  | 45<br>Rh   | 46<br>Pd   | 47<br>Ag | 48<br>Cd | 49<br>In | 50<br>Sn | 51<br>Sb | 52<br>Te | 53<br>I  | 54<br>Xe |
| 6 |  | 55<br>Cs | 56<br>Ba | 57<br>La | 58<br>Ce | 59<br>Pr | 60<br>Nd | 61<br>Pm | 62<br>Sm | 63<br>Eu | 64<br>Gd | 65<br>Tb | 66<br>Dy | 67<br>Ho | 68<br>Er  | 69<br>Tm  | 70<br>Yb  | 71<br>Lu  | 72<br>Hf  | 73<br>Ta  | 74<br>W   | 75<br>Re  | 76<br>Os  | 77<br>Ir  | 78<br>Pt  | 79<br>Au  | 80<br>Hg  | 81<br>Tl   | 82<br>Pb  | 83<br>Bi   | 84<br>Po  | 85<br>At   | 86<br>Rn   |          |          |          |          |          |          |          |          |
| 7 |  | 87<br>Fr | 88<br>Ra | 89<br>Ac | 90<br>Th | 91<br>Pa | 92<br>U  | 93<br>Np | 94<br>Pu | 95<br>Am | 96<br>Cm | 97<br>Bk | 98<br>Cf | 99<br>Es | 100<br>Fm | 101<br>Md | 102<br>No | 103<br>Lr | 104<br>Rf | 105<br>Db | 106<br>Sg | 107<br>Bh | 108<br>Hs | 109<br>Mt | 110<br>Ds | 111<br>Rg | 112<br>Cn | 113<br>Uut | 114<br>Fl | 115<br>Uup | 116<br>Lv | 117<br>Uus | 118<br>Uuo |          |          |          |          |          |          |          |          |

- ✚ <https://www.ptable.com/?lang=es>
- ✚ [https://elpais.com/elpais/2017/07/28/buenavida/1501249929\\_500424.html](https://elpais.com/elpais/2017/07/28/buenavida/1501249929_500424.html)
- ✚ <https://www.youtube.com/watch?v=-2ymBr8LYSs>
- ✚ <https://www.youtube.com/watch?v=UKuY26mA4o4>
- ✚ <https://www.youtube.com/watch?v=m-dq8pfVl1A>
- ✚ [https://www.youtube.com/watch?v=FvI\\_6DsTx\\_c](https://www.youtube.com/watch?v=FvI_6DsTx_c)
- ✚ [https://www.youtube.com/watch?v=FvI\\_6DsTx\\_c](https://www.youtube.com/watch?v=FvI_6DsTx_c)

<sup>1</sup> Recuerda: el número atómico (Z) indica el número de protones en el núcleo. En el caso de átomos neutros también representa el número de electrones de la corteza, para que así el total de las cargas sea cero.

### 1.3. Estructura electrónica

Es posible averiguar cómo se distribuyen los electrones de los átomos en las diferentes capas de la corteza a partir de su posición en el Sistema Periódico.

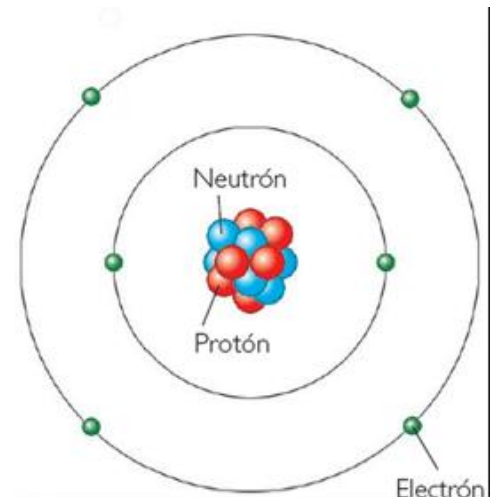
- **Número de electrones totales** en la corteza atómica: igual a la posición que ocupa el elemento en el Sistema Periódico.
- **Capas en las que se distribuyen los electrones:** la fila en la que se halla situado un elemento indica en cuántas capas de la corteza atómica tiene distribuidos sus electrones.
- **Electrones en la última capa** (llamados electrones de valencia, y a esa última capa se le llama capa de valencia): para los átomos de los grupos más largos, el número de electrones en la última capa coincide con el número del grupo (la cifra de las unidades).

Es muy importante conocer el nº de electrones de valencia, ya que únicamente estos electrones son los que intervienen en la formación de enlaces. Por eso los átomos de un mismo grupo, al tener el mismo nº de electrones en la última capa, tienen un comportamiento químico semejante.

*Ejemplo: el carbono. Está en el grupo 14, periodo 2. Y ocupa el puesto 6 (coincide con su número atómico). Por lo tanto tiene 6 electrones en total en la corteza, distribuidos en dos niveles de energía, y tiene 4 electrones en la última capa.*

*Lo representamos de la siguiente manera: (2, 4).*

Observando la tabla periódica, puedes comprobar como en el primer periodo solo hay 2 elementos, por lo que en el primer nivel de energía solo caben 2 electrones. En el siguiente periodo hay 8 elementos, por lo que caben 8 electrones, y lo mismo sucede con el tercer nivel.



*Ejercicio: ¿Cuántos electrones tienen en la corteza los siguientes elementos? Hg, N, Si, Ca.*

*Ejercicio: ¿Cuántas capas de energía tienen los siguientes elementos? Ca, He, Al, I.*

*Ejercicio: Escribe la configuración electrónica del F, Mg, K y del S.*

### 1.4. Regla del octeto

Los gases nobles se llaman así porque son gases, y porque son los menos reactivos de todos los elementos de la tabla periódica. Es muy difícil que se unan a otros átomos, por lo que normalmente se encuentran como átomos aislados.



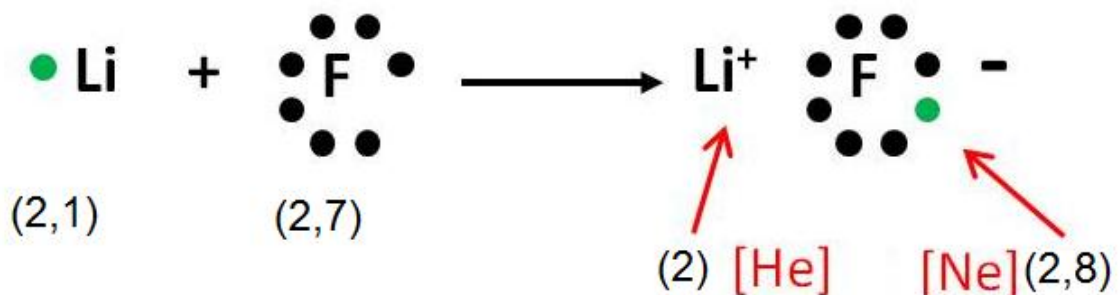
Esto es así porque todos tienen 8 electrones en su última capa (salvo el helio que tiene 2). Es decir, tienen su capa de valencia completa.



A esto se le llama REGLA DEL OCTETO: tener 8 electrones en la última capa confiere una gran estabilidad a los átomos, por lo que todos tratarán de llegar a esto.

## REGLA DEL OCTETO

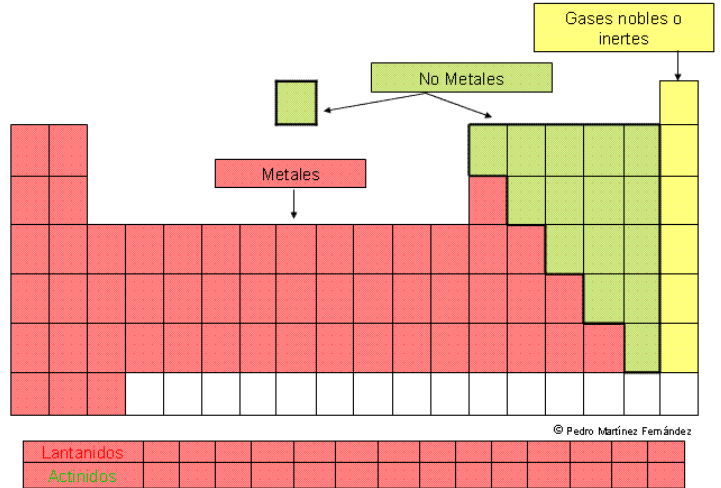
- Los átomos tienden a ganar , perder o compartir electrones hasta estar rodeados por ocho electrones de valencia.



