



UCSF  
Universidad Católica  
de Santa Fe

Farmacia



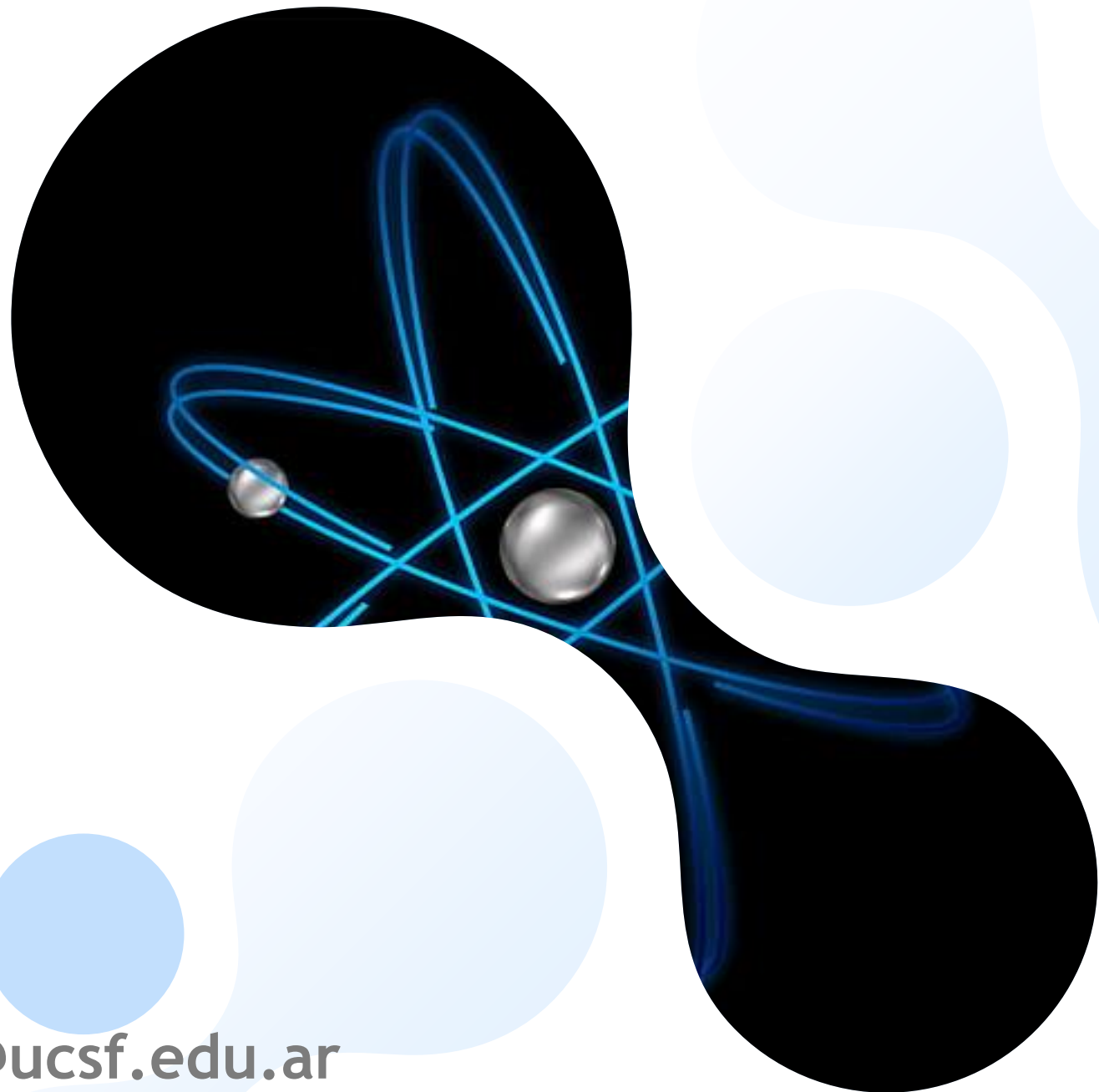
Facultad de Ciencias de la Salud

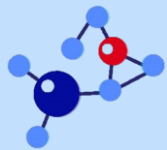
# Química General

Cristhian Andrés  
Fonseca B.



[cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar](mailto:cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar)





# ¿A qué llamamos Elemento?



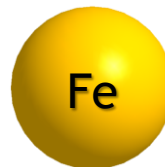
Li  
Litio



Na  
Sodio



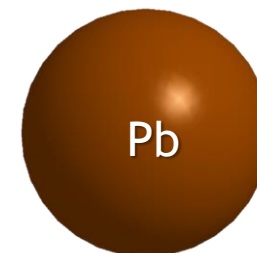
Mn  
Manganeso



Fe  
Hierro



Co  
Cobalto



Pb  
Plomo

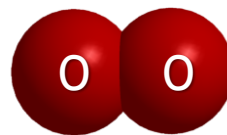
## Elemento:

Sustancia pura conformada por **átomos de una misma especie**, que no puede ser dividida en sustancias más simples.

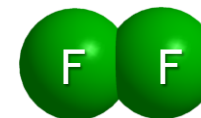
Pueden ser monoatómicos o poliatómicos.



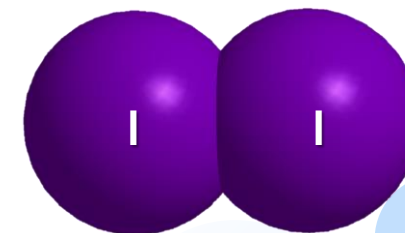
H<sub>2</sub>  
Hidrógeno



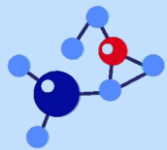
O<sub>2</sub>  
Oxígeno



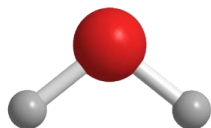
F<sub>2</sub>  
Flúor



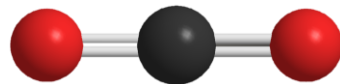
I<sub>2</sub>  
Yodo



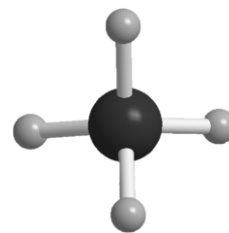
# ¿A qué llamamos Compuesto?



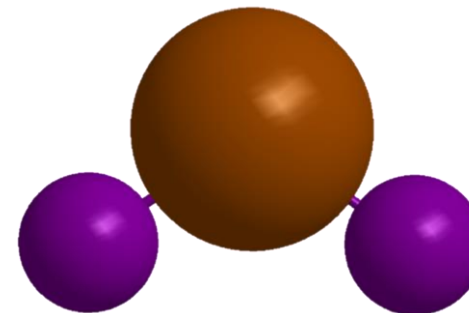
$\text{H}_2\text{O}$   
Agua



$\text{CO}_2$   
Dióxido de Carbono



$\text{CH}_4$   
Metano

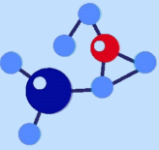


$\text{PbI}_2$   
Yoduro de Plomo

## Compuesto:

Sustancia pura conformada por **átomos de dos o más especies en proporciones definidas**, que puede ser dividida en sustancias más simples a través de métodos químicos.

Siempre son poliatómicos.



