

# UNIDAD 3

Enlaces químicos





# La tabla periódica

La tabla periódica organiza los elementos en una disposición con forma de tabla, ordenados por su número atómico (número de protones) por su configuración de electrones y sus propiedades químicas.





# La tabla periódica

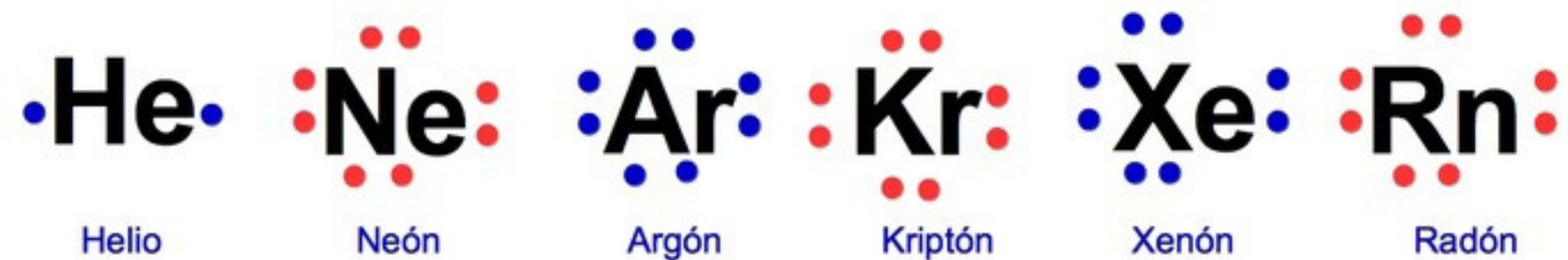
**Electronegatividad de los átomos**

según Pauling

<u>H</u> 2.1																	<u>He</u>
<u>Li</u> 1.0	<u>Be</u> 1.5											<u>B</u> 2.0	<u>C</u> 2.5	<u>N</u> 3.0	<u>O</u> 3.5	<u>F</u> 4.0	<u>Ne</u>
<u>Na</u> 0.9	<u>Mg</u> 1.2											<u>Al</u> 1.5	<u>Si</u> 1.8	<u>P</u> 2.1	<u>S</u> 2.5	<u>Cl</u> 3.0	<u>Ar</u>
<u>K</u> 0.8	<u>Ca</u> 1.0	<u>Sc</u> 1.3	<u>Ti</u> 1.5	<u>V</u> 1.6	<u>Cr</u> 1.6	<u>Mn</u> 1.5	<u>Fe</u> 1.8	<u>Co</u> 1.9	<u>Ni</u> 1.8	<u>Cu</u> 1.9	<u>Zn</u> 1.6	<u>Ga</u> 1.6	<u>Ge</u> 1.8	<u>As</u> 2.0	<u>Se</u> 2.4	<u>Br</u> 2.8	<u>Kr</u>
<u>Rb</u> 0.8	<u>Sr</u> 1.0	<u>Y</u> 1.2	<u>Zr</u> 1.4	<u>Nb</u> 1.6	<u>Mo</u> 1.8	<u>Tc</u> 1.9	<u>Ru</u> 2.2	<u>Rh</u> 2.2	<u>Pd</u> 2.2	<u>Ag</u> 1.9	<u>Cd</u> 1.7	<u>In</u> 1.7	<u>Sn</u> 1.8	<u>Sb</u> 1.9	<u>Te</u> 2.1	<u>I</u> 2.5	<u>Xe</u>
<u>Cs</u> 0.7	<u>Ba</u> 0.9	<u>Lu</u>	<u>Hf</u> 1.3	<u>Ta</u> 1.5	<u>W</u> 1.7	<u>Re</u> 1.9	<u>Os</u> 2.2	<u>Ir</u> 2.2	<u>Pt</u> 2.2	<u>Au</u> 2.4	<u>Hg</u> 1.9	<u>Tl</u> 1.8	<u>Pb</u> 1.9	<u>Bi</u> 1.9	<u>Po</u> 2.0	<u>At</u> 2.2	<u>Rn</u>
<u>Fr</u> 0.7	<u>Ra</u> 0.9	<u>Lr</u>	<u>Rf</u>	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>								

# Estructura de Lewis

Representa gráficamente los pares de electrones o puntos de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir



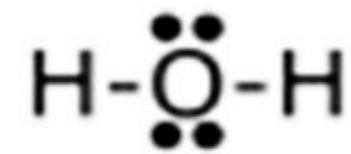
# Estructura de Lewis



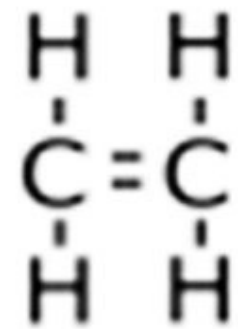
Hidrógeno



Carbono



Agua



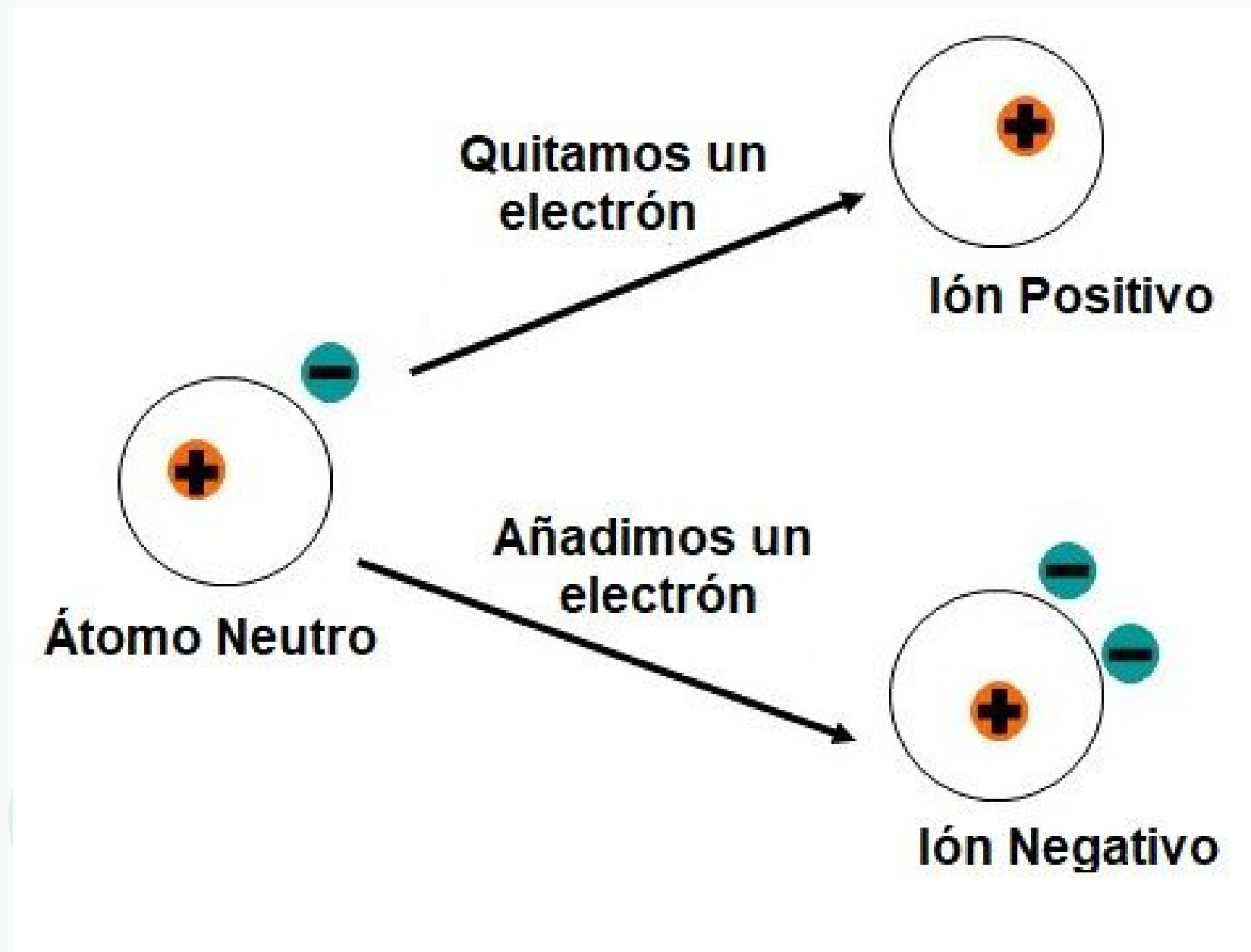
Etileno



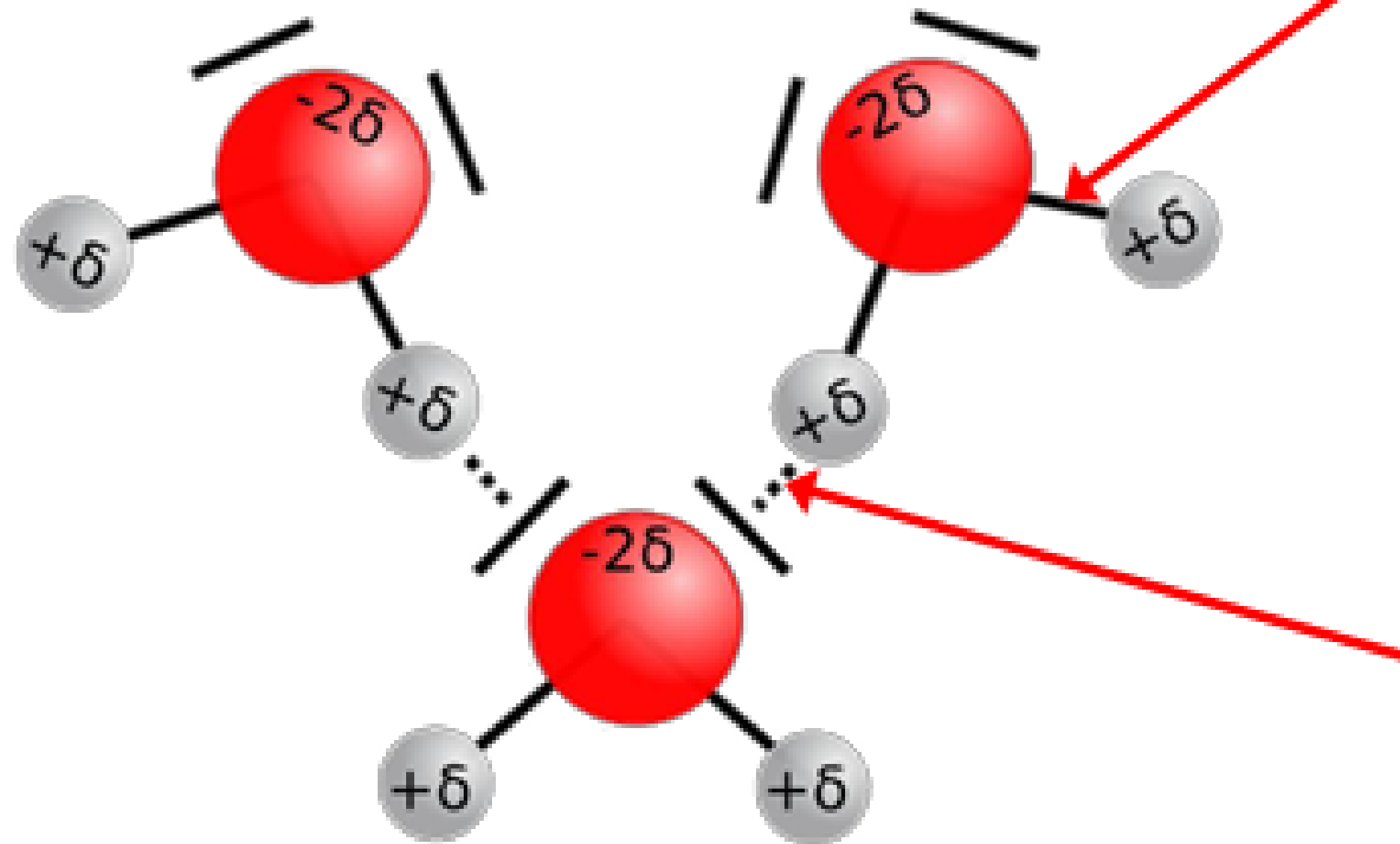
Acetileno

# IONES

Átomo o molécula que tiene una carga eléctrica positiva o negativa



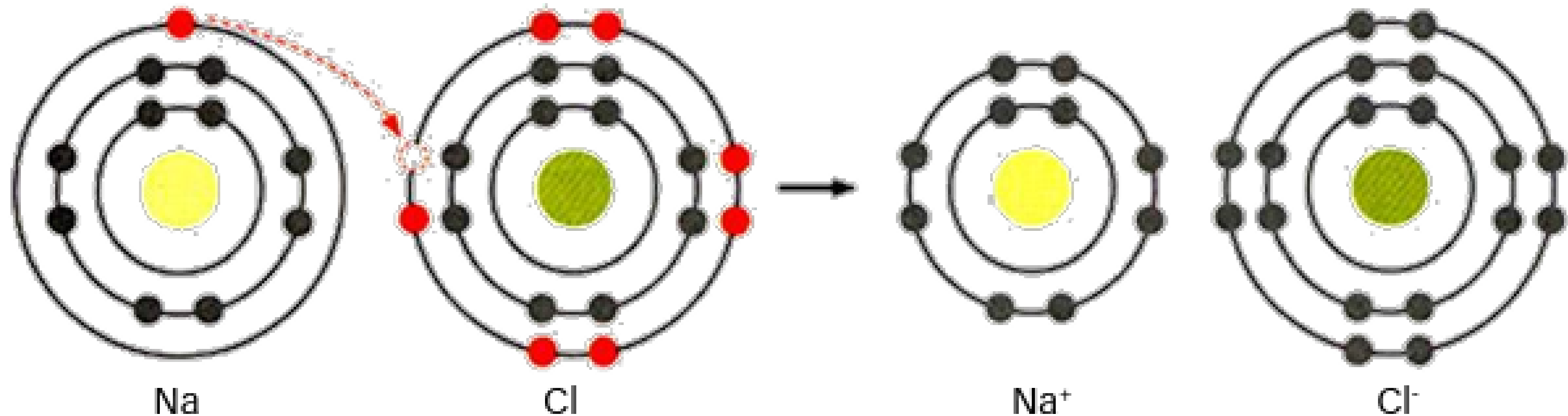
# Enlaces Químicos



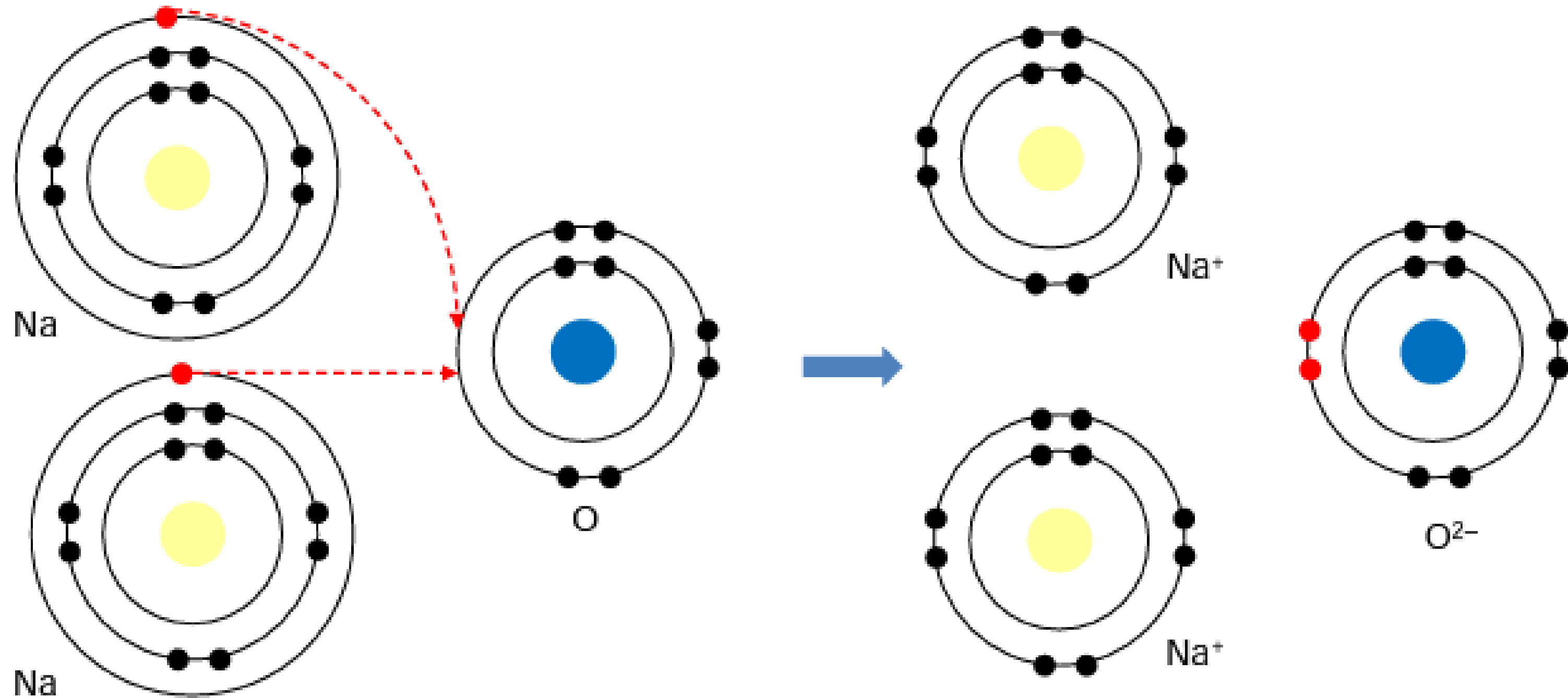