## Tema 1: Estructura y propiedades de las sustancias

Según lo que hagan los átomos para conseguirlo, se pueden distinguir tres tipos de átomos:

- **Metálicos:** tienen pocos electrones de valencia, por lo que tienden a perderlos quedándose con los 8 electrones que completan la capa anterior. Por lo que forman fácilmente iones positivos (cationes).
- **No metálicos:** tienen bastantes electrones de valencia, por lo que tienden a ganar los que les faltan para completar el octeto. Forman por lo tanto fácilmente iones negativos (aniones).
- **Gases nobles:** no forman iones. Habitualmente no se combinan con ningún otro elemento químico.



*Ejercicio:* Los átomos de magnesio tienen dos electrones en la última capa, por lo que tratan de \_\_\_\_\_ y tienen tendencia a convertirse en iones con \_\_\_\_\_ cargas \_\_\_\_\_.

*Ejercicio:* Los átomos de flúor tienen siete electrones en la última capa de la corteza y tratan de \_\_\_\_\_ por lo que tienen tendencia a convertirse en iones con \_\_\_\_\_.

*Ejercicio:* Los átomos de helio tienen dos electrones por lo que \_\_\_\_\_.

*Ejercicio:* ¿Qué tipo de ion y con qué carga tiende a formar el Na? ¿El Kr? ¿El N?

✚ [http://newton.cnice.mec.es/materiales\\_didacticos/el\\_atomo/iones.htm?4&1](http://newton.cnice.mec.es/materiales_didacticos/el_atomo/iones.htm?4&1)

✚ <https://www.youtube.com/watch?v=3d2IXfmhcNA>

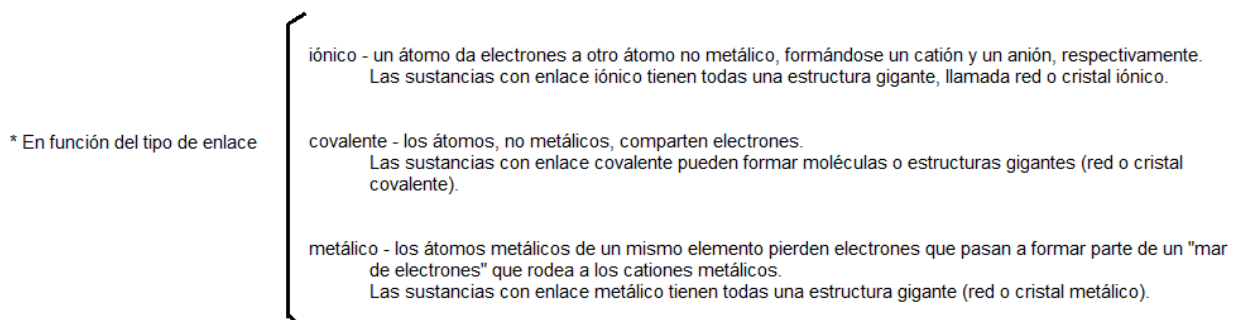
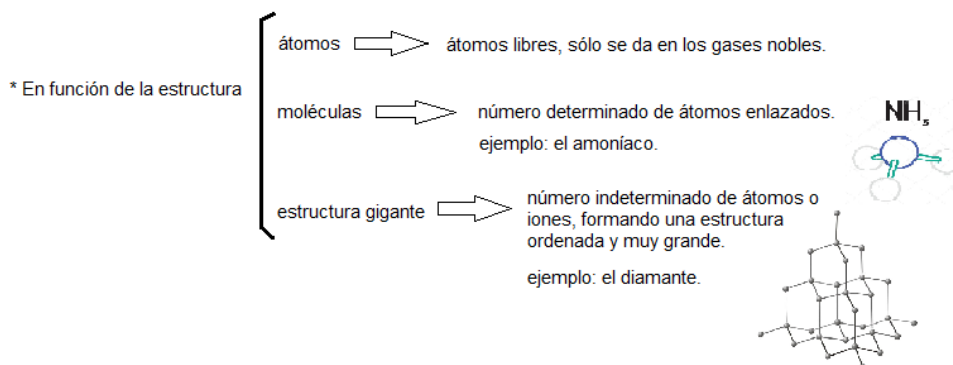
## 2. ENLACE QUÍMICO

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Los átomos se unen para conseguir mayor estabilidad, como hemos visto, y las fuerzas que los mantienen unidos son fuerzas eléctricas.

Existen tres tipos de enlaces entre átomos que dan lugar a la formación de cuatro tipos de sustancias:

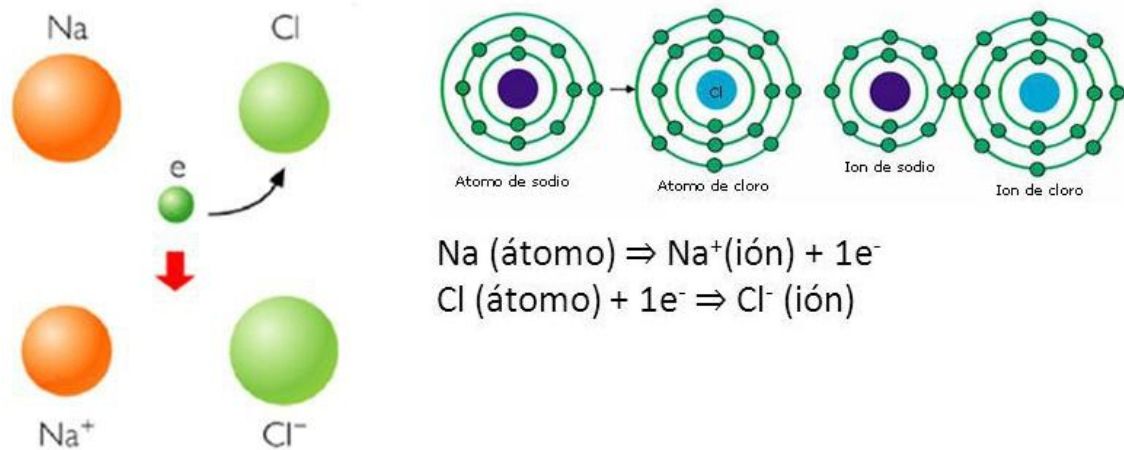


### CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS:



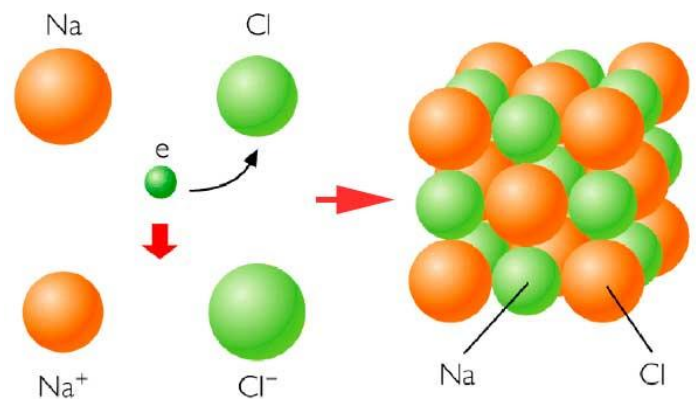
## 2.1. Enlace iónico

Este enlace se establece cuando átomos metálicos se encuentran con átomos no metálicos. Como los primeros se estabilizan perdiendo electrones y los segundos ganándolos, ambos ganarán estabilidad intercambiando electrones de valencia hasta conseguir el octeto electrónico, convirtiéndose en iones positivos y negativos.



Como este proceso se repite con todos los átomos se formarán un gran número de cationes y aniones.

En esta especie de sopa de iones, las fuerzas eléctricas de atracción entre iones de carga opuesta y de repulsión entre iones con carga del mismo signo hacen que los cationes se rodeen de aniones (y a la inversa), resultando una disposición ordenada de iones positivos y negativos que se llama red o cristal iónico<sup>2</sup>.



Los iones constituyen una única estructura gigante en la que todo se halla unido con todo y no existen moléculas. Por este motivo, las fórmulas de las sustancias iónicas indican el tipo de átomos que las constituyen y la proporción en la que se hallan.

[https://www.youtube.com/watch?v=hLxC\\_aPQMHA](https://www.youtube.com/watch?v=hLxC_aPQMHA)

<sup>2</sup> Red o cristal, en Química, significa estructura ordenada de partículas.

