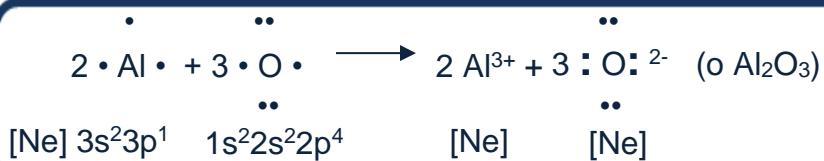


### Símbolo de puntos de Lewis

1. Utilice los símbolos de Lewis para describir la formación del óxido de aluminio (Al con valencia III)



### Electronegatividad

2. Con ayuda de una tabla de electronegatividades, clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes puros

a) HCl electronegatividad: H = 2,1 Cl = 3,0 diferencia: 3,0 – 2,1 = 0,9

0,9 < 2 por lo tanto el enlace es covalente polar

b) KF electronegatividad: K = 0,8 F = 4,0 diferencia: 4,0 – 0,8 = 3,2

3,2 > 2 por lo tanto el enlace es iónico

c) CC en  $\text{H}_3\text{CCH}_3$  electronegatividad: C = 2,5 C = 2,5 diferencia: 2,5 – 2,5 = 0

El enlace entre dos átomos idénticos se clasifica como covalente puro.

3. Con ayuda de una tabla de electronegatividades, clasifique los siguientes enlaces como covalente, covalente polar, e iónico.

a) CsCl electronegatividad: Cs = 0,7 Cl = 3,0 diferencia: 3,0 – 0,7 = 2,3

2,3 > 2 por lo tanto el enlace es iónico

b)  $\text{H}_2\text{S}$  electronegatividad: H = 2,1 S = 2,5 diferencia: 2,5 – 2,1 = 0,4

0,4 < 2 por lo tanto el enlace es covalente polar

c) el enlace NN en el  $\text{H}_2\text{NNH}_2$

electronegatividad: N = 3,0 N = 3,0 diferencia: 3,0 – 3,0 = 0

El enlace entre dos átomos idénticos se clasifica como covalente puro.

## Estructura de Lewis

4. Escriba la estructura de Lewis para el  $\text{NF}_3$

Primero identificamos al elemento menos electronegativo y lo ubicamos como átomo central.

Luego, calculamos la cantidad de electrones que debemos colocar en la estructura sumando los electrones de valencia de los elementos: N  $5\text{e}^-$  F  $7\text{e}^-$

Total de electrones :  $(3 \times 7) + 5 = 26\text{ e}^-$

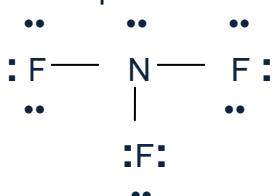
Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre los F y el N.

Completamos los octetos de los F

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura:  $24\text{ e}^-$

Como aún quedan  $2\text{e}^-$  por ubicar en la estructura, los colocamos sobre el N

Por último, verificamos que todos los elementos cumplen con la regla del octeto.



5. Escriba la estructura de Lewis para el  $\text{CS}_2$

Cuando los elementos del compuesto tienen la misma electronegatividad se ubican en forma simétrica, a menos que se indique lo contrario.

Primero, debemos calcular la cantidad de electrones que colocaremos en la estructura, sumando los electrones de valencia de los elementos: S  $6\text{e}^-$  C  $4\text{e}^-$

Total de electrones:  $(2 \times 6) + 4 = 16\text{ e}^-$

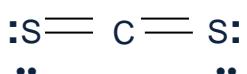
Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre los S y el C.

Completamos los octetos de los S

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura:  $16\text{ e}^-$

Verificamos que todos los elementos cumplan con la regla del octeto.

Como el C no cumple con la regla del octeto y ya están ubicados todos los electrones en la estructura, realizo enlaces dobles.



6. Escriba la estructura de Lewis para el  $\text{HCOOH}$

Cuando la molécula es poliatómica debemos contar con la información de la disposición de los elementos en la estructura.

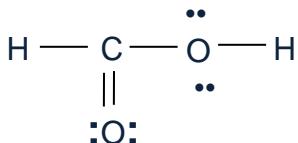
Calculamos la cantidad de electrones que debemos colocar en la estructura sumando los electrones de valencia de los elementos: H  $1\text{e}^-$  C  $4\text{e}^-$  O  $6\text{e}^-$

Total de electrones:  $(2 \times 1) + 4 + (2 \times 6) = 18\text{ e}^-$

Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre los elementos.

