

**PAU - COMUNIDAD VALENCIANA**

# **QUÍMICA**

**EJERCICIO 3**

**JULIO 2025**

**EXTRA DANA**

**El átomo y el enlace químico**



# DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 <b>H</b> Hidrógeno 1,008																	2 <b>He</b> Helio 4,0026
3 <b>Li</b> Litio 6,94	4 <b>Be</b> Berilio 9,0122											5 <b>B</b> Boro 10,81	6 <b>C</b> Carbono 12,011	7 <b>N</b> Nitrógeno 14,007	8 <b>O</b> Oxígeno 15,999	9 <b>F</b> Flúor 18,998	10 <b>Ne</b> Neón 20,180
11 <b>Na</b> Sodio 22,990	12 <b>Mg</b> Magnesio 24,305											13 <b>Al</b> Aluminio 26,982	14 <b>Si</b> Silicio 28,085	15 <b>P</b> Fósforo 30,974	16 <b>S</b> Azufre 32,06	17 <b>Cl</b> Cloro 35,45	18 <b>Ar</b> Argón 39,95

**Constantes y factores de conversión:**  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$ .  
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ;  $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$ .

## FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales:  $PV = nRT$

Ecuación de Dalton:  $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius:  $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday:  $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

Energía de un fotón:  $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$



# Ejercicio 3

## Ejercicio 3. (2 puntos)

Considere las moléculas  $\text{NF}_3$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ .

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**

Conteste a una de las siguientes cuestiones:

c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por dos átomos cuyos números atómicos son 17 y 20, respectivamente. Discuta el tipo de enlace que mantiene unidos a los átomos y si el compuesto será soluble en agua. **(1 punto)**

c2) Considere los elementos de números atómicos 13 y 35. Escriba su configuración electrónica en el estado fundamental, así como la configuración electrónica correspondiente al ion más estable que cada uno de ellos puede formar. **(1 punto)**

## Solución:

En primer lugar, escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.

C (Z=6):  $1s^2 2s^2 2p^2$   $\longrightarrow$  4 electrones de valencia

N(Z=7):  $1s^2 2s^2 2p^3$   $\longrightarrow$  5 electrones de valencia

O(Z=8):  $1s^2 2s^2 2p^4$   $\longrightarrow$  6 electrones de valencia

F(Z=9):  $1s^2 2s^2 2p^5$   $\longrightarrow$  7 electrones de valencia

Considere las moléculas  $\text{NF}_3$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ .

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**

$\text{NF}_3$  En este caso, el nitrógeno es el átomo central. Y como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de flúor. Un electrón con cada flúor, y así el flúor también completa su capa de valencia.



$\text{F}_2\text{CO}$  El átomo de C será el átomo central. Esto siempre ocurre cuando estamos ante un compuesto basado en carbono.

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá dos con el oxígeno y los otros dos con los átomos de flúor (uno con cada átomo de flúor). Por otro lado, el oxígeno, al compartir 2 electrones con el carbono, completará su capa de valencia.

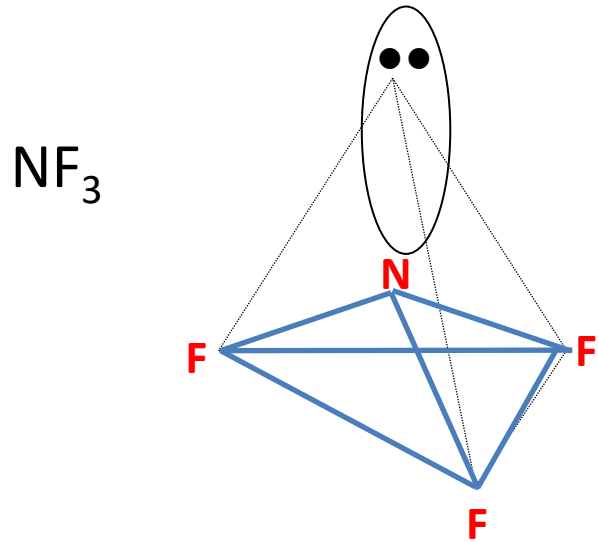


# Ejercicio 3

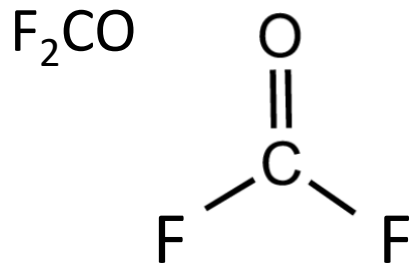
Considere las moléculas  $\text{NF}_3$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ .

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**



Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una **disposición tetraédrica** (disposición que minimiza la repulsión). Como tiene un par no enlazante y éste no se tiene en cuenta en la geometría de la molécula, su geometría es de **pirámide trigonal**. El par no enlazante provoca que el ángulo entre **F–N–F sea menor de  $109^\circ$**  ya que el volumen del orbital no enlazante es mayor que el del par enlazante.



