

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos B, C, N, O y Cl. Responde, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

a) **Deduce la fórmula molecular más probable para los compuestos formados por: i) B y Cl; ii) C y Cl; iii) N y Cl; iv) O y Cl.**

b) **Dibuja la estructura de Lewis de las cuatro moléculas e indica la geometría de cada una de ellas.**

DATOS: B (Z = 5); C (Z = 6); N (Z = 7); O (Z = 8); Cl (Z = 17).

Solución:

a) Todos los elementos propuestos son no metales, por lo que, la unión entre sus átomos se produce con compartición de pares de electrones, enlace covalente, para alcanzar, cada uno de los átomos, estructura electrónica de gas noble.

La configuración electrónica de cada elemento es:

B: $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^2$; N: $1s^2 2s^2 2p^3$; O: $1s^2 2s^2 2p^4$; Cl: $1s^2 2s^2 2p^5$.

i) Al disponer el átomo de B de 3 electrones en su capa de valencia y el Cl de siete, el átomo de B se une a tres átomos de cloro para así poder compartir sus tres electrones, un par con cada átomo de Cl, por lo que, la fórmula molecular del compuesto es BCl_3 .

ii) El átomo de C dispone en su capa de valencia de 4 electrones y el Cl de 7, por lo que, un átomo de C se une covalentemente con cuatro átomos de Cl, compartiendo con cada uno de ellos un par de electrones. La fórmula molecular del compuesto es CCl_4 .

iii) El N dispone de 5 electrones en su capa de valencia y el Cl de 7, por lo que, según lo expuesto en los apartados anteriores, la fórmula molecular del compuesto es NCl_3 .

iv) Siguiendo el mismo razonamiento que en los apartados anteriores, un átomo de O, con 6 electrones en su capa de valencia, se une a dos átomos de Cl compartiendo un par de electrones con cada uno de ellos para formar el compuesto de fórmula molecular Cl_2O .

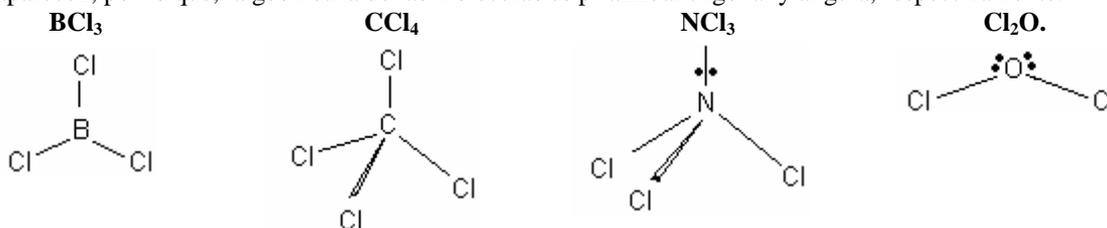
b) De las configuraciones electrónicas de cada elemento y de la fórmula molecular de cada uno, se deduce que la estructura de Lewis para cada uno de ellos es:



Según el método de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia, RPECV, los pares de electrones enlazantes y libres que rodean al átomo central, al acercarse al núcleo lo más posible, se orientan en el espacio, separándose entre sí lo suficiente, para que la repulsión entre ellos sea mínima.

En las moléculas BCl_3 y CCl_4 , el átomo central sólo se encuentra rodeado de pares de electrones enlazantes, por lo que, la geometría de las moléculas es plana trigonal y tetraédrica, respectivamente.

En las moléculas NCl_3 y Cl_2O , además de los pares de electrones compartidos, el átomo central también se encuentra rodeado por pares de electrones libres, siendo mayor el número de repulsiones que aparecen, por lo que, la geometría de las moléculas es piramidal trigonal y angular, respectivamente.



PROBLEMA 1.- En una fábrica de cemento se requiere aportar al horno 3.300 kJ por cada Kg de cemento producido. La energía se obtiene por combustión del gas metano, CH_4 , con oxígeno del aire de acuerdo con la reacción no ajustada: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Calcula:

a) **La cantidad de gas metano consumido, en Kg, para obtener 1.000 Kg de cemento.**

b) **La cantidad de aire, en metros cúbicos, medido a 1 atmósfera de presión y 25 °C necesarios para la combustión completa del metano del apartado anterior.**

DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; **aire = 21 % O_2** ;
 $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) La variación de entalpía estándar de la reacción se determina por la expresión:

$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})]$
 pues el O_2 , por ser un elemento simple no tiene entalpía de formación.

