

1. 1.- Para las moléculas siguientes: i) CO<sub>2</sub>; ii) SO<sub>2</sub>; iii) NH<sub>3</sub>; iv) BF<sub>3</sub>.

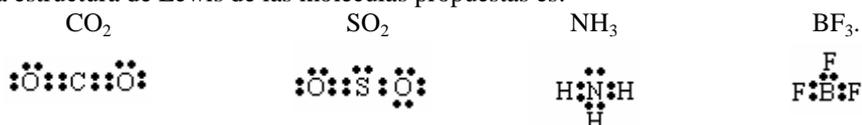
a) Representa las estructuras de Lewis e indica la geometría molecular según el modelo de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia. Justifica la respuesta.

b) Justifica la polaridad de las moléculas.

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de la capa de valencia de los átomos centrales de las moléculas, C, S, N y B son: C (Z = 6): 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>; S (Z = 16): 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>; N (Z = 7): 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>; B (Z = 5): 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>, pudiéndose observar que el átomo de B presenta covalencia 3, el de N covalencia 3, el de S covalencia 2 y el de C covalencia 4. Los átomos de C y B promocionan un electrón del 2s al 2p, siendo la covalencia el número de electrones disponibles, en cada átomo, para formar un enlace covalente con otro átomo, compartiendo entre ambos el par de electrones implicados.

La estructura de Lewis de las moléculas propuestas es:

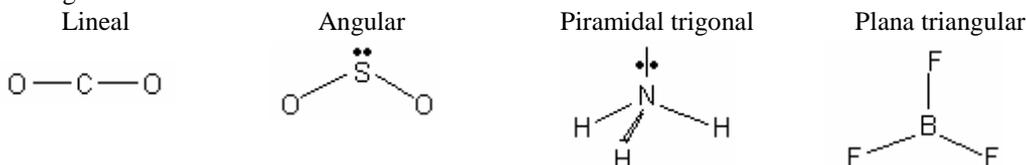


Del análisis anterior se deduce que el átomo de B no posee ningún par de electrones libres, y del método de RPENV se desprende que la orientación de los pares de electrones compartidos, para conseguir la menor repulsión electrostática entre ellos, es la que proporciona a la molécula la geometría triangular plana, con el átomo de B en el centro del triángulo y los átomos de F en los vértices del mismo.

El átomo de N posee un par de electrones no compartidos o libres, y la orientación de los pares de electrones enlazantes y libres, para conseguir la menor repulsión electrostática entre ellos, es la que proporciona a la molécula la geometría piramidal trigonal, con el átomo de N en el vértice superior de la pirámide con su par de electrones libres, y en los vértices de la base los tres átomos de H.

La estructura electrónica del último nivel del átomo de oxígeno es 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>, con 2 electrones desapareados y covalencia 2. En la molécula CO<sub>2</sub> el carbono se une a dos átomos de oxígeno mediante dos enlaces covalentes doble.

La geometría de las moléculas es:



b) Para la molécula CO<sub>2</sub>, en la que el átomo de C no posee ningún par de electrones libres, la geometría de la molécula es lineal, siendo nula la resultante de los momentos dipolares de enlace, por lo que la molécula es apolar.

El S en su molécula posee un par de electrones no compartidos, un enlace covalente sencillo y un doble enlace, por lo que según la teoría RPECV, su geometría es angular, siendo el momento dipolar resultante de la suma de los momentos dipolares de enlace mayor que cero, por lo que la molécula es polar.

La molécula NH<sub>3</sub> es polar al ser mayor que cero el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces, junto al par de electrones libres.

La molécula BF<sub>3</sub> posee, según la teoría RPECV una geometría trigonal plana, por lo que la resultante de los momentos dipolares de enlace es cero, siendo la molécula apolar.

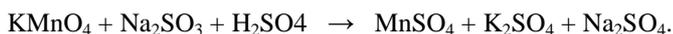
2. El permanganato potásico, KMnO<sub>4</sub>, reacciona con el sulfito de sodio, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, en medio ácido, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, produciendo sulfato de manganeso (II), MnSO<sub>4</sub>, sulfato de potasio, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, y sulfato de sodio, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

a) Ajusta la reacción iónica que se produce por el método del ión-electrón, y escribe la ecuación molecular ajustada, justificando cuál es la especie reductora y la oxidante.

