



QUÍMICA

2º BACHILLERATO
TEMA 2: Enlace Químico

Reglas para las estructuras de Lewis:

Se puede llegar a la estructura de Lewis correcta por simple intuición o incluso porque la recordemos de haberla practicado previamente, pero en caso contrario o en caso de duda os recomiendo que sigáis las siguientes reglas que os pueden servir de guía:

* En caso de especies triatómicas o superiores, debemos elegir un **átomo central**. Éste será el que tiene **mayor covalencia** (ya que podrá formar mayor número de enlaces con otros átomos). También solemos decir que el átomo central será el menos electronegativo. Por el contrario, algunos como el H siempre ocupan una posición periférica.

* Podemos usar la siguiente ecuación para obtener las estructuras de Lewis:

$$\text{Electrones compartidos} = \text{Electrones necesarios} - \text{Electrones disponibles}$$

$$\text{Electrones solitarios} = \text{Electrones disponibles} - \text{Electrones compartidos}$$

Electrones necesarios: Electrones a los que debe llegar cada elemento (siempre serán 8 menos el Hidrógeno que es 2).

Electrones disponibles: Electrones que tiene cada elemento en la capa de valencia. Si la especie es iónica se quitan o añaden tantos electrones como indica la carga en este apartado.

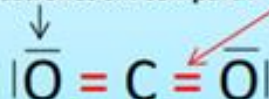
No olvides que tenemos que tener en cuenta en esta fórmula todos los átomos que componen la estructura.



Ejemplo de estructura de Lewis con fórmula (CO₂)

$$\text{Electrones compartidos} = (3 \times 8) - (4 + 6 \times 2) = 24 - 16 = 8 \text{ electrones compartidos (4 enlaces)}$$

$$\text{Electrones solitarios} = 16 - 8 = 8 \text{ electrones sin compartir}$$



De esta manera todos alcanzan 8 en total y se cumple la regla del octeto.

Otros conceptos a tener en cuenta:

* **Hipovalencia:** Incumplimiento de la regla del octeto **por defecto**.

* **Hipervalencia:** Incumplimiento de la regla del octeto **por exceso**.

* **Resonancia:** Cuando una especie química puede ser representada por dos o más estructuras equivalentes, **la estructura correcta es una combinación de ellas (híbrido)**.

* **Enlace covalente dativo o coordinado:** Enlace covalente en el cual, **el par de electrones compartidos ha sido proporcionado por uno solo de los átomos implicados**.

1) Cl₂ $\text{ \overline{Cl}-\overline{Cl} }$	2) O₂ $\text{ \overline{O}=\overline{O} }$
3) H₂ H-H	4) N₂ $\text{\overline{N}\equiv\overline{N}}$
5) F₂ $\text{ \overline{F}-\overline{F} }$	6) CO $\text{\overline{C}\equiv\overline{O}}$
7) CN⁻ $\text{[\overline{C}\equiv\overline{N}]^{-}}$	8) NO⁺ $\text{[\overline{N}\equiv\overline{O}]^{+}}$
9) HCl $\text{H-\overline{Cl} }$	10) H₂O $\text{H-\overline{O}-H}$
11) N₂O $\text{\overline{N}=\overline{N}=\overline{O}}$	12) N₃⁻ $\text{[\overline{N}=\overline{N}=\overline{N}]^{-}}$
13) NO₂⁺ $\text{[\overline{O}=\overline{N}=\overline{O}]^{+}}$	14) HCN $\text{H-C}\equiv\overline{\text{N}}$
15) NOCl $\text{\overline{O}=\overline{N}-\overline{Cl} }$	16) H₂S $\text{H-\overline{S}-H}$

17)	18)
CS₂ $\overline{\text{S}}=\text{C}=\overline{\text{S}}$	OCl₂ $ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{O}}-\overline{\text{Cl}} $
19) Resonancia*	20)
SO₂ $[\overline{\text{O}}-\overline{\text{S}}=\overline{\text{O}}] \leftrightarrow [\overline{\text{O}}=\overline{\text{S}}-\overline{\text{O}}]$	CO₂ $\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$
21) Hipovalencia*	22)
BF₃ $ \overline{\text{F}}-\overline{\text{B}}-\overline{\text{F}} $ $ \overline{\text{F}} $	PF₃ $ \overline{\text{F}}-\overline{\text{P}}-\overline{\text{F}} $ $ \overline{\text{F}} $
23) Hipovalencia*	24)
BeH₂ $\text{H}-\text{Be}-\text{H}$	CH₄ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
25) Resonancia*	26) Resonancia*
NO₂⁻ $[\overline{\text{O}}=\overline{\text{N}}-\overline{\text{O}}] \leftrightarrow [\overline{\text{O}}-\overline{\text{N}}=\overline{\text{O}}]$	O₃ $[\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}-\overline{\text{O}}] \leftrightarrow [\overline{\text{O}}-\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}]$
27) Hipovalencia*	28) Hipovalencia*
BeCl₂ $ \overline{\text{Cl}}-\text{Be}-\overline{\text{Cl}} $	BH₃ $\begin{array}{c} \text{H}-\text{B}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
29)	30)
NH₃ $\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CCl₄ $ \overline{\text{Cl}} $ $ \overline{\text{Cl}}-\text{C}-\overline{\text{Cl}} $ $ \overline{\text{Cl}} $

31) CH_3Cl $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{H} \end{array}$	32) NH_4^+ $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \uparrow \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+$ Enlace dativo*
33) PO_4^{3-} $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{P}-\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{3-}$	34) SO_4^{2-} $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{S}-\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
35) Hipervalencia* PCl_5 $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{P}-\text{Cl} \\ \quad \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$	36) ClO_3^- $\left[\begin{array}{c} \text{O}-\text{Cl}-\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^-$
37) CCl_2Br_2 $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Br} \\ \\ \text{Br} \end{array}$	38) C_2H_2 $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$
39) C_2H_4 $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \end{array}$	40) C_2H_6 $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$