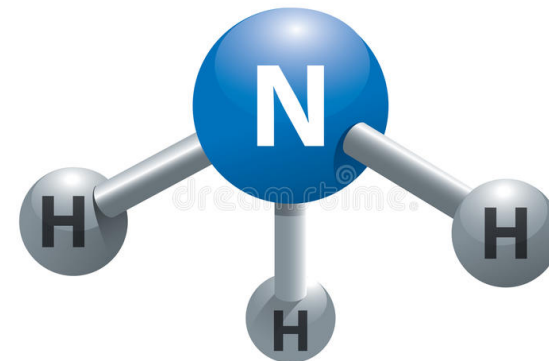


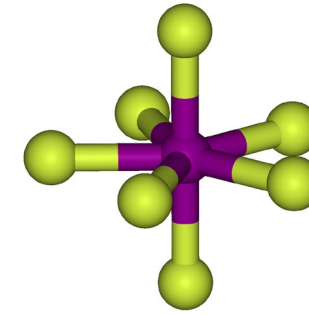
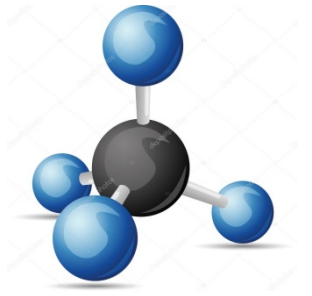
**Teoría, Dra. Sandra Signorella**

**Profesora Titular  
Área Química General e Inorgánica**

**Tema ENLACE COVALENTE**

**Año 2026**





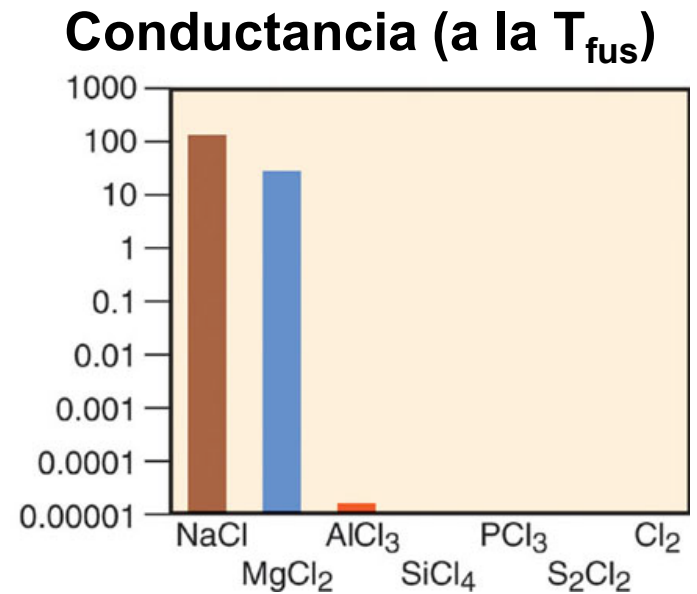
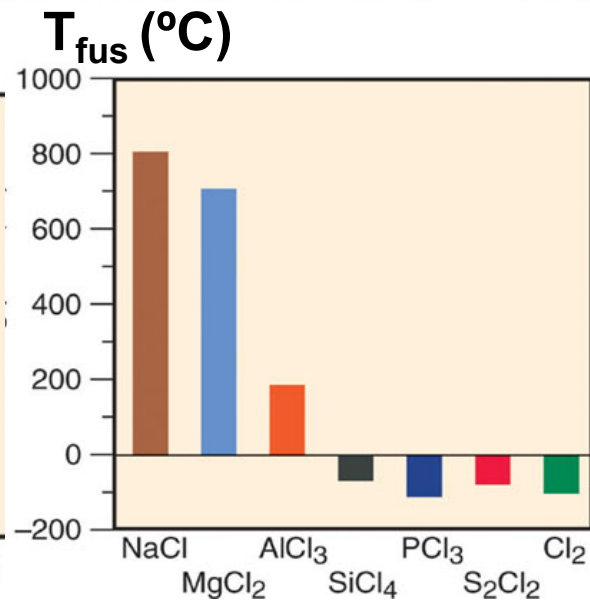
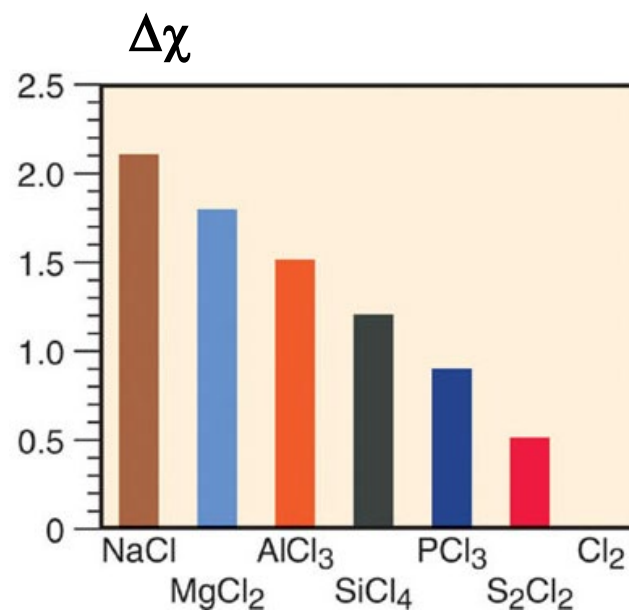
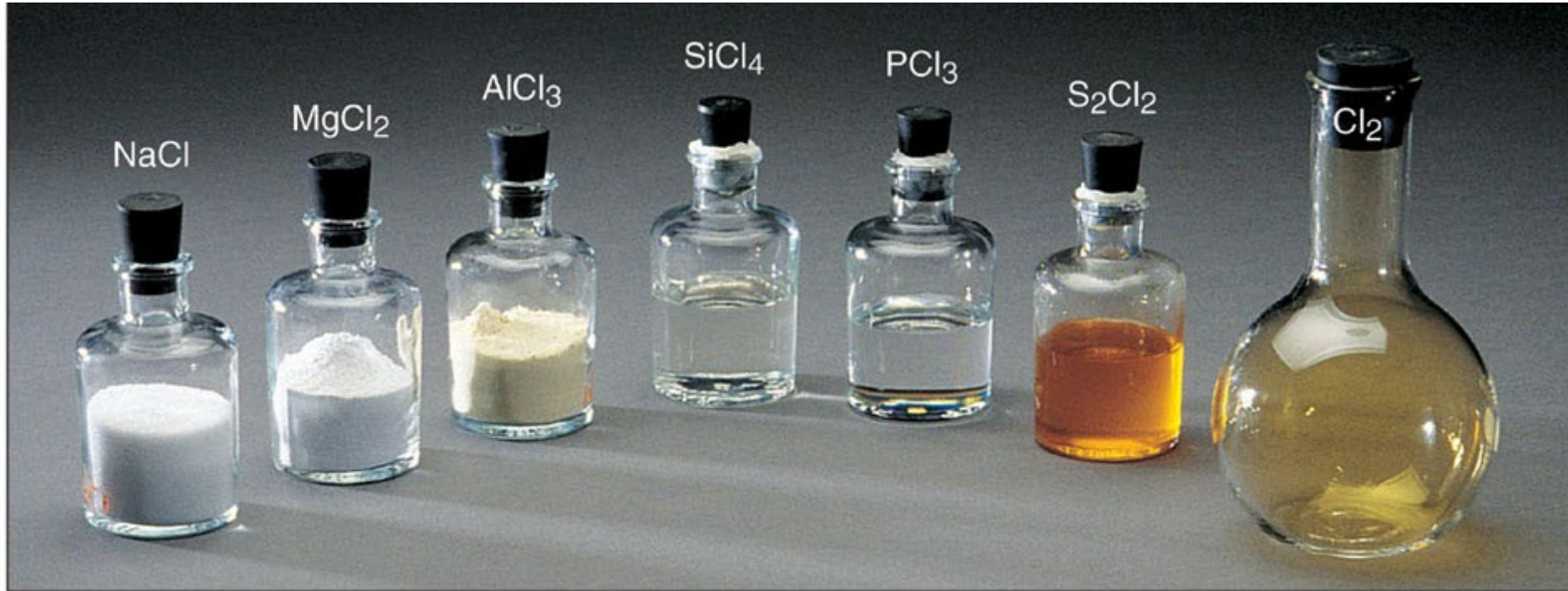
# Enlace Covalente

