

# UNIDAD 2: EL ENLACE QUÍMICO

## 2.0. LAS FÓRMULAS QUÍMICAS

Llamamos **enlace químico** a cualquiera de los mecanismos de unión entre átomos. Los átomos se enlazan para constituir un sistema más estable que los átomos por separado.

La **fórmula química** es la representación de los elementos que forman un compuesto. Es la proporción en que se encuentran (en el caso de un enlace iónico) o del número de átomos que forman una molécula (para el enlace covalente).

### A. SUBÍNDICE

Es el número pequeño que se escribe en la parte inferior derecha, después del símbolo de un elemento o radical. Indica el número de átomos o radicales. El número uno no se escribe.



Subíndices

El compuesto está formado por:

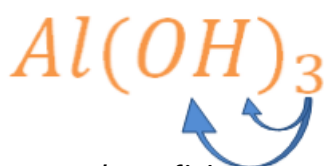
2 átomos de K

1 átomo de S

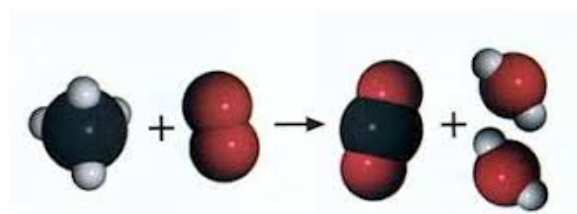
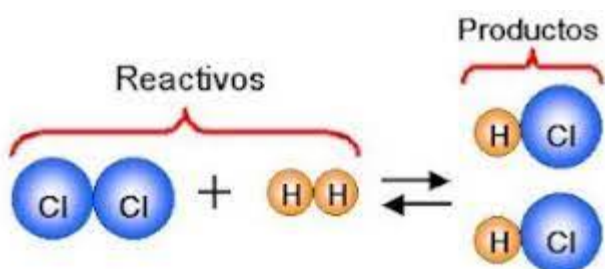
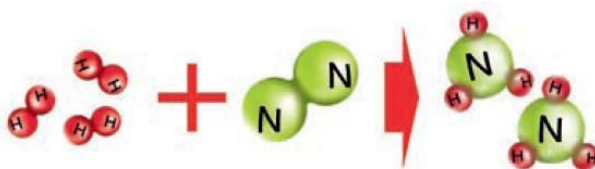
4 átomos de O



Observe que el subíndice 3 multiplica a los átomos de los elementos que están dentro del paréntesis.



**OJO:** no confundir el subíndice con el coeficiente estequiométrico. Por ejemplo, en la reacción de formación del amoníaco:



**A.O.** Completa el siguiente esquema y escribe el nombre de cada elemento tras su símbolo

**AuNO<sub>3</sub>**      \_\_\_\_ átomos de Au  
                   \_\_\_\_ átomos de N  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**Ag<sub>2</sub>O**      \_\_\_\_ átomos de Ag  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**Na<sub>2</sub>S**      \_\_\_\_ átomos de Na  
                   \_\_\_\_ átomos de S

**H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>**      \_\_\_\_ átomos de H  
                   \_\_\_\_ átomos de S  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>**      \_\_\_\_ átomos de K  
                   \_\_\_\_ átomos de S  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**KMnO<sub>4</sub>**      \_\_\_\_ átomos de K  
                   \_\_\_\_ átomos de Mn  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**CuCr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**      \_\_\_\_ átomos de Cu  
                   \_\_\_\_ átomos de Cr  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**      \_\_\_\_ átomos de Fe  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**Fe(OH)<sub>3</sub>**      \_\_\_\_ átomos de H  
                   \_\_\_\_ átomos de Fe  
                   \_\_\_\_ átomos de O

**CaF<sub>2</sub>**      \_\_\_\_ átomos de F  
                   \_\_\_\_ átomos de Ca

**Hg(BrO)<sub>3</sub>**      \_\_\_\_ átomos de Hg  
                   \_\_\_\_ átomos de Br  
                   \_\_\_\_ átomos de O

## 2.1. LA CAPA DE VALENCIA:

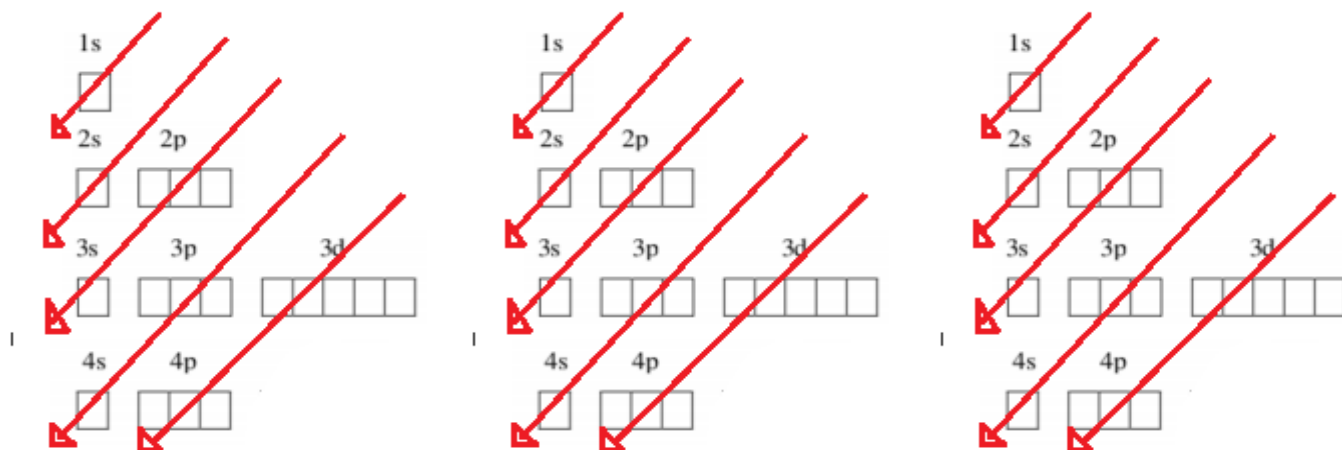
La mayoría de los átomos en la naturaleza se hallan unidos unos a otros. Sin embargo, los átomos de los gases nobles difícilmente se enlazan y todos ellos se caracterizan por tener 8 electrones de valencia (excepto el helio que sólo tiene 2).

