

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Enlace covalente

Cuestión 2

Julio 2023

Cuestión 2

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de las siguientes especies químicas: disulfuro de carbono CS_2 , dióxido de azufre SO_2 , sulfuro de hidrógeno H_2S y formaldehído H_2CO .

Datos: Números atómicos, Z: H=1; C=6; O=8; S=16.

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

S(S=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ → 6 electrones de valencia

La **estructura de Lewis** es una representación que muestra los pares de electrones en guiones o puntos. Así podemos representar los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

De forma general, las moléculas covalentes cumplen **la regla del octeto**, es decir, los átomos que las forman tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia. Aunque **hay excepciones como el hidrógeno** (que llena su capa de valencia con 2 electrones).

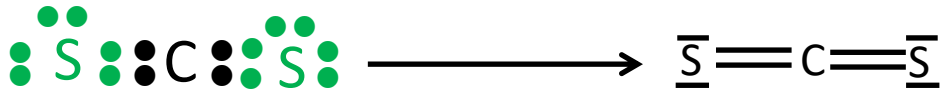
Cuestión 2

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de las siguientes especies químicas: disulfuro de carbono CS_2 , dióxido de azufre SO_2 , sulfuro de hidrógeno H_2S y formaldehído H_2CO .

Datos: Números atómicos, Z: H=1; C=6; O=8; S=16.

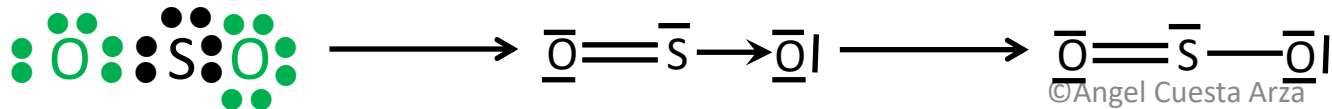
CS_2 El átomo de carbono es el átomo central.

En este caso, el carbono comparte dos electrones con cada uno de los átomos de azufre, ya que el carbono necesita 4 electrones para completar su capa de valencia y el azufre necesita dos electrones. Es la forma en la que los tres átomos cumplen la regla del octeto y no se generan cargas formales.



SO_2 El átomo de azufre es el átomo central.

En este caso, el azufre comparte dos electrones con uno de los átomos de oxígeno. De esta forma ya completan ambos átomos su capa de valencia, por ello, el átomo de azufre le cede dos electrones (enlace dativo) al otro átomo de oxígeno. Debemos tener en cuenta que cada átomo de oxígeno necesita dos electrones para completar su capa de valencia. Es la forma en la que se cumplen la regla del octeto los 3 átomos con el menor valor de las cargas formales.

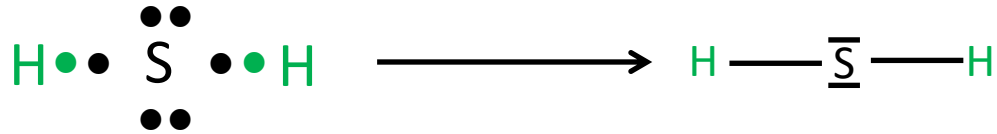


Cuestión 2

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de las siguientes especies químicas: disulfuro de carbono CS_2 , dióxido de azufre SO_2 , sulfuro de hidrógeno H_2S y formaldehído H_2CO .

Datos: Números atómicos, Z: H=1; C=6; O=8; S=16.

H_2S En este caso, el azufre comparte un electrón con cada uno de los átomos de hidrógeno. Es la única forma en la que se cumple la regla del octeto y además los átomos de hidrógeno completan su capa de valencia.



H_2CO 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 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.