Materia

Átomos

Sustancias Puras

Elementos

Compuestos

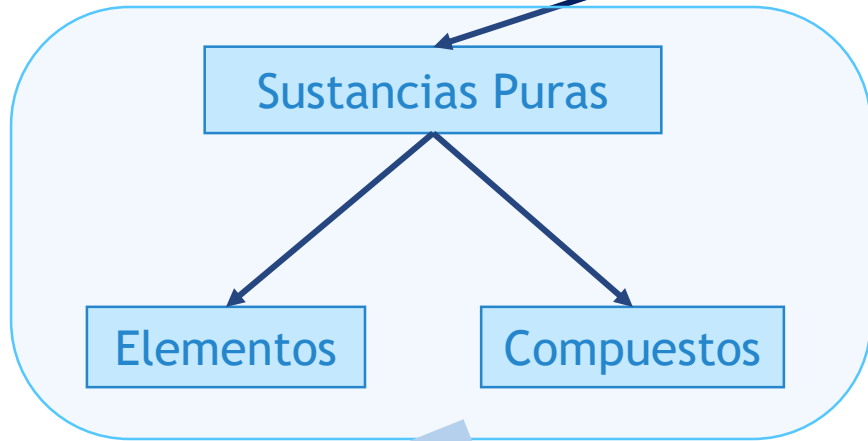
Métodos Químicos

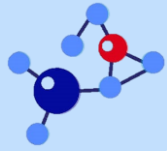
Mezclas

Homogéneas

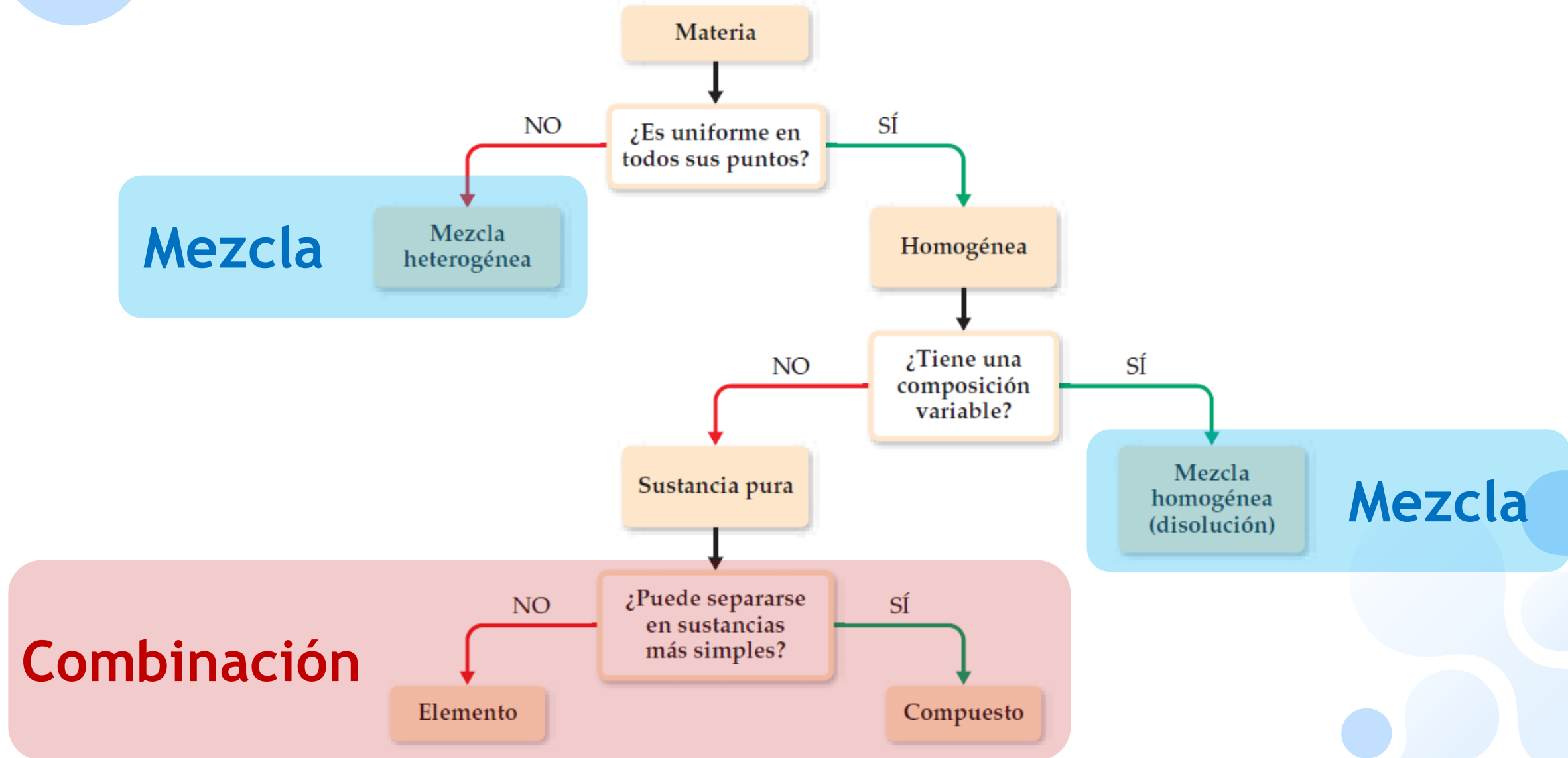
Heterogéneas

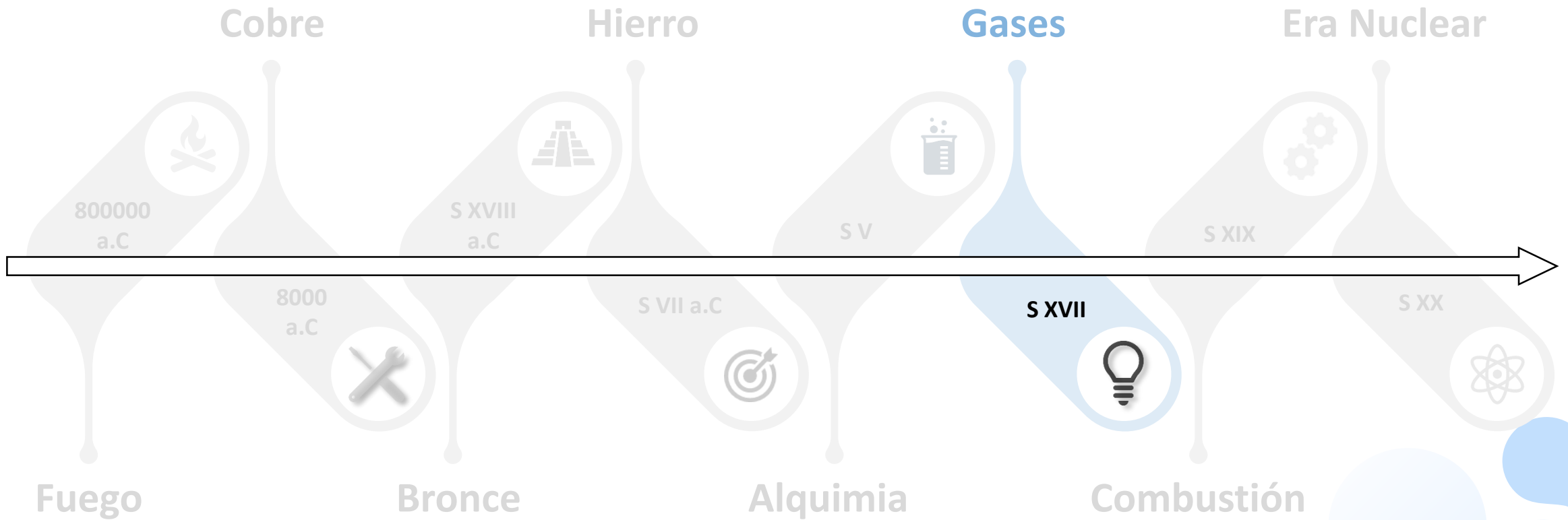
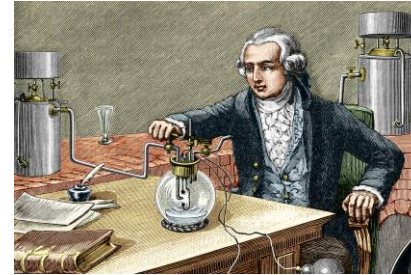
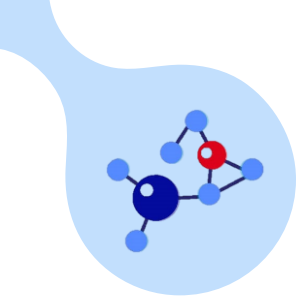
Métodos Físicos

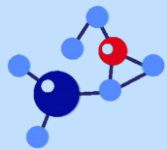




# Mezcla y Combinación







# Leyes de la Química

## Teoría atómica de Dalton

1. Cada elemento está formado por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.



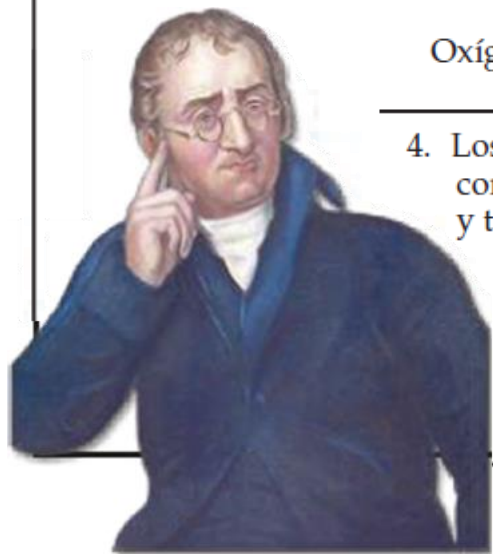
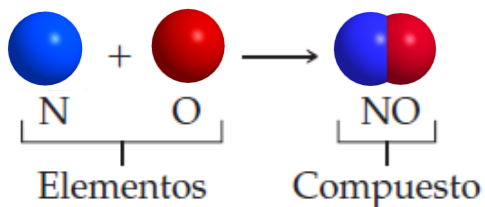
2. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos entre sí, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otros elementos.