A principios del siglo XX los científicos Kössel y Lewis, de forma independiente, y basándose en el hecho de la escasa reactividad de los gases nobles, sugirieron que el resto de los átomos lo que “intentan” con sus uniones es que la configuración electrónica de la capa de valencia sea como la del gas noble más próximo (8 electrones en la última capa). Esto se conoce habitualmente como **regla del octeto**.

Para observar mejor los electrones de valencia se recurre a representar el resto atómico (núcleo más electrones internos) por el símbolo del elemento y a los electrones de valencia como puntos que le rodean. Esto se denomina estructura de Lewis de un átomo:

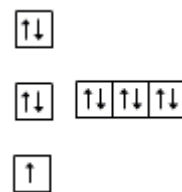
|     |      |  |  |      |      |      |      |      |      |
|-----|------|--|--|------|------|------|------|------|------|
| H•  |      |  |  |      |      |      |      | •He• |      |
| Li• | •Be• |  |  | •B•  | •C•  | •N•  | •O•  | •F•  | •Ne• |
| Na• | •Mg• |  |  | •Al• | •Si• | •P•  | •S•  | •Cl• | •Ar• |
| K•  | •Ca• |  |  | •Ga• | •Ge• | •As• | •Se• | •Br• | •Kr• |
| Rb• | •Sr• |  |  | •In• | •Sn• | •Sb• | •Te• | •I•  | •Xe• |
| Cs• | •Ba• |  |  | •Tl• | •Pb• | •Bi• | •Po• | •At• | •Rn• |
| Fr• | •Ra• |  |  |      |      |      |      |      |      |

A.1. Haz la configuración electrónica y representa la estructura de Lewis de los átomos de cloro, hierro y zinc. Indica si son **metales o no metales**, así como los iones que quieren formar.



## 2.2. EL ENLACE IÓNICO

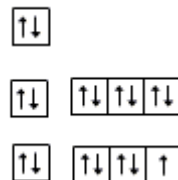
Como podemos ver, el sodio es un elemento que se encuentra en la primera columna del Sistema Periódico y tiene un único electrón de valencia (un solo electrón en el nivel de energía más externo). Si perdiera ese electrón, su último nivel de energía sería el segundo y tendría 8 electrones (como el gas noble Ne). En principio podríamos pensar que también podría ganar 7 electrones y quedarse así con 8 en el tercer nivel de energía, pero esa es una idea que hay que descartar porque, como es lógico, el proceso de ganar 7 electrones sería mucho más difícil que perder sólo uno.



Igual sucede con todos los elementos de la primera columna del Sistema Periódico. A todos ellos les sobra un electrón para tener 8 en la última capa (excepto al Li que se quedaría con 2, como el gas noble He). Por lo que, cabe esperar que su comportamiento químico sea "tendente" a perder ese último electrón.

Decimos que un elemento tiene **carácter metálico** si tiene tendencia a perder electrones de la capa de valencia. Los elementos que se encuentran en las dos primeras columnas del Sistema Periódico son ejemplos de elementos muy metálicos. Se trata de elementos que pueden perder los electrones de valencia con relativa facilidad para así adquirir la estructura estable de gas noble.

Fijémonos ahora lo que le ocurre a un elemento como el cloro. El átomo de cloro (Cl) tiene 17 electrones distribuidos de la siguiente forma:



Como podemos ver le falta tan solo un electrón para poseer 8 electrones en su último nivel de energía (y es más fácil que gane ese electrón que el que pierda 7).

Lo mismo ocurre con todos los elementos de la columna 17 del Sistema Periódico.

A todos ellos les falta un electrón para tener una estructura electrónica estable de gas noble en el último nivel de energía, tendrán carácter no metálico fuerte.

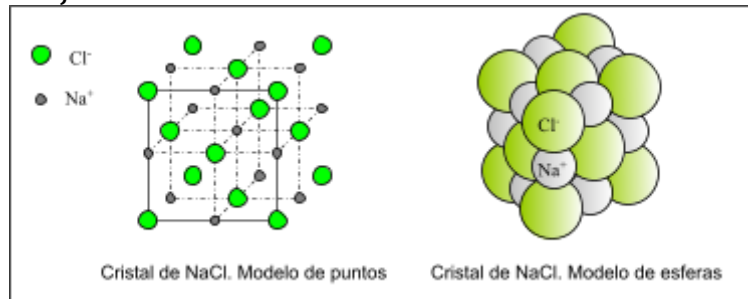


### 2.3. PROPIEDADES DEL ENLACE IÓNICO

Al analizar un cristal de sal común, cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) se aprecia que:

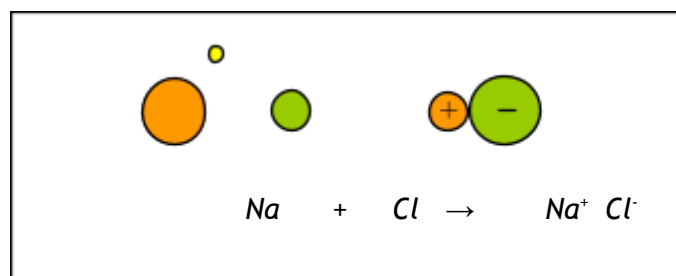
- a) Está formado por iones  $\text{Na}^+$  y por iones  $\text{Cl}^-$
- b) La proporción de estos iones es 1:1
- c) Cada ión está rodeado por iones de signo opuesto formando una red que se extiende en las tres direcciones del espacio.