- Diferencia de electronegatividad y covalencia
  - Cloruros iónicos y covalentes
  - La molécula de hidrógeno
- Estructuras de Lewis de moléculas covalentes
  - Enlace covalente polar
    - Momento dipolar
- Moléculas covalentes poliatómicas
  - Carga formal
  - Estructuras de resonancia

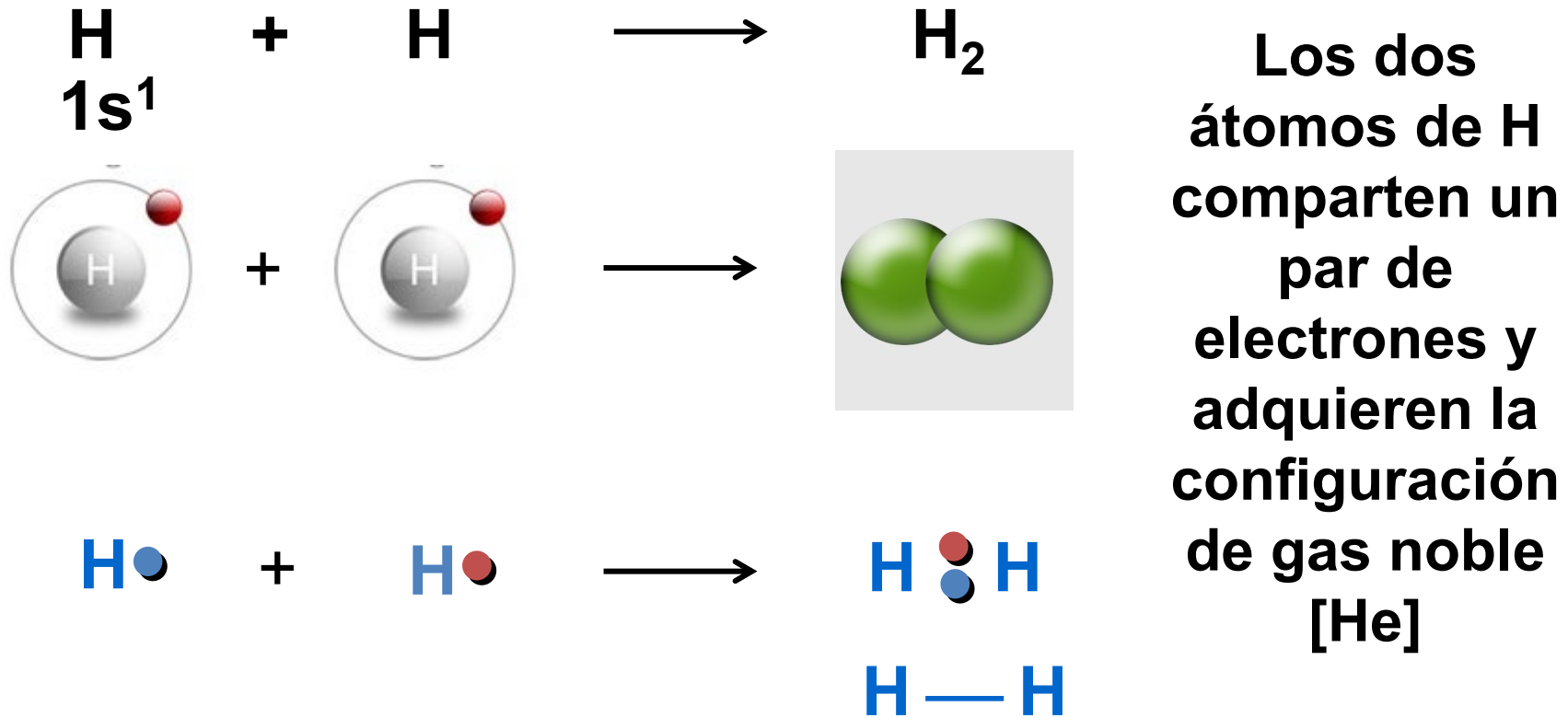




# PROPIEDADES DE LOS CLORUROS DEL PERÍODO 3



# FORMACIÓN DE LA MOLÉCULA DE HIDRÓGENO



El par de e<sup>-</sup> compartidos se sustituye por una línea

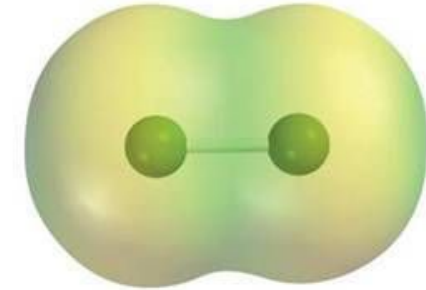
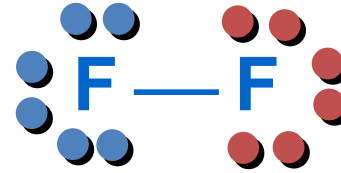
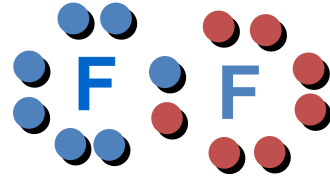
# SÍMBOLOS DE LEWIS PARA ELEMENTOS DEL PERIODO 2

	$[\text{He}]2s^1$	$[\text{He}]2s^2$	$[\text{He}]2s^22p^1$	$[\text{He}]2s^22p^2$
$\chi$	<b>0,98</b>	1,57	<b>2,04</b>	2,55
	•	•	•	•
	Li	Be	• B	• C •
		•	•	•
	••	••	••	••
	• N •	• O •	• F •	• Ne •
	•	••	••	••
	$[\text{He}]2s^22p^3$	$[\text{He}]2s^22p^4$	$[\text{He}]2s^22p^5$	$[\text{He}]2s^22p^6$
$\chi$	<b>3,04</b>	3,44	<b>3,98</b>	

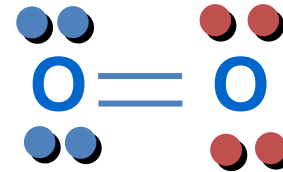
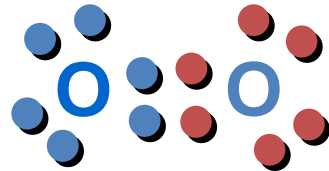
# ENLACE COVALENTE