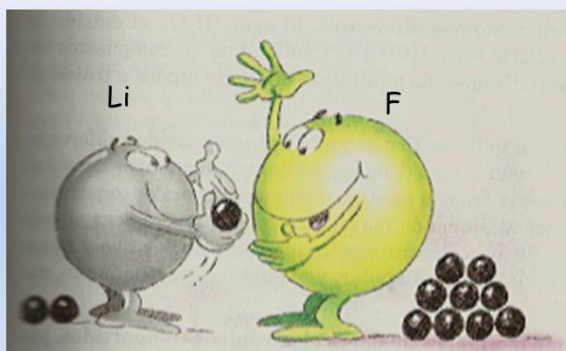


Ejercicio: ¿Entre qué tipo de átomos se forma el enlace iónico?

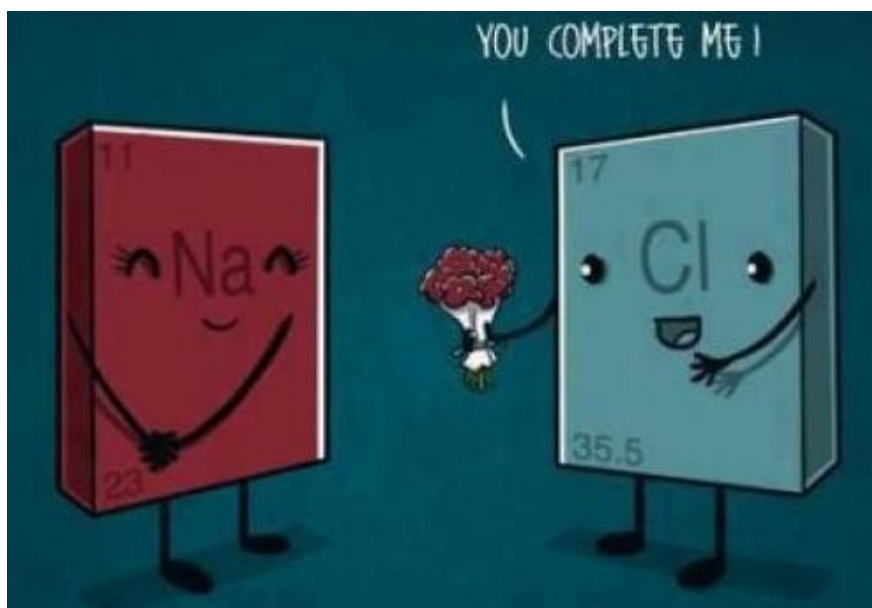
Ejercicio: La estructura electrónica de los átomos de magnesio es (2, 8, 2) y la de los átomos de cloro es (2, 8, 7). Por lo tanto los átomos de Mg tratan de \_\_\_\_\_ y los átomos de Cl tratan de \_\_\_\_\_. Cada átomo de Mg dará electrones a \_\_\_\_ átomos de Cl y la fórmula de la sustancia formada será \_\_\_\_\_.

Ejercicio: Predice cómo será la fórmula del compuesto que se forma al unirse el litio y el oxígeno.

### ENLACE IÓNICO: Transferencia de electrones



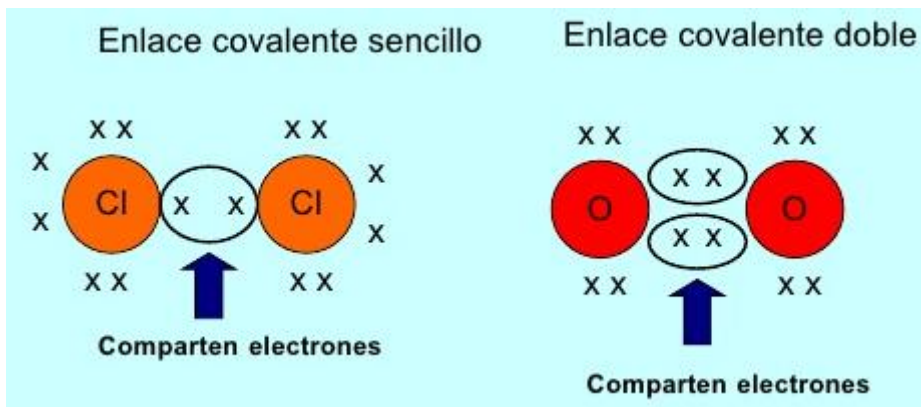
El litio le regala al flúor su electrón de valencia



## 2.2. Enlace covalente

Es el que mantiene unidos a átomos no metálicos. Como estos átomos necesitan ganar electrones para tener 8 en la última capa, la forma en la que pueden alcanzar la situación de máxima estabilidad es compartiendo electrones de valencia hasta alcanzar el octeto.

Son los electrones compartidos los que mantienen unidos a los átomos (cada par de electrones compartido constituye un enlace covalente).



*Ejercicio: ¿Cuántos electrones comparten dos átomos de nitrógeno al formar enlace covalente entre ellos? ¿Es un enlace covalente sencillo?*

*Ejercicio: Comprueba como en la molécula covalente de H<sub>2</sub>O se cumple la regla del octeto.*

📌 <https://www.youtube.com/watch?v=ign6-bbOqF4>



**DIAGRAMAS DE LEWIS**

Una forma simbólica de representarlo es con un guión entre los símbolos de los átomos que comparten los electrones.



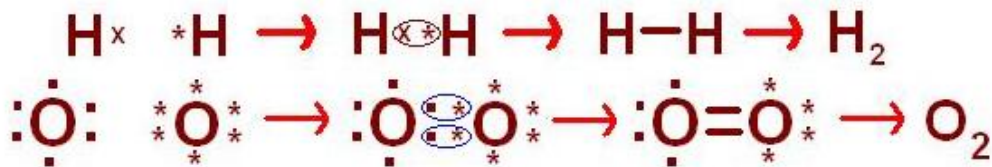
Una forma más cómoda de representar la formación de enlaces covalentes entre átomos no metálicos es con los diagramas de Lewis.

Estos diagramas consisten en el símbolo del elemento de que se trate, rodeado por puntos, asteriscos... que simbolizan los electrones de valencia.

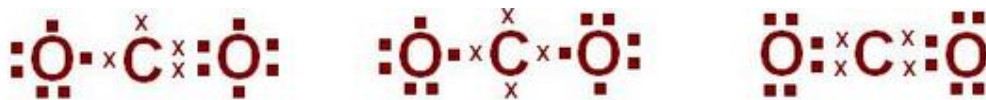


Aunque los electrones son todos iguales, para distinguir los que pertenecen a diferentes átomos se usan símbolos diferentes.

A partir de estos diagramas, resulta sencillo averiguar los pares de electrones que deben compartir los átomos no metálicos cuando se enlazan entre ellos y también la fórmula de las sustancias formadas. Se tiene que cumplir la regla del octeto una vez que han compartido electrones<sup>3</sup>.



*Ejercicio: ¿Cuál de las siguientes estructuras se corresponde con la molécula de dióxido de carbono?*



*Ejercicio: A partir de las estructuras de Lewis para los átomos de N y de H, ¿cuántos átomos de H se enlazarán con un átomo de N?*

*Ejercicio: ¿Cuántos pares de electrones se comparten en la molécula de N<sub>2</sub>?*

<sup>3</sup> Recuerda que la configuración electrónica más estable para los átomos de hidrógeno es tener dos electrones en la última capa.

