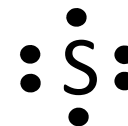
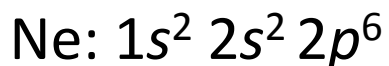
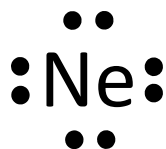
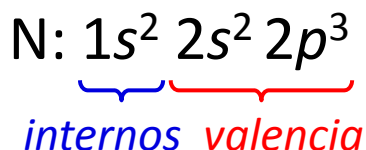
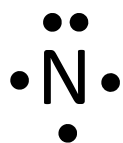


# Teoría de Lewis

- G. N. Lewis, I. Langmuir y W. Kossel formularon una importante propuesta sobre el **enlace químico**: *los átomos se combinan para adquirir configuraciones electrónicas como las de los gases nobles.*
- A partir de este modelo se desarrolló la **teoría de Lewis**:
  - Los electrones de la capa de valencia juegan un papel fundamental en el enlace químico.
  - En algunos casos se transfieren electrones de un átomo a otro → **enlace iónico**.
  - En otros casos se comparten pares de electrones entre los átomos → **enlace covalente**.
  - Los electrones se transfieren o comparten de manera que los átomos adquieren una configuración electrónica de gas noble → **Regla del octeto**.

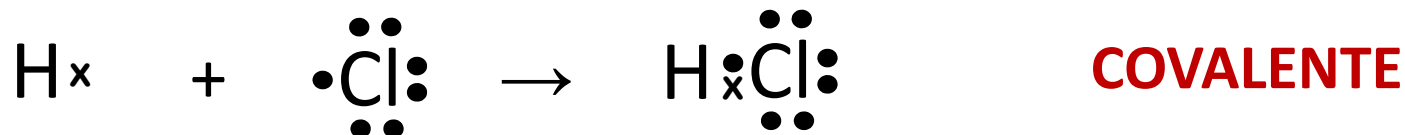
# Símbolos de Lewis

- Los símbolos de Lewis son una representación de los átomos de acuerdo con la teoría de Lewis.
- Consisten en símbolos químicos que representan el núcleo y los electrones internos, junto con puntos alrededor del símbolo que representan los electrones de valencia.
- Colocamos puntos en los lados del símbolo hasta un máximo de 4 y después emparejamos puntos hasta alcanzar un octeto.
- *Ejemplos:*



# Estructuras de Lewis

- Las estructuras de Lewis son una combinación de símbolos de Lewis que representa la transferencia (*enlace iónico*) o compartición (*enlace covalente*) de electrones en el enlace químico.
- *Ejemplos:*

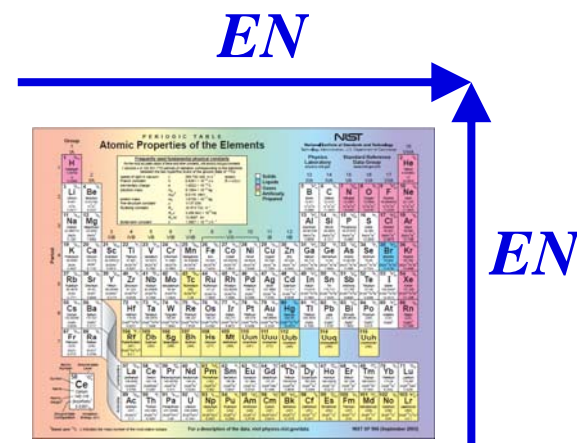


# Estructuras de Lewis

## Polaridad de los enlaces - *Electronegatividad*

- ***Electronegatividad (EN)***: capacidad de un átomo para competir por los electrones con otros átomos a los que está unido.
- L. Pauling → *escala de electronegatividades*:

1																	13	14	15	16	17	
H 2,1																	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Li 1,0	Be 1,5																	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
Na 0,9	Mg 1,2																	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5						
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2							
Cs 0,8	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2						
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac† 1,1	* Lantánidos: 1,1-1,3 † Actínidos: 1,3-1,5																			



