

**QUÍMICA**

**INDICACIONES**

- El ejercicio consta de tres apartados.
- APARTADO 1 consta de dos preguntas. El alumnado debe elegir una pregunta. En caso de realizar las dos preguntas se corregirá la que aparezca resuelta en primer lugar.
- APARTADO 2 consta de cuatro preguntas. El alumnado debe elegir tres preguntas. En caso de realizar las cuatro preguntas se corregirán las tres que aparezcan resueltas en primer lugar.
- APARTADO 3 consta de una pregunta obligatoria.
- El alumnado debe realizar un total de cinco ejercicios.
- Entre corchetes se indica la puntuación máxima de cada pregunta y apartado.
- Se permite utilizar una calculadora científica básica con funciones estadísticas, pero queda prohibido el uso de calculadoras gráficas y/o programables, así como el de cualquier dispositivo con capacidad de almacenar y/o transmitir datos.

**APARTADO 1 (elegir 1 pregunta)**

**Pregunta 1 [2 puntos].** Considere los pares de compuestos siguientes (i)  $\text{NH}_3$  y  $\text{PF}_3$  (ii)  $\text{CCl}_4$  y  $\text{KCl}$  y responda a las siguientes tareas:

- a) **[0,5 puntos].** Razone cuál tiene un punto de ebullición mayor en cada uno de los pares.
- b) **[0,5 puntos].** Razone cuál(es) de los cuatro compuestos es soluble en agua y cuál(es) no lo son.
- c) **[0,5 puntos].** Sabiendo que el Cl tiene un número atómico igual a 17, indicar a qué grupo y periodo pertenece.
- d) **[0,5 puntos].** Justifique si un electrón situado en un orbital 4f puede tener la siguiente serie de números cuánticos ( $n, l, m, s$ ) / (3, 2, -2, +1/2).

**Datos:** Número atómico (Z): H = 1; C = 6; N = 7; F = 9; P = 15; Cl = 17; K = 19.

**Pregunta 2 [2 puntos].** Realizar las siguientes tareas:

- a) **[0,50 puntos].** Para la molécula  $\text{PF}_3$ , razone la geometría que presenta y justifique el tipo de hibridación para el átomo central.
- b) **[0,50 puntos].** Justifique cuántos pares de electrones no enlazantes presenta el fósforo en la molécula  $\text{PF}_3$ .
- c) **[0,50 puntos].** Dada la siguiente configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Escriba un posible conjunto de números cuánticos ( $n, l, m, s$ ) para su electrón diferenciador.
- d) **[0,50 puntos].** Justificar brevemente cuántos electrones de valencia, y cuántos electrones desapareados, tendrá el elemento del apartado c, en su estado fundamental.

**Datos:** Número atómico ( $Z$ ): F = 9; P = 15.

## APARTADO 2 (elegir 3 preguntas)

**Pregunta 3 [2 puntos].** Se tiene una disolución de ácido peryódico ( $\text{HIO}_4$ ), 0,1 M. Responda a las siguientes tareas:

- a) **[0,75 puntos].** Calcule el pH de la disolución.
- b) **[0,5 puntos].** Determine el volumen de la disolución del enunciado necesario para preparar 250 mL de disolución de  $\text{HIO}_4$ , 0,03 M.
- c) **[0,75 puntos].** A 200 mL de la disolución del enunciado se le añaden 125 mL de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) 0,16 M. Justifique si la disolución resultante tendrá carácter ácido, básico o neutro.

**Dato:**  $K_a(\text{HIO}_4) = 2,3 \times 10^{-2}$ .

**Pregunta 4 [2 puntos].** Las entalpías de formación estándar del etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ), dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua líquida son -84,7; -393,5; -285,8 kJ/mol, respectivamente. Calcule:

- a) **[1 punto].** La entalpía estándar de la reacción de combustión del etano.
- b) **[1 punto].** El calor desprendido en la combustión completa de 45 g de etano.