**Enlace químico entre átomos:** fuerzas que mantienen unidos a los átomos que forman un cristal o una molécula

**Enlace químico entre moléculas o fuerzas intermoleculares:** conjunto de fuerzas que unen las moléculas. Son responsables de que una sustancia se presente en estado, sólido, líquido o gas, y también de que se pueda disolver en otra.

El **enlace iónico** se establece cuando se combinan un metal y un no metal. Ambos alcanzan la configuración de gas noble formando iones. El enlace iónico resulta de las fuerzas de atracción entre **aniones** y **cationes**.



En el caso del sodio y el oxígeno:

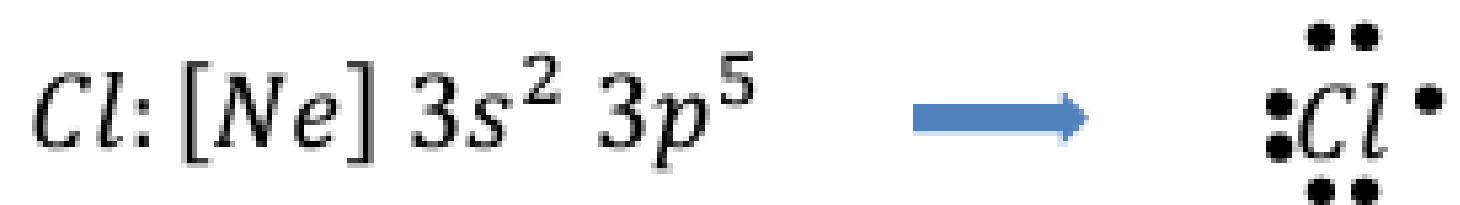


- 🔑 El enlace iónico no forma moléculas.
- 🔑 La fórmula del compuesto iónico indica la **proporción** en que se combinan.