En la figura siguiente se reproduce de forma esquemática una pequeña parte de un cristal de  $\text{NaCl}$ , de dos formas diferentes.



¿Cómo se pueden explicar los hechos anteriores?

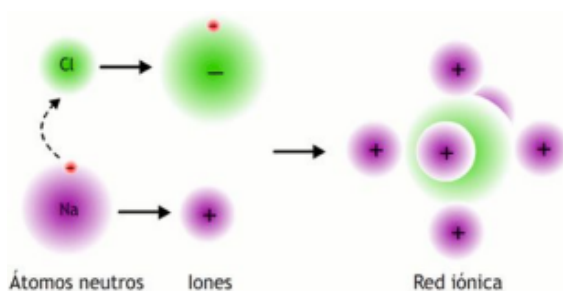
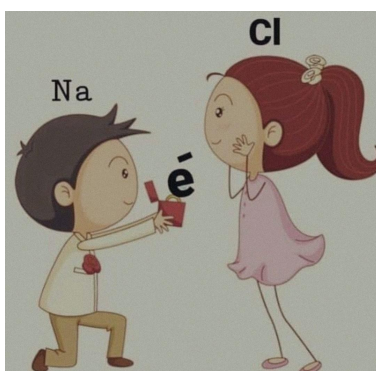
Al átomo de Na le sobra un electrón para tener 8 en el último nivel de energía, mientras que al átomo de cloro, le falta uno. Podemos pensar pues que el cloro le quite su electrón al sodio, quedando así  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , tal y como se ilustra en el esquema siguiente:



De esta forma:

- los aniones  $\text{Cl}^-$  tienen carga negativa
- los cationes  $\text{Na}^+$  tienen carga positiva
- se atraerán eléctricamente por ser cargas de distinto signo

Y así, se unirán formando un enlace iónico.



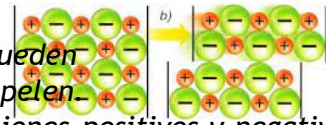
Es importante darse cuenta de que una muestra de compuesto iónico **no** estará formada por unidades independientes  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  sino que **cada catión  $\text{Na}^+$  estará rodeado de aniones  $\text{Cl}^-$  y viceversa** (cada anión  $\text{Cl}^-$  estará rodeado de cationes  $\text{Na}^+$ ), formando así una red de iones que se extiende en las tres direcciones del espacio y que se llama "**red cristalina**". Se trata de estructuras "macroscópicas" que se extienden en el espacio formando cristales.

La fórmula  $\text{NaCl}$  indica que en ese compuesto **por cada ion de sodio hay un ion de cloro**, es decir, en un cristal de cloruro de sodio hay el mismo número de cationes  $\text{Na}^+$  que de aniones  $\text{Cl}^-$  (anión cloruro).  $\text{NaCl}$  recibe también el nombre de **unidad fórmula** del cloruro de sodio.

**El enlace iónico se da fundamentalmente entre átomos muy metálicos (que pierden electrones de valencia fácilmente) y átomos muy no metálicos (que ganan electrones fácilmente).**

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

- Son sólidos cristalinos como revela su estructura muy ordenada y compacta.
- Poseen puntos de fusión y ebullición elevados, ya que el enlace iónico es de una gran fortaleza y para que el compuesto se convierta en líquido o en gas es necesario romper esos enlaces, para lo cual hay que suministrar una cantidad considerable de energía.
- Son duros, ya que para rayar un sólido es necesario romper cierto número de enlaces y el enlace es muy fuerte.
- Son frágiles, ya que al darles un golpe, los átomos se pueden desplazar y al enfrentarse cargas del mismo signo se repelen.
- Si son solubles en agua, al disolverse, se rompen en iones positivos y negativos (las sustancias que al romperse dan iones reciben el nombre de electrolitos).
- En estado sólido no conducen la electricidad ya que los iones están fuertemente unidos y no hay cargas libres que puedan circular.
- Fundidos o en disolución acuosa son buenos conductores de la corriente eléctrica debido a la existencia de iones (átomos con carga) que se dirigen a los electrodos de polaridad contraria.



**A.2. ¿Cómo se forma un enlace iónico?**

**A.3. Atendiendo a las consideraciones anteriores, explica el enlace entre el oxígeno y el magnesio. (Haz la configuración electrónica, indica cuántos e- quieren ganar o perder y cómo pueden ponerse de acuerdo para conseguirlo).**

**A.4. Justifica las fórmulas químicas de los siguientes compuestos iónicos, explicando su significado: Bromuro de calcio ( $\text{CaBr}_2$ ), nitruro de litio ( $\text{Li}_3\text{N}$ ), sulfuro de potasio ( $\text{K}_2\text{S}$ ), cloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ ).**

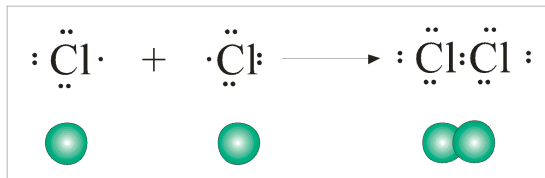
**A.5. ¿Por qué los sólidos cristalinos son duros y frágiles?**