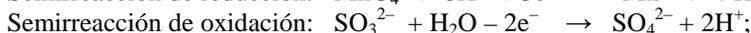
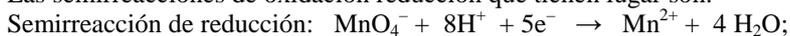
b) Calcula la masa de permanganato de potasio necesaria para obtener 125 g de sulfato de manganeso (II) si el rendimiento de la reacción es del 70 %.

Solución:

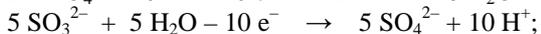
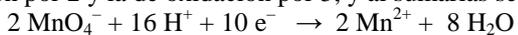
a) La reacción molecular que se produce es:



Las semirreacciones de oxidación reducción que tienen lugar son:



Los electrones ganados y perdidos en cada semirreacción se igualan, multiplicando la de reducción por 2 y la de oxidación por 5, y al sumarlas se obtiene la ecuación iónica ajustada:



$2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$ . Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, incluyendo uno de los sulfatos, queda esta ajustada:



La especie reductora es la que provoca la reducción de otra oxidándose ella, es el  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , mientras que la especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra reduciéndose ella, es el  $\text{KMnO}_4$ .

b) Los moles de sulfato que se quieren obtener son:

$$n(\text{MnSO}_4) = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{125 \text{ g}}{151 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,83 \text{ moles}.$$

La estequiometría de la reacción indica que 2 moles de permanganato de potasio producen 2 moles de sulfato de manganeso, por lo que los moles de permanganato que se necesitan son los que se quieren obtener de sulfato de manganeso, 0,83 moles, a los que corresponden la masa: 0,83 moles  $\text{KMnO}_4 \cdot 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 131,14 \text{ g}$  puro, que es el 70 % de la masa teórica, cuyo valor es:

$$\text{Masa} = 131,14 \text{ g} \cdot \frac{100 \text{ g teórico}}{70 \text{ g puro}} = 187,34 \text{ g KMnO}_4.$$

**Resultado: b) 187,34 g KMnO<sub>4</sub>.**

**3. El monóxido de nitrógeno, NO, es un contaminante atmosférico capaz de descomponer las moléculas de ozono, O<sub>3</sub>, en la atmósfera alta. En nuestro entorno se genera, por ejemplo, a través del funcionamiento de los motores de combustión de los automóviles, dado que se produce la reacción entre el oxígeno y el nitrógeno atmosférico.**

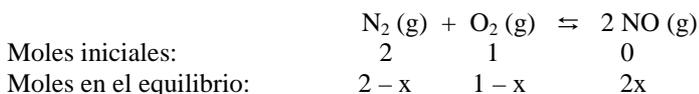
**La constante de equilibrio, K<sub>c</sub>, para la reacción: N<sub>2</sub> (g) + O<sub>2</sub> (g) ⇌ 2 NO (g) es 8,8 · 10<sup>-4</sup> a 2.200 K. si 2 moles de N<sub>2</sub> (g) y 1 mol de O<sub>2</sub> (g) se introducen en un recipiente de 2,0 L y se calienta a 2.200 K:**

**a) Calcula los moles de cada una de las especies en el equilibrio.**

**b) Determina si la reacción es endotérmica o exotérmica sabiendo que el valor de K<sub>c</sub> a 25 °C es 10<sup>-30</sup>.**

Solución:

a) Siendo x los moles de N<sub>2</sub> y O<sub>2</sub> que reaccionan, los moles de cada especie al inicio y en el equilibrio son:



La concentración de cada especie en el equilibrio es:

$$[\text{N}_2] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{(2-x) \text{ moles}}{2 \text{ L}} = \frac{(2-x)}{2} \text{ M}; \quad [\text{O}_2] = \frac{(1-x)}{2} \text{ M}; \quad [\text{NO}] = \frac{2x}{2} = x \text{ M}.$$