3. Los átomos de un elemento no se pueden transformar en átomos de otro elemento mediante reacciones químicas; los átomos no se crean ni se destruyen en reacciones químicas.



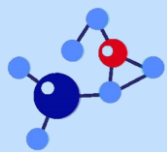
4. Los compuestos se forman cuando los átomos de más de un elemento se combinan; un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo y tipo de átomos.



John Dalton

ELEMENTS				
	Hydrogen	1	 Strontian	46
	Azote	5	 Barytes	68
	Carbon	5	 Iron	50
	Oxygen	7	 Zinc	56
	Phosphorus	9	 Copper	56
	Sulphur	13	 Lead	90
	Magnesia	20	 Silver	190
	Lime	24	 Gold	190
	Soda	28	 Platina	190
	Potash	42	 Mercury	167

Lista de elementos de J. Dalton  
(1803)

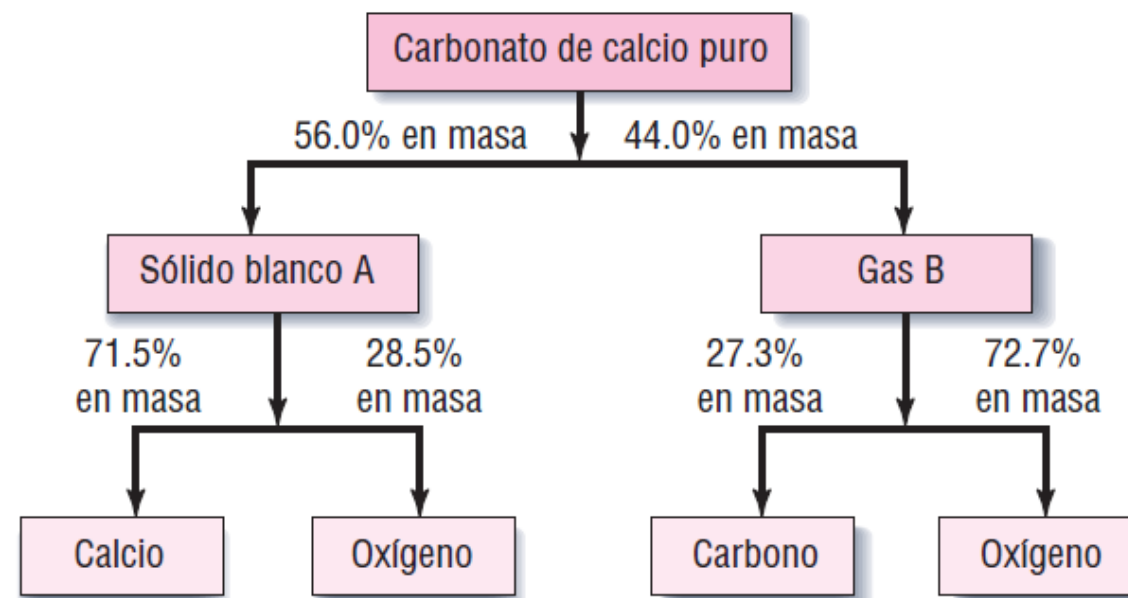
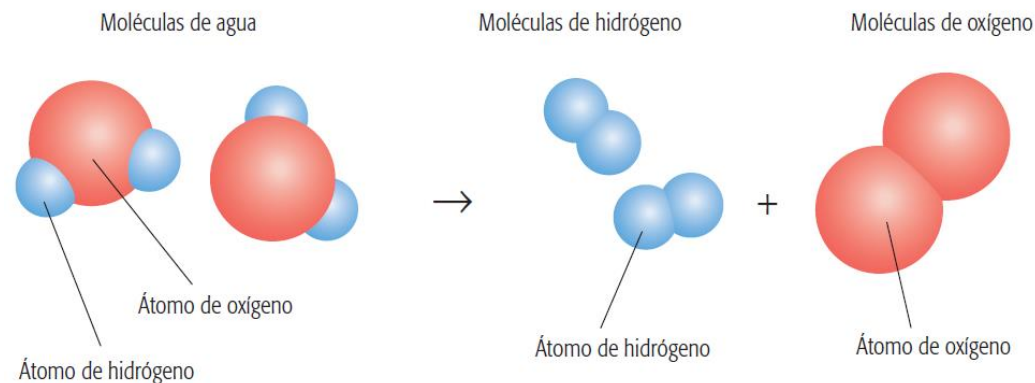


# Leyes de la Química

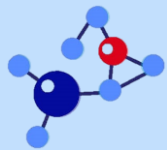
**Ley de la composición definida:** Muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa.

**Ley de las proporciones múltiples:** Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños.

**Ley de conservación de la masa:** La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.



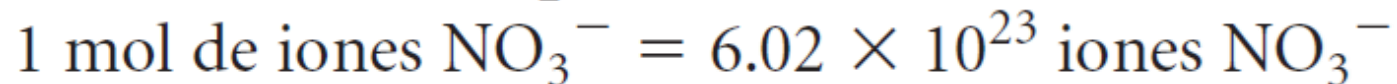
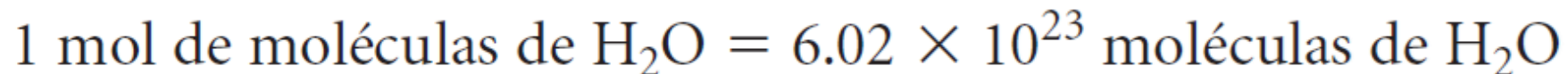
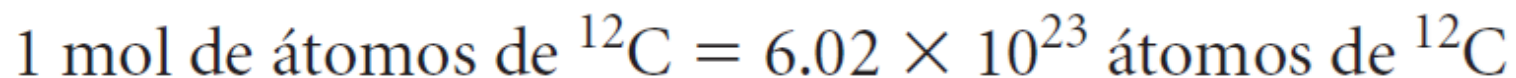




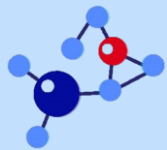
# Concepto de Mol

En química, la unidad para manejar el número de átomos, iones o moléculas de una muestra de tamaño común es el **mol**.

Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier objeto a considerar) como el número de átomos en exactamente 12 g de  $^{12}\text{C}$  isotópicamente puro. Mediante experimentos, los científicos determinaron que este número era  **$6.022 \times 10^{23}$**  (Número de Avogadro).



Cuando se le da la masa (o peso) de cualquier sustancia en gramos (o en cualquier otra unidad de masa o peso), **casi siempre necesita convertirla a moles para hacer cálculos químicos**. El peso formular siempre es mayor a 1 (excepto para los átomos de H), de tal manera que el número de moles en la muestra es siempre un número más pequeño que el de la masa en gramos.



# Concepto de Mol

## 1 mol:

- $6.02 \times 10^{23}$  partículas
- Masa fórmula de la sustancia

Una docena es un número invariable (esto es, 12), sin importar si se refiere a una docena de huevos o a una docena de elefantes. Sin embargo, resulta claro que una docena de huevos no tiene la misma masa que una docena de elefantes. De forma similar, un mol siempre es el mismo número ( $6.02 \times 10^{23}$ ), pero muestras de 1 mol de diferentes sustancias tendrán masas diferentes.

Un mol, por lo tanto, **también** equivale al peso atómico o masa fórmula de la sustancia:

El Cl tiene una masa atómica de 35.5 uma  $\Rightarrow$  1 mol de Cl tiene una masa de 35.5 g

El Au tiene una masa atómica de 197 uma  $\Rightarrow$  1 mol de Au tiene una masa de 197 g

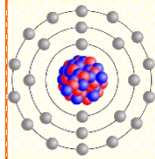
El H<sub>2</sub>O tiene una masa fórmula de 18.0 uma  $\Rightarrow$  1 mol de H<sub>2</sub>O tiene una masa de 18.0 g

El NO<sub>3</sub><sup>-</sup> tiene una masa fórmula de 62.0 uma  $\Rightarrow$  1 mol de NO<sub>3</sub><sup>-</sup> tiene una masa de 62.0 g

El NaCl tiene una masa fórmula de 58.5 uma  $\Rightarrow$  1 mol de NaCl tiene una masa de 58.5 g



## Átomo



Partícula indivisible conformada por dos regiones principales: **Núcleo** (protones, neutrones) y **Periferia** (electrones)



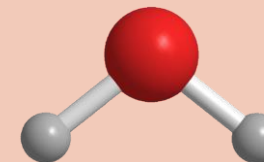
## Molécula

Unión de dos o más átomos del mismo o de diferentes elementos.