## MOLÉCULAS DIATÓMICAS HOMONUCLEARES

Enlace simple



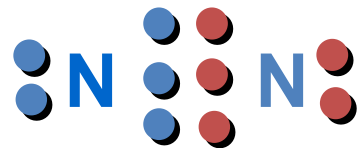
Enlace doble



**Covalente  
puro o no  
polar**

**Comparten e<sup>-</sup>  
por igual**

Enlace triple

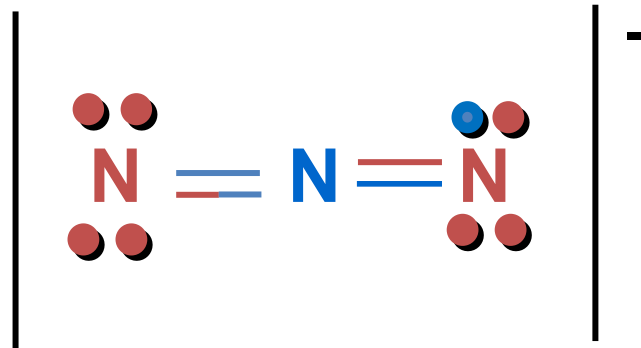


# ENLACE COVALENTE

## MOLÉCULAS TRIATÓMICAS HOMONUCLEARES



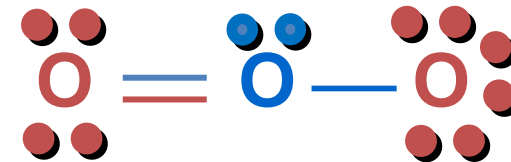
Anión Azida



$\text{N}^\circ \text{e} = 5 \times 3 + 1 \text{ (carga negativa)} = 16$   
4 pares de  $\text{e}^-$  compartidos  
4 pares de  $\text{e}^-$  no compartidos



Ozono



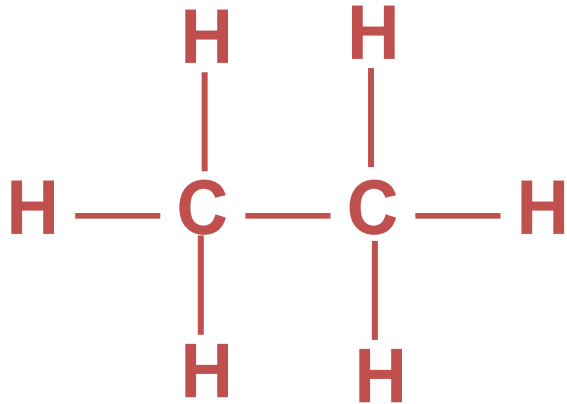
$\text{N}^\circ \text{e} = 6 \times 3 = 18$   
3 pares de  $\text{e}^-$  compartidos  
6 pares de  $\text{e}^-$  no compartidos

# ENLACE COVALENTE

$$\Delta\chi (\text{C-C}) = 0$$



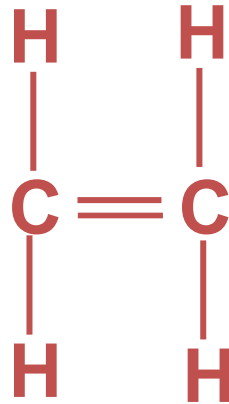
Etano



$$\text{N}^\circ \text{ e} = 4 \times 2 + 6 \times 1 = 14$$



Etileno



$$\text{N}^\circ \text{ e} = 4 \times 2 + 4 \times 1 = 12$$



Acetileno



$$\text{N}^\circ \text{ e} = 4 \times 2 + 2 \times 1 = 10$$

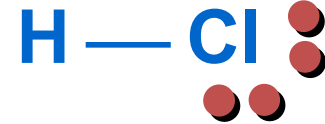
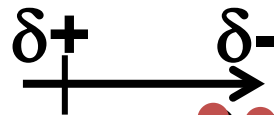
# ENLACE COVALENTE POLAR

Enlace covalente con distribución no uniforme de la densidad electrónica

$\chi$

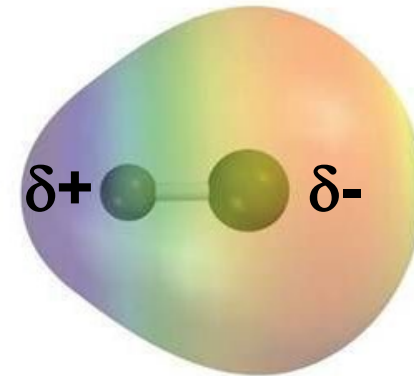
2,1

3,0

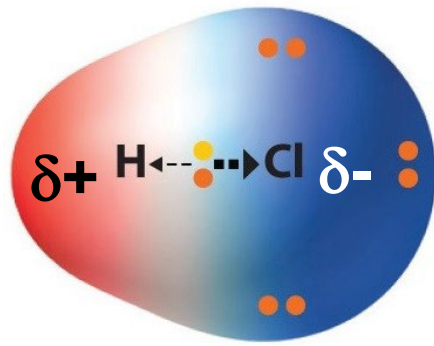


$$\Delta\chi(\text{H-Cl}) = 0,9$$
$$\text{N}^\circ \text{ e} = 7 + 1 = 8$$

MOLÉCULA POLAR  
DIPOLO



Densidad electrónica ( $\delta$ )  
desplazada hacia el átomo  
más electronegativo



# MOMENTO DIPOLAR

$$\mu = Q r$$

Cuantifica la magnitud del dipolo.

Se expresa en unidades de Debyes (D)

1 D =  $3,34 \times 10^{-30}$  C m; r = distancia internuclear

Q = valor de la carga (+ y -, que son iguales)

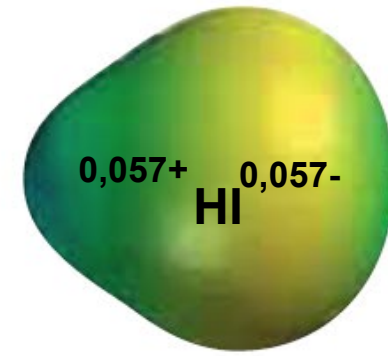
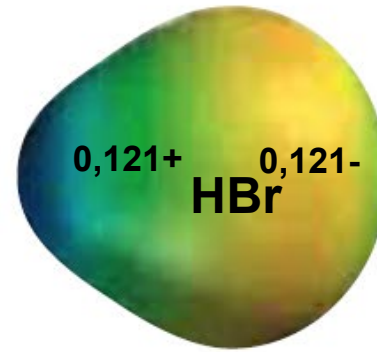
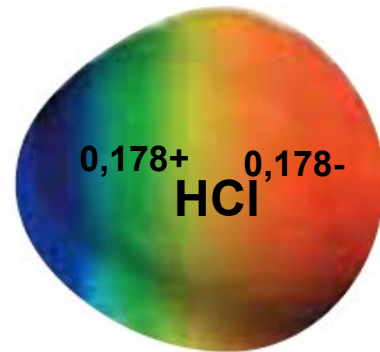
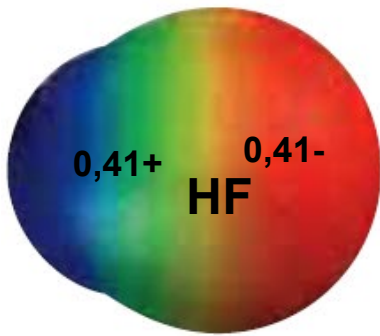
**Ej. La longitud de enlace del HCl es  $1,27 \text{ \AA}$  y el momento dipolar medido es de  $1,08 \text{ D}$ . Cuál es la carga sobre cada átomo en unidades de  $e^-$ ?**

$$Q = \frac{\mu}{r} = \frac{1,08 \text{ D} \times 3,34 \times 10^{-30} \frac{\text{C m}}{\text{D}}}{1,27 \text{ \AA} \times 10^{-10} \frac{\text{m}}{\text{\AA}}} = 2,84 \times 10^{-20} \text{ C}$$

$$Q = \frac{2,84 \times 10^{-20} \text{ C}}{1,6 \times 10^{-19} \frac{\text{C}}{e^-}} = 0,178 e^-$$

