



**PAU - MADRID**



# **QUÍMICA**

**EJERCICIO 2B**

**JUNIO 2025**

**ENLACE QUÍMICO**

**FUERZAS INTERMOLECULARES**



# EJERCICIO 2B

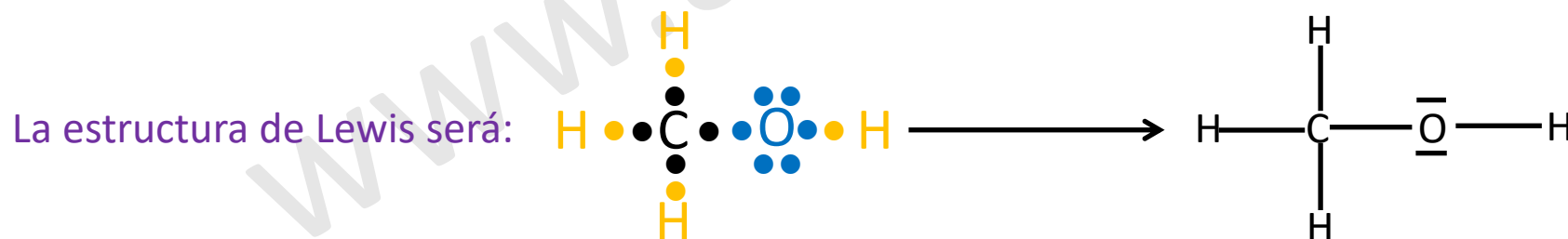
Considere las siguientes moléculas, cuyas temperaturas de ebullición se indican entre paréntesis:  $\text{CH}_3\text{OH}$  (338 K),  $\text{HCHO}$  (254 K) y  $\text{CH}_4$  (111 K):

a) Dibuje la estructura de Lewis de los tres compuestos

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

|                           |   |                          |
|---------------------------|---|--------------------------|
| H (Z=1): $1s^1$           | → | 1 electrón de valencia   |
| C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$ | → | 4 electrones de valencia |
| O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$ | → | 6 electrones de valencia |

$\text{CH}_3\text{OH}$  En este caso, el carbono es el átomo central. Y como necesita compartir cuatro electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno y con el átomo de oxígeno. El oxígeno necesita dos electrones. Uno lo obtiene del átomo de carbono y otro del átomo de hidrógeno. De esta forma todos los átomos completan su capa de valencia. Se recuerda que el hidrógeno llena su capa de valencia con dos electrones.

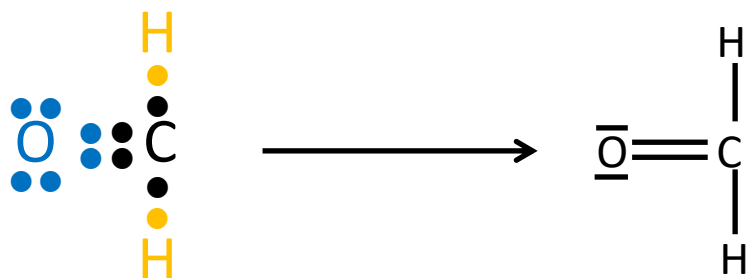


$\text{H}_2\text{CO}$  En compuestos orgánicos, normalmente el carbono actúa como átomo central (salvo excepciones)

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá dos con el oxígeno y los otros dos con los hidrógenos.

Por otro lado, el oxígeno, al compartir 2 electrones con el carbono, completará su capa de valencia.

El hidrógeno sólo puede compartir un electrón y llena su capa.



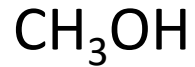
$\text{CH}_4$  En este caso, el carbono es el átomo central. Necesita compartir cuatro electrones para completar su capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno. Un electrón con cada hidrógeno, y así todos completan su capa de valencia.