## 2.4. EL ENLACE COVALENTE

*Hemos visto cómo se podía explicar el enlace entre un metal y un no metal. No obstante, hay casos de uniones entre átomos que no pueden explicarse de esta forma, como ocurre, por ejemplo, cuando los átomos que se enlazan son no metálicos (ambos quieren ganar electrones).*

*A.6. Al átomo de cloro (Cl), como hemos visto, le falta un solo electrón para completar su octeto y adquirir así estructura electrónica estable de gas noble. ¿Cómo explicar entonces la existencia de cloro molecular,  $\text{Cl}_2$ ?*

Una explicación sería suponer que cada átomo de cloro aporta un electrón, de modo que el par de electrones pertenezca a ambas cortezas electrónicas, obligando así a los dos átomos a permanecer unidos para que, de esa forma, cada uno tenga 8 electrones en el último nivel de energía, tal y como se observa en el esquema siguiente:



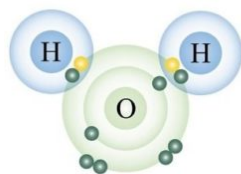
Otra forma de representar la molécula de cloro es:  $\text{Cl}-\text{Cl}$ , donde el guión representa el par de electrones compartidos.

a) ¿Qué ocurre cuando hay más de un electrón que compartir?

Algunos elementos del Sistema Periódico tienen la particularidad de poder establecer uniones covalentes en las que se comparten más de un par de electrones formándose **enlaces covalentes múltiples**.

## Tipos de enlaces covalentes

Enlace simple

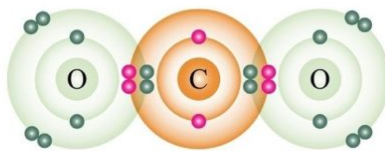


Agua

$\text{H}_2\text{O} : \text{H}-\text{O}-\text{H}$

Comparte 2  
electrones

Enlace doble

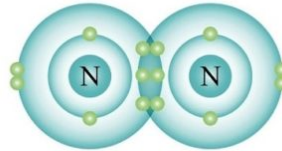


Dióxido de carbono

$\text{CO}_2 : \text{O}=\text{C}=\text{O}$

Comparte 4  
electrones

Enlace triple



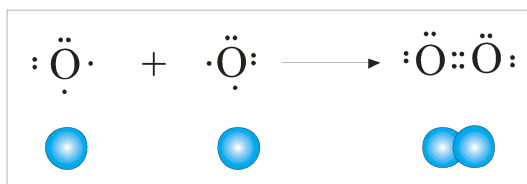
Nitrógeno

$\text{N}_2 : \text{N} \equiv \text{N}$

Comparte 6  
electrones

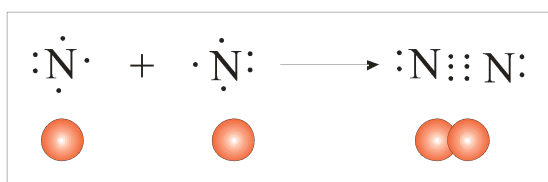
A.7. Teniendo en cuenta las características del enlace covalente (compartición de electrones para completar el octeto), trata de justificar la existencia de moléculas de  $\text{O}_2$  y de moléculas de  $\text{N}_2$ .

La formación de la molécula de  $O_2$ , se puede explicar por la compartición de dos pares de electrones de valencia formándose un enlace covalente doble, como se explica en el esquema:



Otra forma de representar la molécula de oxígeno es:  $O=O$ , donde el doble guión representa los dos pares de electrones compartidos.

En cuanto a la molécula de nitrógeno  $N_2$ , conviene darse cuenta que el nitrógeno tiene 5 electrones de valencia y le faltan tres para completar su octeto. La formación de la molécula de nitrógeno  $N_2$  se puede explicar por la compartición de tres electrones de valencia aportados por cada uno de los átomos, formándose un enlace covalente triple, según se indica en el siguiente esquema:

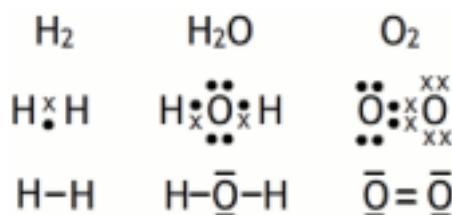


Otra forma de representar la molécula de nitrógeno es:  $N \equiv N$  donde el triple guión representa los tres pares de electrones compartidos. Esta forma de representar las moléculas se denomina Estructura de Lewis molecular.

La forma correcta de representarlo es:

- 1.- marcando los electrones de cada átomo de forma distinta (diferentes colores, puntos y cruces,...)
  - 2.- colocamos entre los elementos los electrones que se van a compartir
  - 3.- comprobamos que cada átomo tiene ocho electrones a su alrededor
  - 4.- sustituimos cada par de electrones por un guión.
  - 5.- colocamos los pares de electrones sin enlazar encima del elemento que los posee
- OJO! El H aunque solo tenga un electrón en su última capa, no siempre quiere

perderlo como el resto de su grupo. La mayoría de veces actuará como no metal, queriendo ganar un electrón y así completar su capa de valencia, que al ser la primera solo tiene un orbital s. Adquiriendo así la configuración electrónica del helio.