Carga del electrón  
=  $-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

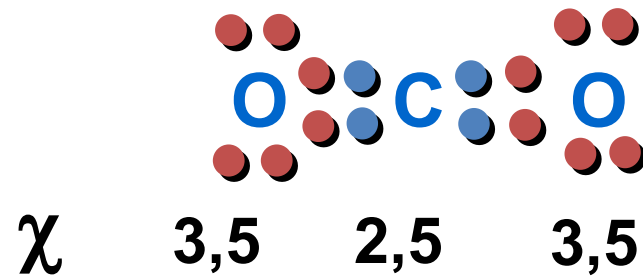




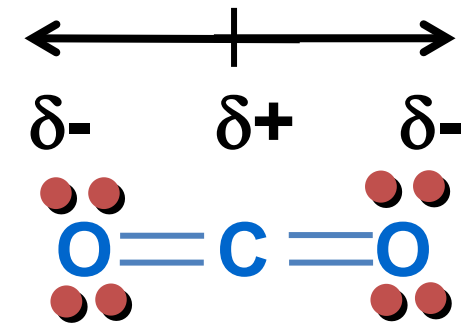
	$\mu$ (D)	Distancia (Å)	Q (e)	$\Delta\chi$	$\{\chi^A/(\chi^A + \chi^H)\} \times 2e - 1e$ Carga parcial
HF	1,82	0,92	0,41	1,9	0,31e
HCl	1,08	1,27	0,178	0,9	0,18e
HBr	0,82	1,41	0,121	0,7	0,14e
HI	0,44	1,61	0,057	0,4	0,08e

# ENLACE COVALENTE POLAR

## MOLÉCULA APOLAR



Los momentos  
dipolares se anulan



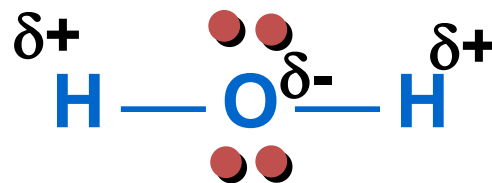
$$\Delta\chi(\text{C-O}) = 1,0$$
$$\text{N}^\circ \text{ e} = 6 \times 2 + 4 = 16$$

# MOLÉCULAS COVALENTES POLIATÓMICAS

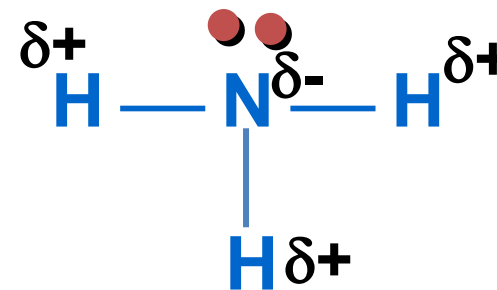
Enlace covalente polar:  $\Delta\chi = 0,5$  a  $1,7$



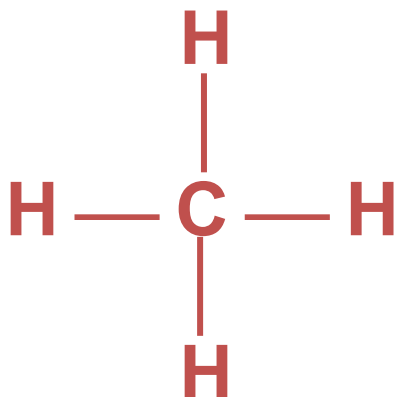
$$\Delta\chi = 0,9$$
$$N^\circ e = 7 + 1 = 8$$



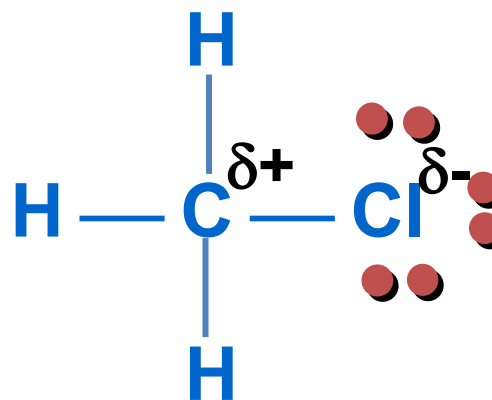
$$\Delta\chi (\text{O-H}) = 1,4$$
$$N^\circ e = 2 \times 1 + 6 = 8$$



$$\Delta\chi (\text{N-H}) = 0,9$$
$$N^\circ e = 3 \times 1 + 5 = 8$$



$$\Delta\chi (\text{C-H}) = 0,4$$
$$N^\circ e = 4 + 4 \times 1 = 8$$



$$\Delta\chi (\text{C-Cl}) = 0,5$$
$$N^\circ e = 3 \times 1 + 4 + 7 = 14$$

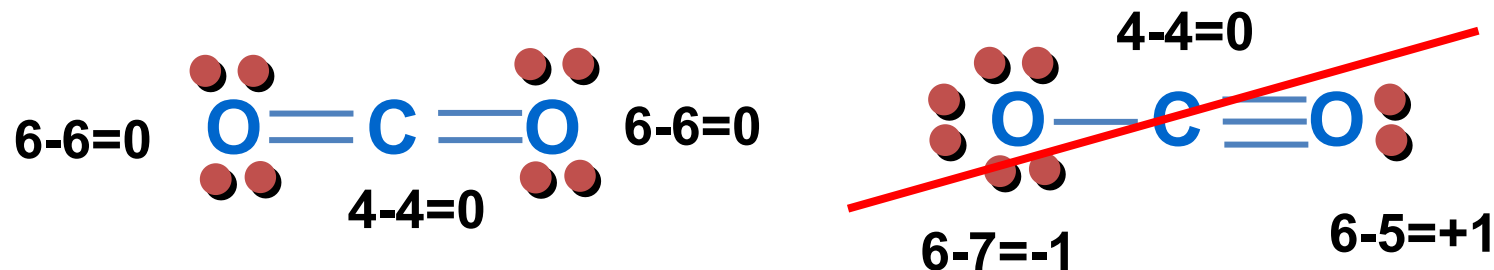
# CARGA FORMAL

## Elección de la estructura de Lewis más razonable

*La carga formal de un átomo es igual al número de electrones de valencia del átomo aislado menos el número de electrones asignado al átomo en la estructura de Lewis (electrones no enlazantes + la mitad de los electrones enlazantes)*

*La suma de las cargas formales en una molécula es cero, mientras que en un ion es la carga del mismo*

*En la estructura más estable las cargas formales son más próximas a cero y las cargas negativas están en átomos más electronegativos*