## Ion

Átomo o molécula que ha ganado o perdido electrones, por lo que tiene una carga eléctrica definida



1 molécula de agua  
(18.0 uma)

**NÚMERO DE AVOGADRO**  
 $6,022 \times 10^{23}$  moléculas



1 mol de agua  
(18.0 g)

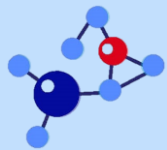
Gramos

Se utiliza  
la masa  
molar

Moles

Se utiliza  
el número  
de Avogadro

Unidades fórmula

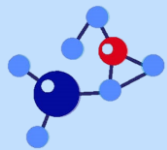


# Fórmulas Químicas

Las fórmulas químicas que indican el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia se conocen como **fórmulas moleculares**.

Las fórmulas químicas que solo proporcionan el número relativo de cada tipo de átomos en una molécula se conocen como **fórmulas empíricas**. Los subíndices en una fórmula empírica siempre son las razones más pequeñas posibles de números enteros.

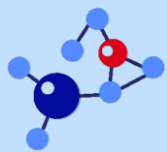
F. Molecular	F. Empírica	Nombre
$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{HO}$	Peróxido de Hidrógeno
$\text{N}_2\text{H}_4$	$\text{NH}_2$	Hidrazina
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{CH}_2\text{O}$	Glucosa
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}$	Agua
$\text{NH}_3$	$\text{NH}_3$	Amoniaco
$\text{CO}_2$	$\text{CO}_2$	Dióxido de Carbono
$\text{CH}_4$	$\text{CH}_4$	Metano



# Fórmulas Químicas

Las **fórmulas estructurales** muestran cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula. En resumen, las distintas fórmulas a utilizar son:

	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
Fórmula molecular	$H_2$	$H_2O$	$NH_3$	$CH_4$
Fórmula estructural	$H-H$	$H-O-H$	$\begin{array}{c} H-N-H \\   \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H-C-H \\   \\ H \end{array}$
Modelo de esferas y barras				



# Fórmulas Químicas

¿Cuál es la masa molar de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ ?

## SOLUCIÓN

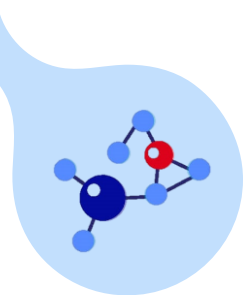
**Análisis** Contamos con la fórmula química y se nos pide determinar su masa molar.

**Estrategia** Como la masa molar de cualquier sustancia es numéricamente igual a su masa fórmula, primero determinamos la masa fórmula de la glucosa mediante la adición de las masas atómicas de los átomos que la componen. La masa fórmula tendrá unidades de uma, mientras que la masa molar tiene unidades de g/mol.

**Solución** El primer paso es determinar la masa fórmula de la glucosa:

$$\begin{array}{r} 6 \text{ átomos de C} = 6(12.0 \text{ uma}) = 72.0 \text{ uma} \\ 12 \text{ átomos de H} = 12(1.0 \text{ uma}) = 12.0 \text{ uma} \\ 6 \text{ átomos de O} = 6(16.0 \text{ uma}) = 96.0 \text{ uma} \\ \hline 180.0 \text{ uma} \end{array}$$

Como la glucosa tiene una masa fórmula de 180.0 uma, 1 mol de esta sustancia ( $6.02 \times 10^{23}$  moléculas) tiene una masa de 180.0 g. En otras palabras,  $C_6H_{12}O_6$  tiene una masa molar de 180.0 g/mol.



# Fórmulas Químicas

## Composición Porcentual de elementos

Algunas veces deben calcular la composición porcentual de un compuesto, es decir, el porcentaje en masa con el que contribuye cada elemento a la sustancia.

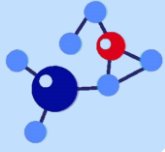
Calcule el porcentaje de carbono, hidrógeno y oxígeno (en masa) de  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

$$\text{Composición porcentual del elemento} = \frac{\left( \begin{array}{c} \text{número de átomos} \\ \text{del elemento} \end{array} \right) \left( \begin{array}{c} \text{masa atómica} \\ \text{del elemento} \end{array} \right)}{\text{masa fórmula del compuesto}} \times 100\%$$

$$\%C = \frac{(12)(12.0 \text{ uma})}{342.0 \text{ uma}} \times 100\% = 42.1\%$$

$$\%H = \frac{(22)(1.0 \text{ uma})}{342.0 \text{ uma}} \times 100\% = 6.4\%$$

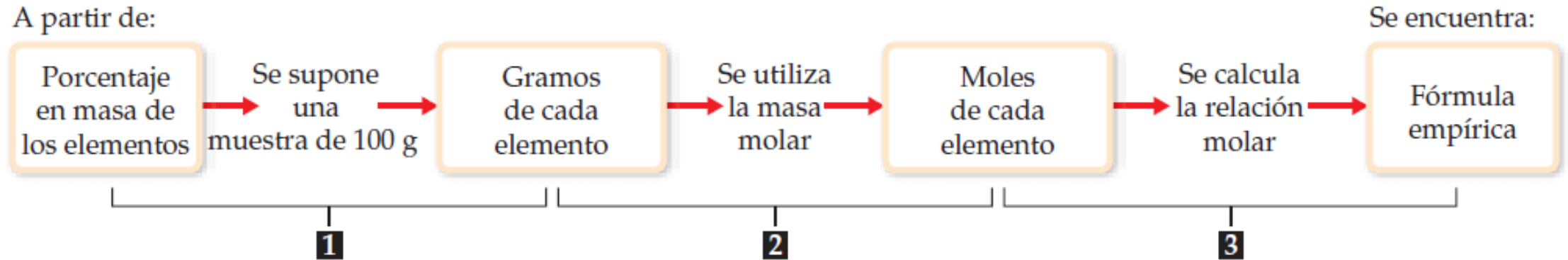
$$\%O = \frac{(11)(16.0 \text{ uma})}{342.0 \text{ uma}} \times 100\% = 51.5\%$$



# Fórmulas Químicas

## Fórmulas Empíricas a partir de la Composición Porcentual

Ejemplo: Determinar la fórmula empírica de un compuesto que es 73,9% de mercurio y 26,1% de cloro.



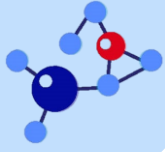
$$(73.9 \text{ g Hg}) \left( \frac{1 \text{ mol Hg}}{200.6 \text{ g Hg}} \right) = 0.368 \text{ mol Hg}$$

$$(26.1 \text{ g Cl}) \left( \frac{1 \text{ mol Cl}}{35.5 \text{ g Cl}} \right) = 0.735 \text{ mol Cl}$$

$$\frac{\text{moles de Cl}}{\text{moles de Hg}} = \frac{0.735 \text{ mol Cl}}{0.368 \text{ mol Hg}} = \frac{1.99 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Hg}}$$







# Fórmulas Químicas

## Fórmulas Moleculares a partir de Fórmulas Empíricas

Podemos obtener la fórmula molecular de cualquier compuesto a partir de su fórmula empírica si conocemos la masa molecular o la masa molar del compuesto. Los subíndices en la fórmula molecular de una sustancia siempre son múltiplos enteros de los subíndices correspondientes en su fórmula empírica.

