

TRABAJO SEMANAS 4 y 5

# EL ENLACE QUÍMICO

**¿Cómo es posible que con tan pocos átomos pueda haber tantas sustancias?**

**¿Cómo se unen los átomos entre sí?**

Al terminar este trabajo podrás responder estas y otras preguntas.

# Contenidos:

- La regla del octeto (repasar)
- Tipos de enlaces
- Enlace iónico
- Enlace covalente
- Enlace metálico

*Cada apartado viene con un vídeo explicativo y con ejercicios que deberás hacer en el cuaderno (en total son 12 ejercicios).  
También se indican las páginas que debes leer del libro de texto.*

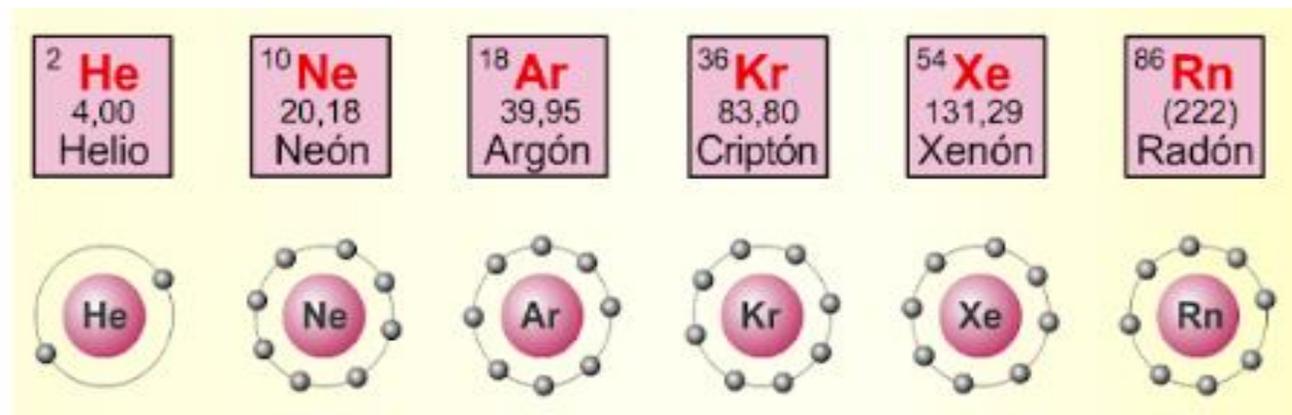
Antes de comenzar con los tipos de enlace, conviene recordar...

## LA REGLA DEL OCTETO

### [Video explicativo](#)

**Actividad 1:** Lee la página 12 del libro de texto y haz los tres ejercicios de la página 12 (ya hechos)

La mayoría de los átomos en la naturaleza se hallan unidos unos a otros. Sin embargo, los átomos de los gases nobles difícilmente se unen a otros y todos ellos se caracterizan por tener 8 electrones de valencia (excepto el helio que sólo tiene 2), lo que permite suponer que **tener 8 electrones en la última capa confiere una gran estabilidad a los átomos.**



# LA REGLA DEL OCTETO

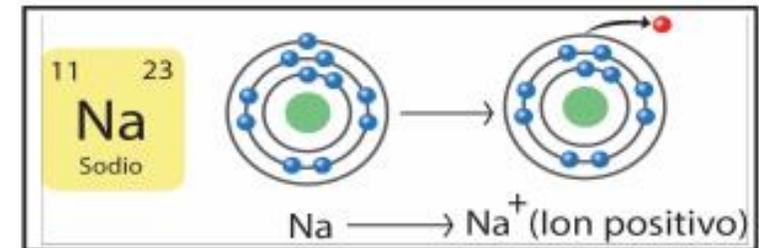
Los átomos aspiran a “ser nobles”, a adquirir la estructura electrónica externa de los elementos del grupo 18, el de los gases nobles, con ocho electrones en su capa de valencia (excepto el Helio).

¿Cómo pueden conseguir esa configuración ideal?