Sustituyendo valores y operando:

$\Delta H_r^\circ = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-74,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -890,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Esta es la energía que se desprende por mol de metano combustionado. Luego, dividiendo los 3.300 kJ que se consumen por cada Kg de cemento producido entre los kJ proporcionados por 1 mol de metano, se hallan los moles de metano que hay que quemar para producir 1 Kg de cemento.

$$3.300 \cancel{\text{kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{890,3 \cancel{\text{kJ}}} = 3,71 \text{ moles de } \text{CH}_4. \text{ Luego, si para obtener 1 Kg de cemento se queman}$$

3,71 moles, para obtener 1.000 Kg de cemento se necesitarán quemar 1.000 veces más de moles de CH_4 , concretamente $3,71 \cdot 1.000 = 3.710$ moles, a los que corresponden la masa en Kg:

$$3.710 \text{ moles } \text{CH}_4 \cdot \frac{16 \cancel{\text{g}} \text{ } \text{CH}_4}{1 \cancel{\text{mol}} \text{ } \text{CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ Kg } \text{CH}_4}{1.000 \cancel{\text{g}} \text{ } \text{CH}_4} = 59,36 \text{ Kg de } \text{CH}_4.$$

b) De la misma manera, si un mol de metano necesita para quemarse 2 moles de oxígeno, los

$$3.710 \text{ moles necesitarán: } 3.710 \cancel{\text{moles } \text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{O}_2}{1 \cancel{\text{mol}} \text{ } \text{CH}_4} = 7.420 \text{ moles, que llevados a la ecuación de los}$$

gases ideales después de despejar el volumen, sustituir las demás variables por sus valores y operar pasando los litros a m^3 de O_2 , y estos a m^3 de aire, se tiene:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{7.420 \cancel{\text{moles}} \cdot 0,082 \cancel{\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot 298 \text{ K} \cdot \frac{1 \cancel{\text{dm}^3}}{1 \cancel{\text{L}}}}{1 \cancel{\text{atm}}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1.000 \cancel{\text{dm}^3}} \cdot \frac{100}{20} = 906,6 \text{ m}^3 \text{ de aire.}$$

Resultado: a) 59,36 Kg de CH_4 ; b) 906,6 m^3 de aire.

CUESTIÓN 2.- Teniendo en cuenta los potenciales estándar que se dan al final del enunciado, responde razonadamente:

a) **Deduce si los metales cinc, cobre y hierro reaccionarán al añadirlos, cada uno de ellos por separado, a una disolución ácida $[\text{H}^+(\text{ac})] = 1 \text{ M}$.**

b) **Si se dispone de una disolución de Fe^{2+} de concentración 1 M, razona qué metal, cobre o cinc, al reaccionar con $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ permitirá obtener hierro metálico. Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción e indica que especie se oxida y cuál se reduce.**

DATOS: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Solución:

a) Para que un metal reacciona con ácido clorhídrico ha de ocurrir que el metal reduzca al protón y el se oxide. Ello se produce cuando el potencial estándar de reducción del metal, puesto que el del par $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,0 \text{ V}$, es negativo, y esto sólo lo presentan el cinc y el hierro, por lo que, estos dos metales son los que reaccionan con el ácido clorhídrico.

b) Para reducir el Fe^{2+} a Fe metal, el metal que provoque la reducción ha de poseer un potencial de reducción estándar más negativo o menos positivo que el del par Fe^{2+}/Fe , y es el metal cinc el que lo posee, es decir $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$.

Las semirreacciones de oxidación y reducción son:

Semirreacción de reducción: $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$,

Semirreacción de oxidación: $\text{Zn} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

Se oxida el cinc metálico y se reduce el ión ferroso.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Asigna los valores de radios atómicos 74, 112 y 160 (en picómetros) a los elementos cuyos números atómicos (Z) son 4, 8 y 12.
- Relaciona los valores de la primera energía de ionización 496, 1.680 y 2.080 (en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) con los elementos cuyos números atómicos (Z) son 9, 10 y 11.

Solución:

a) El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha, pues en este sentido aumenta la carga nuclear efectiva, y al ir situándose el electrón diferenciador en el mismo nivel energético, la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador va creciendo y, por ello, se va produciendo una contracción del volumen atómico, o lo que es lo igual, una disminución del radio atómico.