### Objetivo:

Encontrar un número entero que multiplique la fórmula empírica

$$\text{Múltiplo entero} = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}}$$

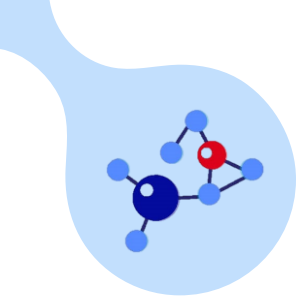
ácido ascórbico (vitamina C)

fórmula empírica  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$

masa molecular 176 uma

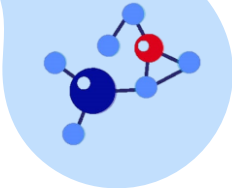
$$\frac{176 \text{ uma}}{88.0 \text{ uma}} = 2$$

fórmula molecular  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

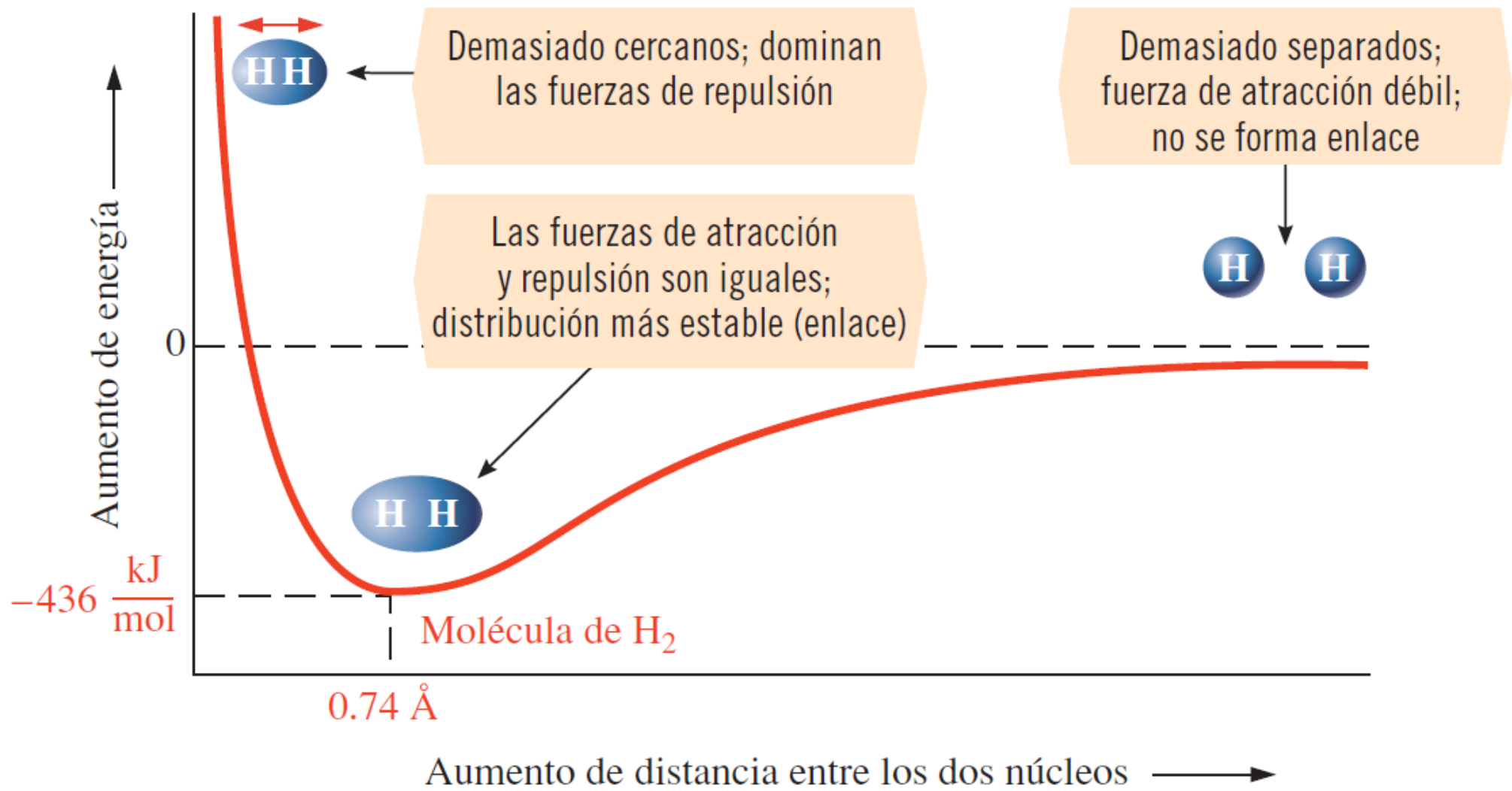


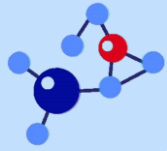
# Enlace Químico





# Enlace Químico





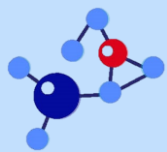
# Enlace Químico

La capa de valencia es la órbita más externa del átomo

Un **enlace químico** se refiere a las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos.

Para los **elementos representativos**, los enlaces químicos solamente involucran los electrones de valencia de los átomos participantes. Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de los enlaces químicos. Existen tres tipos de enlaces químicos:

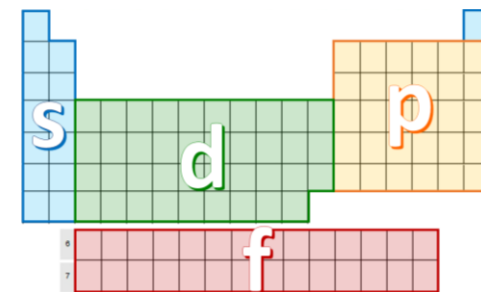
- ✓ El **enlace iónico** es el resultado de la **transferencia** neta de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro y de las interacciones electrostáticas entre cationes y aniones que se forman.
- ✓ El **enlace covalente** resulta de la **compartición** de uno o más pares de electrones entre dos átomos.
- ✓ El **enlace metálico** está formado por electrones que relativamente son libres de **fluir** entre un átomo y otro de elementos metálicos.



# Símbolos de Lewis

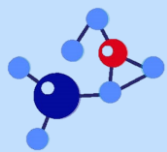
El químico estadounidense G. N. Lewis sugirió una forma sencilla de representar los electrones de valencia de los átomos y de seguirles la pista durante la formación de enlaces (**símbolos de Lewis**) que consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del un átomo.

1 1A																	18 8A						
•H	2 2A																	He:					
•Li	•Be•																	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Na	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	8B	11 1B	12 2B						•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•																						



Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

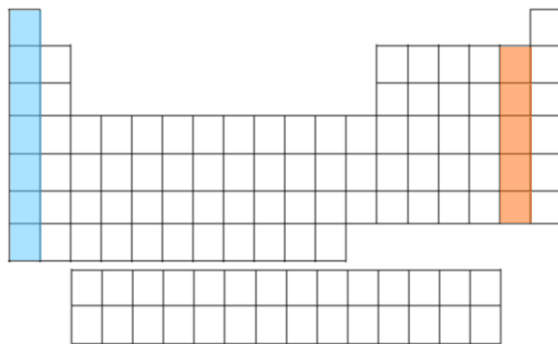




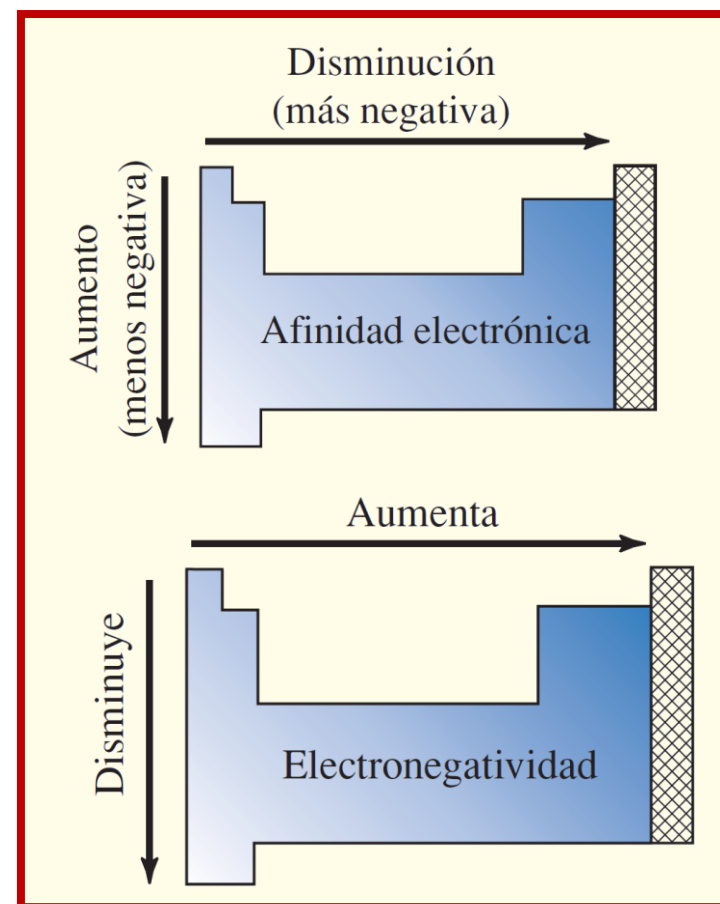
# Enlace Iónico

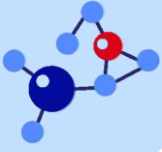
Las sustancias iónicas generalmente resultan de la interacción de **metales** del lado izquierdo de la tabla con **no metales** del lado derecho (especialmente halógenos).