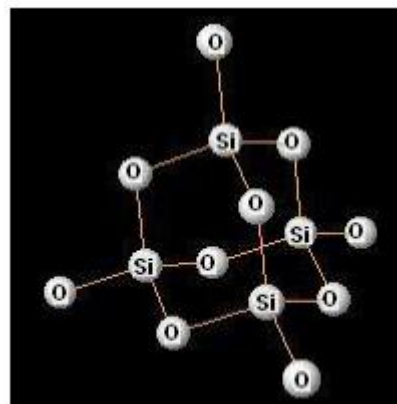
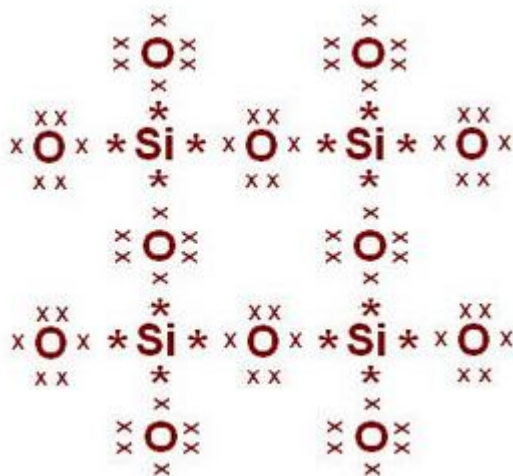
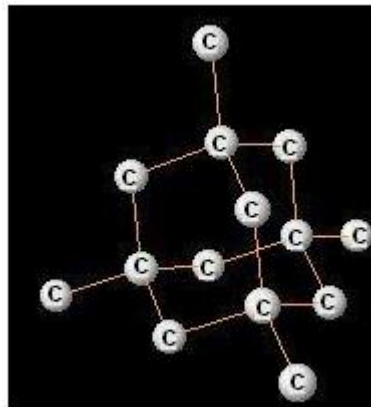
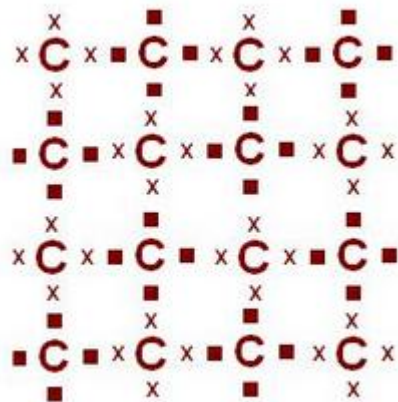
Ejercicio: Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- En la formación de enlaces covalentes los átomos comparten todos los electrones de la última capa.
- La compartición de electrones sólo puede ocurrir entre átomos iguales.
- En el enlace covalente se comparten uno o más pares de electrones.

En algunos casos, la compartición de electrones entre átomos no metálicos no origina moléculas, sino que da lugar a la formación de estructuras gigantes.

En ellas, todos los átomos están unidos entre sí por enlaces covalentes consiguiendo el octeto electrónico en la capa de valencia, y por tanto son estructuras muy estables.

Las sustancias en las que ocurre esto, como en el diamante o la sílice, en el que muchísimos átomos se hallan unidos por enlaces covalentes, se llaman cristales o redes covalentes.



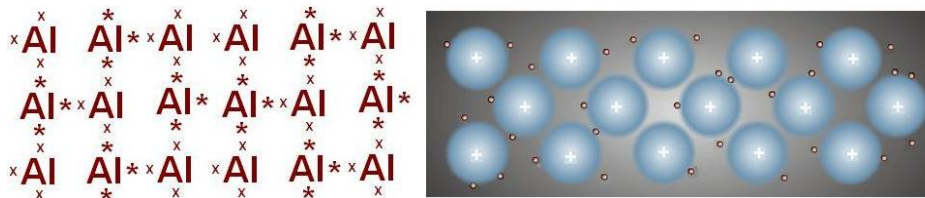
### 2.3. Enlace metálico

En un trozo de hierro todos los átomos son del mismo tipo, de hierro. En los metales, todos los átomos pertenecen a un solo elemento, según del metal que se trate (cobre, aluminio...).

Como los átomos metálicos tienen pocos electrones de valencia (1, 2 o 3) y tienen tendencia a perderlos, no ganan estabilidad intercambiando electrones entre ellos (ninguno tiene tendencia a ganarlos) ni pueden conseguir el octeto electrónico compartiéndolos, ya que les faltan electrones para alcanzarlo.

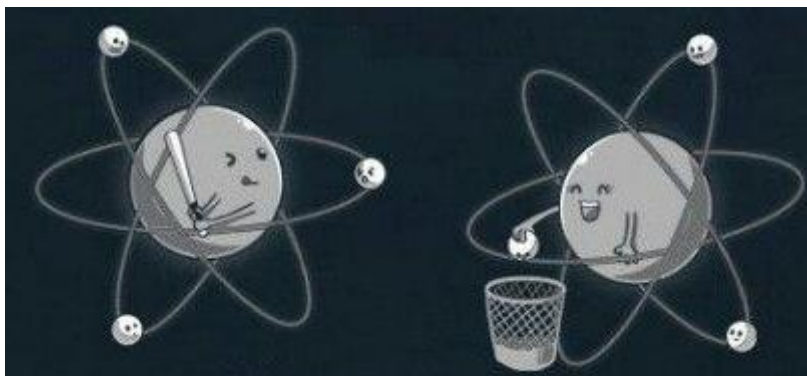
Lo que sucede es que estos átomos pierden los electrones de la última capa y se convierten en iones positivos ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$  ...).

El conjunto de electrones cedidos forma una "nube electrónica" compartida por todos los iones que se desplaza libremente entre ellos, estabilizando al conjunto al disminuir la repulsión eléctrica entre iones con carga del mismo signo y permitiendo que se aproximen y se coloquen ordenadamente. De esta forma, todo el conjunto de iones positivos queda unido por la nube de electrones que los envuelve.



Los átomos no se agrupan formando moléculas, sino que todos los iones positivos y la nube electrónica constituyen una estructura gigante (a escala de partículas) y ordenada, es decir, una red o cristal metálico.

Por eso, la fórmula de los metales es sencillamente el símbolo del elemento. Ej. Fe.



Tema 1: Estructura y propiedades de las sustancias

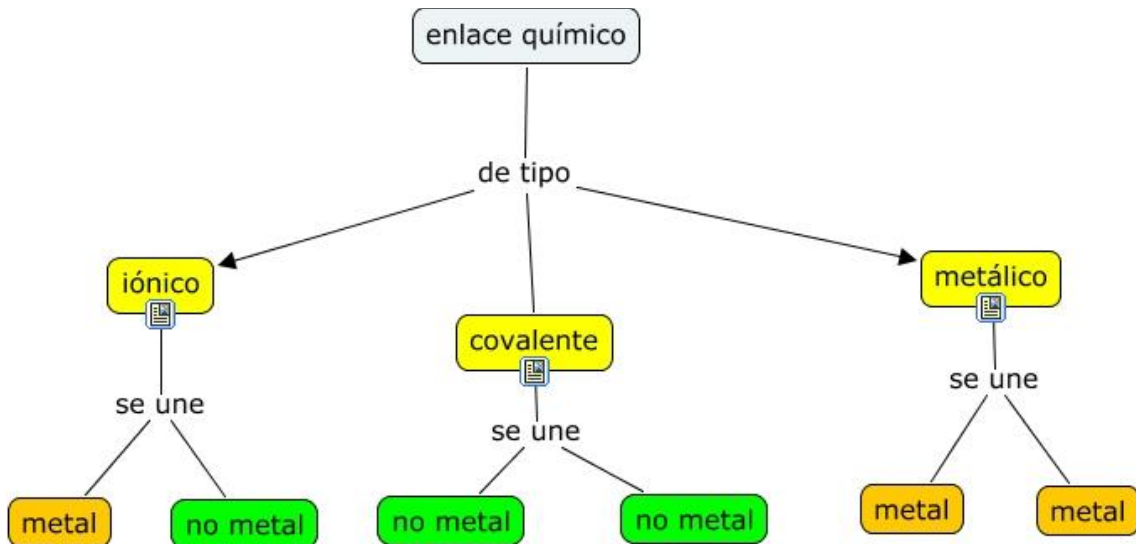
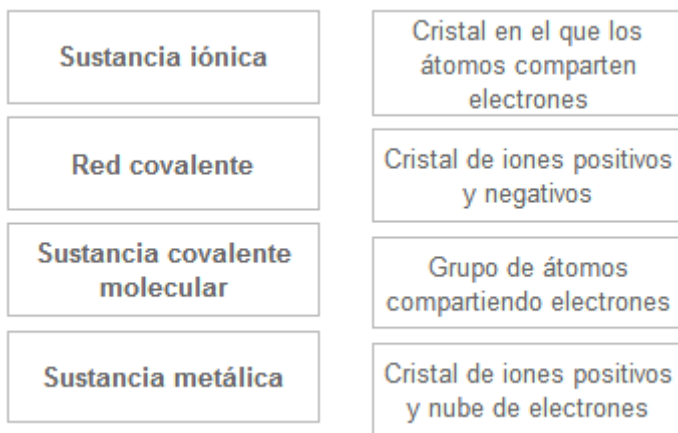
Ejercicio: ¿Qué tipo de enlace presentan estas sustancias?

|                         |  |                                      |
|-------------------------|--|--------------------------------------|
| Ozono (O <sub>3</sub> ) | Calcio (Ca)                              | Pirita de hierro (FeS <sub>2</sub> ) |
| Sodio (Na)              | Propano (C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> ) | Cal (CaO)                            |

Ejercicio: ¿Qué tipo de enlace se establece entre...?