Los compuestos con enlace covalente tienen las propiedades siguientes:

- Están formados por moléculas, las cuales pueden existir individualmente como unidades aisladas.
- Suelen ser gases o líquidos. Si son sólidos presentarán puntos de fusión relativamente bajos ya que entre las moléculas existen unas fuerzas de atracción bastante débiles.
- Tienen puntos de fusión y ebullición bajos.
- Suelen ser poco solubles en agua.
- Son malos conductores de la corriente eléctrica, incluso disueltos o fundidos (no hay cargas libres).

**A.8.** ¿Qué representa el guión entre los elementos en una estructura de Lewis? ¿Y cuando hay un guión doble o triple?

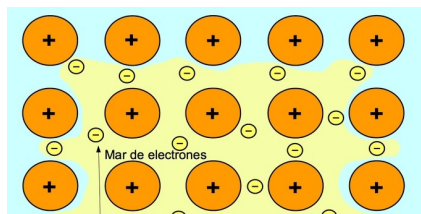
**A.9.** ¿Qué elementos pueden formar un enlace covalente? ¿Por qué?

- A.10. Representa de estructura de Lewis de las siguientes moléculas:  $H_2O$   $CO_2$   $NH_3$   $HF$   
 $PCl_3$
- A.11. ¿Por qué tienen puntos de fusión bajos?

## 2.5. ENLACE METÁLICO

Para explicar la unión entre átomos metálicos (o enlace metálico), tomaremos como ejemplo el sodio. Se trata de justificar que unos átomos de sodio se puedan unir con otros para formar una sustancia sólida con las propiedades típicas de los metales. Cada átomo de sodio, en su nivel de energía más externo, sólo tiene 1 electrón, por lo que le faltarían 7 más para completar su octeto.

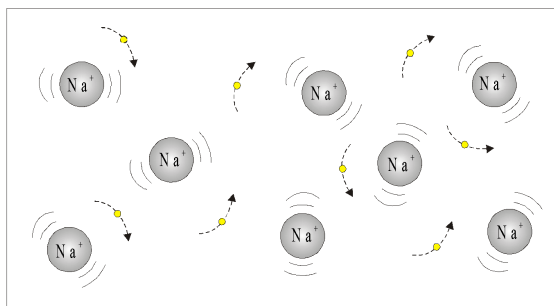
Podemos pensar en la compartición de 8 electrones de valencia aportados por otros tantos átomos de sodio. Dichos electrones debido a su gran libertad de movimiento formarían una especie de nube de electrones común a 8 cationes  $Na^+$ . Si dispusiéramos de un número muy elevado de átomos, esto se extendería a todos ellos, en todas las direcciones del espacio,



formando un conjunto de muchísimos cationes  $\text{Na}^+$  unidos entre ellos por la acción de una nube electrónica común de carga negativa.

Así

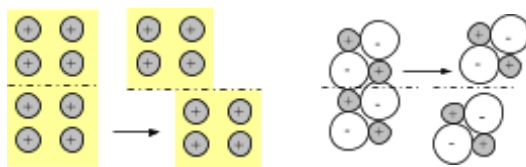
iones



pues, el enlace metálico puede entenderse como un enlace entre muchos metálicos positivos (cationes metálicos)

a través de una nube común de electrones. Esos electrones que forman la nube se encuentran entre los cationes, en un continuo movimiento desordenado, evitando su separación y gozan de una gran libertad de movimiento.

El modelo de enlace metálico establecido también explica otras propiedades características de los metales como, por ejemplo, la posibilidad de deformación sin que se produzca rotura, al contrario de lo que ocurre con los sólidos iónicos. La deformación del metal supone únicamente un desplazamiento de cationes metálicos que conduce a una nueva situación que apenas se diferencia en nada de la anterior. En las figuras siguientes se puede diferenciar el efecto que produce a nivel atómico una deformación en un sólido metálico y en un sólido iónico:



En los sólidos iónicos, por el contrario, una pequeña deformación supone que partículas con la misma carga entren en contacto. La repulsión entre cargas hará que el cristal se rompa.

**A.12.** ¿Cómo se puede explicar el enlace metálico?

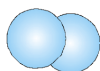
**A.13.** Explica el siguiente efecto relacionado con la teoría corpuscular de la materia y el modelo del enlace metálico: al aumentar la temperatura aumenta la resistencia eléctrica de los materiales.

## 2.6. Cómo se presentan los elementos: átomos, moléculas y cristales

Ya hemos visto que los átomos se pueden agrupar entre ellos de maneras muy diferentes y en distintas proporciones, lo que da lugar a un número enorme de combinaciones posibles. Podemos distinguir entre sustancias simples (si solo se agrupan átomos del mismo elemento) o compuestos, de dos o más elementos.

Según el tipo de unión entre los átomos podemos encontrar:

**Moléculas discretas.** Conjuntos iguales de átomos (unidos por enlaces covalentes) formando grupos desde 2 hasta centenares de átomos, que forman las unidades características de la sustancia que se trate. Este es el caso, por ejemplo, del agua, amoníaco, oxígeno, butano, etc.