Si la diferencia de electronegatividades  $\Delta(E)$  de dos elementos es **mayor o igual a 1,7** muy probablemente se forme un **compuesto iónico**



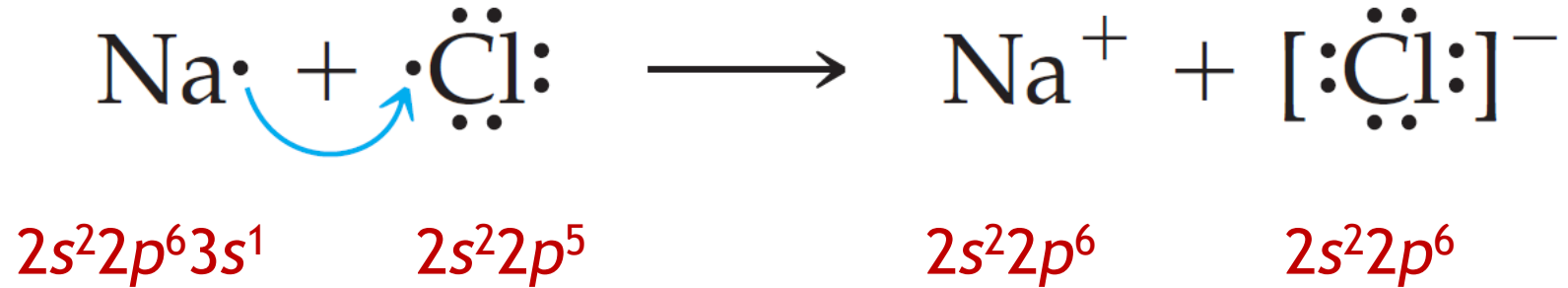
Los átomos de elementos con bajas energías de ionización, baja electro-negatividad y baja afinidad electrónica tienden a formar **cationes**; en cambio, los que tienen AE más negativa y alta E alta tienden a formar **aniones**.





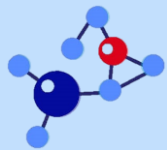
# Enlace Iónico

Uno de los compuestos iónicos más comunes en la vida cotidiana es el cloruro de sodio (**NaCl**). El siguiente mecanismo muestra la transferencia del electrón de valencia del átomo de Na (baja energía de ionización, baja electronegatividad) al átomo de Cl (alta afinidad electrónica). La doble flecha representa dicha transferencia.



Cada ion tiene un octeto de electrones.

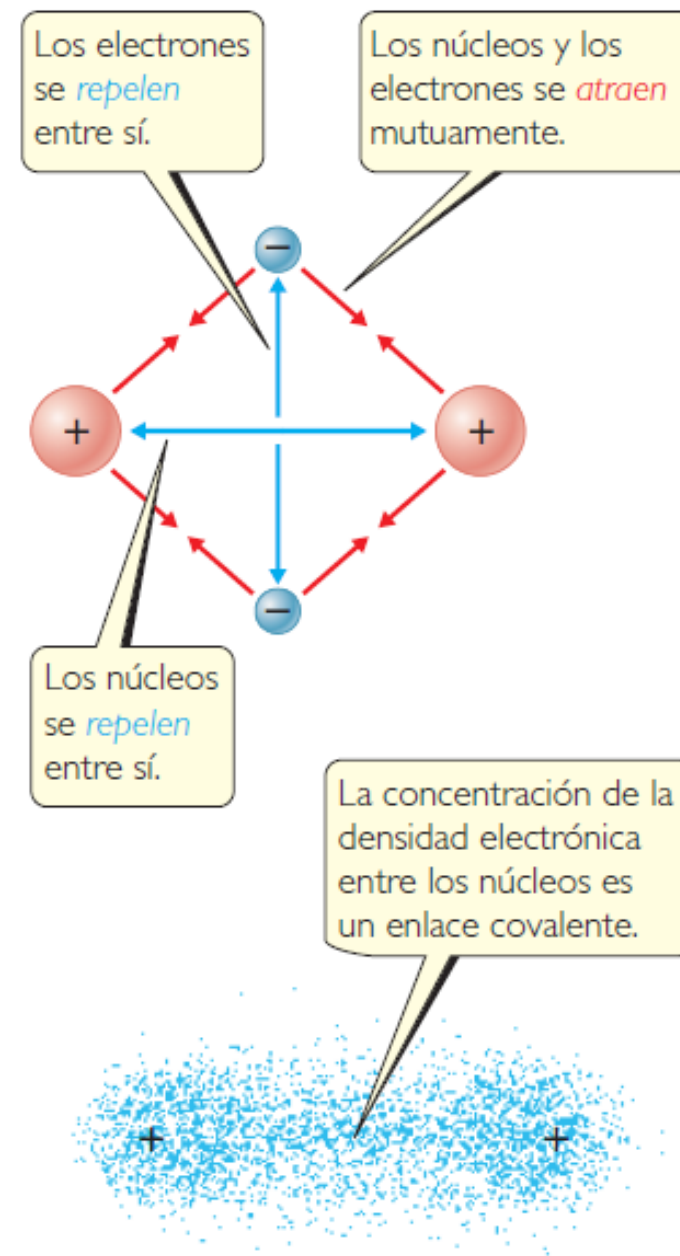


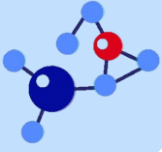


# Enlace Covalente

Lewis razonó que los átomos podrían adquirir una configuración electrónica de gas noble si compartieran electrones con otros átomos. Un enlace químico formado al **compartir un par de electrones** se conoce como enlace covalente. La gran mayoría de los compuestos de la vida diaria son compuestos unidos por enlaces covalentes.

La molécula de  $H_2$  proporciona el ejemplo más sencillo de un enlace covalente. La molécula de  $H_2$  ubica cada átomo individual de hidrógeno a una determinada distancia para equilibrar las fuerzas de repulsión entre los núcleos y entre los electrones. Además, los átomos en el  $H_2$  se mantienen unidos principalmente porque los dos núcleos positivos son atraídos hacia la concentración de carga negativa entre ellos. En esencia, el par de electrones compartido en cualquier enlace covalente actúa como una especie de “pegamento” para mantener unidos a los átomos.

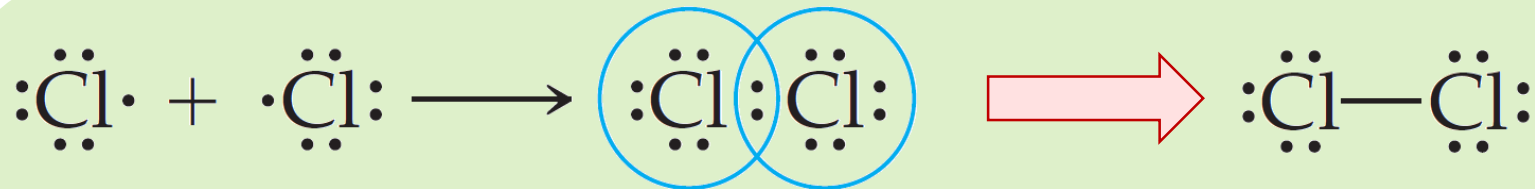
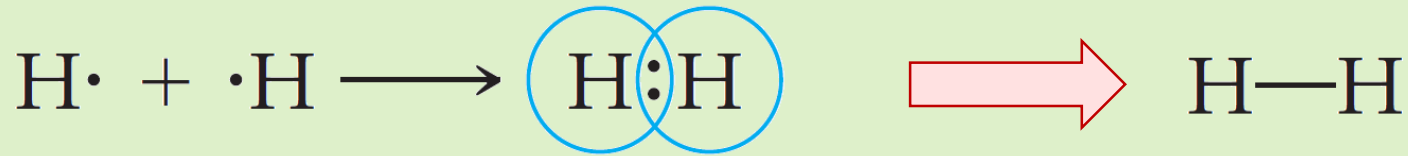


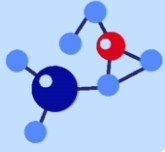


# Enlace Covalente

Los compuestos covalentes son aquellos que sólo contienen enlaces covalentes.