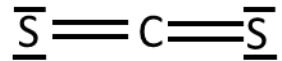


Cuestión 2

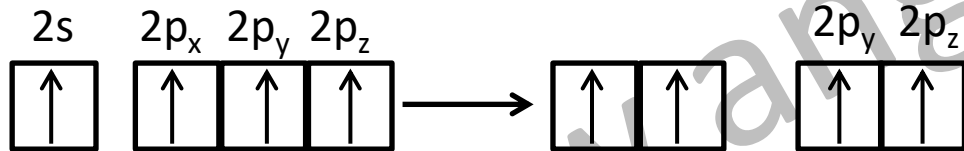
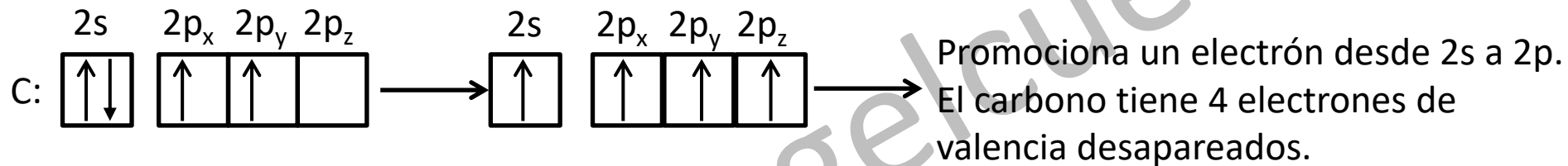
b) Indique la hibridación de los átomos de C en las moléculas CS_2 y H_2CO .



Al tener el azufre dos enlaces dobles, deducimos que posee dos enlaces π . Por ello podemos decir que la hibridación del átomo de carbono es sp .