# EJERCICIO 2B

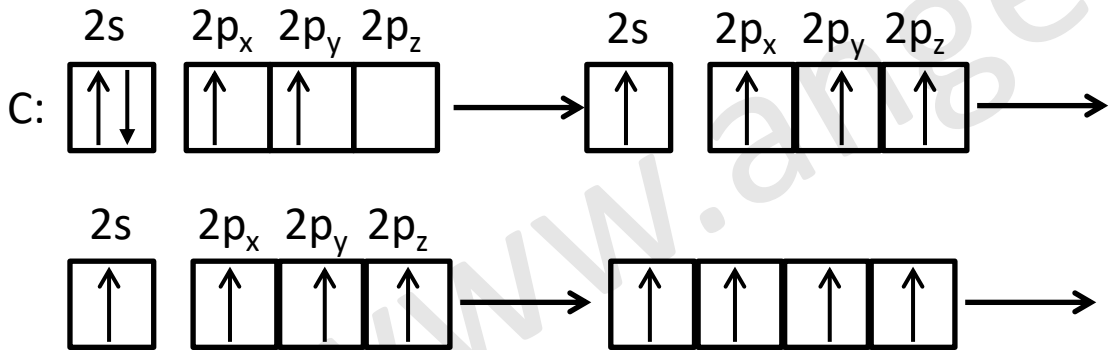
b) Indique la hibridación del átomo de carbono y la geometría de cada una de las moléculas del enunciado utilizando el modelo de RPECV.

Aunque no se pide explícitamente, se justificará la hibridación porque me parece imprescindible en un examen de química.



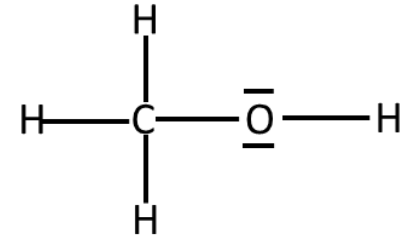
Al ser todos los enlaces del carbono sencillos, todos ellos se producen por solapamiento de los orbitales atómicos híbridos. Como no hay enlaces  $\pi$ , **la hibridación debe ser  $\text{sp}^3$** .

Lo justificaremos usando diagramas de cajas. Un electrón del orbital 2s promociona al orbital 2p. Se hibridan un orbital 2s con los 3 orbitales atómicos 2p, para dar lugar a 4 orbitales atómicos híbridos, con un electrón cada uno.



Promociona un electrón desde 2s a 2p.  
El carbono tiene 4 electrones de valencia desapareados.

Observamos que tenemos 4 orbitales híbridos  $\text{sp}^3$ .

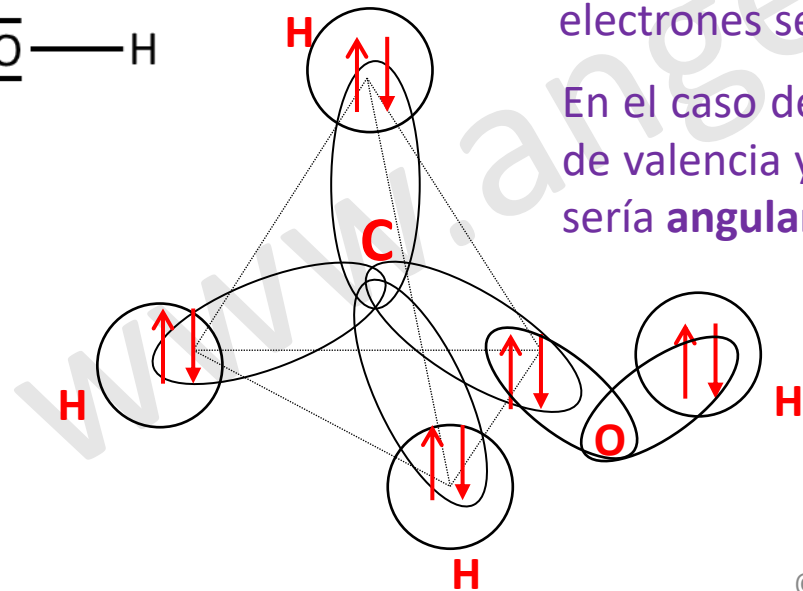
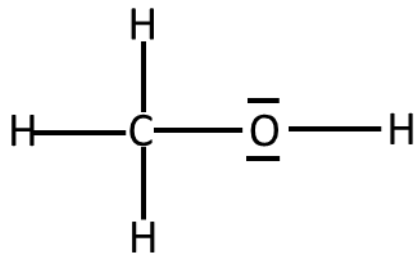
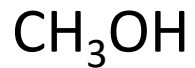


## EJERCICIO 2B

b) Indique la hibridación del átomo de carbono y la geometría de cada una de las moléculas del enunciado utilizando el modelo de RPECV.