Completamos los octetos de los O, puesto que los H sólo pueden formar un enlace simple.

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura:  $18 e^-$   
 Verificamos que todos los elementos cumplan con la regla del octeto.  
 Como el C no cumple con la regla del octeto y ya están ubicados todos los electrones en la estructura, realizamos un enlace doble entre el C y uno de los O:



### 7. Escriba la estructura de Lewis para el ión $CO_3^{2-}$

Identificamos al C como átomo central por tratarse del elemento menos electronegativo.

Para calcular la cantidad de electrones que se deben ubicar en la estructura, a la cantidad de electrones de valencia ( $C: 4e^-$   $O: 6e^-$ ) le debemos sumar 2 electrones debidos a la carga del ión.

Total de electrones:  $4 + (3 \times 6) + 2 = 24 e^-$

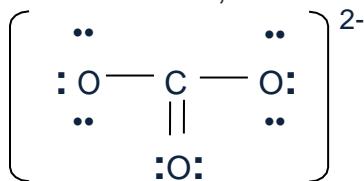
Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre el C y los O.

Completamos los octetos de los O

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura:  $24 e^-$

Verificamos que todos los elementos cumplan con la regla del octeto.

Como el C no cumple con la regla del octeto y ya están ubicados todos los electrones en la estructura, realice un enlace doble entre el C y alguno de los O



### 8. Escriba la estructura de Lewis para el ión $NO_2^-$

Identificamos al N como átomo central por tratarse del elemento menos electronegativo.

Para calcular la cantidad de electrones que se deben ubicar en la estructura, a la cantidad de electrones de valencia ( $N: 5e^-$   $O: 6e^-$ ) le debemos sumar 1 electrón debido a la carga del ión.

Total de electrones:  $5 + (2 \times 6) + 1 = 18 e^-$

Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre el N y los O.

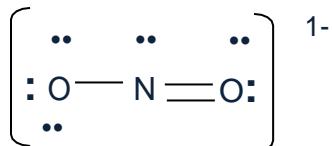
Completamos los octetos de los O

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura:  $16 e^-$

Como aún quedan  $2e^-$  por ubicar en la estructura, los colocamos sobre el N

Verificamos que todos los elementos cumplan con la regla del octeto.

Como el N no cumple con la regla del octeto y ya están ubicados todos los electrones en la estructura, realice un enlace doble entre el N y alguno de los O



### Carga Formal

9. Calcule las cargas formales en el ión carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$

carga formal = electrones de valencia – electrones sin compartir – (1/2) electrones de enlaces

$$\text{c.f C} = 4 - 0 - (1/2) \times 8 = 0$$

$$\text{c.f O (C-O)} = 6 - 6 - (1/2) \times 2 = -1$$

$$\text{c.f O (C=O)} = 6 - 4 - (1/2) \times 4 = 0$$

10 Calcule las cargas formales en el ión  $\text{NO}_2^-$

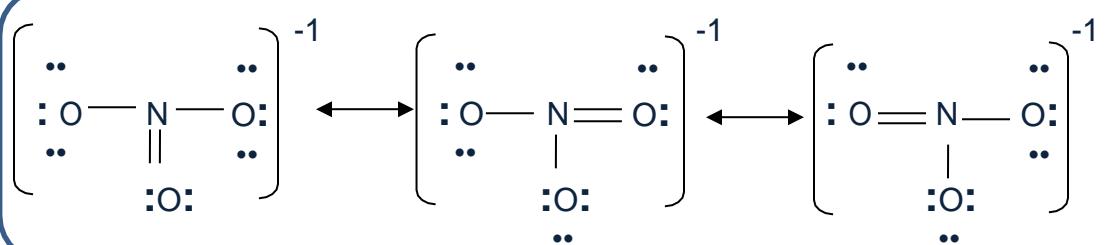
$$\text{c.f N} = 5 - 2 - (1/2) \times 6 = 0$$

$$\text{c.f O (N-O)} = 6 - 6 - (1/2) \times 2 = -1$$

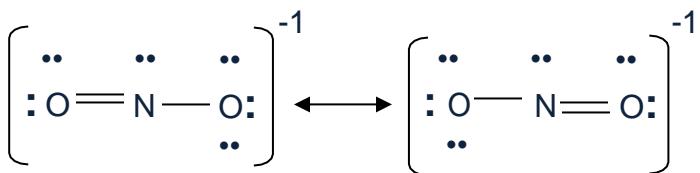
$$\text{c.f O (N=O)} = 6 - 4 - (1/2) \times 4 = 0$$