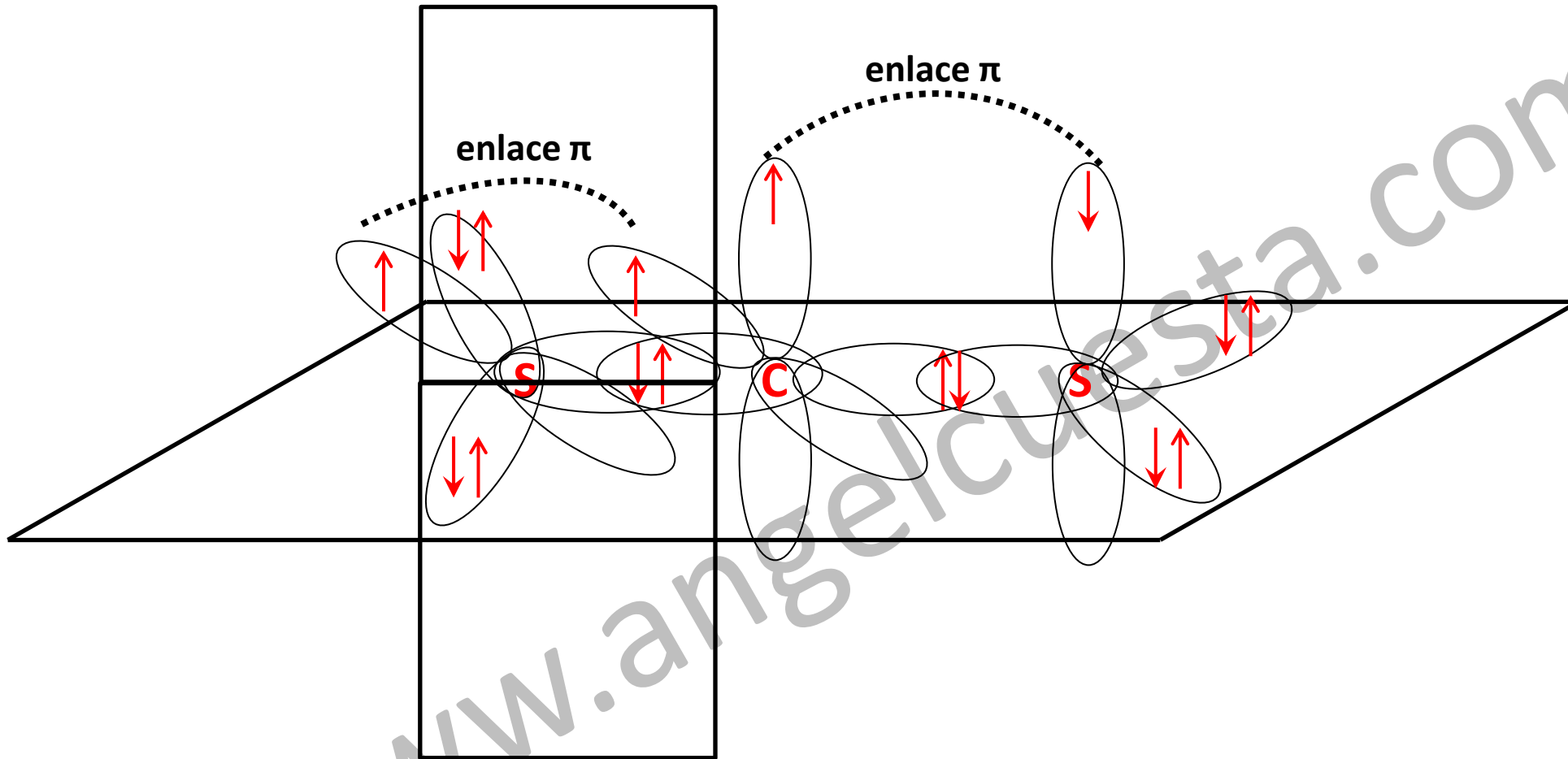


Lo justificaremos con diagramas de cajas. Como se puede ver, un electrón del orbital $2s$ promociona al orbital $2p$, y se hibridan un orbital $2s$ con un orbital atómico $2p$, para dar lugar a 2 orbitales atómicos híbridos sp , con un electrón cada uno. Dos orbitales $2p$ quedan sin hibridar. Estos serán los responsables de los enlaces π .



Observamos que el carbono tiene 2 orbitales híbridos sp y dos orbitales, $2p_y$ y $2p_z$ sin hibridar. Aunque no se pide, la hibridación de los átomos de azufre es sp^2 . Este hecho se refleja en el esquema que se realiza en la diapositiva siguiente con fines pedagógicos.

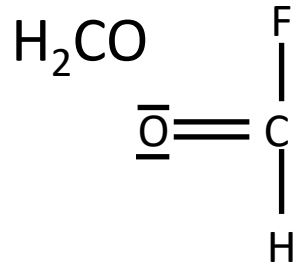
Cuestión 2



En el esquema se representa la hibridación sp del carbono con su correspondiente geometría lineal, las hibridaciones sp^2 de los átomos de azufre con su correspondiente geometría triangular plana. Puedes observar que los planos que contienen los orbitales híbridos de los átomos de azufre son perpendiculares entre sí.

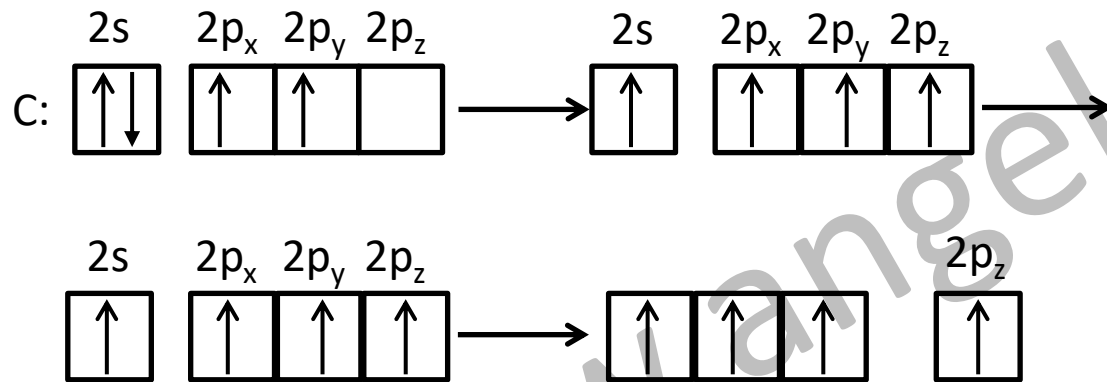
Cuestión 2

b) Indique la hibridación de los átomos de C en las moléculas CS_2 y H_2CO .