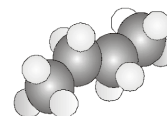
Oxígeno  $O_2$



Amoníaco  $NH_3$

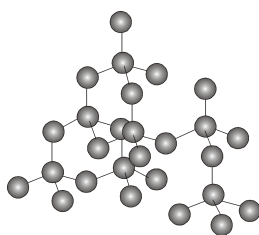


Agua  $H_2O$

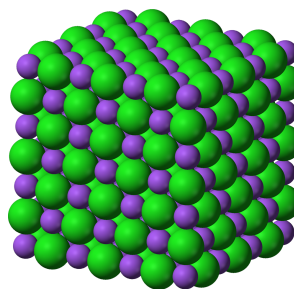
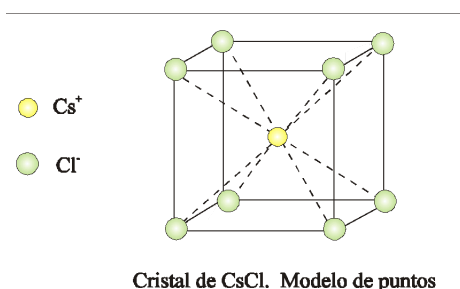


Butano  $C_4H_{10}$

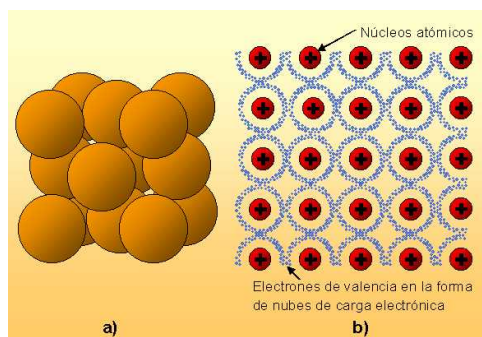
**Macromoléculas.** Conjunto indefinido de átomos que se extiende en las tres direcciones del espacio formando una especie de molécula gigante. Este es el caso, por ejemplo, del diamante, formado por una macromolécula de átomos de carbono unidos entre sí (en el esquema siguiente sólo hemos dibujado un trozo de la macromolécula, donde las líneas rectas representan enlaces y las esferas átomos de carbono).



**Cristales formados por iones con cargas de distinto signo.** Conjunto indefinido de diferentes iones positivos (cationes) y negativos (aniones) que se unen entre sí (en las tres direcciones del espacio) en una proporción determinada, formando redes cristalinas. Por ejemplo, el cloruro de cesio ( $CsCl$ ).



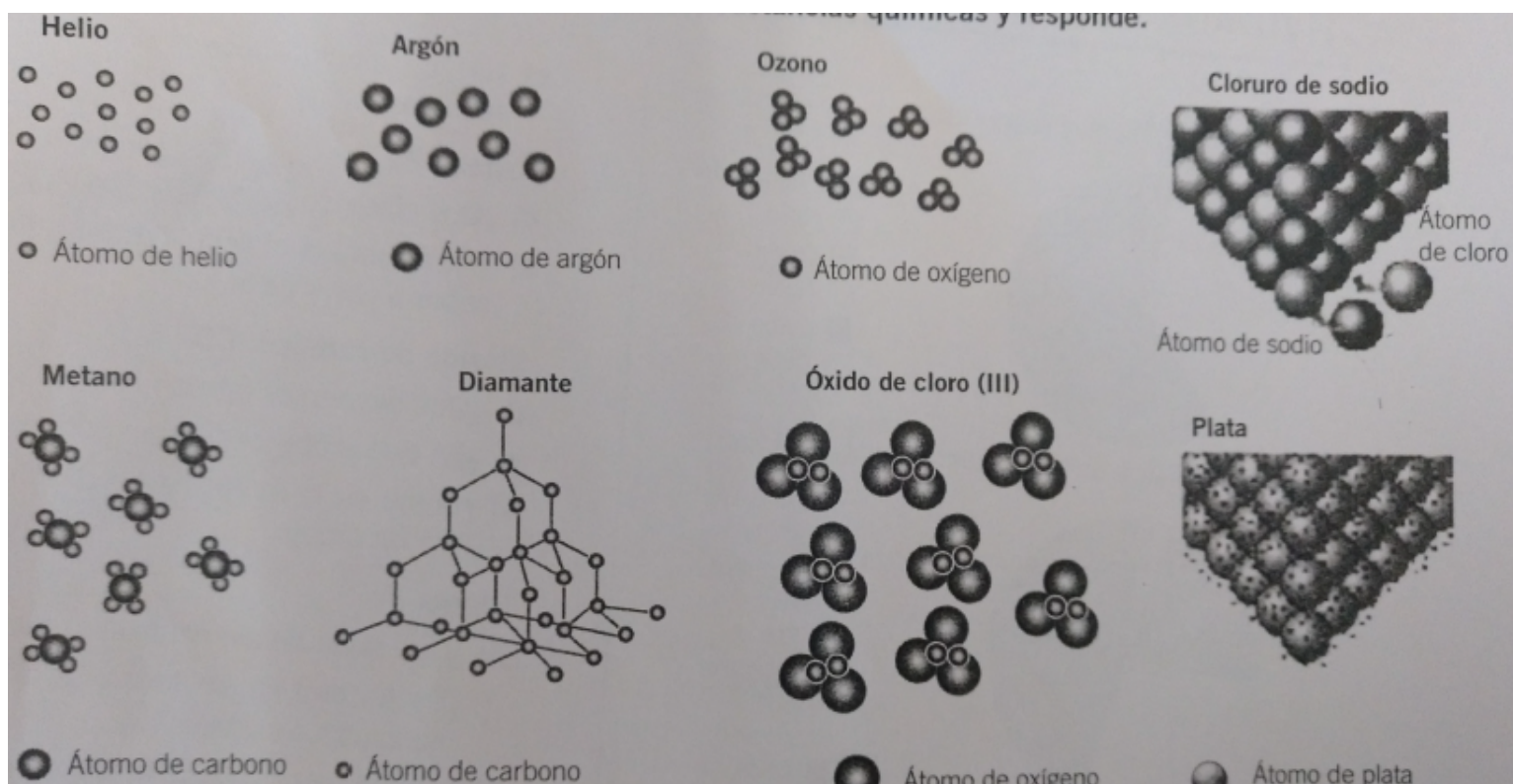
**Cristales metálicos.** Conjunto indefinido de iones positivos (cationes), unidos entre ellos en las tres direcciones del espacio. Los átomos de los metales se agrupan de esta forma dando lugar a lo que se denomina “redes metálicas”.