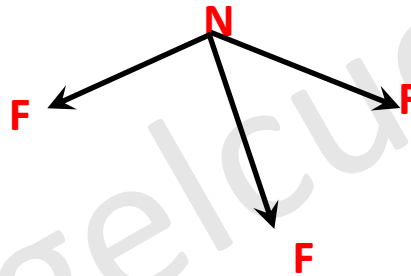
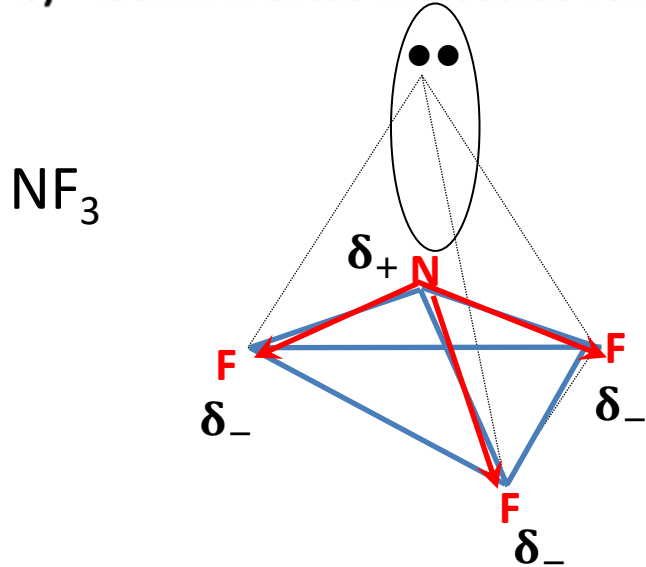
Debido que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría de la molécula es **triangular plana**.

# Ejercicio 3

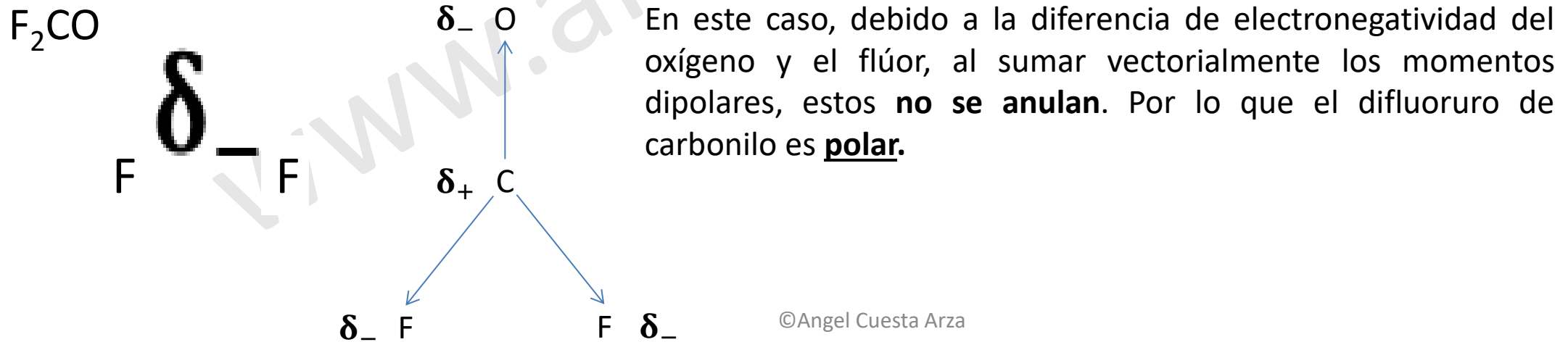
Considere las moléculas  $\text{NF}_3$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ .

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**



En este caso, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por lo que la molécula es **polar**.

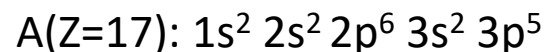


En este caso, debido a la diferencia de electronegatividad del oxígeno y el flúor, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos **no se anulan**. Por lo que el difluoruro de carbonilo es **polar**.

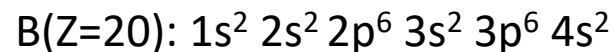
# Ejercicio 3

**c1)** Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por dos átomos cuyos números atómicos son 17 y 20, respectivamente. Discuta el tipo de enlace que mantiene unidos a los átomos y si el compuesto será soluble en agua. **(1 punto)**

En primer lugar, escribiré las configuraciones electrónicas de los átomos y a partir de ellas indicaré el período y el grupo. También se indicará si el átomo es un metal o un no metal.



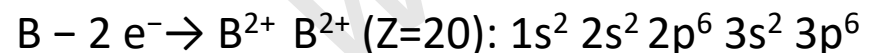
Puesto que la última capa es  $3p^5$ , el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es  $p^5$ , **su grupo es el 17 (halógenos)**. Es un no metal



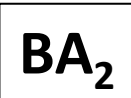
Puesto que la última capa es  $4s^2$ , el 4 nos indica que **su período es el cuarto**. Debido a que es  $s^2$ , **su grupo es el 2 (alcalinotérreos)**. Es un metal.

El elemento químico A es un halógeno, mientras que el elemento químico B es un alcalinotérreo. Debido a ello, la diferencia de electronegatividad entre ellos será muy alta. Por ello formarán un compuesto de tipo iónico.

La regla del octeto dice que los átomos adquieren la máxima estabilidad cuando tienen **8 electrones** en su última capa.

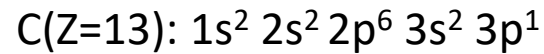


Dado que el compuesto iónico debe ser neutro, la fórmula empírica del compuesto será:

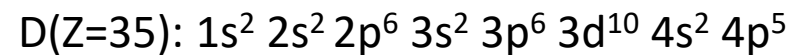


# Ejercicio 3

c2) Considere los elementos de números atómicos 13 y 35. Escriba su configuración electrónica en el estado fundamental, así como la configuración electrónica correspondiente al ion más estable que cada uno de ellos puede formar. **(1 punto)**



Puesto que la última capa es  $3p^1$ , el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es  $p^1$ , **su grupo es el 13 (terreos)**. Es un metal (Al).



Puesto que la última capa es  $4p^5$ , el 4 nos indica que **su período es el cuarto**. Debido a que es  $p^5$ , **su grupo es el 17 (halógenos)**. Es un no metal (Br).

Ambos elementos tienen tendencia a tener 8 electrones en su última capa. Para formar un ion, deben perder electrones (elemento C) o ganar electrones (elemento D).