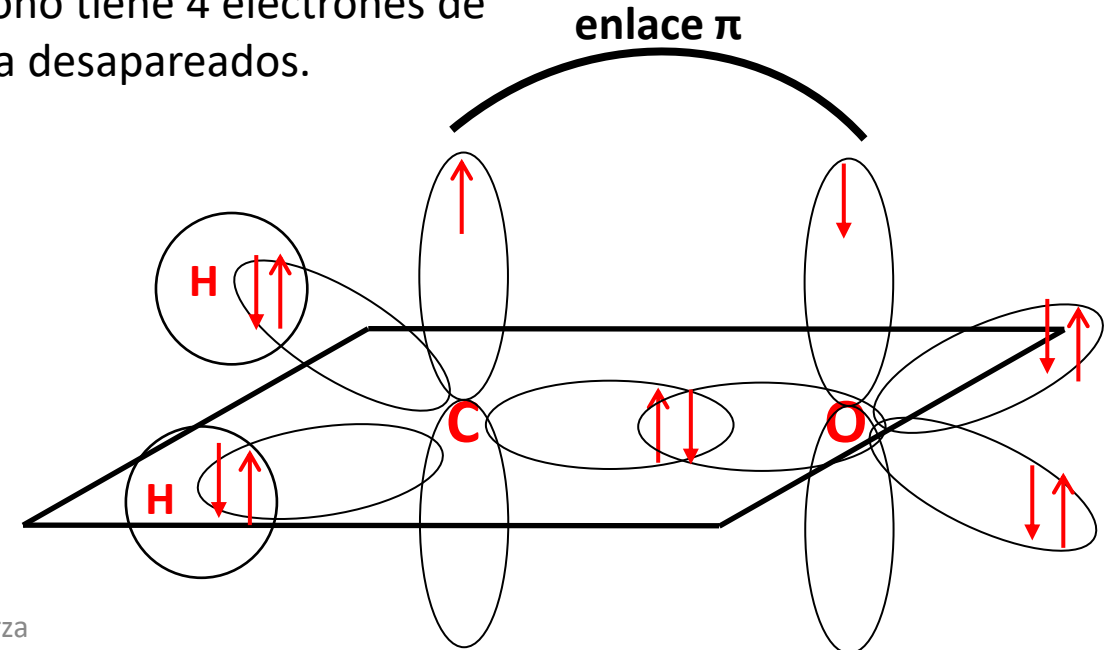
Al tener el carbono un enlace doble, deducimos que posee un enlace π . Por ello podemos decir que la hibridación del átomo de carbono es sp^2 .

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 π .



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 $2p_z$ sin hibridar. El oxígeno tendría una hibridación sp^2 (esta hibridación no se pide, pero se indica con fines pedagógicos).



Cuestión 2

c) Deduzca la geometría molecular de CS_2 y H_2CO .

CS_2 : Al ser la hibridación del átomo central sp , **la geometría molecular es lineal.**

H_2CO : Al ser la hibridación del átomo central sp^2 , **la geometría molecular es triangular plana.**

Si se aplicara la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, el resultado sería el mismo.

www.angelcuesta.com

Cuestión 2

d) Deduzca cuál de los ángulos es mayor: O–S–O o H–S–H en las moléculas de SO₂ y H₂S, respectivamente.

Vuelvo a escribir la estructura de Lewis de ambas moléculas. $\underline{\underline{\text{O}}}=\underline{\underline{\text{S}}}-\underline{\underline{\text{O}}}$ $\text{H}-\underline{\underline{\text{S}}}-\text{H}$

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. Por otro lado, los pares no enlazantes tienen mayor poder de repulsión que los enlazantes al ser más voluminosos.

En el caso del **SO₂**, hay 3 zonas de alta densidad electrónica (el doble enlace, el enlace simple y el par no enlazante), por ello, la distribución espacial de estas zonas es triangular plana. Dado hay un par solitario en el átomo central, la disposición adoptada por los enlaces es angular. El par no enlazante provoca que el ángulo sea menor que el de la geometría triangular plana (120°) y por ello el ángulo del **enlace O–S–O es ligeramente menor de 120°**.

En el caso del **H₂S**, hay 4 zonas de alta densidad electrónica, por ello, la distribución espacial de estas zonas es tetraédrica. Dado hay dos pares solitarios en el átomo central, la disposición adoptada por los enlaces es angular. Los pares no enlazantes provocan que el ángulo sea menor que el de la geometría tetraédrica (109°) y por ello el ángulo del **enlace H–S–H es ligeramente menor de 109°**.

Por consiguiente, **el ángulo del enlace O–S–O es mayor que el ángulo del enlace H–S–H.**