Perdiendo los electrones de valencia para quedarse con los 8 electrones de la capa anterior: **Metales**



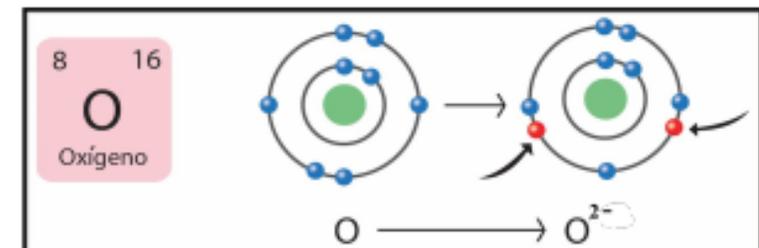
1. **Cationes:** Tienen carga positiva.



Ganando los electrones que le faltan para completar el octeto: **No metales**



2. **Aniones:** Tienen carga negativa.



## Actividades: LA REGLA DEL OCTETO

**Actividad 2:** Justifica, indicando el ion que se forma en cada caso, cuántos electrones deberían perder los siguientes átomos: Li, Na, K, Be, Mg, Ca, Al, para adquirir en el último nivel de energía la estructura electrónica estable de gas noble.

**Actividad 3:** Justifica, indicando el ion que se forma en cada caso, cuántos electrones deberían ganar los siguientes átomos: F, Cl, Br, O, S, Se, N, P, para adquirir en el último nivel de energía la estructura electrónica de gas noble.

### RECUERDA:

Los elementos de las columnas I, II y III han de perder 1, 2 y 3 electrones respectivamente para tener en su último nivel de energía los mismos electrones que un gas noble. Los elementos de las columnas V, VI y VII, han de ganar 3, 2 y 1 electrones respectivamente para tener en su último nivel de energía la misma estructura electrónica que un gas noble.

# ¿Cómo es posible que con tan pocos átomos pueda haber tantas sustancias?

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.

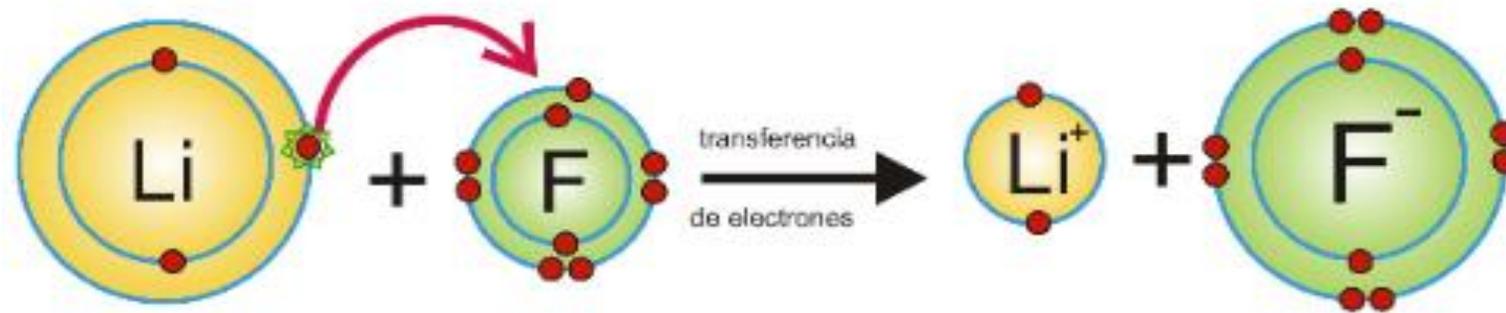
Existen **tres tipos de enlaces** entre átomos que dan lugar a la formación de cuatro tipos de sustancias



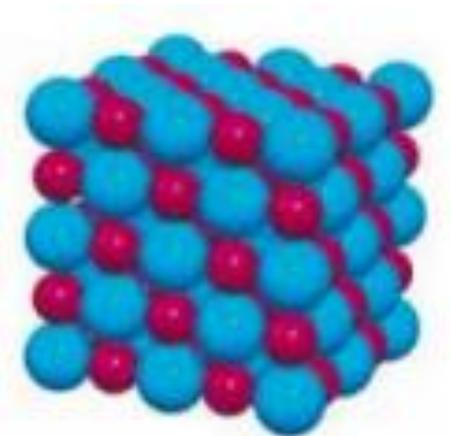
# ENLACE IÓNICO

## [Enlace a un vídeo explicativo](#)

- Se da entre átomos metálicos y no metálicos: **Metal + No Metal**
- **El metal cede electrones** formando un **ion positivo**:  $\text{Li} - 1e^- \rightarrow \text{Li}^+$  (catión)
- **El no metal capta electrones** formando **ion negativo**:  $\text{F} + 1e^- \rightarrow \text{F}^-$  (anión)