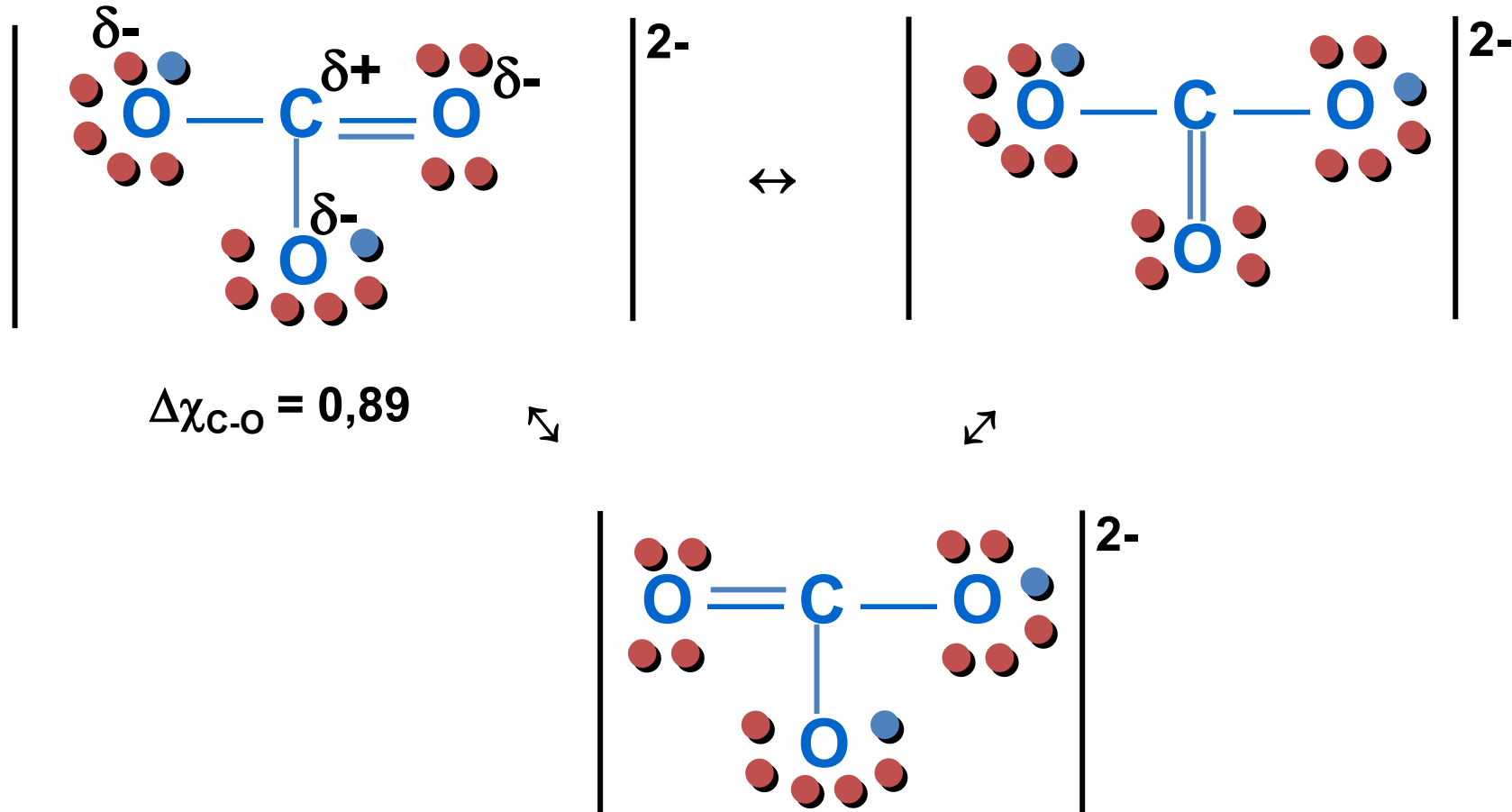


# DIBUJAR ESTRUCTURAS DE LEWIS DE LAS SIGUIENTES MOLÉCULAS E IONES

$\text{PCl}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{NO}^+$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{BrO}_3^-$

# ESTRUCTURAS DE RESONANCIA

$\text{CO}_3^{2-}$ : nro. de electrones de valencia = 4 (C) + 3 x 6 (O) + 2  
(cargas negativas) = 24

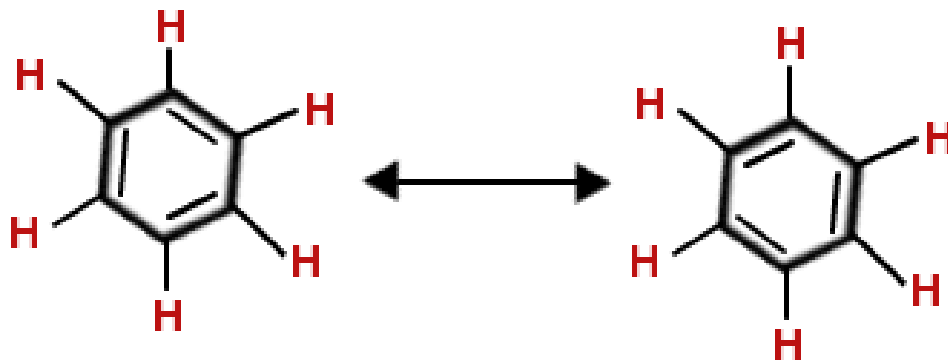




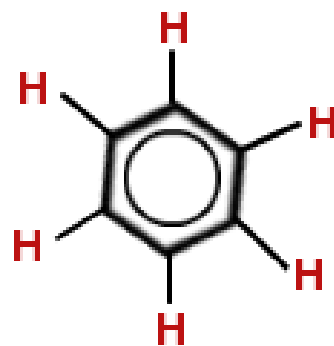
# ESTRUCTURAS DE RESONANCIA



## DEL BENCENO $C_6H_6$



6 enlaces equivalentes entre átomos de C con una longitud de 1,40 Å, intermedia entre un enlace simple C-C y uno doble C=C



kevlar



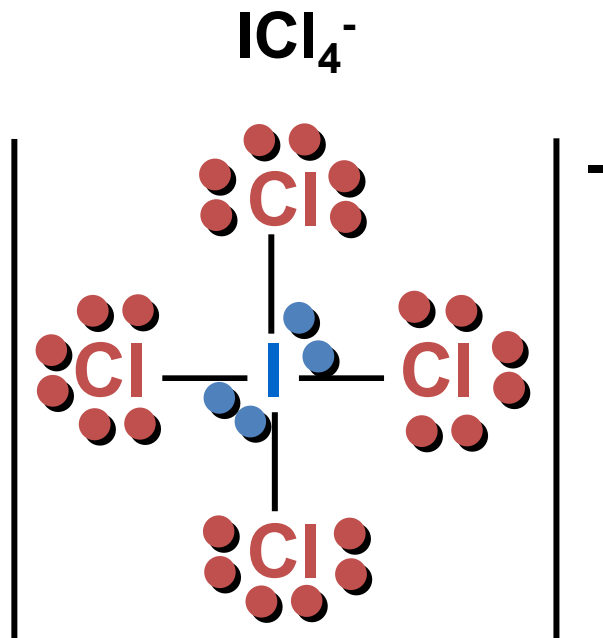
**DIBUJAR ESTRUCTURAS DE RESONANCIA PARA  
LAS SIGUIENTES MOLÉCULAS E IONES**



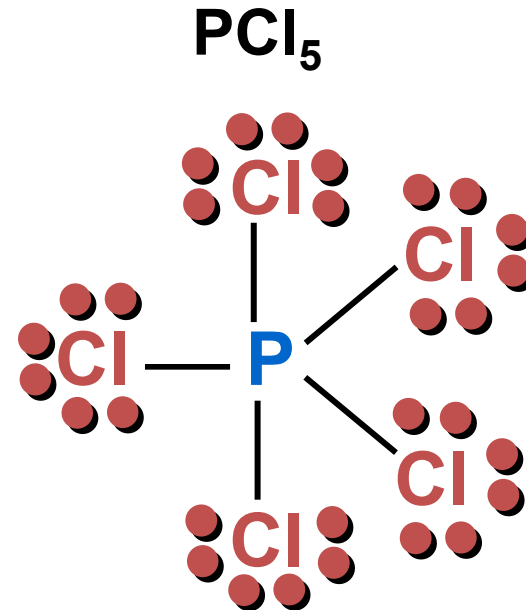
# EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