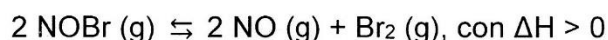
**Datos:** masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

**Pregunta 5 [2 puntos].** En una celda electrolítica con  $\text{CuCl}_2$  fundido, se aplica una corriente durante 2 horas, lo que provoca que se deposite cobre metálico y se desprenda cloro. Realice las siguientes tareas:

- a) **[0,5 puntos]**. Escriba ajustadas las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
- b) **[0,75 puntos]**. Determine la intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de cobre.
- c) **[0,75 puntos]**. Calcule el volumen de cloro obtenido a 25°C y 1 atm, si se han depositado los gramos de cobre del apartado b).

**Datos:** masa atómica: Cu = 63,5; F = 96500 C; R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

**Pregunta 6 [2 puntos]**. El compuesto NOBr (g) se descompone según la siguiente reacción:



En un matraz de 1 L se introducen 2 moles de NOBr. Cuando se alcanza el equilibrio a 298 K, se observa que se han formado 0,050 moles de Br<sub>2</sub>. Calcule:

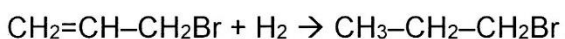
- a) **[0,5 puntos]**. Las concentraciones de cada especie en el equilibrio.
- b) **[0,5 puntos]**. K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub>.
- c) **[0,5 puntos]**. La presión total.
- d) **[0,5 puntos]**. Justifique dos formas de favorecer la descomposición del NOBr.

**Datos:** R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

### APARTADO 3 (pregunta obligatoria)

**Pregunta 7 [2 puntos]**. Dado el siguiente compuesto CH<sub>2</sub>=C(OH)–CH<sub>3</sub>, realice las siguientes tareas:

- a) **[0,5 puntos]**. Explique si puede presentar algún tipo de isomería espacial (geométrica y/o óptica).
- b) **[0,5 puntos]**. Escriba y nombre un isómero estructural de función y otro de posición del compuesto del enunciado.
- c) **[0,5 puntos]**. Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción de combustión del compuesto del enunciado con O<sub>2</sub>.
- d) **[0,5 puntos]**. ¿Cómo se denomina la siguiente reacción del compuesto CH<sub>2</sub>=CH–CH<sub>2</sub>Br con H<sub>2</sub>?



**APARTADO 1 (elegir 1 pregunta)**

**Pregunta 1 [2 puntos].** Considere los pares de compuestos siguientes (I)  $\text{NH}_3$  y  $\text{PF}_3$ ; (II)  $\text{CCl}_4$  y  $\text{KCl}$ , y responda a las siguientes tareas:

**DATOS:** Número atómico (Z): H = 1; C = 6; N = 7; F = 9; P = 15; Cl = 17; K = 19

a) **[0,5 puntos].** Razone cuál tiene un punto de ebullición mayor en cada uno de los pares.

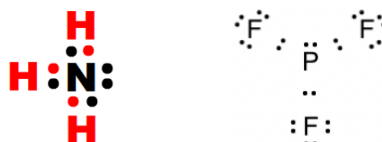
(I)  $\text{NH}_3$  y  $\text{PF}_3$

N (Z = 7):  $1s^2 2s^2 2p^3$

P (Z = 15):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

H (Z = 1):  $1s^1$

F (Z = 9):  $1s^2 2s^2 2p^5$



Ambos son compuestos covalentes moleculares (ya que están formados por elementos no metálicos) y sus estructuras de Lewis son las que vemos en los diagramas anteriores, Según la Teoría de Repulsión de los Electrones de la Capa de Valencia, ambas moléculas tienen geometría piramidal, debido a que el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones, tres de ellos enlazantes y uno no enlazante. Esta geometría, que no tiene simetría, hace que ambas moléculas sean polares.