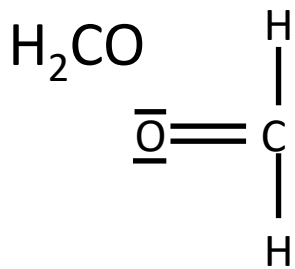
Para estudiar la geometría, utilizaremos la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente:

Los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo se repelen mutuamente, y, por lo tanto, adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión.



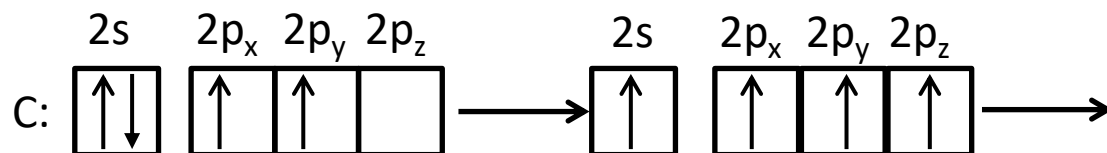
En el caso del CH<sub>3</sub>OH, según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, dado que no hay pares solitarios en el átomo central, la disposición que minimiza la repulsión de los cuatro pares de electrones sería tetraédrica. Por ello la geometría de CH<sub>3</sub>OH es **tetraédrica**.

En el caso del oxígeno, según la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia y dado que tiene dos pares solitarios, la geometría que tendría sería **angular**. Aunque esto último **no se pide**.

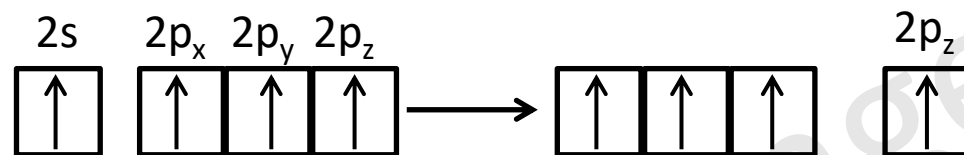


Al tener el carbono un enlace doble, deducimos que posee un enlace  $\pi$ . Por ello podemos decir que la hibridación del átomo de carbono es  $sp^2$ .

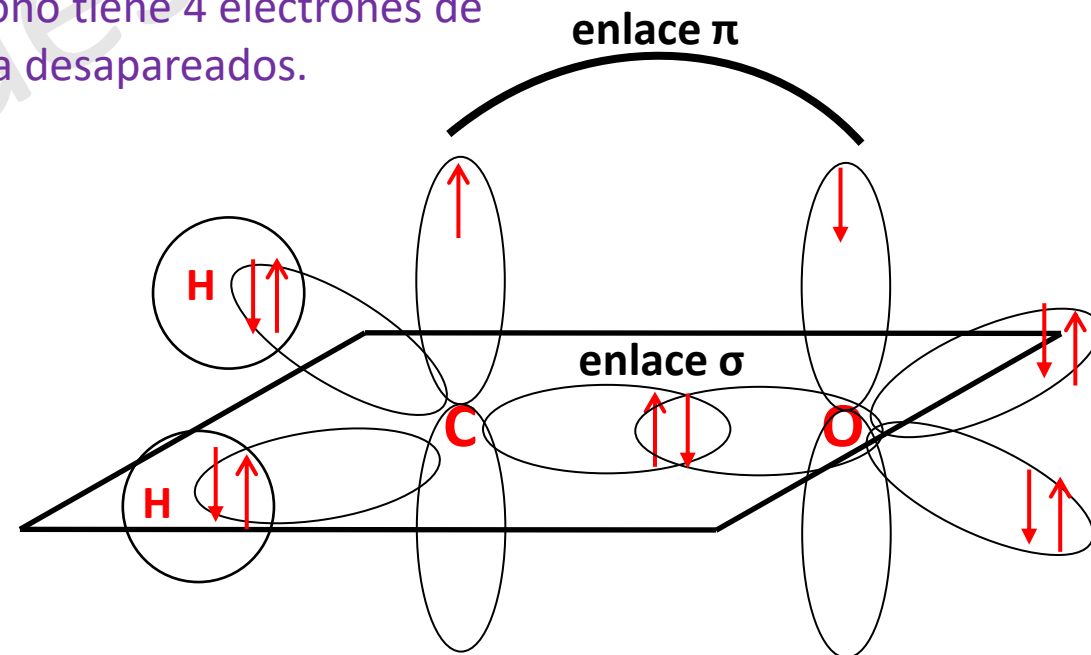
Lo justificaremos con diagramas de cajas. Como se puede ver, un electrón del orbital 2s promociona al orbital 2p, y se hibridan un orbital 2s con los 2 orbitales atómicos 2p, para dar lugar a 3 orbitales atómicos híbridos  $sp^2$ , con un electrón cada uno. Un orbital 2p queda sin hibridar. Este será el responsable del enlace  $\pi$ .