## ÁTOMOS CON MÁS DE OCHO ELECTRONES EN LA CAPA DE VALENCIA: **EXPANSIÓN DEL OCTETO**

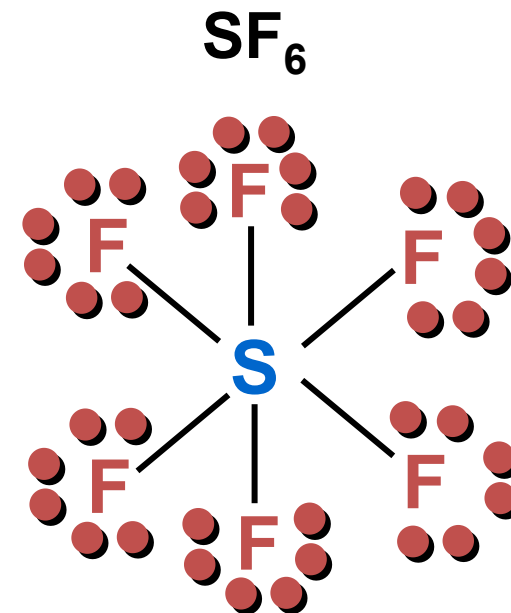
Suele observarse cuando el átomo central es voluminoso, posee orbitales d vacíos en la capa de valencia y los átomos terminales son pequeños y electronegativos



$\text{N}^\circ \text{ e} = 5 \times 7 + 1 = 36$   
Iodo rodeado por 12  
electrones

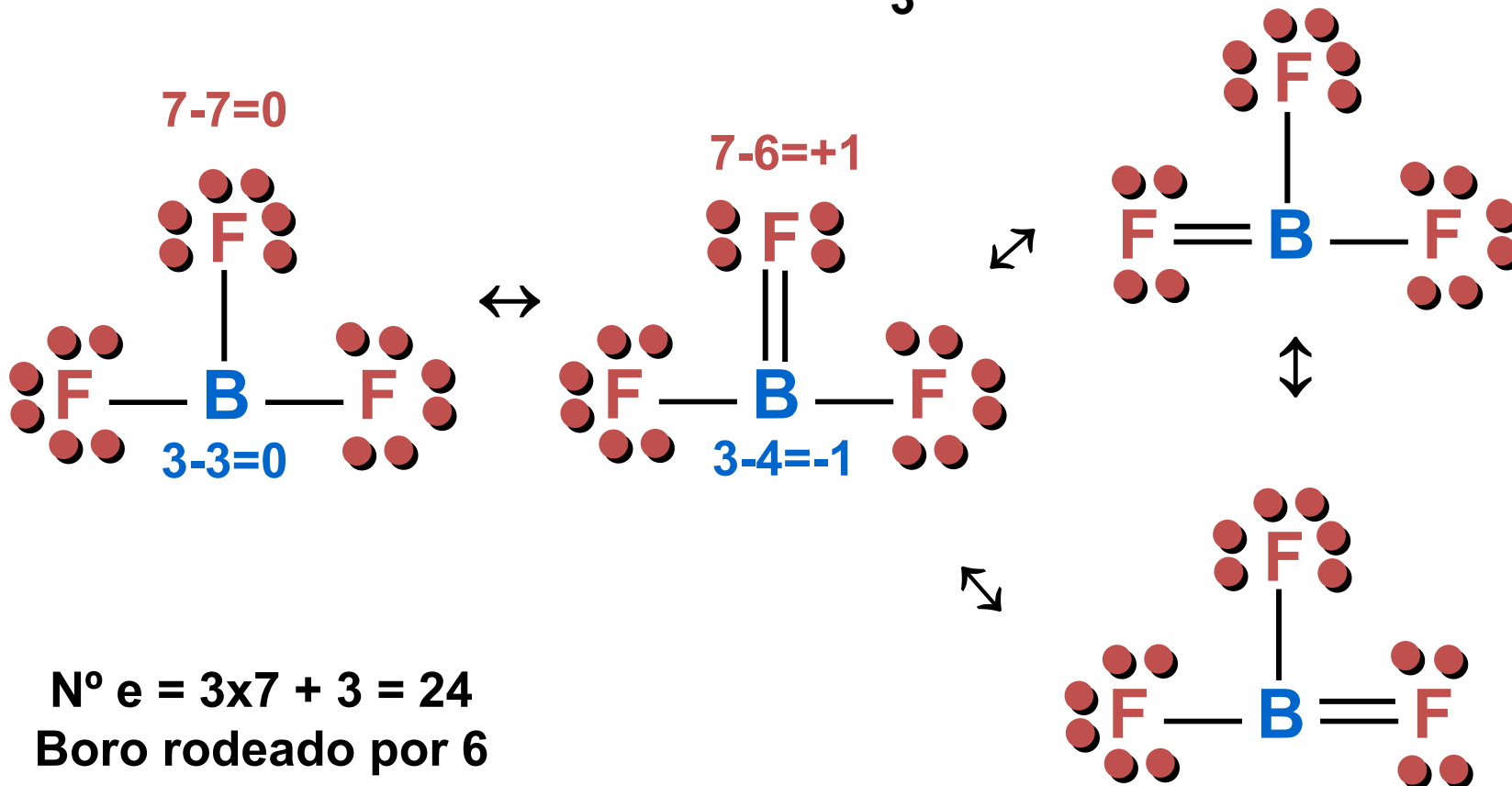


$\text{N}^\circ \text{ e} = 5 \times 7 + 5 = 40$   
Fósforo rodeado por  
10 electrones



$\text{N}^\circ \text{ e} = 6 \times 7 + 6 = 48$   
Azufre rodeado por 12  
electrones enlazantes

# ÁTOMOS CON MENOS DE OCHO ELECTRONES EN LA CAPA DE VALENCIA



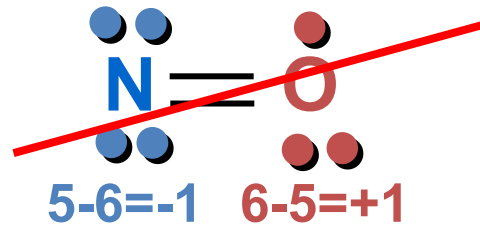
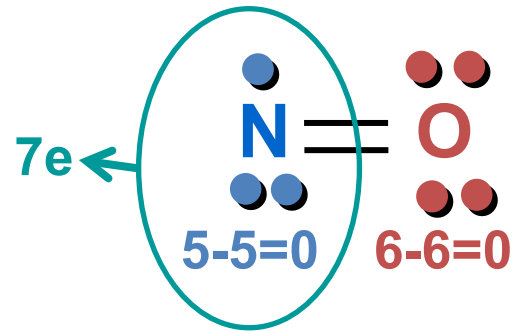
Nº e =  $3 \times 7 + 3 = 24$   
Boro rodeado por 6  
electrones