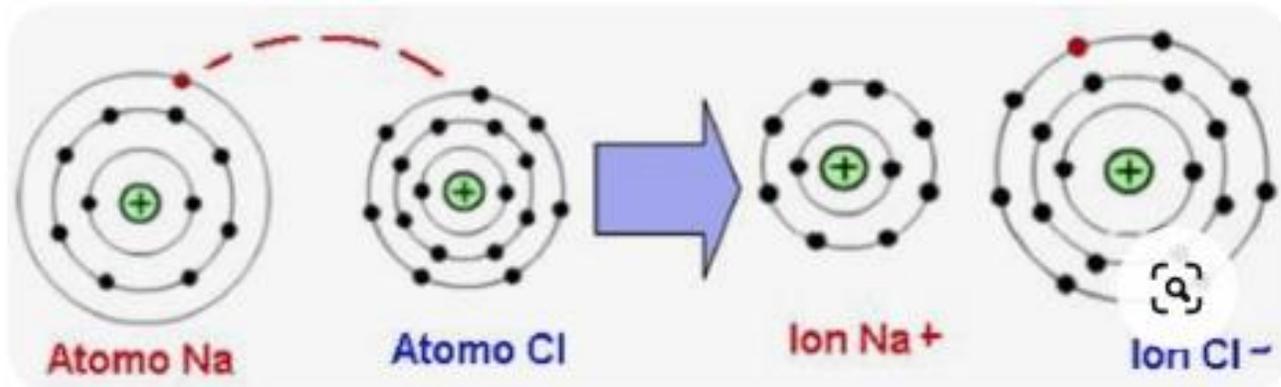
**Ambos iones se unen entonces por fuerzas electrostáticas de atracción** (recuerda que cargas de distinto signo se atraen) formando una disposición ordenada de iones positivos y negativos llamada **red iónica** o **crystal iónico**.



**Veamos otro ejemplo de sustancia iónica:**

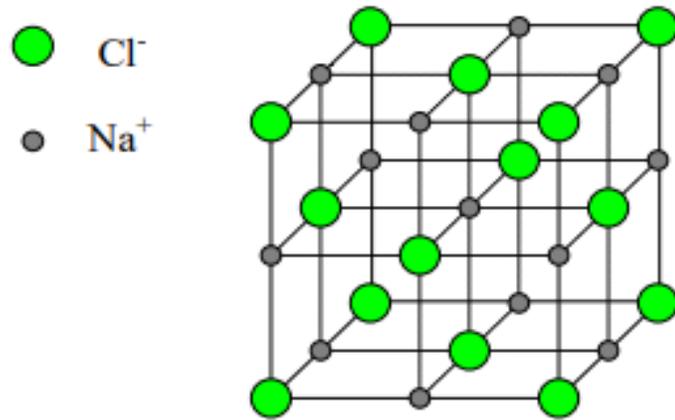
## Cloruro de sodio o sal común: NaCl

Al átomo de Na le sobra un electrón para tener 8 en el último nivel de energía (estructura electrónica estable de gas noble), 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

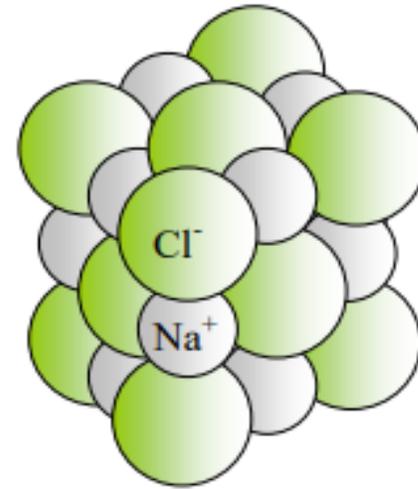


Como los aniones  $\text{Cl}^-$  tienen carga negativa y los cationes  $\text{Na}^+$  tienen carga positiva, se atraerán eléctricamente por ser cargas de distinto signo, es decir, se unirán formando un enlace iónico.