Las estructuras con las que se representan los compuestos covalentes, como  $\text{H}_2$  y  $\text{Cl}_2$ , se conocen como **estructuras de Lewis**. Una estructura de Lewis es una representación de un enlace covalente, donde el **par de electrones compartidos se indica con líneas** o como pares de puntos entre dos átomos, y los **pares libres no compartidos se indican como pares de puntos** en los átomos individuales.

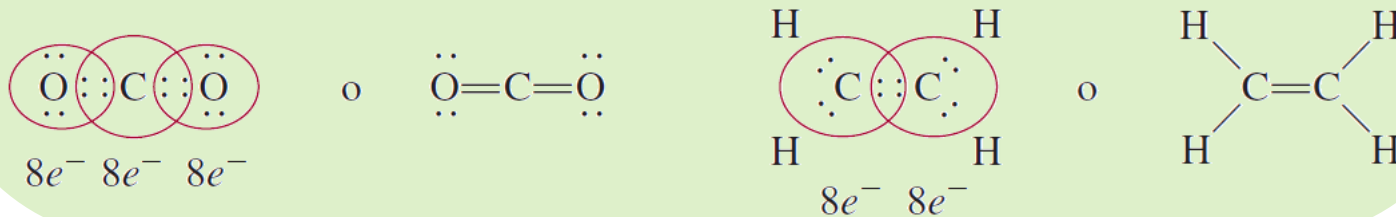




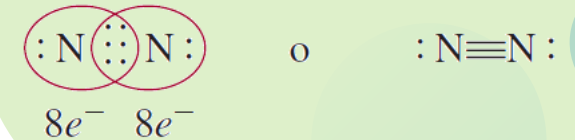
# Enlace Covalente

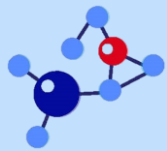
Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. En un **enlace sencillo**, dos átomos se unen por medio de un par de electrones. En muchos compuestos se forman **enlaces múltiples**, es decir, cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones. Si dos átomos comparten **dos pares de electrones**, el enlace covalente se denomina **enlace doble**. Un **enlace triple** surge cuando dos átomos comparten **tres pares de electrones**.

## Enlace doble



## Enlace triple



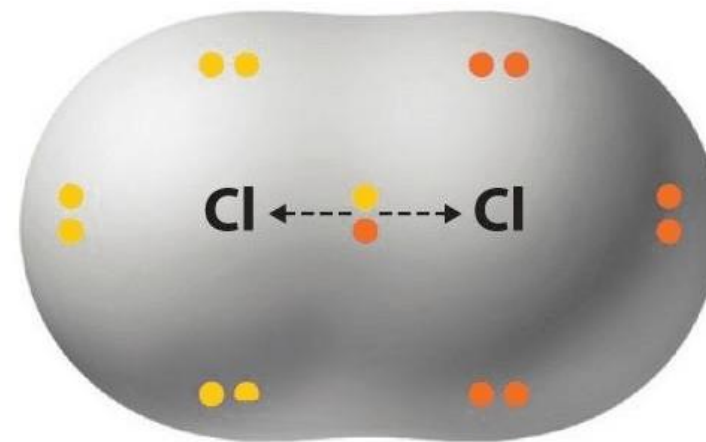


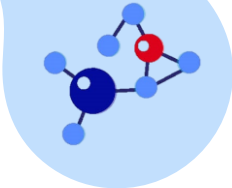
# Enlace Covalente

En una molécula como el  $\text{H}_2$  o  $\text{Cl}_2$ , donde los dos átomos son idénticos, cabe esperar que los electrones se compartan en forma equitativa, es decir, que los electrones pasen el mismo tiempo alrededor de cada átomo. Este enlace se denomina **enlace covalente apolar** ya que la nube electrónica se encuentra homogéneamente distribuida.

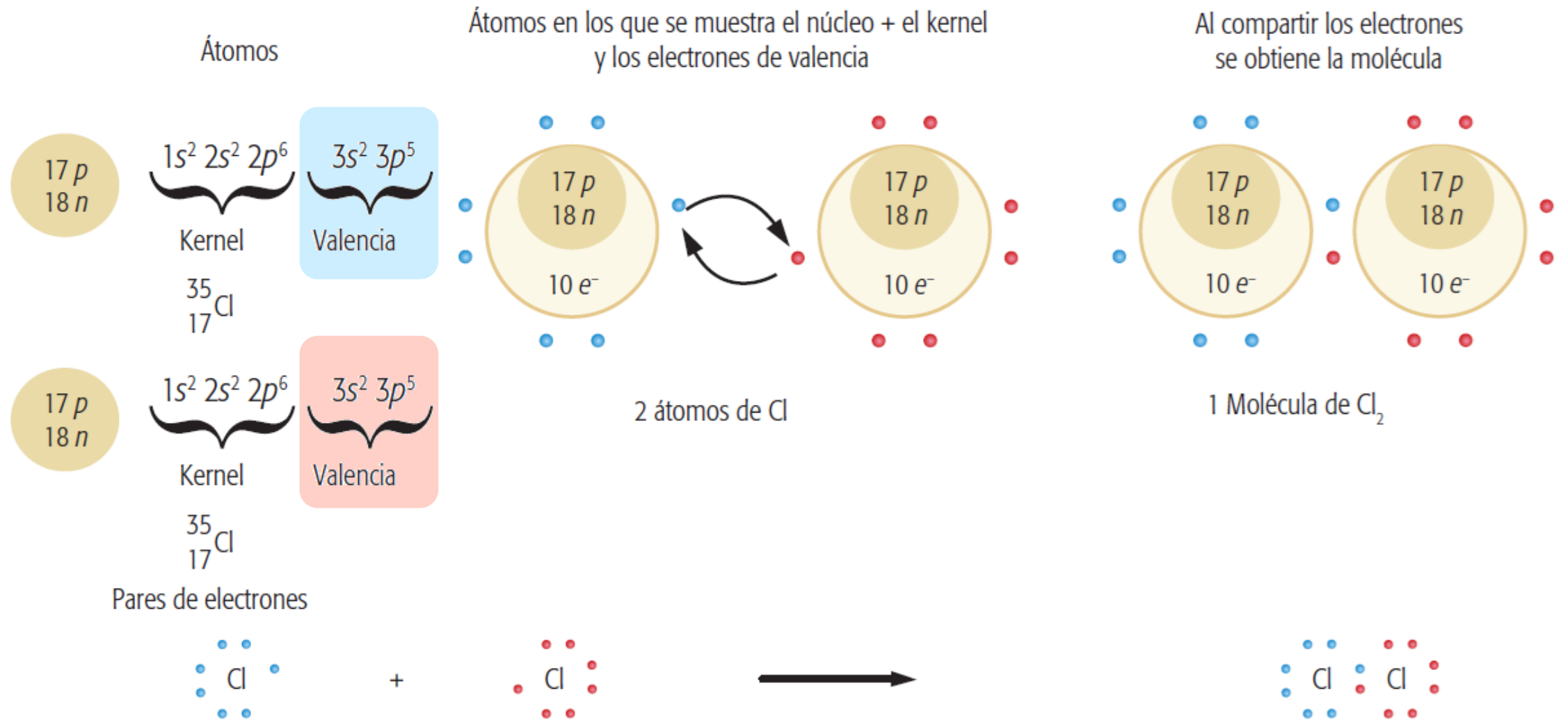
Si la diferencia de electronegatividades  $\Delta(E)$  de dos elementos es **menor que 0,7** se formará un **compuesto covalente apolar**

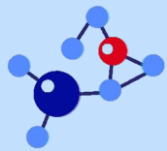
Los enlaces covalentes de todas las moléculas diatómicas homonucleares deben ser **no polares**.