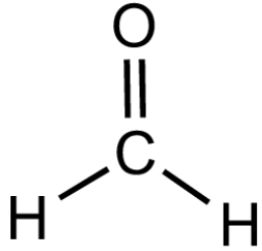
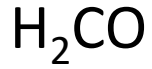
Promociona un electrón desde 2s a 2p.  
El carbono tiene 4 electrones de valencia desapareados.



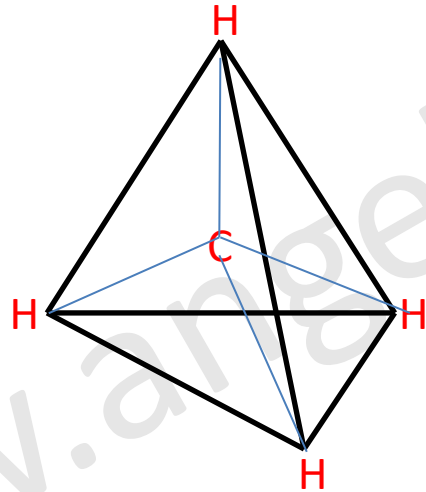
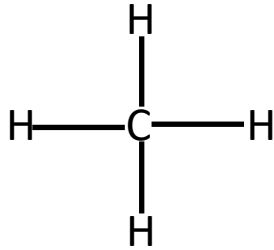
Observamos que tenemos 3 orbitales híbridos  $sp^2$ . Y el orbital 2p<sub>z</sub> sin hibridar. El oxígeno tendría una hibridación  $sp^2$  (esta hibridación no se pide, pero se indica con fines pedagógicos).



# EJERCICIO 2B



Debido que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es triangular plana.



En el caso del  $\text{CH}_4$ , según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, dado que no hay pares solitarios en el átomo central, la disposición que minimiza la repulsión de los cuatro pares de electrones sería tetraédrica. Por ello la geometría de  $\text{CH}_4$  es **tetraédrica**.

## EJERCICIO 2B

c) Justifique los diferentes valores de las temperaturas de ebullición indicadas.

La temperatura de ebullición es mayor cuanto más intensas son las fuerzas intermoleculares. El  $\text{CH}_4$  es una molécula apolar que solo tiene fuerzas de dispersión (o fuerzas de London) que son las más débiles, el  $\text{HCHO}$  es una molécula polar con fuerzas de dispersión (o London) y fuerzas dipolo-dipolo; el  $\text{CH}_3\text{OH}$  es una molécula polar con un grupo  $\text{OH}$  por lo que, además de las fuerzas de dispersión (o London) y fuerzas dipolo-dipolo, presenta enlace de hidrógeno, que son las más intensas. Por lo tanto, el orden de intensidad de las fuerzas intermoleculares es:  $\text{CH}_3\text{OH} > \text{HCHO} > \text{CH}_4$ , que es el mismo orden que siguen sus temperaturas de ebullición.

d) ¿Cuál/es es/son soluble/s en agua? Justifique la respuesta.

Al ser la molécula de agua una molécula polar, tanto el  $\text{CH}_3\text{OH}$  como el  $\text{HCHO}$  son solubles en agua, ya que son moléculas polares.