**IMPORTANTE:** una muestra de compuesto iónico no está formada por unidades independientes  $\text{Na}+\text{Cl}$  sino que cada catión  $\text{Na}^+$  está rodeado de aniones  $\text{Cl}^-$  y viceversa (cada anión  $\text{Cl}^-$  está 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**".



Cristal de NaCl. Modelo de puntos



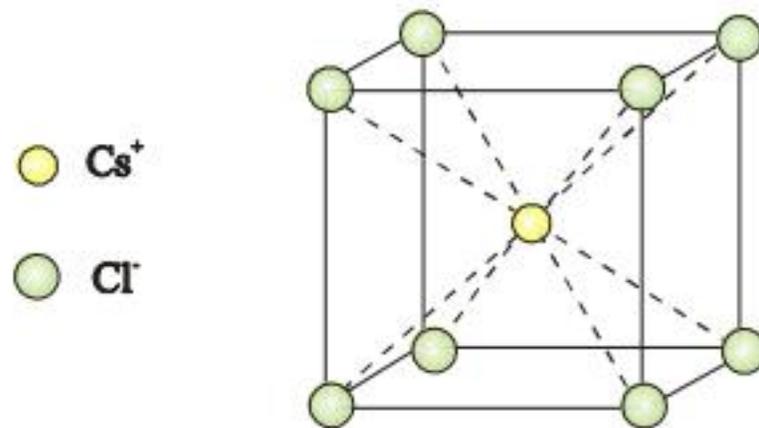
Cristal de NaCl. Modelo de esferas

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

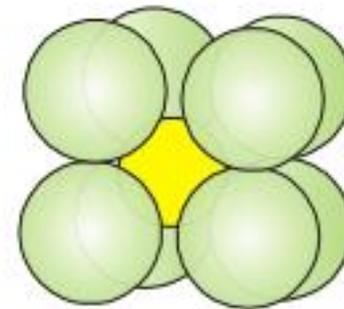
- Está formado por iones  $\text{Na}^+$  y por iones  $\text{Cl}^-$
- La proporción de estos iones es 1:1

## El enlace iónico da lugar a ...

**Redes cristalinas iónicas:** conjunto indefinido de diferentes iones positivos (cationes) y negativos (aniones) que se unen entre sí de forma ordenada, en las tres direcciones del espacio, y en una proporción determinada. Por ejemplo, el cloruro de cesio (CsCl).



**Cristal de CsCl. Modelo de puntos**



**Cristal de CsCl. Modelo de esferas**

## Actividades: ENLACE IÓNICO

**Actividad 4:** Lee las páginas 14 y 15 del libro de texto y haz los dos ejercicios de la página 15.

**Actividad 5:** La fórmula del cloruro de potasio es KCl, y la del sulfuro de potasio es K<sub>2</sub>S. ¿Por qué razón la proporción de átomos de potasio es diferente en ambos compuestos?

**Actividad 6:** Justifica las fórmulas químicas de los siguientes compuestos iónicos, explicando su significado (puedes utilizar estructuras de Lewis) :

- a) Bromuro de calcio (Ca Br<sub>2</sub>)
- b) Óxido de magnesio (Mg O)

**Actividad 7:** Realiza el enlace y predice la fórmula del compuesto para las siguientes parejas de elementos (es posible que necesites más de un átomo en algún caso):