Estructuras de resonancia

Distancia de enlace = 130,9 pm (más corto que un enlace simple B-F = 137,3 pm)

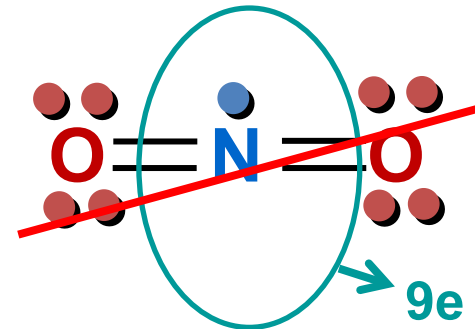
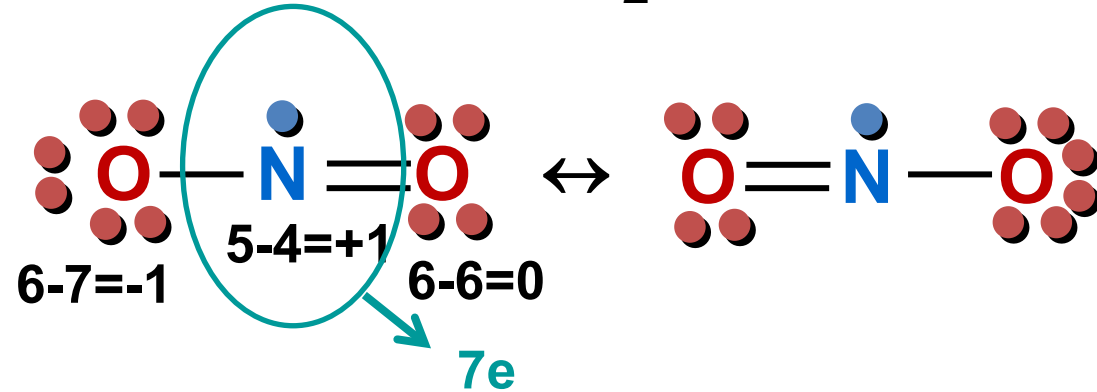
# MOLÉCULAS O IONES CON NÚMERO IMPAR DE ELECTRONES

**NO**



$N^{\circ} e = 5 + 6 = 11$

**NO<sub>2</sub>**



$N^{\circ} e = 2 \times 6 + 5 = 17$

**DIBUJAR ESTRUCTURAS DE LEWIS PARA LAS SIGUIENTES MOLÉCULAS E IONES. IDENTIFIQUE LOS QUE NO CUMPLEN LA REGLA DEL OCTETO**



# FUERZA DE ENLACE

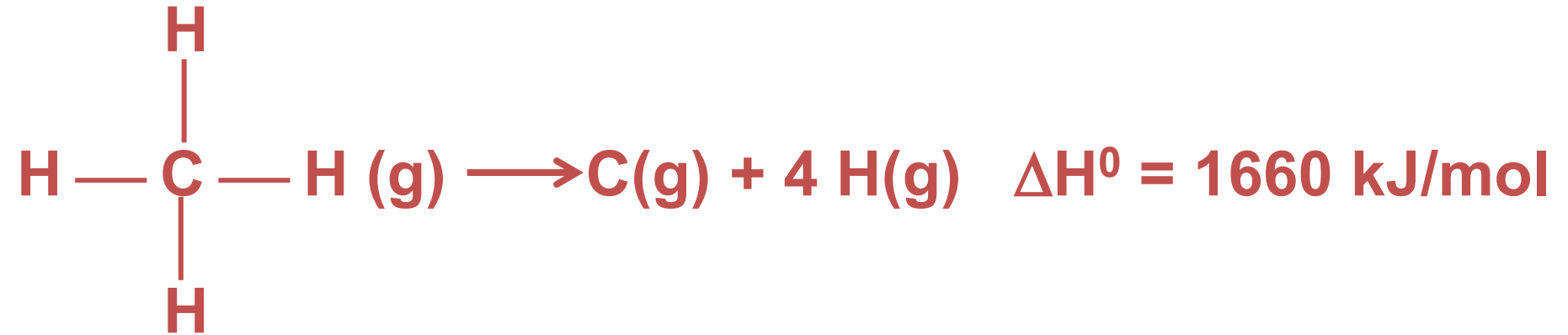
Energía necesaria para romper el enlace entre dos átomos

**ENTALPÍA DE ENLACE:** cantidad de calor necesaria para romper un enlace específico en un mol de sustancia gaseosa

Mayor entalpía de enlace, mayor fuerza de enlace

	$\Delta H^0_{\text{dis}}$ (kJ/mol)
$\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{H}(\text{g})$	436
$\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g})$	242
$\text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g})$	431
$\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{O}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$	495
$\text{N}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}(\text{g}) + \text{N}(\text{g})$	941

## ENTALPÍAS DE ENLACE PROMEDIO (para moléculas poliatómicas)



$$\Delta H^{\circ}_{\text{enl}(\text{C-H})} = 1660/4 \text{ kJ/mol} = 415 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta H^{\circ}_{(\text{C-H})}$  promedio = 413 kJ/mol, obtenido a partir de la atomización de muchos hidrocarburos

# ENTALPÍAS DE ENLACE PROMEDIO (kJ/mol)

## ENLACES SIMPLES

C—H	413
C—C	348
C—N	293
C—O	358
C—F	485
C—Cl	328

N—H	391
N—N	163
N—O	201
N—F	272
N—Cl	200
N—Br	243

O—H	463
O—O	146
O—F	190
O—Cl	203
O—I	234
F—F	155

## ENLACES MÚLTIPLES

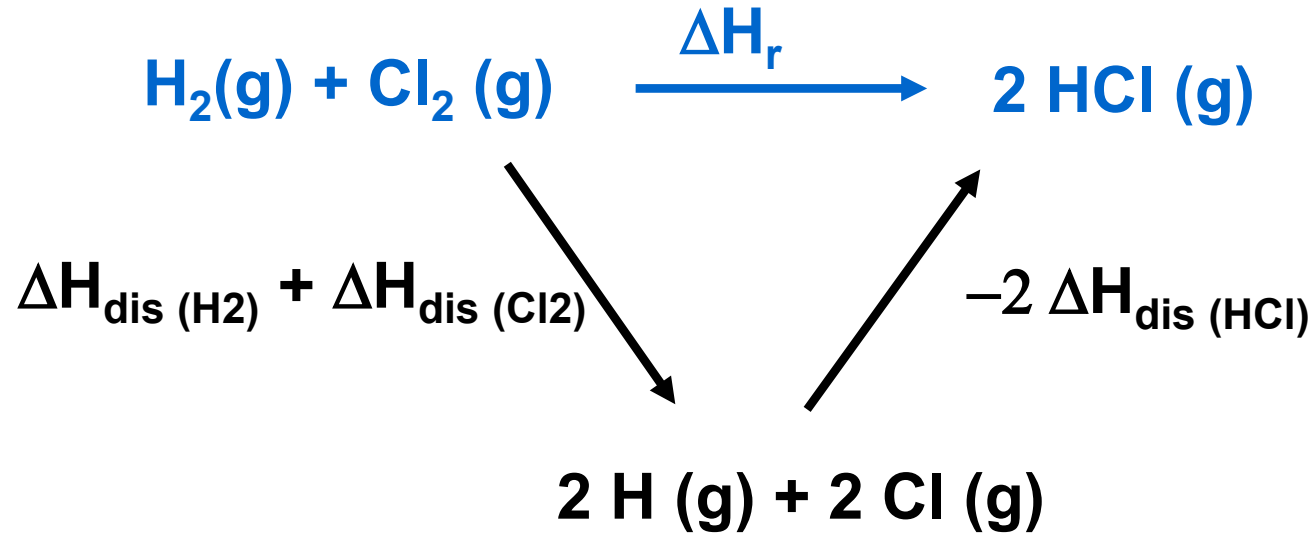
C=C	614
C≡C	839
C=N	615
C≡N	891
C=O	799
C≡O	1072