- Átomos con pocos electrones de valencia.
- Átomos con pocos electrones de valencia y átomos con muchos electrones de valencia.
- Átomos con muchos electrones de valencia.

Ejercicio: Asocia cada sustancia con la estructura que le corresponde.



### 3. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS EN FUNCIÓN DEL TIPO DE ENLACE

Las propiedades que presentan las sustancias son muy variadas.

La variedad de comportamientos encuentra su explicación en el tipo de enlaces que mantienen unidas las partículas que las constituyen.

|  | Sustancias iónicas   | Sustancias covalentes moleculares        | Sustancias covalentes atómicas | Sustancias metálicas                |
|--|--|--|--------------------------------|-------------------------------------|
| <b>Estructura</b>                          | Red de iones positivos y negativos                           | Moléculas                                | Red de átomos                  | Red de iones positivos y electrones |
| <b>Estado natural</b>                      | Sólido   | Líquido o gaseoso (algunas sólido)       | Sólido                         | Sólido                              |
| <b>Temperaturas de fusión y ebullición</b> | Altas  | Bajas                                    | Muy altas                      | Altas                               |
| <b>Solubilidad en agua</b>                 | Solubles   | Insolubles                               | Insolubles                     | Insolubles                          |
| <b>Conductividad eléctrica</b>             | En estado sólido aislantes. Fundidas o disueltas conductoras | No conductoras                           | No conductoras                 | Conductoras                         |
| <b>Dureza</b>                              | Duras  | Blandas (las que están en estado sólido) | Muy duras                      | Duras                               |
| <b>Ejemplos</b>                            | Sales; óxidos metálicos                                      | Oxígeno, agua, nitrógeno                 | Diamante, sílice               | Plata, cobre                        |

Uno de los objetivos de la Química es explicar el comportamiento observable de las sustancias (sus propiedades) a partir de su estructura, que está determinada por el tipo de enlace.

|                             | Sustancias iónicas   | Sustancias covalentes   |  | Metales   |
|-----------------------------|--|---|--|---|
| <b>Estructura</b>           | Red cristalina iónica formada por iones positivos y negativos. | Moléculas.  | Red cristalina atómica formada por átomos. | Red cristalina metálica formada por iones positivos.          |
| <b>Estado de agregación</b> | Sólidas.   | Líquidas o gaseosas.  | Sólidas.                                   | Sólidos, excepto el mercurio.                                 |
| <b>Punto de fusión</b>      | Elevado.   | Bajo.   | Muy elevado.                               | Elevado, aunque varía mucho de unos metales a otros.          |
| <b>Solubilidad</b>          | Solubles en agua.  | Generalmente, insolubles en agua y solubles en otros disolventes. | Insolubles en casi todos los disolventes.  | Solubles entre sí, en estado fundido, para formar aleaciones. |
| <b>Conductividad</b>        | Conducen la corriente eléctrica en disolución o fundidas.      | No conducen la corriente eléctrica.                               | No conducen la corriente eléctrica.        | Buenos conductores de la electricidad.                        |
| <b>Ejemplos</b>             | Cloruro de sodio, bromuro de potasio.                          | Agua, amoníaco.   | Sílice, diamante.                          | Cobre, hierro.  |

### 3.1. Estado físico

Fundir una sustancia requiere debilitar las uniones entre las partículas que la forman, para lo que hay que aportar energía. De igual manera, para pasar de líquido a gas las uniones terminan de romperse suministrando energía.

El hecho de que las sustancias iónicas, las covalentes atómicas (redes covalentes) y los metales tengan altas temperaturas de fusión y ebullición, puede atribuirse a que los enlaces iónicos, covalentes y metálicos son muy fuertes. Por ello hay que administrar mucha energía para romperlos.

De hecho, las sustancias covalentes atómicas son las que más difícilmente funden, porque los enlaces covalentes son más fuertes que los metálicos e iónicos.

Sin embargo, al fundir o ebullicir una sustancia covalente molecular, como el agua, lo que se rompen no son enlaces entre átomos, sino entre moléculas, mucho más débiles. Por eso hace falta mucha menos energía.



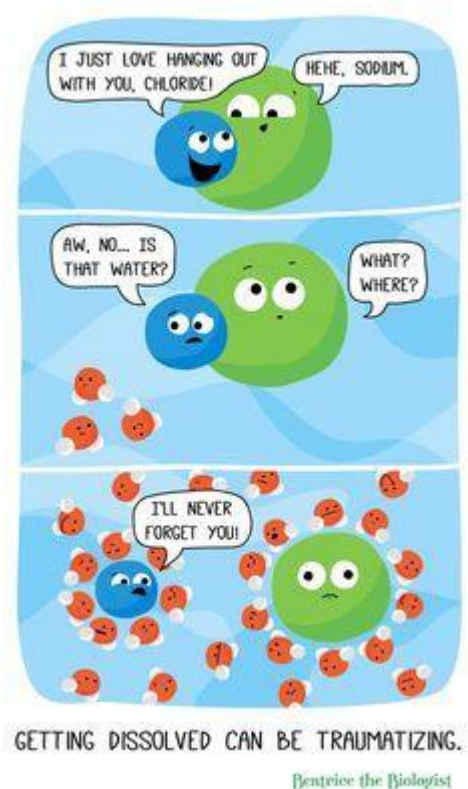
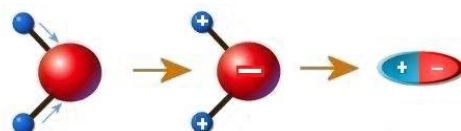
### 3.2. Solubilidad

El hecho de que el agua disuelva sustancias iónicas pero no lo haga con las demás está relacionado con una característica de las moléculas de agua.

Los átomos que constituyen las moléculas de agua no se hallan colocadas en línea, sino formando un ángulo.

Además, el átomo de oxígeno tira más de los electrones que comparte (tiene más tendencia a ganar electrones que los átomos de hidrógeno), por lo que éstos últimos tienen cierta carga positiva y el de oxígeno carga negativa.

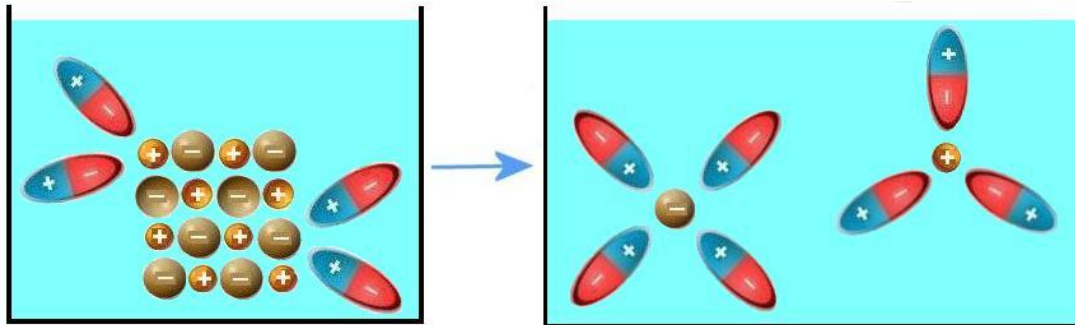
Estos dos hechos hacen que la molécula de agua sea polar, es decir, tenga dos zonas diferenciadas con carga eléctrica (un polo positivo y otro negativo), aunque la molécula en conjunto sea neutra eléctricamente.





Esto explica la acción disolvente de agua sobre las sustancias iónicas. Las moléculas de agua tiran con su polo negativo de los iones positivos de la superficie de los cristales iónicos y con su polo positivo de los iones negativos, rompiendo los enlaces iónicos y dando lugar a la disolución de la sustancia.

Los iones, una vez separados, se quedan rodeados de moléculas de agua que impiden que se vuelvan a reagrupar.