Sustituyendo estos valores en la constante de equilibrio, y operando se llega a una ecuación de segundo grado:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow 8,8 \cdot 10^{-4} = \frac{4x^2}{(2-x) \cdot (1-x)} \Rightarrow 8,8 \cdot 10^{-4} \cdot (2-x) \cdot (1-x) = 4 \cdot x^2$$

$$\Rightarrow 2 \cdot 8,8 \cdot 10^{-4} - 8,8 \cdot 10^{-4} \cdot 3x + 8,8 \cdot 10^{-4} x^2 = 4x^2, \text{ que preparada queda la ecuación: } 3,999x^2 + 26,4 \cdot 10^{-4} x - 17,6 \cdot 10^{-4} = 0, \text{ y resuelta produce para x el valor } 0,021 \text{ moles.}$$

Los moles de cada especie en el equilibrio son: n(N<sub>2</sub>) = 2 - 0,021 = 1,98 moles;

n(O<sub>2</sub>) = 1 - 0,021 = 0,98 moles; n(NO) = 2 · 0,021 = 0,042 moles.

b) El principio de Le Chatelier dice que si en un equilibrio químico se baja la temperatura, el equilibrio evoluciona en el sentido en el que se desprende calor, (reacción exotérmica), en este caso, hacia la izquierda, (los reactivos), luego, la reacción directa es endotérmica.

**Resultado:** a)  $N_2 = 1,98$  moles;  $O_2 = 0,98$  moles;  $NO = 0,042$  moles; b) Endotérmica.

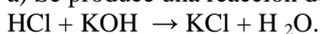
**4. Se dispone de 70 mL de una disolución acuosa de KOH 0,3 M a la que se añade una disolución acuosa de HCl 0,15 M. Calcula, suponiendo volúmenes aditivos:**

a) El pH cuando se ha añadido 50 mL de la disolución acuosa de HCl.

b) El volumen de la disolución acuosa de HCl que es necesario añadir a la disolución inicial de KOH para neutralizarla, y justifica el valor final del pH.

Solución:

a) Se produce una reacción de neutralización entre un ácido y base fuertes:



Los moles de KOH en los 70 mL de disolución acuosa 0,3 M son:

$$n(KOH) = M \cdot V = 0,3 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0,070 \text{ L} = 0,021 \text{ moles, y los moles de HCl contenidos en los 50 mL de disolución que se añaden son:}$$

$$n'(HCl) = M' \cdot V' = 0,15 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,0075 \text{ moles.}$$

Como la estequiometría de la reacción es 1 a 1, un mol de base reacciona con un mol de ácido, se conoce que la reacción no es completa, sobrando moles de la especie que se encuentra en exceso, la base.

Al ser el hidróxido la especie con mayor número de moles, los moles que quedan en disolución sin reaccionar de esta especie son:

$0,021 - 0,0075 = 0,0135$  moles de KOH, que al encontrarse disueltos en un volumen de disolución de 120 mL, presenta una concentración:

$$[KOH] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,0135 \text{ moles}}{0,120 \text{ L}} = 0,11 \text{ M, que es la concentración de iones hidróxidos, } OH^-,$$

en la disolución, siendo el pOH de la misma:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,11 = 0,96, \text{ por lo que el pH de la disolución es:}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,96 = 13,04.$$

b) Para que la reacción sea completa, es decir, que se produzca la neutralización completa, el número de moles de base y ácido tienen que ser el mismo en el punto de equivalencia, punto final de la neutralización, lo que pone de manifiesto que los moles de HCl en ese punto han de ser los mismos que los que hay de KOH, es decir, han de ser 0,021 moles, que al encontrarse disueltos en una disolución 0,15 M, el volumen de esta disolución que contiene estos moles es:

$$V = \frac{\text{moles}}{[HCl]} = \frac{0,021 \text{ moles}}{0,15 \text{ moles} \cdot L^{-1}} = 0,14 \text{ L} = 140 \text{ mL.}$$

En este punto de equivalencia el pH de la disolución es 7 al haberse completado la reacción de neutralización y ser igual la concentración de iones hidróxidos,  $OH^-$ , e iones oxonios,  $H_3O^+$ .