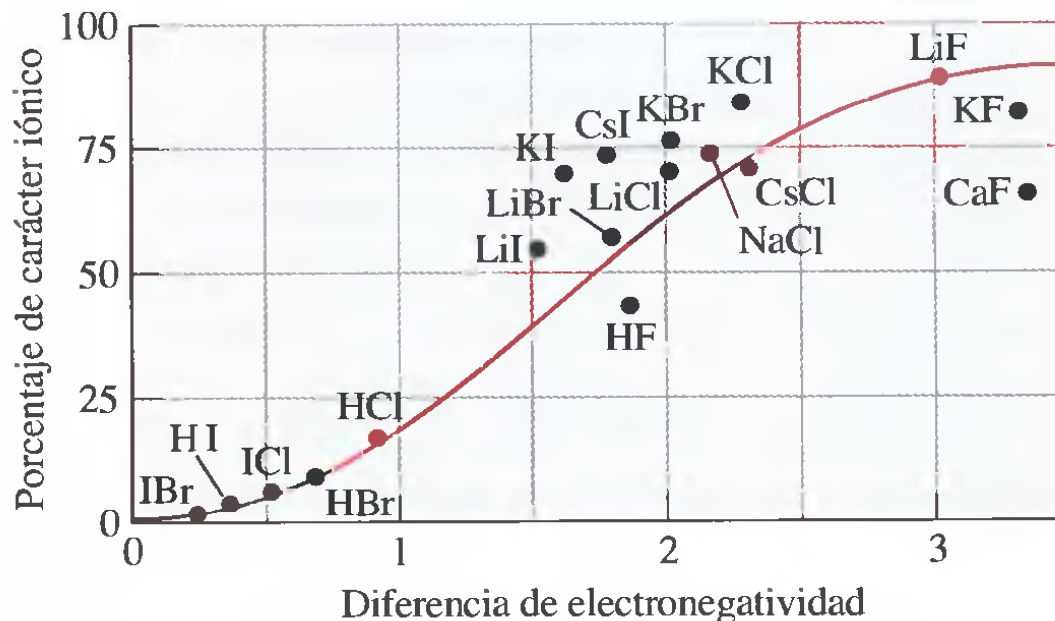
# Estructuras de Lewis

## Polaridad de los enlaces - *Electronegatividad*

- Se puede describir la polaridad de un enlace mediante la *diferencia de electronegatividades*,  $\Delta EN$ , que es el valor absoluto de la diferencia de EN de los átomos enlazados.
  - Si el valor de  $\Delta EN$  es muy pequeño, el enlace es esencialmente ***covalente***.
  - Cuando  $\Delta EN$  es muy grande, es probable que se forme un enlace ***iónico***.
  - Para valores intermedios de  $\Delta EN$ , el enlace es ***covalente polar***.

# Estructuras de Lewis

## Polaridad de los enlaces - *Electronegatividad*



### ■ Ejemplos:

Na (EN = 0.9), Cl (EN = 3.0).  $\Delta EN = 2.1 \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-$  (iónico)

H (EN = 2.1), I (EN = 2.5).  $\Delta EN = 0.4 \rightarrow \text{H}-\text{I}$  (covalente)

H (EN = 2.1), Cl (EN = 3.0).  $\Delta EN = 0.9 \rightarrow \text{H}^{\delta+}\text{Cl}^{\delta-}$  (covalente polar)

# Estructuras de Lewis

## Polaridad de los enlaces - *Electronegatividad*

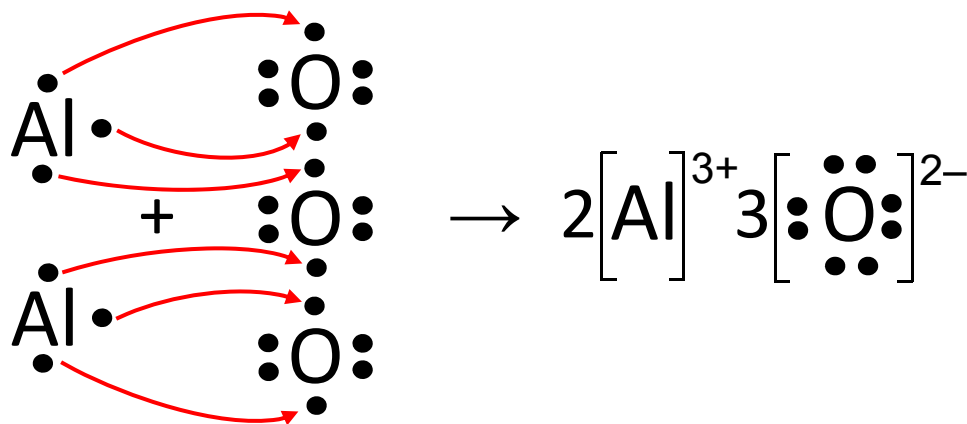
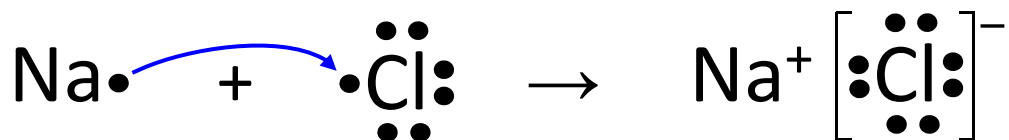
- En los enlaces covalentes entre átomos distintos, la nube de carga tiende a desplazarse hacia el átomo más electronegativo, dando lugar a una *polarización del enlace (enlace covalente polar)*.
- Hay una **separación de cargas**: una *carga parcial positiva ( $\delta^+$ )* sobre el átomo menos electronegativo y una *carga parcial negativa ( $\delta^-$ )* sobre el más electronegativo.
- Ejemplo:



# Estructuras de Lewis

## ENLACE IÓNICO

- En la estructura de Lewis de un compuesto iónico:
  - El símbolo de Lewis del ion metálico no tienen puntos si ha perdido todos los electrones de valencia.
  - Se indican las cargas de los iones.





# Estructuras de Lewis

## ENLACE COVALENTE

- **Regla del octeto:** en la estructura de Lewis cada átomo está rodeado de 8 electrones. Excepción: el átomo de H solo puede tener 2 electrones en la capa de valencia.
- La compartición de un par de electrones da lugar a un *enlace covalente simple*.
- Los pares de electrones que forman parte de un enlace se denominan *pares enlazantes*. Los pares de electrones que no intervienen en el enlace se llaman *pares solitarios*.
- Es habitual reemplazar los pares de electrones por guiones.