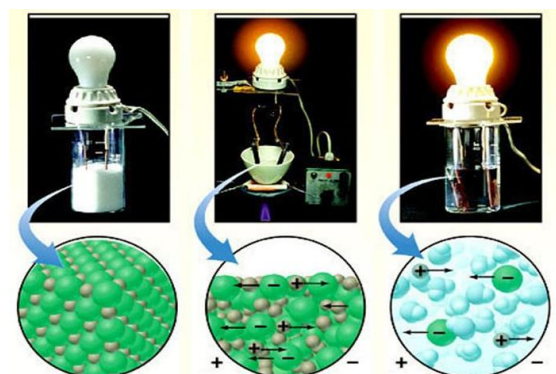
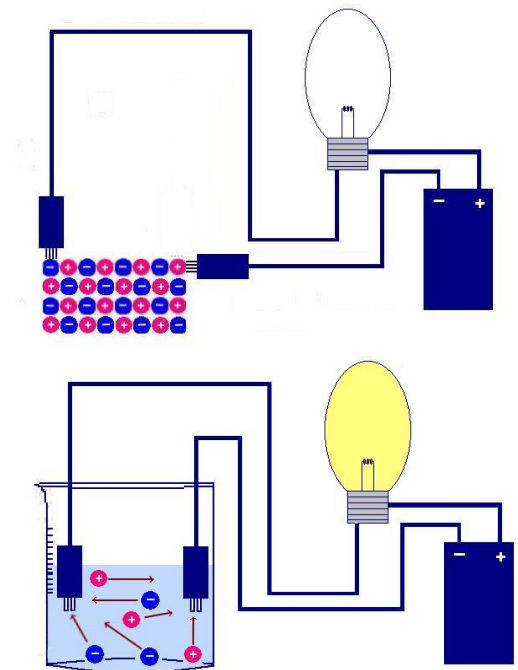


### 3.3. Conductividad

Una corriente eléctrica no es otra cosa que un movimiento ordenado de partículas con carga eléctrica a través de un medio.

En las sustancias iónicas en estado sólido existen cargas (iones positivos y negativos), pero están tan fuertemente unidas que no tienen libertad de movimiento, por lo que en estado sólido son aislantes.

Sin embargo, cuando estas sustancias se hallan fundidas o disueltas en agua, los iones tienen mucha más libertad de movimiento, y un voltaje aplicado a dos puntos del líquido o de la disolución es suficiente para producir un movimiento de los iones positivos al polo negativo y de los iones negativos al polo positivo. Este movimiento ordenado de iones es la corriente eléctrica.



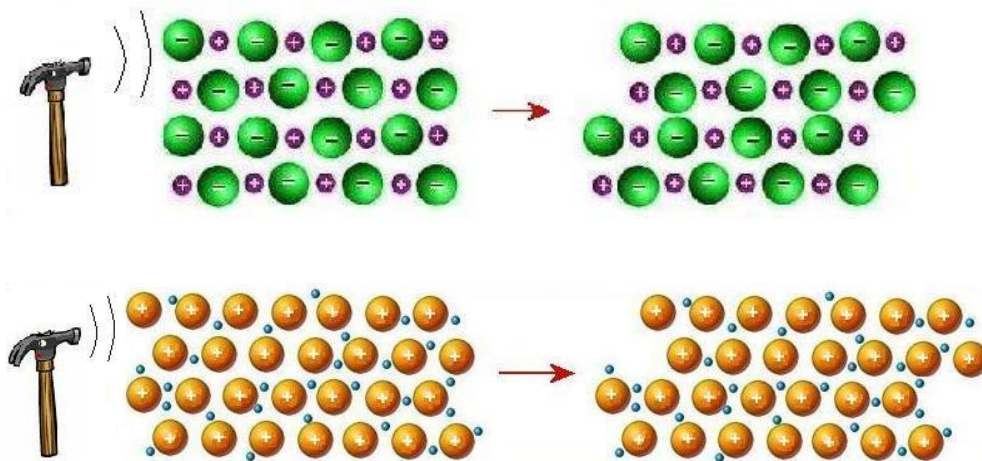
*Ejercicio: Los metales están constituidos por una red de \_\_\_\_\_ y una nube de \_\_\_\_\_ que se mueven libremente pero de forma desordenada. Al aplicar un voltaje entre dos puntos de un metal, los \_\_\_\_\_ se mueven del polo negativo al positivo y este movimiento ordenado de cargas eléctricas constituye la \_\_\_\_\_. Esto explica que los metales sean buenos conductores de la electricidad.*

*Ejercicio: Recordando cómo se forman los enlaces covalentes, ¿puedes justificar el carácter de aislantes eléctricos que tienen las sustancias covalentes?*

### 3.4. Fragilidad y dureza

Un sólido es frágil cuando se rompe al golpearlo y deformable (flexible, elástico, maleable, dúctil...) cuando soporta los golpes deformándose sin romperse (aunque todo tiene un límite).

Debido a su estructura los compuestos iónicos son frágiles y se rompen al golpearlos o intentar deformarlos, mientras que los metales son dúctiles y maleables.



En los sólidos iónicos, al desplazarse las capas de iones, quedan enfrentados iones de la misma carga, lo que hace que la estructura se desestabilice y se rompa. Sin embargo, en los metales, pueden moverse las capas de cationes, que siguen estando estabilizadas por el mar de electrones que los envuelve.

✚ [http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/activfinal.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/activfinal.htm)

#### 4. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

La fórmula química es una representación de la unidad estructural de cada sustancia. Contiene los símbolos de los elementos que la forman con unos subíndices que indican cuántos átomos de cada tipo hay en la unidad estructural (si no hay subíndice se sobreentiende que es 1).



Nombre: monóxido de nitrógeno

Fórmula química: NO

La nomenclatura es el conjunto de reglas mediante las que se nombran las sustancias químicas. Existe un [organismo IUPAC](#) que revisa y actualiza estas reglas periódicamente.

La valencia de un elemento es un número que indica cuántos enlaces pueden formar esos átomos. Como los átomos de H sólo pueden formar un enlace (sólo tienen un electrón) se les asigna la valencia 1, y tomando esta referencia se define la valencia de cualquier otro elemento como el número de átomos de H que se combinan con un átomo de dicho elemento.

**“la valencia es la cantidad de electrones que un átomo puede ganar, perder o compartir al unirse con otros”**

*Ejercicio: ¿Cuál es la valencia de los átomos de N, O y C de estas sustancias?*

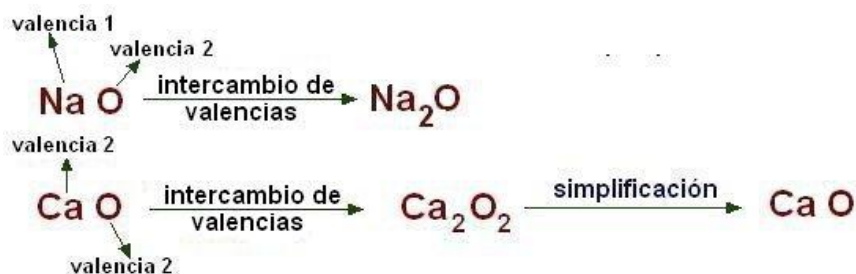


##### 4.1. Óxidos

Son los compuestos formados por dos tipos de átomos, siendo uno de ellos el oxígeno.

##### FORMULACIÓN

- Se escribe primero el símbolo del elemento combinado con el oxígeno y luego el oxígeno.
- Se intercambian las valencias (los átomos de O tienen valencia 2, recuerda) y se escriben como subíndices.
- Siempre que se pueda, se simplifican los subíndices.



**NOMENCLATURA**

Se utilizan los prefijos numerales latinos (mono, di, tri...) delante del nombre de cada elemento para indicar cuántos átomos hay de ese tipo (el prefijo mono se suele omitir). Se comienza nombrando los átomos de oxígeno con la palabra óxido.



| CANTIDAD DE |        |
|-------------|--------|
| PREFIJOS    | ATOMOS |
| Mono        | uno    |
| Di o bi     | dos    |
| Tri         | tres   |
| Tetra       | cuatro |
| Penta       | cinco  |
| Hexa        | seis   |
| Hepta       | siete  |
| Octa        | ocho   |
| Nona o enea | nueve  |

Ejercicio: Completa la siguiente tabla.

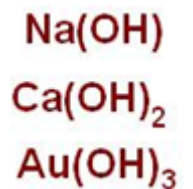
|         |                 |                         |                    |
|---------|-----------------|-------------------------|--------------------|
| Nombre  | Óxido de hierro |                         | Trióxido de azufre |
| Fórmula |                 | $\text{Fe}_2\text{O}_3$ |                    |

**4.2. Hidróxidos**

Son compuestos formados por la combinación de un elemento metálico con grupos OH (grupo hidróxido). La valencia del grupo OH, en conjunto, es 1.