El **enlace covalente** se establece cuando se combinan átomos de elementos no metálicos. Ambos alcanzan la configuración de gas noble compartiendo electrones. El enlace covalente se debe a los electrones compartidos.

## Diagrama de Lewis

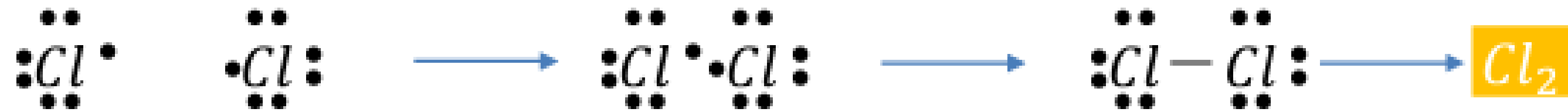
- Se representan los enlaces covalentes utilizando los símbolos de los elementos y puntos para los electrones de valencia:



- Cada par de electrones compartido se representa mediante una raya entre los átomos.

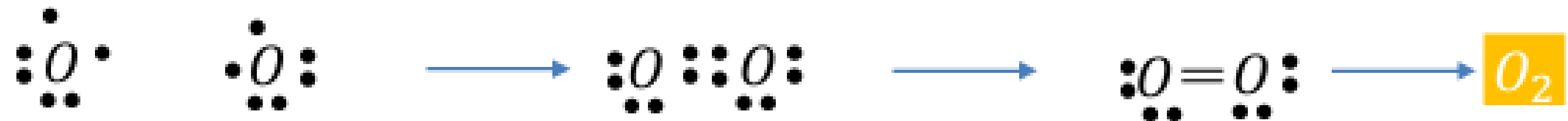
## Ejemplos

1. Enlace entre dos átomos de Cloro:  $[Ne] 3s^2 3p^5$



Compartiendo un par de electrones alcanzan la configuración de gas noble. Decimos que se forma un **enlace covalente sencillo**.

2. Enlace entre dos átomos de Oxígeno:  $[He] 2s^2 2p^4$



Compartiendo dos pares de electrones alcanzan la configuración de gas noble. Decimos que se forma un **enlace covalente doble**.