En el caso del trifluoruro de fósforo las fuerzas intermoleculares son de Van der Waals dipolo – dipolo, mientras que en el amoniaco además de las fuerzas intermoleculares de Van der Waals dipolo – dipolo existe también enlace de hidrógeno debido a la alta polaridad de los enlaces N – H.

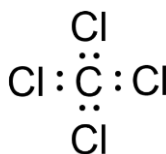
Por lo tanto, **tiene mayor punto de ebullición el  $\text{NH}_3$** , debido a que sus fuerzas intermoleculares son más intensas.

(II)  $\text{CCl}_4$  y  $\text{KCl}$

C (Z = 6):  $1s^2 2s^2 2p^2$

Cl (Z = 17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

K (Z = 19):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



El cloruro de potasio es un compuesto iónico formado por un metal (K) y un no metal (Cl). El enlace iónico es muy polar.

El tetracloruro de carbono es un compuesto covalente molecular (ya que está formado por elementos no metálicos) y su estructura de Lewis es la que vemos en el diagrama anterior.

Según la Teoría de Repulsión de los Electrones de la Capa de Valencia, esta molécula tiene geometría tetraédrica, debido a que el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones, todos ellos enlazantes. Esta geometría, que tiene simetría, hace que la molécula sea apolar. Sus fuerzas intermoleculares son débiles fuerzas de dispersión de London (Fuerzas de Vander Waals entre dipolos instantáneos e inducidos).

Por lo tanto, **tiene mayor punto de ebullición el  $\text{KCl}$** , debido a que el enlace iónico existente en este sólido iónico es mucho más intenso que las débiles fuerzas intermoleculares existentes en el tetracloruro de carbono.

- b) **[0,5 puntos]**. Razone cuál(es) de los cuatro compuestos es soluble en agua y cuál(es) no lo son.

El agua es un disolvente polar, por lo que serán solubles en agua aquellas sustancias que sean polares.

Serán solubles en agua el cloruro de potasio (KCl) que es un sólido iónico; y el amoníaco (NH<sub>3</sub>) y el trifluoruro de fósforo (PF<sub>3</sub>), que son sustancias covalentes moleculares polares (será más soluble el amoníaco, ya que tiene mayor polaridad).

- c) **[0,5 puntos]**. Sabiendo que el Cl tiene un número atómico igual a 17, indicar a qué grupo y periodo pertenece.

Cl (Z = 17): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>

Pertenece al **periodo 3º**, ya que este es su nivel de energía más alto ocupado, y al **grupo 17** (halógenos), ya que la configuración electrónica de su nivel de valencia es del tipo **ns<sup>2</sup> np<sup>5</sup>**.

- d) **[0,5 puntos]**. Justifique si un electrón situado en un orbital 4f puede tener la siguiente serie de números cuánticos (n, ℓ, m, s) / (3, 2, -2, +1/2).

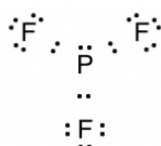
**No**, al subnivel 4f le corresponde un valor del número cuántico principal, n = 4.

**Pregunta 2 [2 puntos]**. Realizar las siguientes tareas:

**DATOS:** Número atómico (Z): F = 9; P = 15

- a) **[0,50 puntos]**. Para la molécula PF<sub>3</sub>, razone la geometría que presenta y justifique el tipo de hibridación para el átomo central.

P (Z = 15): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>



F (Z = 9): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>

Se trata de un compuesto covalente molecular (ya que están formado por elementos no metálicos) y su estructura de Lewis es la que vemos en el diagrama anterior.

Según la Teoría de Repulsión de los Electrones de la Capa de Valencia, esta molécula tiene **geometría piramidal**, debido a que el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones, tres de ellos enlazantes y uno no enlazante (siendo esta la estructura en la cual estos pares de electrones están lo más alejados entre sí).