**FORMULACIÓN**

- Se escribe el símbolo del elemento metálico y a continuación el grupo OH.
- Se intercambian las valencias.
- En este caso no hay posibilidad de simplificar, al ser un subíndice siempre 1.



**NOMENCLATURA**

Es igual que la de los óxidos, sustituyendo la palabra óxido por hidróxido.



Ejercicio: Completa la siguiente tabla.

|         |                   |                         |              |
|---------|-------------------|-------------------------|--------------|
| Nombre  |                   | Tetrahidróxido de plomo |              |
| Fórmula | $\text{Zn(OH)}_2$ |                         | $\text{KOH}$ |

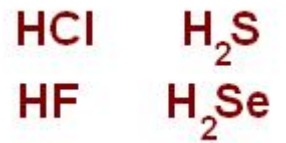
### 4.3. Hidrácidos

Se forman por la combinación de los no metales de los grupos 16 (excepto el oxígeno) y 17 con átomos de hidrógeno.

En estos compuestos los del grupo 16 emplean la valencia 2 y los del grupo 17 la valencia 1. El hidrógeno siempre actúa con valencia 1.

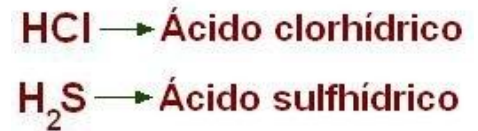
#### FORMULACIÓN

- Se escribe en primer lugar el símbolo del hidrógeno y después el no metal.
- Se intercambian las valencias.
- No hace falta simplificar, porque un subíndice siempre va a ser 1.



#### NOMENCLATURA

Se comienza con la palabra ácido seguida del nombre del elemento no metálico (generalmente, perdiendo la última vocal) y en el caso del azufre se usa sulfur) con la terminación -hídrico.



Ejercicio: Completa la siguiente tabla.

|         |                    |     |                    |
|---------|--------------------|-----|--------------------|
| Nombre  | Ácido fluorhídrico |     | Ácido selenhídrico |
| Fórmula |                    | HBr |                    |

### 4.4. Sales

Las sales se forman por sustitución de los átomos de hidrógeno de los ácidos por átomos metálicos. Así pues, cualquier sustancia formada por átomos metálicos y átomos no metálicos (excluyendo los átomos de O, porque entonces se tratará de un óxido) será una sal.

#### FORMULACIÓN

- Se quitan los átomos de H del ácido. El átomo restante tiene una valencia igual al número de átomos de H eliminados.
- Se coloca el elemento metálico en la posición que ocupaba el H y se intercambian las valencia del metal y del resto del ácido.
- Se simplifica si es posible los subíndices.



## NOMENCLATURA

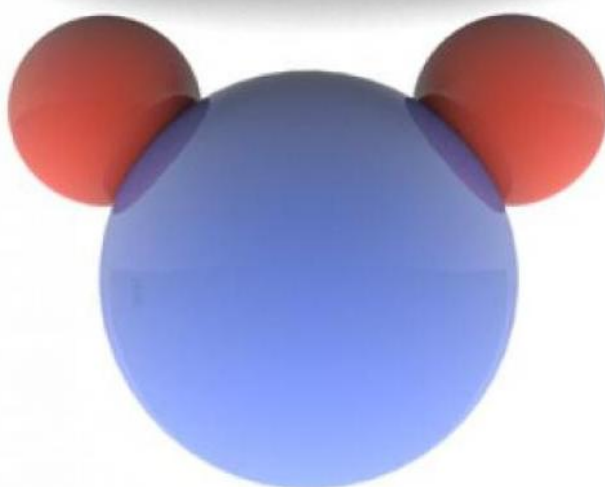
Se nombra sustituyendo la terminación –hídrico del ácido por la terminación –uro para la sal.

$\text{FeCl}_2$  Dicloruro de hierro  
 $\text{FeS}$  sulfuro de hierro

Ejercicio: Completa la siguiente tabla.

|         |                  |                 |                        |
|---------|------------------|-----------------|------------------------|
| Nombre  | Bromuro de sodio |                 | Difluoruro de mercurio |
| Fórmula |                  | $\text{MgCl}_2$ |                        |

<http://www.educa3d.com/cs/aformular/>



desmotivaciones.es

Tu ves a mickey

yo veo una molécula de agua

## 5. EL CARBONO Y SUS COMPUESTOS

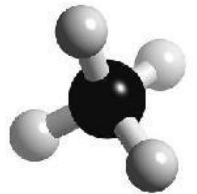
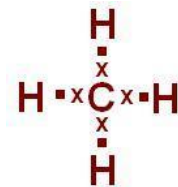
El carbono es el elemento que mayor número de compuestos forma. Se conocen más de 20 millones, tanto naturales como artificiales, basados en el carbono, y cada año se descubren o sintetizan nuevos compuestos.

La Química Orgánica, o Química del Carbono, se encarga de estudiar estos compuestos.

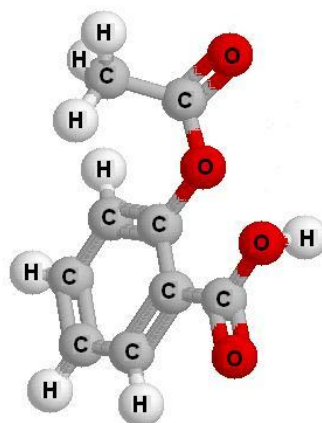
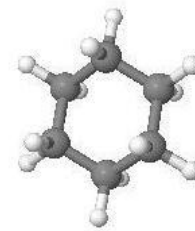
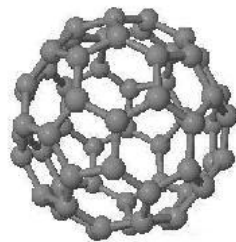
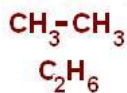
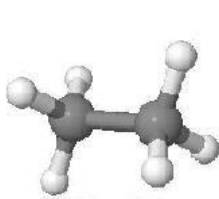
Es el elemento básico de los compuestos que constituyen la base de la vida tal y como la conocemos. La Bioquímica se encarga de estudiar la química de los seres vivos.

### 5.1. Cadenas carbonadas

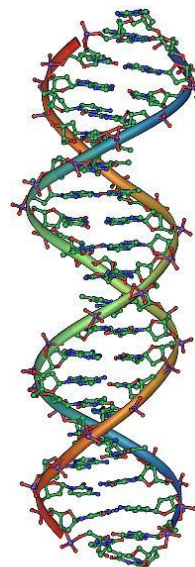
Los átomos de carbono tienen 4 electrones de valencia, y al unirse con otros átomos no metálicos podrán formar cuatro enlaces covalentes, alcanzando así el octeto de electrones asociado a la situación de máxima estabilidad atómica.



De esta manera, pueden compartir electrones con otros átomos de carbono, dando lugar a cadenas carbonadas que constituyen el esqueleto de moléculas que pueden llegar a estar formadas por miles de átomos (macromoléculas o polímeros). Esta es la razón de la gran cantidad de sustancias que puede formar el carbono.



ASPIRINA



ADN

## 5.2. Hidrocarburos

Los compuestos de carbono más sencillos son los formados por átomos de carbono y átomos de hidrógeno. Reciben el nombre de hidrocarburos.

Los más simples dentro de éstos son las cadenas de átomos de carbono con enlaces sencillos entre ellos: los alcanos.

# LOS ALCANOS

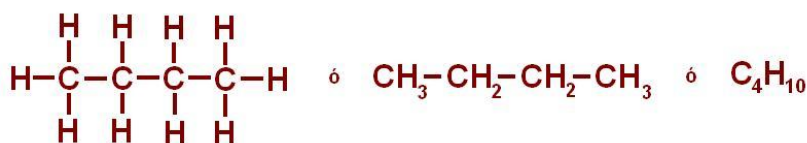
## Características:



- ✓ También son llamados parafinas.
- ✓ Son compuestos de carbono e hidrógeno que sólo contienen en su molécula enlaces simples.
- ✓ Se les nombra con la terminación “ano”.

## FORMULACIÓN

Se escribe el número de átomos de carbono que forman la cadena y se dibuja un enlace entre cada dos átomos de carbono, completando el resto de enlaces (hasta cuatro) con átomos de hidrógeno.