# Enlace Covalente

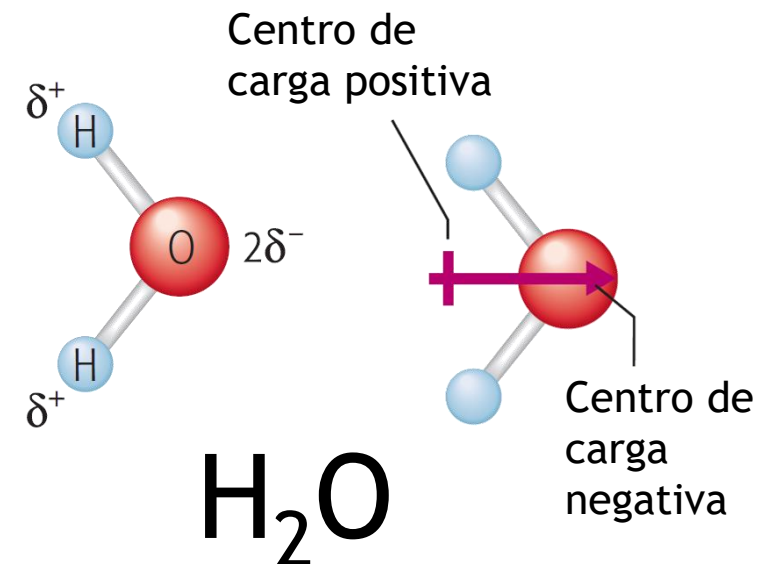
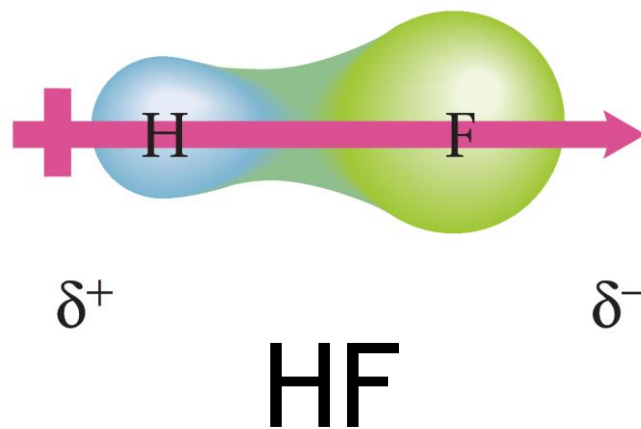




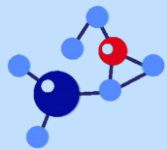
# Enlace Covalente

En una molécula como el  $\text{H}_2\text{O}$  o  $\text{HF}$ , donde los dos átomos son diferentes y poseen valores de electronegatividad muy distintos, se forma un **dipolo**, es decir, que la nube de electrones se concentra en el átomo más electronegativo ( $\delta^-$ ). Este enlace se denomina **enlace covalente polar**.

Si la diferencia de electronegatividades  $\Delta(E)$  de dos elementos está **entre 0,7 y 1,7** se puede formar un **compuesto covalente polar**

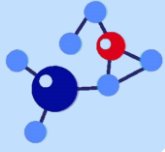


$\delta^+$  y  $\delta^-$  indican las cargas parciales positiva y negativa en el dipolo, respectivamente.



# Estructuras de Lewis

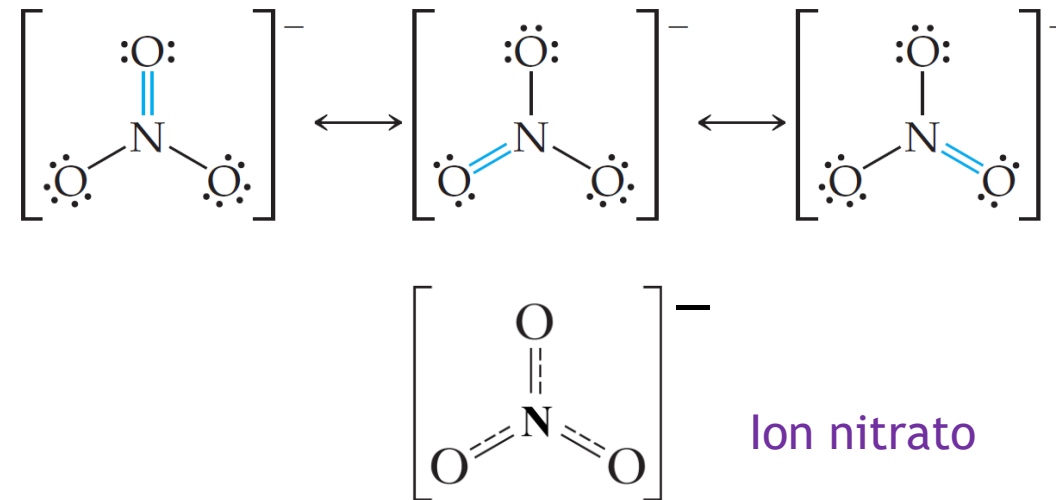
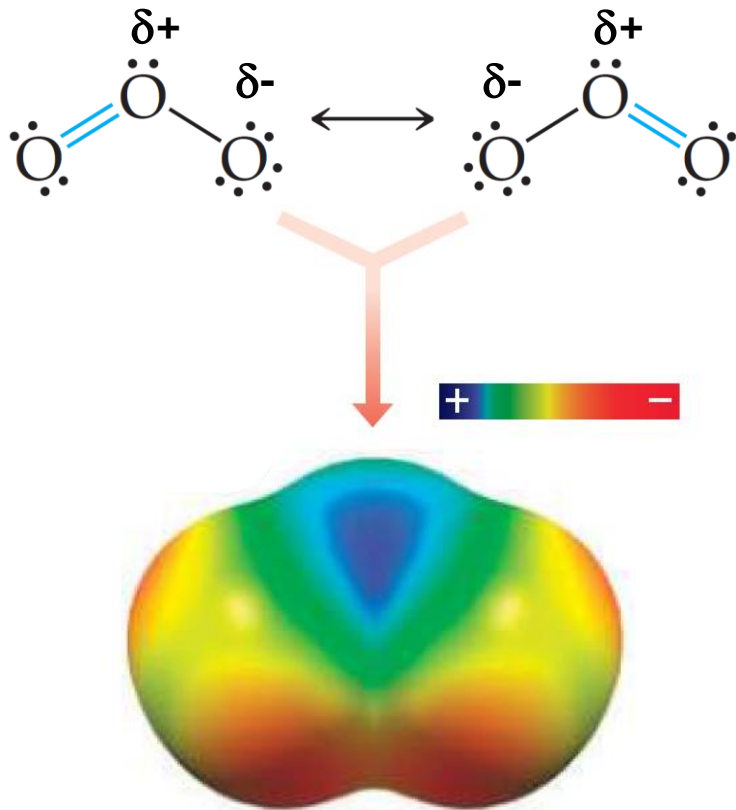
1. Sume los electrones de valencia de todos los átomos. (Utilice la tabla periódica para determinar el número de electrones de valencia de cada átomo). Solo el número total es importante.
2. Escriba los símbolos de los átomos para mostrar cuáles están unidos con cuáles y conéctelos mediante un enlace sencillo (una línea representando dos electrones). Las fórmulas químicas con frecuencia se escriben en el orden en el que están conectados los átomos en la molécula o el ion.
3. Complete los octetos alrededor de todos los átomos unidos al átomo central. Sin embargo, recuerde que un átomo de hidrógeno solo tiene un par de electrones a su alrededor.
4. Coloque los electrones que sobren en el átomo central, incluso si al hacerlo resulta más de un octeto de electrones alrededor del átomo.
5. Si no hay electrones suficientes para que el átomo central tenga un octeto, intente con enlaces múltiples. Utilice uno o más de los pares no compartidos de electrones de los átomos unidos al átomo central para formar enlaces dobles o triples.



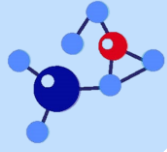
# Resonancia

Algunas veces se encuentran moléculas o iones cuyos arreglos atómicos determinados experimentalmente no se describen de forma adecuada con una sola estructura de Lewis dominante.

En el caso del Ozono, así como otras moléculas o iones con **electrones libres**, el verdadero arreglo de los electrones debe considerarse como una combinación de dos (o más) estructuras de Lewis. Los electrones se **deslocalizan** saltando de un átomo a otro, siendo compartidos homogéneamente y confiriendo mayor estabilidad.







# Enlace Metálico

Los enlaces en los cristales de metales son diferentes de los de otros tipos de cristales. En un metal, los electrones de enlace están deslocalizados en todo el cristal. De hecho, los átomos metálicos en un cristal se pueden imaginar como una distribución de iones positivos inmersos en un mar de **electrones de valencia deslocalizados**. La gran fuerza de cohesión debida a la deslocalización electrónica es la que le confiere la resistencia al metal. La movilidad de los electrones deslocalizados hace que los metales sean buenos conductores de calor y electricidad.