Esta geometría también se puede justificar a través de una **hibridación sp<sup>3</sup> del átomo de fósforo** en la que se ven implicados el orbital 3s y los tres orbitales 3p, formándose cuatro orbitales híbridos con disposición tetraédrica. Los enlaces se explican mediante la formación de tres enlaces sigma,  $\sigma_{sp^3-p}$ , entre tres orbitales híbridos del fósforo y los tres orbitales 2p semiocupados de los tres átomos de flúor, el cuarto orbital híbrido queda ocupado por el par de electrones no enlazante del fósforo, dando como resultado una geometría piramidal.

- b) **[0,50 puntos]**. Justifique cuántos pares de electrones no enlazantes presenta el fósforo en la molécula PF<sub>3</sub>.

Como vemos en el diagrama de Lewis anterior, **el fósforo presenta un par de electrones no enlazantes**.

- c) **[0,50 puntos]**. Dada la siguiente configuración electrónica 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>. Escriba un posible conjunto de números cuánticos (n, ℓ, m, s) para su electrón diferenciador.

El electrón diferenciante ocupa el subnivel 3p, por lo que para este electrón “n” = 3 y “ℓ” = 1. Los valores posibles para “m” son 1, 0 y -1. El número cuántico de spin, s, puede tomar valores 1/2 o -1/2.

Por lo tanto, una posible combinación es: **(3, 1, 0, 1/2)**.

- d) **[0,50 puntos]**. Justificar brevemente cuántos electrones de valencia, y cuántos electrones desapareados, tendrá el elemento del apartado c, en su estado fundamental.

Los electrones de valencia son los que ocupan el último nivel de energía, por lo que este elemento **tiene 6 electrones de valencia** (2 en el subnivel 3s y 4 en el subnivel 3p).

Este elemento **tiene 2 electrones desapareados** en el subnivel 3p, ya que debido al principio de máxima multiplicidad de Hund los 4 electrones del subnivel 3p, se distribuyen entre los tres orbitales de modo que el número de electrones desapareados sea máximo.

## **APARTADO 2 (elegir 3 preguntas)**

**Pregunta 3 [2 puntos]**. Se tiene una disolución de ácido peryódico ( $\text{HIO}_4$ ), 0,1 M. Responda a las siguientes tareas:

**DATO:**  $K_a(\text{HIO}_4) = 2,3 \cdot 10^{-2}$

- a) **[0,75 puntos]**. Calcule el pH de la disolución.

Se trata de un ácido débil, por lo tanto, se establece un equilibrio:

	$\text{HIO}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{IO}_4^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
Concentración inicial (mol/L)	0,1				--		--
Variación (mol/L)	-x				x		x
Concentración en equilibrio (mol/L)	0,1 - x				x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{IO}_4^-]}{[\text{HIO}_4]} \Rightarrow 2,3 \cdot 10^{-2} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,1 - x]} \Rightarrow x^2 + 2,3 \cdot 10^{-2}x - 2,3 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\text{Resolviendo} \begin{cases} x_1 = 3,78 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ x_2 = -6,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x = -\log (3,78 \cdot 10^{-2}) \cong 1,42$$

- b) **[0,5 puntos]**. Determine el volumen de la disolución del enunciado necesario para preparar 250 mL de disolución de  $\text{HIO}_4$ , 0,03 M.

Teniendo en cuenta que todo el soluto de la disolución diluida proviene de la disolución concentrada, podemos plantear:

$$n_d = n_c \Rightarrow M_d \cdot V_d = M_c \cdot V_c \Rightarrow V_c = \frac{M_d \cdot V_d}{M_c} = \frac{0,03 \cdot 0,25}{0,1} = 0,075 \text{ L} = 75 \text{ mL}$$

- c) **[0,75 puntos]**. A 200 mL de la disolución del enunciado se le añaden 125 mL de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) 0,16 M. Justifique si la disolución resultante tendrá carácter ácido, básico o neutro.

Se produce una neutralización entre el ácido débil ( $\text{HIO}_4$ ) y una base fuerte ( $\text{NaOH}$ ).