N=N	418
N≡N	941
N=O	607

O <sub>2</sub>	495
S=O	523
S=S	418

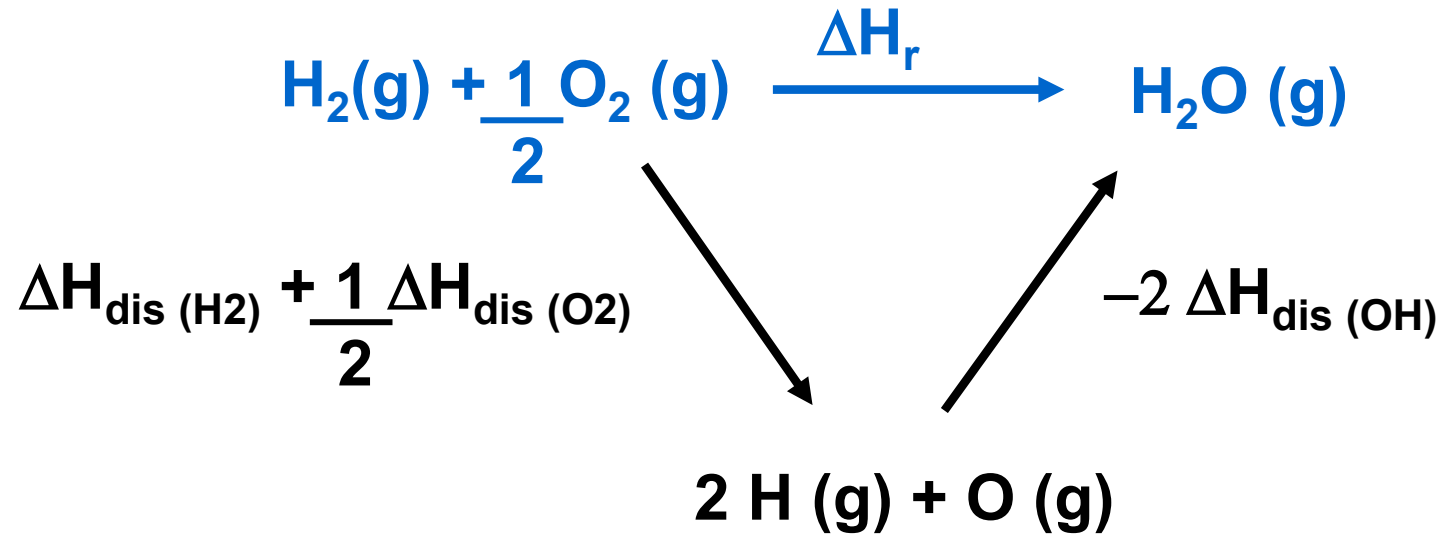
# CÁLCULO DE ENTALPÍAS DE REACCIÓN A PARTIR DE ENERGÍAS DE ENLACE

$$\Delta H_R = \sum \Delta H(\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta H(\text{enlaces formados})$$



$$\begin{aligned} \Delta H_r &= \Delta H_{\text{dis}}(\text{H}_2) + \Delta H_{\text{dis}}(\text{Cl}_2) - 2 \Delta H_{\text{dis}}(\text{HCl}) \\ &= 1 \text{ mol} \times 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \times 242 \text{ kJ/mol} - 2 \text{ mol} \times 431 \\ &\quad \text{kJ/mol} \\ &= -184 \text{ kJ} \end{aligned}$$

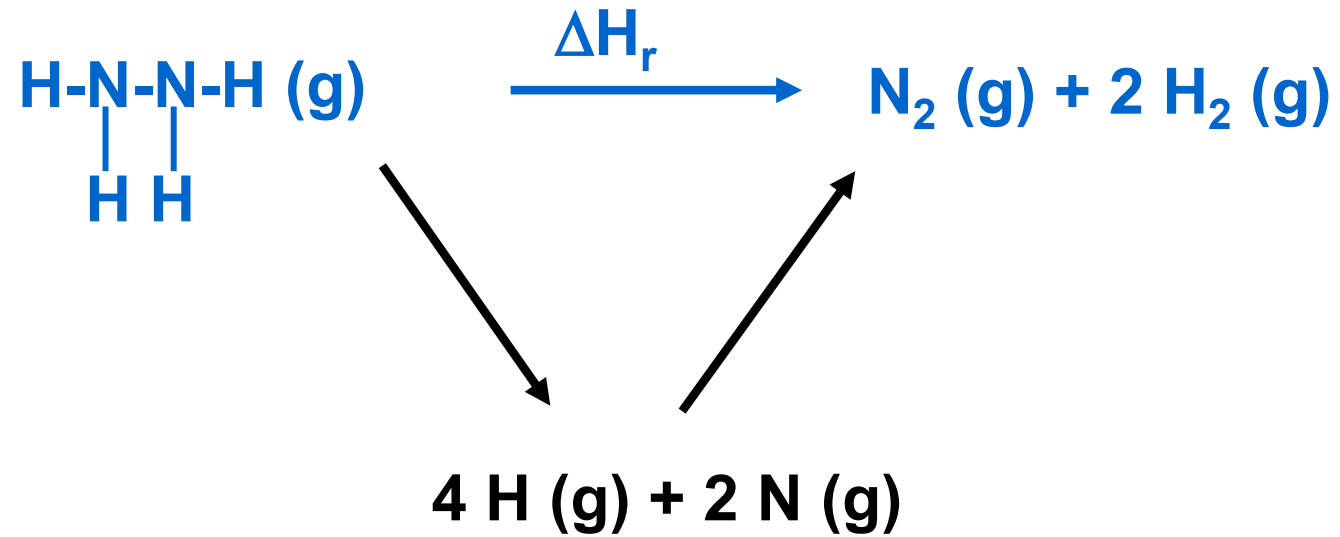
## EJERCICIO DE APLICACIÓN



$$\begin{aligned} \Delta H_r &= \Delta H_{\text{dis}}(\text{H}_2) + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}}(\text{O}_2) - 2 \Delta H_{\text{dis}}(\text{OH}) \\ &= 436 \text{ kJ} + \frac{495 \text{ kJ}}{2} - 2 \times 463 \text{ kJ} \\ &= -242,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

**CALCULE LA ENTALPÍA DE REACCIÓN A PARTIR DEL  
SIGUIENTE CICLO TERMOQUÍMICO.**

**EMPLEE LOS DATOS DE ENERGÍA DE ENLACE DE LAS TABLAS  
PREVIAS**



**CALCULE LA ENTALPÍA DE REACCIÓN A PARTIR DE LOS  
VALORES DE ENTALPÍAS DE ENLACE  
EMPLEE LOS DATOS DE ENERGÍA DE ENLACE DE LAS TABLAS  
PREVIAS**