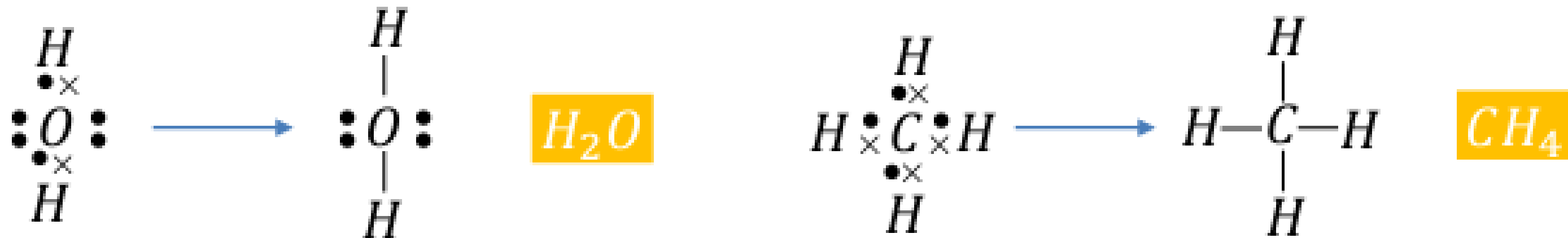
## Ejemplos

3. Enlace entre dos átomos de Nitrógeno:  $[He] 2s^2 2p^3$



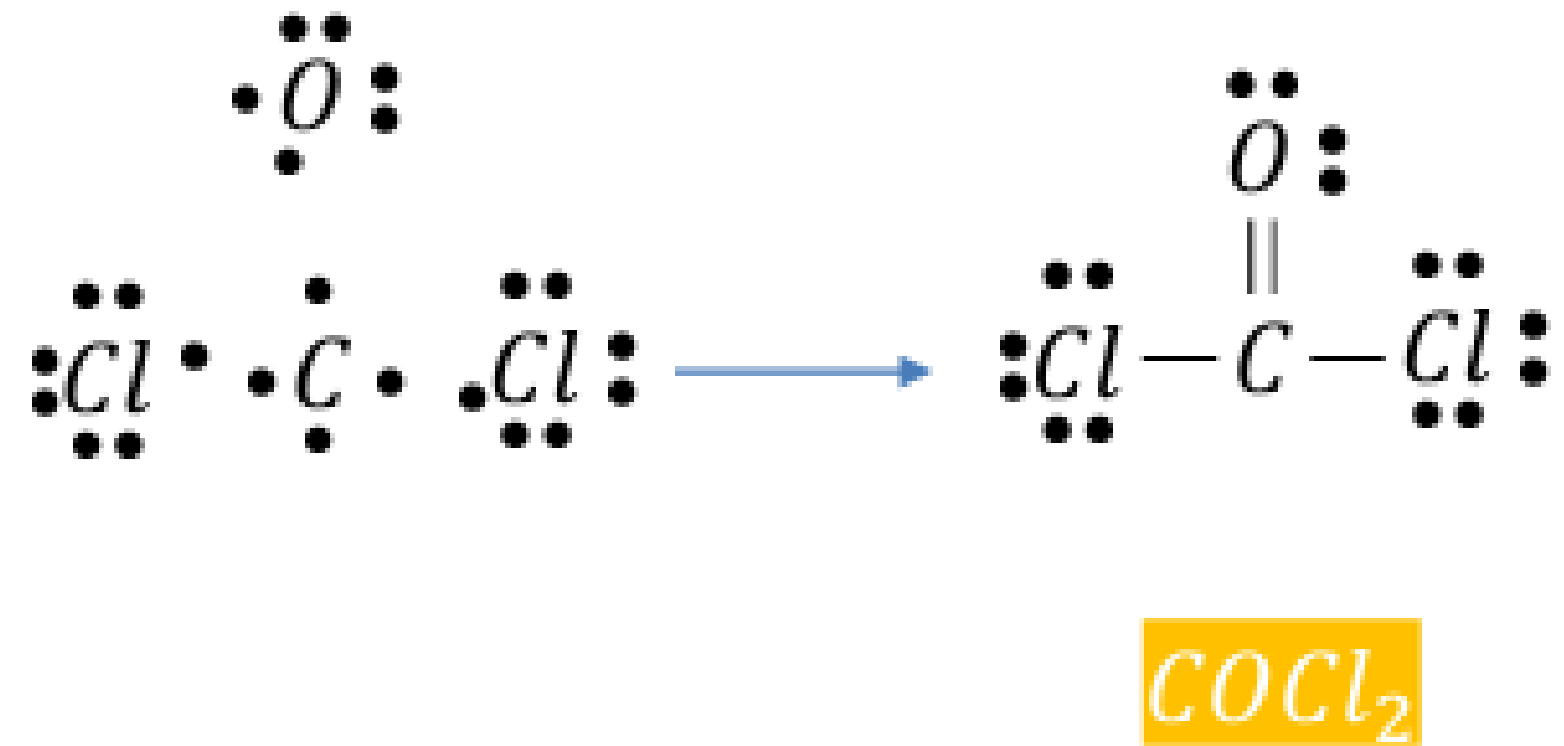
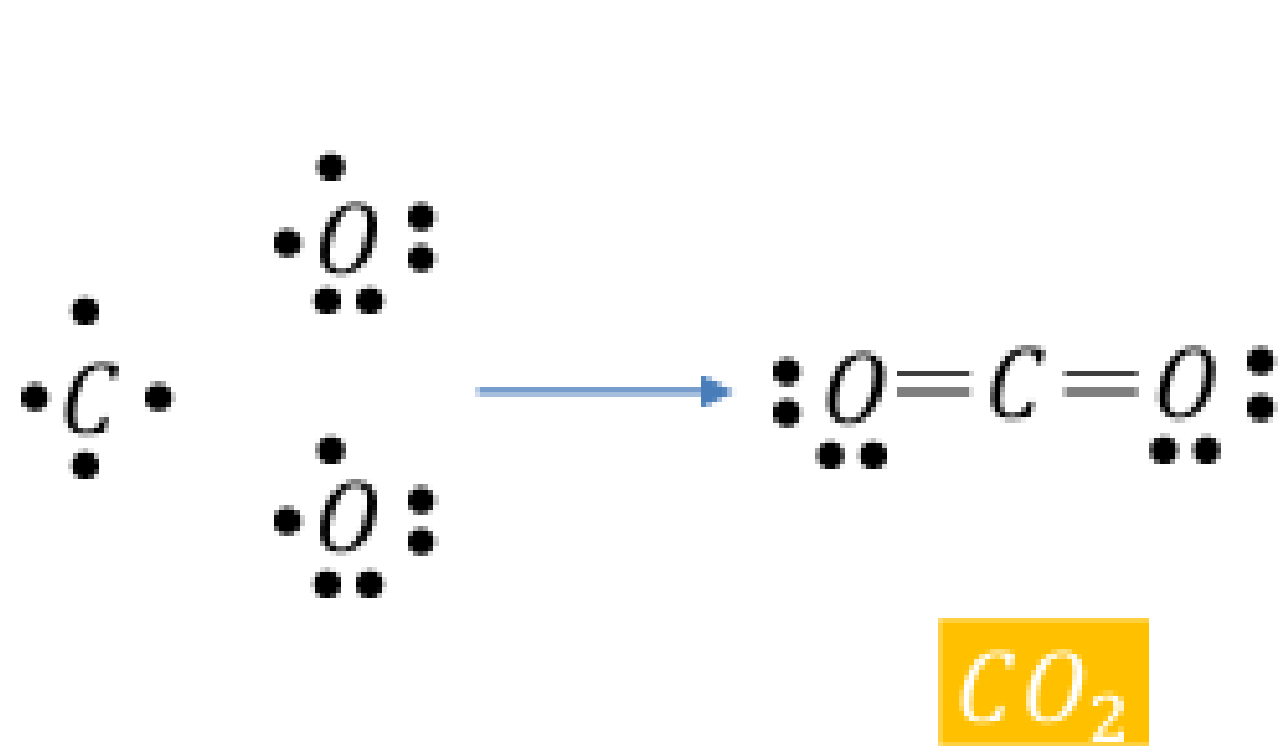
Compartiendo tres pares de electrones alcanzan la configuración de gas noble. Decimos que se forma una **enlace covalente triple**.