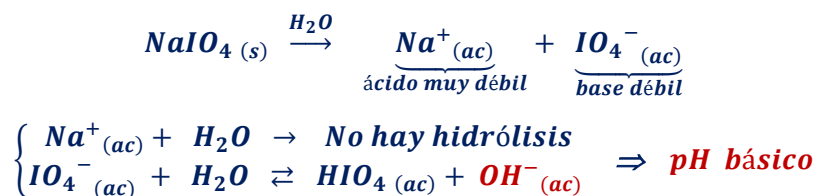
El número de moles de ácido que hay en los 200 mL de disolución es:

$$n_{\text{HIO}_4} = M \cdot V = 0,1 \cdot 0,2 = 0,02 \text{ mol}$$

Mientras que en los 125 mL de disolución de  $\text{NaOH}$  el número de moles es:

$$n_{\text{NaOH}} = M \cdot V = 0,16 \cdot 0,125 = 0,02 \text{ mol}$$

Como la reacción se produce mol a mol, se produce una neutralización completa, por lo que el pH final lo determina la hidrólisis del peryodato de sodio. Esta es una sal de ácido débil – base fuerte:



Por lo tanto, la disolución es básica.

**Pregunta 4 [2 puntos].** Las entalpías de formación estándar del etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>), dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y agua líquida son -84,7; -393,5; -285,8 kJ/mol, respectivamente. Calcule:

**DATOS:** Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

a) [1 punto]. La entalpía estándar de la reacción de combustión del etano.

La reacción de combustión del etano es:  $C_2H_6 (g) + 7/2 O_2 (g) \rightarrow 2 CO_2 (g) + 3 H_2O (l)$

$$\Delta H_R^0 = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r$$

$$\Delta H_{comb}^0 = \left[ 2 \cdot (\Delta H_f^0)_{CO_2 (g)} \right] + \left[ 3 \cdot (\Delta H_f^0)_{H_2O (l)} \right] - (\Delta H_f^0)_{C_2H_6 (g)} - \left[ \frac{7}{2} \cdot (\Delta H_f^0)_{O_2 (g)} \right]$$

$$\Delta H_{comb}^0 = [2 \cdot (-393,5)] + [3 \cdot (-285,8)] - (-84,7) - \left( \frac{7}{2} \cdot 0 \right) = -1559,7 \text{ kJ}$$

Por lo tanto, cuando se quema 1 mol de etano se desprenden 1559,7 kJ de energía.

b) [1 punto]. El calor desprendido en la combustión completa de 45 g de etano.

$$\Delta H = 45 \text{ g } C_2H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30 \text{ g } C_2H_6} \cdot \frac{(-1559,7) \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_2H_6} = -2339,55 \text{ kJ}$$

Cuando se queman 45 g de etano se desprenden 2339,55 kJ de energía

**Pregunta 5 [2 puntos].** En una celda electrolítica con CuCl<sub>2</sub> fundido, se aplica una corriente durante 2 horas, lo que provoca que se deposite cobre metálico y se desprenda cloro. Realice las siguientes tareas:

**DATOS:** Masa atómica: Cu = 63,5; F = 96500 C; R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

a) [0,5 puntos]. Escriba ajustadas las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.

Las reacciones que tienen lugar durante la electrólisis son:



b) [0,75 puntos]. Determine la intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de cobre.

La intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de Cu en 2 h es:

$$I = 15,9 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 F}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 F} \cdot \frac{1}{2 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cong 6,7 \text{ C/s} = 6,7 \text{ A}$$



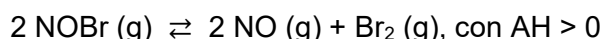
- c) **[0,75 puntos]**. Calcule el volumen de cloro obtenido a 25°C y 1 atm, si se han depositado los gramos de cobre del apartado b).