A.14. Completa la siguiente tabla para cada tipo de enlace:

| Enlace | ¿Qué quieren los elementos que lo forman? | ¿Cómo lo consiguen? | Ejemplos | Dibujo |
|--------|-------------------------------------------|---------------------|----------|--------|
|        |                                           |                     |          |        |

A.15. Observa la representación atómica de las siguientes sustancias y contesta a las preguntas:



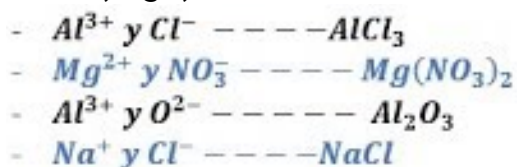
- a) *¿Qué sustancias son sustancias simples? ¿Por qué?*
- b) *¿Qué sustancias son compuestos? ¿Por qué?*
- c) *¿Qué sustancias forman moléculas? ¿Por qué?*

- d) *¿Qué sustancias forman cristales? ¿Por qué?*
- e) *¿Qué sustancias se presentan como átomos aislados? ¿Por qué?*
- f) *Escribe la fórmula que representa a cada sustancia*

## 2.7. El estado de oxidación.

El estado de oxidación indica los electrones que ganan o pierden los electrones del elemento en un compuesto. Así, es fácil comprender el estado de oxidación de los compuestos iónicos. Para las moléculas covalentes el estado de oxidación hace referencia a una ganancia o pérdida “ficticia o parcial”, ya que sabemos que los electrones en realidad se comparten, sin embargo, podemos considerar que el elemento más **electronegativo** (situado a la derecha en la fórmula) “gana” los electrones que comparte el elemento situado a la izquierda para calcular su estado de oxidación.

En los compuestos binarios el elemento que pierde electrones se escribe a la izquierda y el que los gana a la derecha: NaCl, MgO,...



El estado de oxidación del elemento que gana electrones siempre es negativo y, para los compuestos binarios de este curso, podremos asumir que:

- el estado de oxidación de los **halógenos** (columna del flúor) siempre será **menos uno** cuando actúen como no metal.
- El estado de oxidación de los **anfígenos** (columna del oxígeno) será siempre **menos dos** cuando actúen como no metal.
- El hidrógeno también puede actuar como no metal con estado de oxidación menos uno.

El estado de oxidación del metal se calculará sabiendo que los **electrones que ha ganado el no metal, los tiene que haber perdido el metal**, es decir, la suma de cargas positivas y negativas debe ser cero.

|      |       |                     |
|------|-------|---------------------|
| LiH  | CuO   | CaCl <sub>2</sub> , |
| H-1  | O -2  | Cl -1               |
| Li+1 | Cu +2 | Cl -1               |
| Q=0  | Q=0   | Ca +2               |
|      |       | Q=0                 |

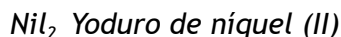
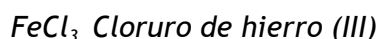
**A.16** Calcula el estado de oxidación de cada elemento en los siguiente compuestos:

|                               |                                |                   |
|-------------------------------|--------------------------------|-------------------|
| H <sub>2</sub> S              | Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | FeCl <sub>3</sub> |
|                               | SiS <sub>2</sub>               | ZnO               |
| CaH <sub>2</sub>              | FeCl <sub>3</sub>              | NH <sub>3</sub>   |
| CO <sub>2</sub>               | SiO <sub>2</sub>               | H <sub>2</sub> S  |
| N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | MgI <sub>2</sub> ,             | MnH <sub>3</sub>  |



## 2.8. Nomenclatura de Stock

Para nombrar los compuestos binarios escribimos primero el nombre del no metal acabado en -uro, seguido del nombre del metal con su estado de oxidación entre paréntesis y en números romanos:



El estado de oxidación de los compuestos que sólo tienen una valencia no debe nombrarse, como los metales alcalinos y los alcalinotérreos. Sin embargo, para evitar confusiones y aprender la formulación mejor, en este curso sí los pondremos.

### A.17 Nombra los siguientes compuestos



## 2.9. Nombres especiales

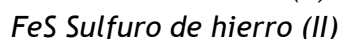
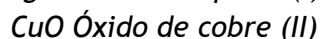
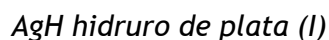
Algunos elementos se nombran de una forma particular cuando son aniones, así nombraremos:

H Hidruro

O Óxido

S Sulfuro

EJEMPLOS:



### **A.18** Nombra los siguientes compuestos



### **2.10 COMPUESTOS TERNARIOS TÍPICOS**

Algunos compuestos formados por tres elementos pueden nombrarse de forma sencilla si visualizamos el "no metal" como un anión molecular que actúa como un conjunto. Para ello debemos aprendernos ciertos nombres especiales:

**OH** ---> **Hidróxido**: actúa como un conjunto de carga -1

**NO<sub>3</sub>** ---> **nitrato** : actúa como un conjunto de carga -1

**SO<sub>4</sub>** ---> **sulfato**: actúa como un conjunto de carga -2

**CO<sub>3</sub>** ---> **carbonato**: actúa como un conjunto de carga -2

**PO<sub>4</sub>** ---> **fosfato**: actúa como un conjunto de carga -3

**A.19** Nombra los siguientes compuestos:

KOH

AgNO<sub>3</sub>

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

CaCO<sub>3</sub>

AlPO<sub>4</sub>

Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Al(OH)<sub>3</sub>

K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

**2.11. Formulación de la nomenclatura de stock**

Formular es el proceso inverso, habrá que escribir la fórmula indicando cuántos átomos de cada elemento hay. Por ejemplo, si tenemos el óxido de carbono (IV):

- sabemos que el estado de oxidación del carbono es +4 porque nos lo dicen
- sabemos que el estado de oxidación del oxígeno es -2 porque nos lo hemos aprendido.
- sabemos que la suma de cargas tiene que ser cero.