### Resonancia

11. Dibuje las estructuras de resonancia (incluyendo las cargas formales) para el ión nitrato  $\text{NO}_3^-$  que tiene la siguiente distribución básica:

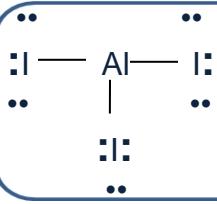


12. Dibuje las estructuras de resonancia para el ión nitrito  $\text{NO}_2^-$

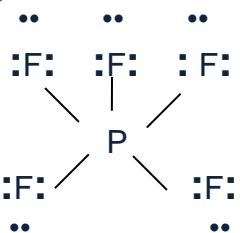


### Octeto Incompleto – Octeto Expandido

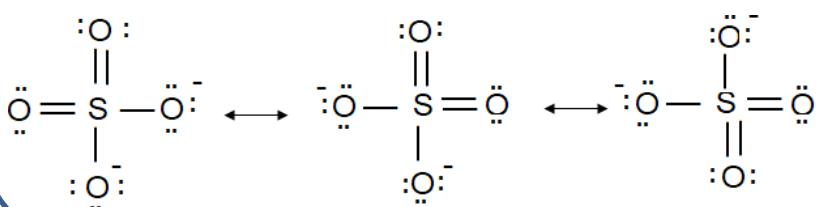
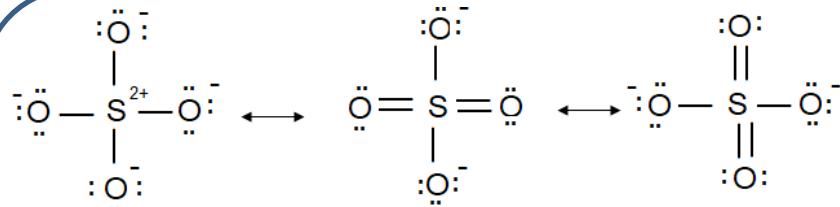
13. Dibuje la estructura de Lewis para el triyoduro de Aluminio:  $\text{Al I}_3$

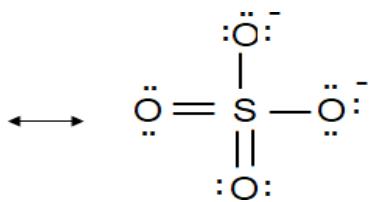


14. Dibuje la estructura de Lewis para el pentafluoruro de fósforo:  $\text{P F}_5$



15. Dibuje la estructura de Lewis para el ión sulfato  $\text{SO}_4^{2-}$

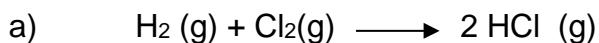




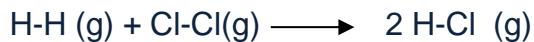
Estas estructuras de resonancia del ión sulfato son posibles porque el S es un elemento del tercer período y puede formar estructuras con octeto expandido

## Energía de enlace

16. Calcular la entalpía de reacción de los siguientes procesos:



Para resolver este ejercicio debemos escribir las fórmulas desarrolladas de las sustancias que reaccionan para saber qué tipo enlaces se deben romper y qué tipo de enlaces se forman:

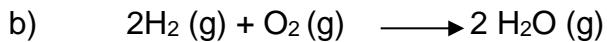


$$\Delta H^0 = \sum \Delta E(\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta E(\text{enlaces formados})$$

Tipo de enlace roto	Cantidad de enlaces rotos	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-H	1	436,4	436,4
Cl-Cl	1	242,7	242,7

Tipo de enlaces formados	Cantidad de enlaces formados	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-Cl	2	431,9	863,8

$$\Delta H^0 = 436,4 + 242,7 - (2 \times 431,9) = -184,7 \text{ kJ}$$



Para resolver este ejercicio debemos escribir las fórmulas desarrolladas de las sustancias que reaccionan para saber qué tipo enlaces se deben romper y qué tipo de enlaces se forman:



$$\Delta H^0 = \sum \Delta E(\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta E(\text{enlaces formados})$$

Tipo de enlace roto	Cantidad de enlaces rotos	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-H	2	436,4	872,8
O=O	1	498,7	498,7