**Resultado:** a) pH = 13,04; V (HCl) = 140 mL.

**5. Contesta razonadamente las siguientes cuestiones:**

a) Escribe la fórmula semidesarrollada de las sustancias propuestas a continuación y comenta si tienen la fórmula molecular  $C_4H_8O_2$ . i) Ácido butanoico; ii) Butanodial; iii) Propanoato de metilo; iv) Ácido metilpropanoico.

b) Define isomería y justifica cuales de los compuestos escritos son isómeros entre sí y de que tipo.

Solución:

a) i)  $CH_3CH_2CH_2COOH$ ; ii)  $OHCCH_2CH_2CHO$ ; iii)  $CH_3CH_2COOCH_3$ ; iv)  $CH_3CH(CH_3)COOH$ .

Excepto el butanodial, con fórmula molecular es  $C_4H_6O_2$ , los demás tienen la fórmula molecular  $C_4H_8O_2$ .

b) Isomería es la existencia de moléculas con la misma fórmula molecular y distinta desarrollada.

Al poseer todos los compuestos propuestos la misma fórmula molecular,  $C_4H_8O_2$ , son isómeros entre sí.

Los compuestos ácido butanoico y metilpropanoico son isómeros de cadena por diferenciarse en la colocación del grupo  $-CH_3$  en la cadena.

Los compuestos propanoato de metilo y metilpropanoico son isómeros de función al diferenciarse en el grupo funcional.

También son isómeros de función los compuestos ácido butanoico y el propanoato de metilo, pues difieren en el grupo funcional.

**6. Dados los elementos A, B y C, con números atómicos A (Z = 13), B (Z = 16) y C (Z = 37).**

**a) ¿Cuál será el número de oxidación más probable para dichos elementos? Razónalo en base a su configuración electrónica.**

**b) Indica razonadamente si  $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$  puede ser un conjunto de números cuánticos válido para el electrón más externo del elemento C.**

**c) Establece razonadamente el orden creciente del radio atómico de los mismos.**

Solución:

a) La configuración electrónica de los elementos propuestos es:

A (Z = 13):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ; B (Z = 16):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; C (Z = 37):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ ;

El número de oxidación de un elemento es el número de electrones que puede perder o ganar uno de sus átomos para conseguir la configuración electrónica, más estable, del gas noble más próximo.

Para el elemento A, metal, con 3 electrones en su capa de valencia, el ión más estable que puede formar es el que resulta de la pérdida de los tres electrones indicados, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble neón,  $A^{3+}$ .

El elemento B, anfígeno, para completar su capa de valencia y adquirir la configuración electrónica estable del gas noble, argón, gana dos electrones formando el ión  $B^{2-}$ .

El elemento C, metal alcalino, con un electrón en su capa de valencia, pierde su electrón para formar el catión  $C^+$  con la configuración electrónica estable del gas noble kriptón.

El número de oxidación de los elementos propuestos es + 3, - 2 y + 1.

b) El conjunto de números cuánticos propuestos no es válido para el electrón más externo del elemento C, pues dicho electrón se encuentra en el orbital 5s, y no se le puede ubicar en el orbital 4s.

c) El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha y aumenta al bajar en un grupo. Ello se debe a que al avanzar en un período se va incrementando la carga positiva en el núcleo y crece la fuerza atractiva sobre el electrón o electrones de la corteza, disminuyendo el volumen del átomo y, en consecuencia el radio. En los grupos, al bajar en ellos, los electrones de la capa de valencia se van situando en niveles cada vez más alejados del núcleo, por lo que al ir disminuyendo la fuerza atractiva sobre los electrones, el volumen del átomo crece y también lo hace el radio del átomo.

Luego, el orden creciente del radio de los elementos propuestos, sabiendo que los elementos A y B se encuentran en el mismo período, el tercero, y el C se sitúa en el período quinto, se deduce que el orden creciente del radio atómico de los elementos es:

Radio (B) < radio (A) < radio (C).

**7. Considera la siguiente reacción química:  $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$  cuya velocidad de reacción viene dada por la expresión  $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$ . Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:**

**a) ¿Cuál es el orden total de reacción y cuáles son las unidades de k?**

**b) Si se duplica la concentración de  $\text{NO}_2$ , ¿la velocidad también se duplicará?**

**c) ¿Se trata de una reacción elemental?**

**d) Como variará la constante de velocidad k si se aumenta la temperatura.**

Solución:

a) El orden total de una reacción química es la suma de los exponentes de las concentraciones que aparecen en la expresión de la velocidad de reacción. En este caso el orden total es 2.