Por lo tanto, para que el compuesto sea neutro necesitamos dos átomos de oxígeno por cada carbono. Como siempre escribimos primero el elemento más metálico: CO<sub>2</sub>

**A.20** Formula los compuestos:

Óxido de bario (II)

Cloruro de hidrógeno(I)

Hidruro de magnesio(II)

Óxido de aluminio(III)

Óxido de nitrógeno (III)

Hidróxido de calcio(II)

Hidruro de plata(I)

Cloruro de sodio(I)

Hidróxido de hierro (II)

Óxido de níquel (III)

Fluoruro de calcio(II)

Hidróxido de aluminio(III)

Hidruro de litio(I)

Yoduro de plomo (II)

Bromuro de cobalto (II)

Cloruro de cobalto (III)

Sulfuro de hierro (II)

Hidróxido de potasio(I)

**A.21 Completa la tabla:**

| <b>Fórmula</b> | <b>Nombre</b>            |
|----------------|--------------------------|
| $Fe_2O_3$      |                          |
|                | Hidruro de níquel (II)   |
| $Li_2O$        |                          |
|                | Cloruro de silicio (IV)  |
| $NH_3$         |                          |
|                | Cloruro de fósforo (III) |
| $HF$           |                          |
|                | Cloruro de cobalto (III) |
| $Cu_2O$        |                          |
|                | Hidruro de fósforo (III) |
| $NaBr$         |                          |
|                | Óxido de azufre IV)      |
| $CaF_2$        |                          |
|                | óxido de plata (I)       |
| $PbI$          |                          |
|                | Hidruro de carbono (IV)  |
| $Cr_2O_3$      |                          |

**2.10. Nomenclatura sistemática**

Otra forma de nombrar los compuestos es mediante los prefijos multiplicadores, que nos indican el número de átomos de cada elemento en el compuesto:

Mono -> 1 (no se pone), Di -> dos, Tri -> tres, Tetra -> 4, Penta -> 5....

Ejemplos:

$Fe_2O_3$  Trióxido de dihierro

$CCl_4$  tetracloruro de carbono

En realidad, el prefijo mono si que se utiliza, pero bajo unas reglas complicadas para este nivel... será más sencillo que no lo usemos y nos aprendamos de memoria el ejemplo más típico: CO monóxido de carbono.

**A.22** Nombra los compuestos con la nomenclatura sistemática:



**A.23** Formula los compuestos:

Dicloruro de heptaoxígeno

Bromuro de potasio

Dióxido de dilitio

Dióxido de dihidrógeno

Óxido de plata

Dihidruro de calcio

Tricloruro de arsénico

Sulfuro de bario

Óxido de estroncio

**A.24 Completa la tabla:**

| <b>Fórmula</b> | <b>Nombre</b>           |
|----------------|-------------------------|
|                | trióxido de dihierro    |
| $NiH_2$        |                         |
|                | óxido de dilitio        |
| $SiCl_4$       |                         |
|                | trihidruro de nitrógeno |
| $PCl_3$        |                         |
|                | fluoruro de hidrógeno   |
| $CoCl_3$       |                         |
|                | óxido de dicobre        |
| $PH_3$         |                         |
|                | bromuro de sodio        |
| $SO_2$         |                         |
|                | difluoruro de calcio    |
| $Ag_2O$        |                         |
|                | yoduro de plomo         |
| $CH_4$         |                         |
|                | trióxido de dicromo     |

**2.11 NOMBRES TRADICIONALES**

Para las combinaciones del hidrógeno con los elementos del grupo del F y del grupo del O, se utilizan otros nombres cuando están en disolución acuosa:  $H_2S$  (ácido sulfhídrico) ;  $H_2Se$  (ácido selenhídrico);  $H_2Te$  (ácido telurhídrico);  $HF$  (ácido fluorhídrico) ;  $HCl$  (ácido clorhídrico) ;  $HBr$  (ácido bromhídrico) ;  $HI$  (ácido yodhídrico)

Otros nombres que debes conocer son:  $BH_3$  (Borano) ;  $CH_4$  (Metano) ;  $NH_3$  (Amoniaco o Azano) ;  $PH_3$  (Fosfano);  $H_2O$  (Agua) ;  $O_3$  Ozono  $NaCl$  sal común;  $HNO_3$  ácido nítrico;  $H_2SO_4$  ácido sulfúrico;  $H_2CO_3$  ácido carbónico;  $H_3PO_4$  ácido fosfórico.

**A.25** Nombra los compuestos con todas las nomenclaturas que conozcas:

|                          |
|--------------------------|
| $\text{SO}_3$            |
| $\text{K}_2\text{O}$     |
| $\text{FeH}_2$           |
| $\text{NH}_3$            |
| $\text{HI}$              |
| $\text{Pb}(\text{OH})_2$ |
| $\text{SF}_4$            |
| $\text{HNO}_3$           |
| $\text{ZnSO}_4$          |