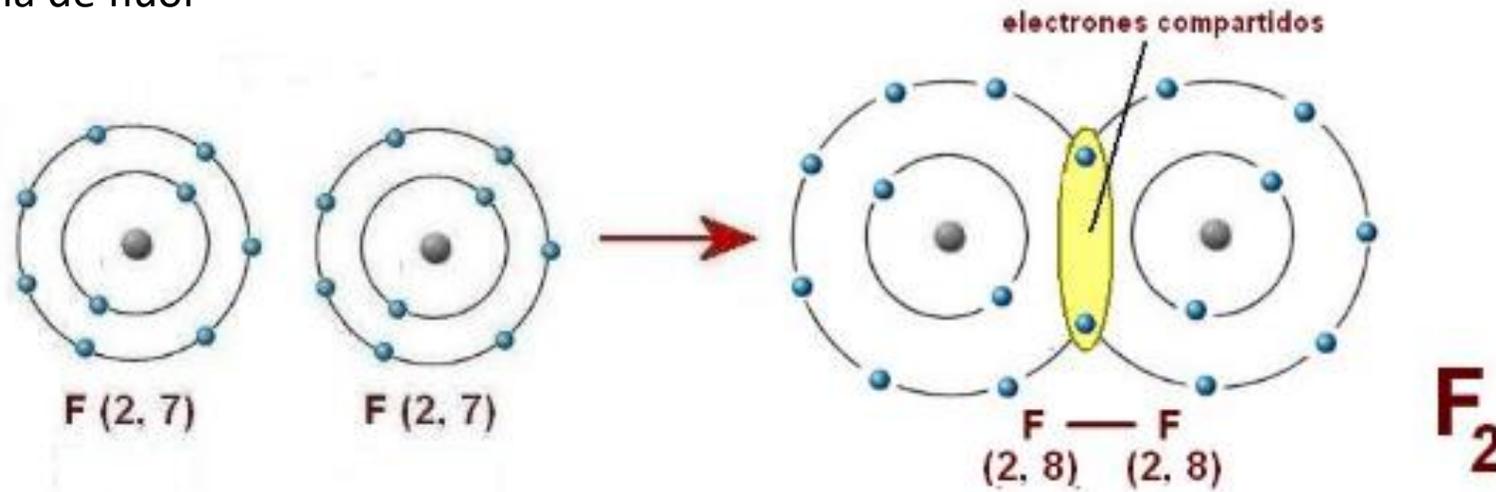
- a) Na y O
- b) Mg y S

# ENLACE COVALENTE

[Enlace a un vídeo explicativo](#)

- Se da entre átomos no metálicos: **No Metal + No Metal**
- La forma de alcanzar el octeto electrónico es **compartiendo electrones**:

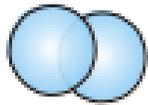
Ejemplo: Molécula de flúor



Cada átomo de flúor aporta un electrón de valencia a un “fondo” común, con lo que los dos consiguen ocho electrones de valencia (seis electrones de cada átomo y dos compartidos).

## El enlace covalente da lugar a ...

- **Sustancias moleculares** formadas por **moléculas discretas**: conjuntos de átomos formando grupos desde 2 hasta centenares de átomos. Este es el caso, por ejemplo, del agua, amoniacó, oxígeno, butano, etc.



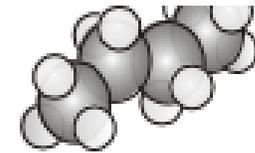
Oxígeno  $O_2$



Amoniaco  $NH_3$

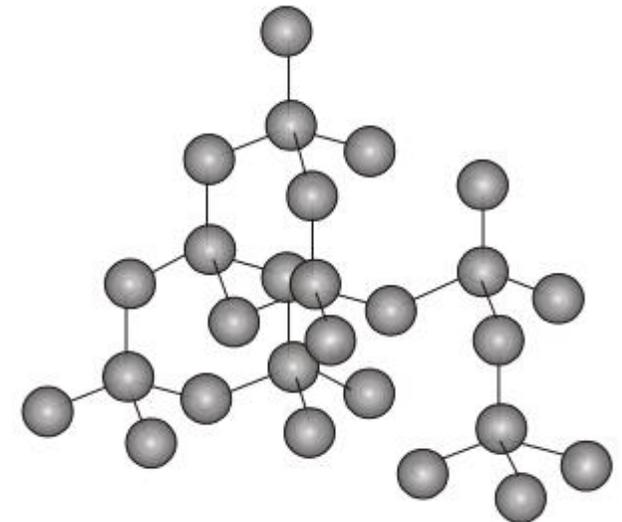


Agua  $H_2O$



Butano  $C_4H_{10}$

- **Redes cristalinas covalentes**. Conjunto indefinido de átomos que se extiende en las tres direcciones del espacio formando una especie de molécula gigante (**macromoléculas**). Por ejemplo, del diamante, formado por una red de átomos de carbono unidos entre sí.