4. Combinación de átomos de distintos elementos. Utilizaremos (•) para representar los electrones de valencia de un elemento y (×) para los átomos del otro.



## Ejemplos

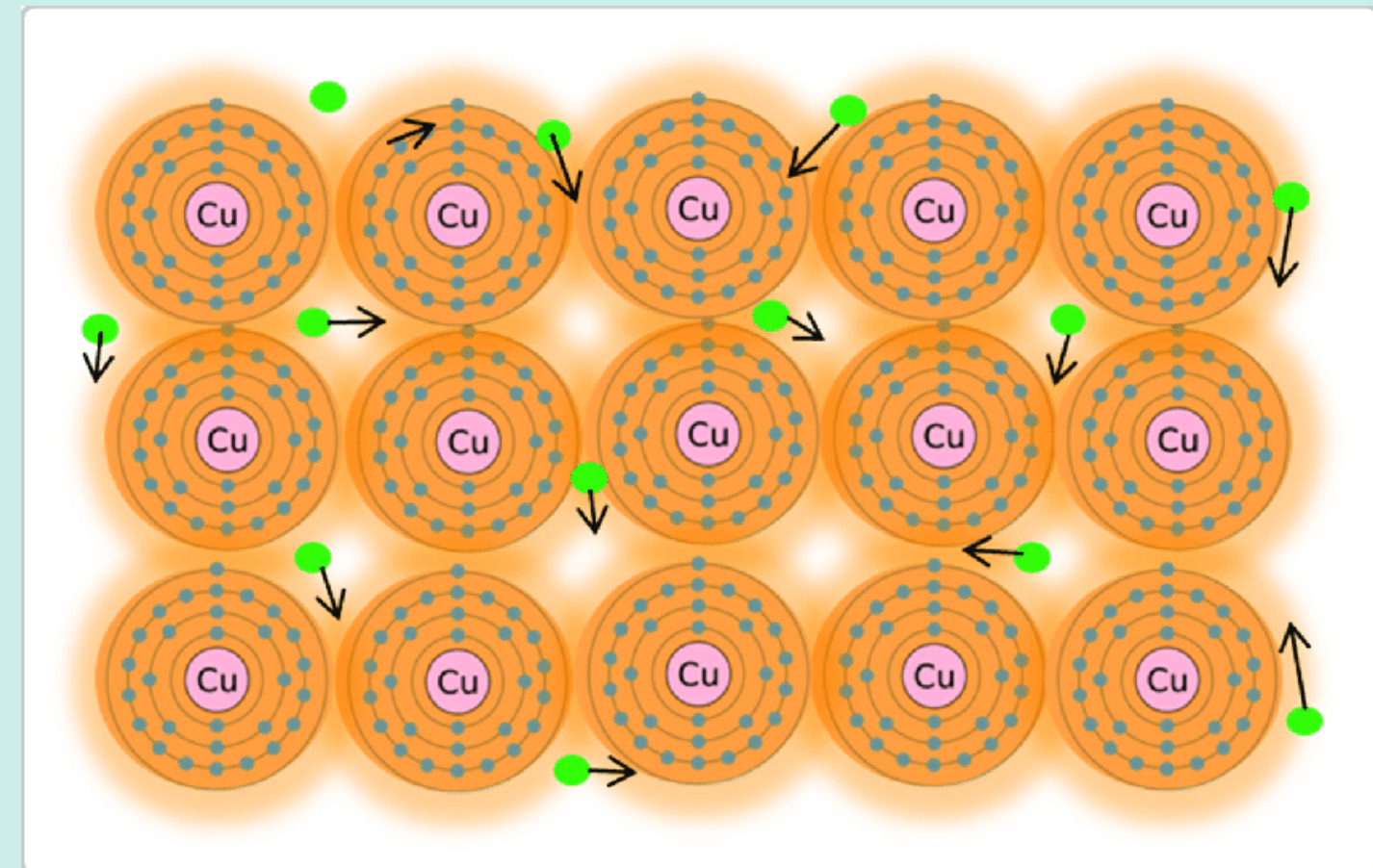
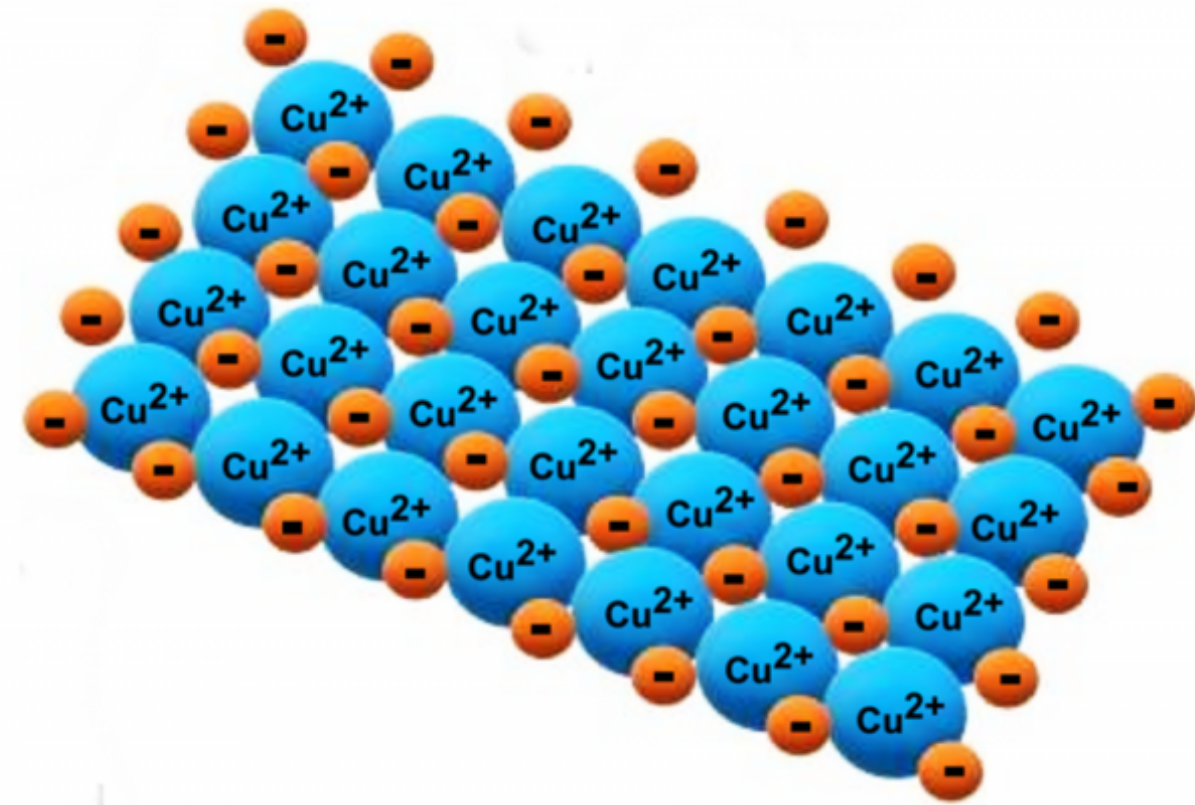
En una misma molécula covalente se pueden dar distintos tipos de enlaces covalentes.