Despejando la constante de velocidad, sustituyendo las unidades de cada variable y operando se

$$\text{tiene: } k = \frac{v}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \text{moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}.$$

b) No se duplica la velocidad, se cuadruplica. En efecto, duplicando la concentración del  $\text{NO}_2$ , se tiene:  $v = k \cdot [2 \cdot \text{NO}_2]^2 = k \cdot 4 \cdot [\text{NO}_2]^2 = 4v$ , que como puede observarse, la velocidad se hace 4 veces superior.

c) Al coincidir el orden del reactivo que aparece en la expresión de la velocidad con el coeficiente del mismo, la reacción es elemental.

d) De la expresión de Arrhenius,  $A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , se deduce que si se aumenta la temperatura se incrementa el valor del exponente,  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , y en consecuencia crece el valor de la constante de equilibrio,  $k$ , y también el de la velocidad de reacción.

**8. Se mezclan 0,2 L de disolución de nitrato de aluminio,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ , 0,1 M con 0,1 L de disolución de hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , 0,4 M. Considerando los volúmenes aditivos:**

a) **Justifica numéricamente si se produce la precipitación del hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .**

b) **Explica como se podrá disolver un precipitado de hidróxido de aluminio.**

**DATOS:**  $K_{ps} [\text{Al}(\text{OH})_3] = 3 \cdot 10^{-34}$ .

Solución:

a) Tanto la base, por ser muy fuerte, como la sal se encuentran totalmente ionizadas.

Para conocer las concentraciones de los distintos iones en la disolución que se forma al mezclar ambas disoluciones, se determinan sus moles, se dividen por el volumen total de la nueva disolución y se halla el producto iónico, que se compara con el producto de solubilidad dado; si  $Q$  es menor o igual que  $K_{ps}$  no se producirá precipitación y si es mayor sí.

Moles de  $\text{NaOH}$ :  $n = M \cdot V = 0,4 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,004 \text{ moles de } \text{OH}^-$ .

Moles de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ :  $n' = M' \cdot V' = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,002 \text{ moles de } \text{Al}^{3+}$ .

El equilibrio de ionización del  $\text{Al}(\text{OH})_3$  es:  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$ .

Las concentraciones de los iones  $\text{OH}^-$  y  $\text{Al}^{3+}$  en la nueva disolución son:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,004 \text{ moles}}{0,3 \text{ L}} = 0,013 \text{ M}; \quad [\text{Al}^{3+}] = \frac{0,002 \text{ moles}}{0,3 \text{ L}} = 0,0067 \text{ M}.$$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión del producto iónico del  $\text{Al}(\text{OH})_3$  y operando:  $Q = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = 0,013 \text{ M} \cdot 0,0067^3 = 3,9 \cdot 10^{-9}$  que al ser mucho mayor que  $K_{ps}$  pone de manifiesto que se produce precipitación.

b) Se podrá disolver adicionando un ácido para que se produzca la reacción de neutralización.

Si la reacción es endotérmica, se favorece la disolución del compuesto poco soluble,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , incrementando la temperatura, pues el equilibrio se desplaza en el sentido en el que hay absorción de calor, hacia la derecha.

**Resultado:** a) Precipita el  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; b) Añadiendo un ácido o aumentando la temperatura.

**9. En un recipiente de 2 L se introducen 92,4 g de  $\text{CO}_2$  y 3,2 g de  $\text{H}_2$ , y se calienta la mezcla a 1.800 °C. Una vez alcanzado el equilibrio**

**$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  se analiza la mezcla, encontrándose que hay 0,9 moles de  $\text{CO}_2$ .**

a) **Calcula  $K_c$  y  $K_p$  a 1.800 °C.**

b) **Explica como afectaría al equilibrio una disminución del volumen del recipiente, a temperatura constante.**