Tipo de enlaces formados	Cantidad de enlaces formados	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-O	4	460	1840

$$\Delta H^0 = 872.8 + 498.7 - 1840 = -469 \text{ kJ}$$

$$\boxed{\Delta H^0 = -469 \text{ kJ}}$$

### Ejercicios complementarios

1. Escriba los símbolos de puntos de Lewis para los siguientes iones:  
 a) Li<sup>+</sup> b) Cl<sup>-</sup> c) S<sup>2-</sup> d) Sr<sup>2+</sup> e) N<sup>3-</sup>

a) Li<sup>+</sup>: el único electrón que tiene el Li en su capa de valencia, lo cede cuando forma el ión Li<sup>+</sup>

b) c)



d) Sr<sup>2+</sup>: Los dos electrones que tiene el Sr en su capa de valencia, los cede cuando forma el ión Sr<sup>2+</sup>

e)



2. Utilice los símbolos de Lewis para representar la formación del hidruro de bario.



3. Escriba la estructura de Lewis para el ácido nítrico, en el cual los tres átomos de O están enlazados al átomo de N, en el centro, y el átomo H ionizable está enlazado a uno de los átomos de O.

Primero debemos calcular la cantidad de electrones que se deben ubicar en la estructura: electrones de valencia (N 5e<sup>-</sup> O 6e<sup>-</sup> H 1e<sup>-</sup>)

Total de electrones: 5 + (3x6) + 1 = 24 e<sup>-</sup>

Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre los átomos.

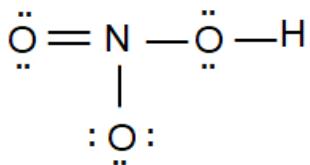
Completemos los octetos de los O

Recordemos que el H sólo puede formar un enlace simple.

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura: 24 e<sup>-</sup>

Verificamos que todos los elementos cumplan con la regla del octeto.

Como el N no cumple con la regla del octeto y ya están ubicados todos los electrones en la estructura, realizo un enlace doble entre el N y alguno de los O



4. El formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) es un líquido de olor desagradable. Dibuje la estructura de Lewis más probable para este compuesto.

Primero debemos determinar la disposición de los átomos en la estructura, recordando que los H no pueden ser átomos centrales porque sólo pueden realizar un enlace simple. Consideramos al C átomo central por ser menos electronegativo que el O.

Calculamos la cantidad de electrones que se deben ubicar en la estructura:  
electrones de valencia (C 4e<sup>-</sup> O 6e<sup>-</sup> H 1e<sup>-</sup>)

Total de electrones:  $4 + (2 \times 1) + 6 = 12 \text{ e}^-$

Dibujamos enlaces covalentes sencillos entre los átomos.

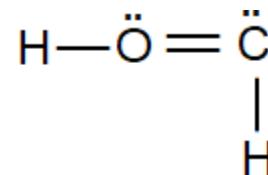
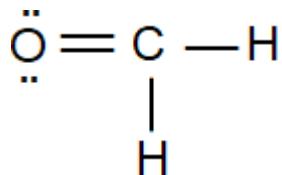
Completemos el octeto del O

Contamos cuántos electrones hemos colocado en la estructura: 12 e<sup>-</sup>

Verificamos que todos los elementos cumplan con la regla del octeto.

Como el C no cumple con la regla del octeto y ya están ubicados todos los electrones en la estructura, realizo un enlace doble entre el C y el O

De esta forma obtenemos dos estructuras probables, veamos si calculando las cargas formales podemos establecer cuál será la más probable



$$c.f(C) = 4 - 0 - (1/2)8 = 0$$

$$c.f(O) = 6 - 4 - (1/2)4 = 0$$

$$c.f(H) = 1 - 0 - (1/2)2 = 0$$

$$c.f(H) = 1 - 0 - (1/2)2 = 0$$

$$c.f(C) = 4 - 2 - (1/2)6 = -1$$

$$c.f(O) = 6 - 2 - (1/2)6 = +1$$

$$c.f(H) = 1 - 0 - (1/2)2 = 0$$

$$c.f(H) = 1 - 0 - (1/2)2 = 0$$

La estructura de la izquierda será la más probable debido a que todos los átomos tendrán una carga formal= 0

La estructura de la derecha será muy inestable y por lo tanto muy poco probable debido a que el elemento más electronegativo de la estructura presenta una carga formal positiva.

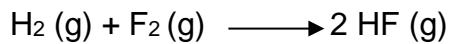
5. Dibuje la estructura de Lewis para el BeF<sub>2</sub>.



6. Dibuje la estructura de Lewis para el AsF<sub>5</sub>.



7. Determine la entalpía de la reacción:



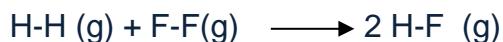
a) Utilizando el método directo (termoquímica).