## Actividades: ENLACE COVALENTE

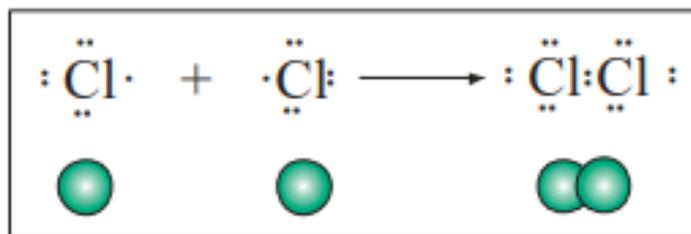
### Actividad 8:

Lee las páginas 15, 16, 17 y 18 del libro de texto y realiza las actividades que aparecen en ellas.

### Actividad 9:

Para cada una de las siguientes moléculas  $H_2$ ,  $F_2$ ,  $O_2$  y  $N_2$ , justifica su formación utilizando estructuras de Lewis.

Ejemplo: molécula de cloro  $\rightarrow$



el guion representa el par de electrones compartidos

### Actividad 10:

Representa las estructuras de Lewis para las moléculas:

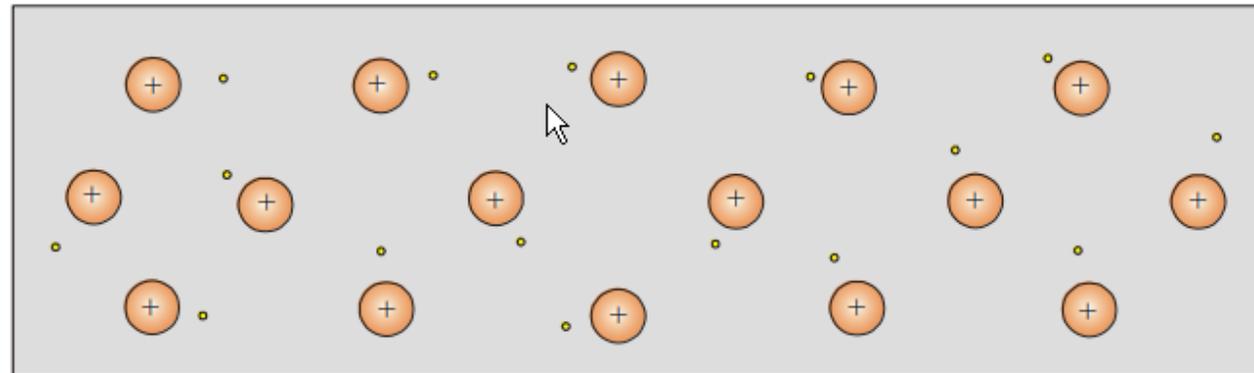
- $H_2O$  (agua)
- $NH_3$  (amoniac)
- $CH_4$  (metano)

# ENLACE MATÁLICO

[Enlace a un vídeo explicativo](#)

**Actividad 11:** Lee las página 19 y 20 del libro de texto y haz los dos ejercicios de la página 20.

**Sólidos metálicos:** conjunto indefinido de iones positivos (cationes) rodeados por una nube de electrones, que se extiende en las direcciones del espacio. Los átomos de los metales se agrupan de esta forma dando lugar a lo que se denomina “**redes cristalinas metálicas**”.



**Actividad 12:**

Justifica, de acuerdo con el modelo propuesto, que los metales sean buenos conductores de la electricidad.

# RESUMEN: LOS ENLACES QUÍMICOS

En el siguiente enlace encontrarás un vídeo resumen de los contenidos trabajados en este tema:

[Enlace al vídeo resumen](#)

Ahora puedes responderte las cuestiones que se plantearon al inicio de la unidad:

**¿Cómo es posible que con tan pocos átomos pueda haber tantas sustancias?**

**¿Cómo se unen los átomos entre sí?**

Para terminar, te dejo el siguiente vídeo:

**Aportaciones de la Química a todos los  
ámbitos de la sociedad**