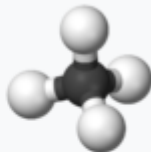
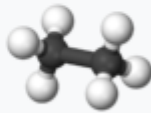



Es frecuente escribir estas fórmulas agrupando los grupos CH:  $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_3$

Los carbonos de los extremos pueden unirse a tres átomos de H mientras que el resto sólo puede hacerlo con dos.

## NOMENCLATURA

Comienza con un prefijo que indica el número de átomos de carbono de la cadena y finaliza con la terminación –ano.

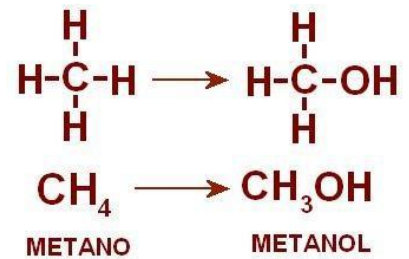
| C | Nombre  | Fórmula                       | Modelo  |
|---|---------|-------------------------------|---|
| 1 | Metano  | CH <sub>4</sub>               |  |
| 2 | Etano   | C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> |  |
| 3 | Propano | C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> |  |

| at. C | prefijo | alcano  |
|-------|---------|---------|
| 1     | met-    | metano  |
| 2     | et-     | etano   |
| 3     | prop-   | propano |
| 4     | but-    | butano  |
| 5     | pent-   | pentano |
| 6     | hex-    | hexano  |
| 7     | hept-   | heptano |
| 8     | oct-    | octano  |
| 9     | non-    | nonano  |
| 10    | dec-    | decano  |



### 5.3. Alcoholes

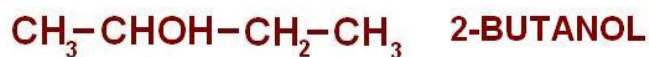
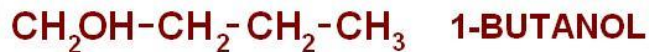
Son compuestos formados por sustitución de átomos de H de un hidrocarburo por el grupo atómico OH (grupo alcohol).



#### NOMENCLATURA

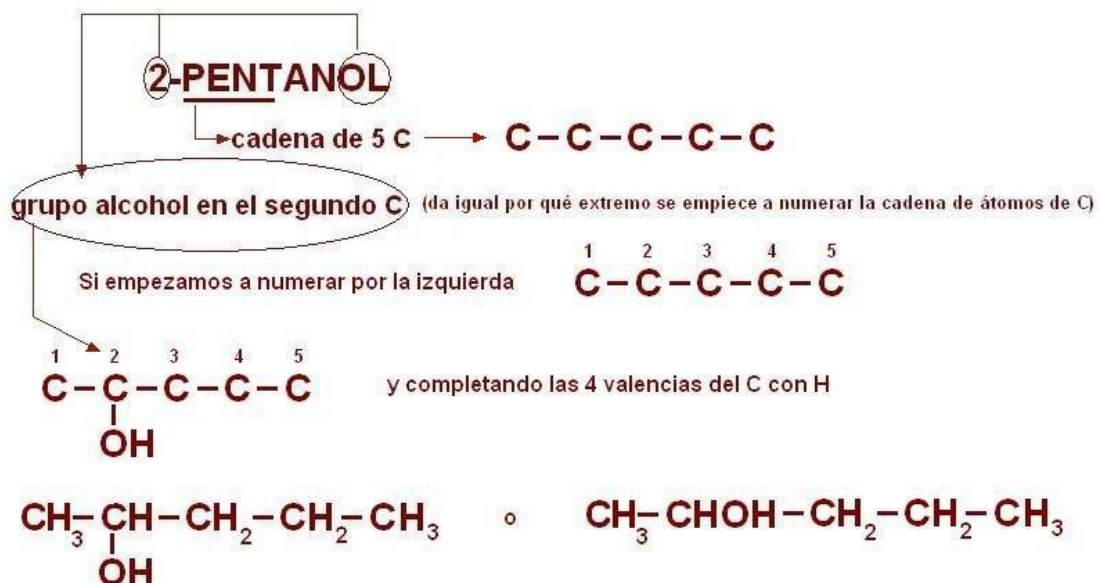
Se transforma la terminación -ano de hidrocarburo de referencia por -anol.

Cuando hay más de dos átomos de carbono en el hidrocarburo original, se indica el átomo de carbono al que se halla unido el grupo alcohol numerando los carbonos de la cadena, empezando por uno de los extremos y de forma que al carbono unido al grupo OH le corresponda el número más bajo posible.



#### FORMULACIÓN

Se comienza representando el número de átomos de carbono que indica el prefijo del nombre del alcohol y se dibuja un enlace entre cada dos átomos de carbono contiguos. Se coloca el grupo alcohol en el carbono de la cadena indicado en el nombre. Finalmente se completan las cuatro valencias de cada carbono con átomos de hidrógeno.



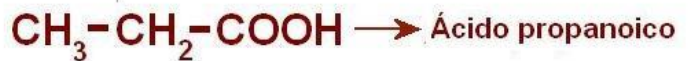
#### 5.4. Ácidos

Son compuestos de carbono en los que existe un grupo de átomos, llamado grupo carboxilo.



#### NOMENCLATURA

Se comienza con la palabra ácido seguida del nombre del hidrocarburo de igual número de átomos de carbono y finalizando con la terminación -oico.



#### FORMULACIÓN

Se escribe el número de átomos de carbono indicados en el prefijo del nombre del ácido, teniendo en cuenta que el carbono del grupo COOH está incluido en los carbonos de la cadena. Se dibuja un enlace entre cada dos C contiguos y se completan las cuatro valencias del resto de C (el del grupo carboxilo ya está completo) con H.

#### ÁCIDO HEXANOICO

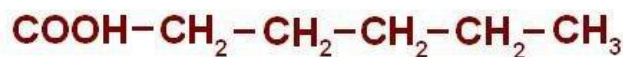
→ cadena de 6 C, uno de los cuales es el del grupo carboxilo



y completando con átomos de H



ó



Ejercicio: Nombra las siguientes sustancias.

|   |   |   |   |
|---|---|---|---|
| 1 | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | 2 | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$                     |
| 3 | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$         | 4 | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ |
| 5 | HCOOH   | 6 | $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_3$                            |

Ejercicio: Formula decano, 1-pentanol, ácido octanoico, 3-hexanol.

**EJERCICIOS DE REPASO**

1) Dados los siguientes elementos del Sistema Periódico, responde a las preguntas:

| Grupo   | 1 | 2 | 3  | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|---------|---|---|----|---|---|---|---|---|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Período |   |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| 1       | H |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| 2       |   |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| 3       |   |   | Mg |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| 4       | K |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    | Kr |
| 5       |   |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| 6       |   |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| 7       |   |   |    |   |   |   |   |   |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |

- ¿Cuántos electrones tienen los átomos de Mg, S y K?
- ¿En cuántas capas tienen electrones los átomos de S? ¿Y los de K?
- ¿Cuántos electrones de valencia tienen cada uno de estos 5 tipos de átomos?
- ¿Cuáles de estos átomos tratan de ganar electrones? ¿Cuántos electrones?
- ¿Qué tipo de enlace formarán los átomos de X con los de K? ¿Y los de Kr con los de H? ¿Y los de H entre sí?
- ¿Cuáles serán las fórmulas de las sustancias formadas en los casos planteados en el apartado anterior? ¿En cuáles de estas sustancias existirán moléculas?

2) Indica razonadamente qué tipo de sustancia es cada una de las siguientes:

| PROPIEDAD ESTUDIADA                | SUSTANCIA |      |        |
|------------------------------------|-----------|------|--------|
|                                    | A         | B    | C      |
| Punto de fusión                    | 808°C     | 80°C | 1083°C |
| Solubilidad en agua                | Sí        | No   | No     |
| Conductora en estado sólido        | No        | No   | Sí     |
| Conductora en disolución o fundida | Sí        | No   | Sí     |
| Deformable                         | No        | No   | Sí     |

Tema 1: Estructura y propiedades de las sustancias

3) Nombra o formula:

| Nombre                 | Fórmula                                   |
|------------------------|---|
| Óxido de magnesio      |   |
|                        | $\text{Fe}_2\text{S}_3$                   |
| Trihidróxido de níquel |   |
|                        | HBr                                       |
| Cloruro de potasio     |   |
|                        | Trióxido de dihierro                      |
|                        | $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$ |
| Metanol                |   |
| Ácido propanoico       |   |