$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = (2\text{mol} \times -271,6 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol} \times 0 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \times 0 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = -543,2 \text{ kJ}$$

b) Utilizando los datos de la tabla 9.4 del libro Química de R. Chang

Para resolver este ejercicio debemos escribir las fórmulas desarrolladas de las sustancias que reaccionan para saber qué tipo enlaces se deben romper y qué tipo de enlaces se forman:



$$\Delta H^0 = \sum \Delta E(\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta E(\text{enlaces formados})$$

Tipo de enlace roto	Cantidad de enlaces rotos	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-H	1	436,4	436,4
F-F	1	156,9	156,9

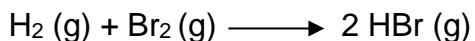
Tipo de enlaces formados	Cantidad de enlaces formados	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-F	2	568,2	1136,4

$$\Delta H^0 = 436,4 + 156,9 - (2 \times 568,2) = -543,1 \text{ kJ}$$

**$\Delta H^0 = -543,1 \text{ kJ}$**

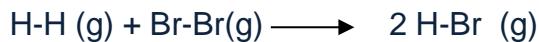
Los valores de entalpía calculados en el punto a) y punto b) no coinciden exactamente porque las energías de enlace se calculan realizando un promedio de las energías de enlace de las sustancias en diferentes entornos.

8. Determine la entalpía de la reacción:



Utilizando los datos de energía de enlace de la tabla 9.4 del libro Química de R. Chang.

Para resolver este ejercicio debemos escribir las fórmulas desarrolladas de las sustancias que reaccionan para saber qué tipo enlaces se deben romper y qué tipo de enlaces se forman:



$$\Delta H^0 = \sum \Delta E(\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta E(\text{enlaces formados})$$

Tipo de enlace roto	Cantidad de enlaces rotos	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-H	1	436,4	436,4
Br-Br	1	192,5	192,5

Tipo de enlaces formados	Cantidad de enlaces formados	Energía de enlace (kJ/mol)	Cambio de energía (kJ)
H-Br	2	366,1	732,2

$$\Delta H^0 = 436,4 + 192,5 - (2 \times 366,1) = - 103,3 \text{ kJ}$$

**$\Delta H^0 = -103,3 \text{ kJ}$**

### Ejercicios Propuestos:

1. Utilice los símbolos de puntos de Lewis para representar la formación del  $\text{SiH}_4$
2. Utilice los símbolos de puntos de Lewis para representar la formación del  $\text{NaCl}$
3. Escriba la estructura de Lewis de las siguientes sustancias:  
 $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$
4. Dibuje las estructuras de resonancia (incluyendo las cargas formales) para el ión bicarbonato  $\text{HCO}_3^{1-}$ .
5. Dibuje las estructuras de resonancia (incluyendo las cargas formales) para el ión bicarbonato  $\text{ClO}_3^{1-}$
6. Calcule la variación de entalpía de formación del amoniaco. Utilizando los datos de la tabla 9.4 del libro Química de R. Chang  
 $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{ H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ NH}_{3(g)}$
7. Determine el valor de la entalpía de la siguiente reacción:  
 $\text{CH}_2=\text{CH}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_{3(g)}$   
 Datos: Energías de enlace (kJ mol<sup>-1</sup>): (H-H) = 436; (C-H) = 414,1; (C=C) = 620,1; (C-C) = 347,1.
8. Calcule la variación de entalpía estándar de hidrogenación, a 25°C, del acetileno para formar etano según la reacción:  
 $\text{C}_2\text{H}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(g)}$ 
  - A partir de las energías de enlace.
  - A partir de las entalpías estándar de formación, a 25 °C.  
 Datos: Energías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 415; (H-H) = 436; (C-C) = 350; (C≡C) = 825.  
 Entalpías de formación  $\Delta H^\circ_f$  [  $\text{C}_2\text{H}_6(g)$  ] = -85 kJ/mol,  $\Delta H^\circ_f$  [  $\text{C}_2\text{H}_2(g)$  ] = 227 kJ/mol.
9. Dada la reacción:  $\text{CH}_{4(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{Cl}_{(g)} + \text{HCl}_{(g)}$   
 Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando las entalpías de enlace.  
 Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.
10. Para la siguiente reacción:  $\text{CH}_{4(g)} + 4\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{CCl}_{4(g)} + 4\text{HCl}_{(g)}$   
 Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando las entalpías de enlace.  
 Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 415; (Cl-Cl) = 244; (C-Cl) = 330; (H-Cl) = 430.