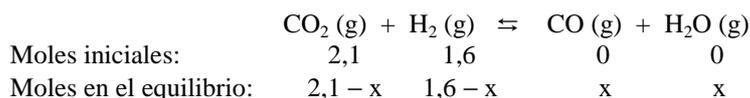
Solución:

a) Los moles de reactivos que se introducen en el reactor son:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{92,4 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \text{ moles};$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{3,2 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,6 \text{ moles}.$$

Lo moles de cada sustancia antes y en el equilibrio son, suponiendo que de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2$  reaccionan "x" moles:



Como quedan 0,9 moles de  $\text{CO}_2$  (g) en el equilibrio, el valor de x es:

$$2,1 - x = 0,9 \text{ de donde } x = 2,1 - 0,9 = 1,2 \text{ moles, siendo los moles de H}_2 \text{ en el equilibrio } 1,6 - 1,2 = 0,4.$$

Luego, la concentración en el equilibrio de cada sustancia es:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{x \text{ moles}}{2 \text{ L}} = \frac{1,2 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,6 \text{ M}; \quad [\text{CO}_2] = \frac{0,9 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,45 \text{ M}; \quad [\text{H}_2] = \frac{0,4 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}.$$

Sustituyendo las concentraciones en el equilibrio del apartado anterior en la constante de equilibrio  $K_c$ :  $K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{(0,6)^2 \text{ M}^2}{0,45 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ M}} = 4$ . De la relación entre las constantes de equilibrio

se determina el valor de  $K_p$ :  $K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n}$ , siendo  $\Delta n$  = suma de moles gaseosos de productos menos suma de moles gaseosos de reactivos, en este caso,  $\Delta n = 2 - 2 = 0$ , por lo que el valor de  $K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^0$ , siendo  $K_p = K_c = 4$ .

c) Al disminuir el volumen del reactor, el sistema reacciona desplazando el equilibrio en el sentido en el que aparece un menor número de moles, menos cantidad de materia, hacia la izquierda, hacia la formación de reactivos.

**Resultado: a)  $K_c = K_p = 4$ ; b) Se desplaza hacia la izquierda.**

#### 10. Contesta razonadamente las siguientes cuestiones:

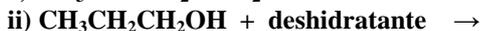
a) **Justifica de forma razonada la veracidad, o en su caso la falsedad, de cada una de las siguientes afirmaciones:**

i) **En el compuesto  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$  existen carbonos que se llaman primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios.**

ii) **el 1-propanol y el 2-propanol son isómeros de función mientras que el propanal y la propanona son isómeros de posición.**

iii) **Un aldehído se puede obtener por oxidación de un alcohol secundario pero nunca por oxidación de un alcohol primario..**

b) **Completa las siguientes reacciones nombrando las sustancias implicadas e indicando de que tipo es cada una:**



Solución:

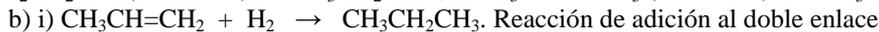
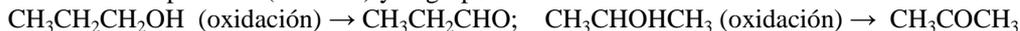
a) i) Falsa. Los carbonos primarios son los unidos a un solo carbono, los secundarios a dos carbonos, los terciario a tres carbonos y los cuaternarios a cuatro carbonos, y en el compuesto que se propone, solo hay carbonos primarios, secundario y terciario.



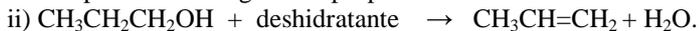
ii) Falsa. El 1-propanol y el 2-propanol son isómeros de posición, pues es el grupo alcohol el que se encuentra unido a carbonos diferentes en la cadena,  $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ .

El porpanal y la propanona son isómeros de función al tratarse de un aldehído y una cetona,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$  y  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ .

iii) Falsa. Es al contrario, el aldehído se obtiene por oxidación de un alcohol primario, y la cetona por oxidación de un alcohol secundario. La razón se encuentra en que el grupo aldehído se sitúa en un carbono primario (terminal) y el grupo cetona se encuentra en un carbono secundario.



Propeno      hidrógeno      propano



1-propanol                                      propeno      agua

Reacción de eliminación o de deshidratación.