- ✓ La mayoría de las sustancias covalentes forman **moléculas**.
- ✓ La fórmula de una molécula indica el número de átomos de cada elemento que la forman, y no solo su proporción.

# Enlace metálico

Estos enlaces mantiene unidos los átomos de tipo metálico entre sí. Estos átomos se agrupan de una forma muy cercana entre sí, formando estructuras tridimensionales compactas con una "nube" de electrones libre alrededor.



# Estado de oxidación

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

# Estado de oxidación

Para indicar estas características se utilizan los **números de oxidación**, que indican cuantos electrones podrá ceder, tomar o compartir un átomo determinado cuando se encuentre enlazado con otros.

Estos números llevan signos + o - que indican si atrae o cede electrones.

Ejemplo: el número de oxidación del Flúor es -1, mientras que el del sodio es +1.

# Estado de oxidación

Un determinado elemento puede tener más de un número de oxidación. Por ejemplo, el azufre tiene número de oxidación -2, +4 y +6.

# Estado de oxidación

Un determinado elemento puede tener más de un número de oxidación. Por ejemplo, el azufre tiene número de oxidación  $-2$ ,  $+4$  y  $+6$ .

# Fuerzas intermoleculares

## FUERZAS INTERMOLECULARES

- Fuerzas ión-dipolo
- Puentes de Hidrógeno
- Fuerzas dipolo-dipolo
- Fuerzas ión-dipolo inducido
- Fuerzas dipolo-dipolo inducido
- Dispersión de London

Energía (kJ/mol)

40-600

10-40

5-25

3-15

2-10

0,05-40