Como en ambas semirreacciones se intercambian el mismo número de electrones se forman los mismos moles de cobre que de dicloro (cloro molecular).

$$n_{Cl_2} = 15,9 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol Cu}} = 0,25 \text{ mol}$$

$$V_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,25 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} \cong 6,11 \text{ L}$$

**Pregunta 6 [2 puntos]**. El compuesto NOBr (g) se descompone según la siguiente reacción:



En un matraz de 1 L se introducen 2 moles de NOBr. Cuando se alcanza el equilibrio a 298 K, se observa que se han formado 0,050 moles de Br<sub>2</sub>. Calcule:

**DATO:** R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

- a) **[0,5 puntos]**. Las concentraciones de cada especie en el equilibrio.

	2 NOBr (g)	⇌	2 NO (g)	+	Br <sub>2</sub> (g)
Concentración inicial (mol/L)	2		--		--
Variación (mol/L)	-2x		+2x		+x
Concentración en equilibrio (mol/L)	2 - 2x		2x		x

$$[Br_2]_{eq} = 0,05 \text{ mol/L} = x$$

$$[NO]_{eq} = 2x = 2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ mol/L}; \quad [NOBr]_{eq} = 2 - 2x = 2 - (2 \cdot 0,05) = 1,9 \text{ mol/L}$$

- b) **[0,5 puntos]**. K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub>.

$$K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [Br_2]}{[NOBr]^2} = \frac{(0,1)^2 \cdot 0,05}{(1,9)^2} \cong 1,385 \cdot 10^{-4}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c \cdot (R \cdot T)^{(3-2)} = K_c \cdot R \cdot T = 1,385 \cdot 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot 298 \cong 3,384 \cdot 10^{-3}$$

- c) **[0,5 puntos]**. La presión total.

$$P_T = (c_T)_{eq} \cdot R \cdot T = (1,9 + 0,05 + 0,1) \cdot 0,082 \cdot 298 \cong 50,1 \text{ atm}$$

- d) **[0,5 puntos]**. Justifique dos formas de favorecer la descomposición del NOBr.

De acuerdo con el Principio de Le Chatelier:

- **Aumentar la temperatura, ya que la reacción es endotérmica ( $\Delta H > 0$ ) y el aumento de temperatura favorece los procesos endotérmicos, para de este modo disminuir la temperatura del sistema.**
- **Disminuir la presión total, ya que favorece el proceso en el que aumenta el número de moles de gas con el fin de aumentar la presión del sistema.**
- **Aumentar el volumen del reactor (lo que equivale a disminuir la presión total, ya que favorece el proceso en el que aumenta el número de moles de gas con el fin de aumentar la presión del sistema.**



### **APARTADO 3 (pregunta obligatoria)**

**Pregunta 7 [2 puntos].** Dado el siguiente compuesto  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{OH})-\text{CH}_3$ , realice las siguientes tareas:

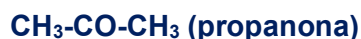
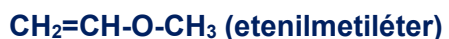
- a) **[0,5 puntos].** Explique si puede presentar algún tipo de isomería espacial (geométrica y/o óptica).

**No existe isomería geométrica**, ya que uno de los carbonos que forma el doble enlace está unido a dos grupos atómicos iguales (dos átomos de hidrógeno).

**No existe isomería óptica**, ya que ninguno de los tres carbonos del compuesto es asimétrico, ya que no está unido a cuatro grupos atómicos diferentes.

- b) **[0,5 puntos].** Escriba y nombre un isómero estructural de función y otro de posición del compuesto del enunciado.

**Isómero estructural de función:**



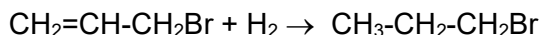
**Isómero estructural de función:**



- c) **[0,5 puntos].** Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción de combustión del compuesto del enunciado con  $\text{O}_2$ .



- d) **[0,5 puntos].** ¿Cómo se denomina la siguiente reacción del compuesto  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Br}$  con  $\text{H}_2$ ?



**Es una reacción de adición a un doble enlace. En este caso se trata de una hidrogenación.**