En los grupos aumenta el radio atómico al bajar en ellos, pues el electrón se sitúa en un nivel energético más alejado del núcleo y, aunque aumenta la carga nuclear efectiva, la fuerza atractiva núcleo-electrón es más pequeña, produciéndose una dilatación del volumen atómico, o lo que es lo mismo un aumento del radio atómico.

Luego, al pertenecer los elementos de número atómico 4 y 8 al 2º período y el de número atómico 12 al 3º, es claro que la asignación de los radios atómicos es: al elemento de $Z = 4$ el radio de 112 picómetros, al de $Z = 8$ el de 74 picómetros y al de $Z = 12$ el de 160 picómetros.

b) La energía de ionización es también una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, por la misma razón expuesta en el apartado anterior, pues al encontrarse el electrón diferenciador más fuertemente atraído por el núcleo, se hace necesario aplicar más cantidad de energía para arrancarlo.

Al bajar en un grupo el electrón, por la misma razón expuesta en el apartado anterior, se encuentra menos fuertemente atraído por el núcleo y, por ello, se necesita aplicar menos cantidad de energía para arrancarlo.

De lo expuesto se deduce que las energías de ionización que se proponen corresponden a los elementos: al elemento $Z = 11$, $496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; al elemento $Z = 9$, $1.680 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, y al elemento $Z = 10$, $2.080 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

CUESTIÓN 2.- Razona el efecto que tendrá sobre el siguiente equilibrio, cada uno de los cambios

que se indican: $4 \text{ NH}_3 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ N}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\text{g}) \quad \Delta H_r = - 1.200 \text{ kJ}$

- Disminuir la presión total aumentando el volumen del recipiente.
- Aumentar la temperatura.
- Añadir $\text{O}_2 (\text{g})$.
- Añadir un catalizador.

Solución:

a) Una disminución de la presión provocada por un aumento del volumen supone, como consecuencia, una disminución de la concentración molar de los gases, o lo que es lo mismo, una disminución del número de moléculas por unidad de volumen. El sistema corrige esta perturbación creada en el equilibrio, haciendo que reaccionen las moléculas de NH_3 y O_2 para producir más moléculas de N_2 y H_2O , con el objeto de incrementar el número de moléculas por unidad de volumen. El sistema desplaza el equilibrio hacia la derecha, hacia donde aparece un mayor número de moles de gases.

b) Si la reacción es exotérmica y se aumenta la temperatura, el calor proporcionado es absorbido por el sistema para restablecer el equilibrio, lo que consigue realizando la reacción endotérmica, es decir, el sistema desplaza el equilibrio hacia la izquierda.

c) Al aumentar la concentración de oxígeno, el sistema evoluciona para contrarrestar este factor consumiendo amoníaco y oxígeno para producir más nitrógeno y agua, desplazándose el equilibrio hacia la derecha.

d) La adición de un catalizador no influye en el equilibrio, lo que produce es un incremento de las velocidades de reacción directa e inversa y se alcanza el equilibrio con más rapidez.

PROBLEMA 2.- A 400 K el trióxido de azufre, SO_3 , se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio: $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$.

Se introducen 2 moles de $\text{SO}_3 (\text{g})$ en un recipiente cerrado de 10 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta a 400 K; cuando se alcanza el equilibrio hay 1,4 moles de $\text{SO}_3 (\text{g})$. Calcula:

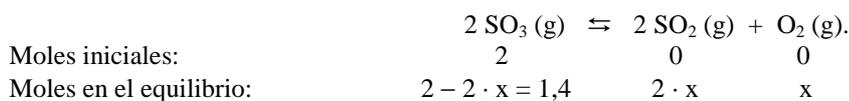
a) El valor de K_c y K_p .

b) La presión parcial de cada uno de los gases y la presión total en el recipiente cuando se alcanza el equilibrio a la citada temperatura.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Llamando "x" a los moles que se descomponen de SO_3 , los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



Del número de moles de SO_3 en el equilibrio se determina el valor de x: $x = \frac{2-1,4}{2} = 0,3$ moles, siendo los moles de las distintas especies en el equilibrio: $n(\text{SO}_3) = 1,4$ moles; $n(\text{SO}_2) = 0,6$ moles y $n(\text{O}_2) = 0,3$ moles, correspondiendo a cada una la concentración: $[\text{SO}_3] = \frac{1,4 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,14 \text{ M}$;

$[\text{SO}_2] = \frac{0,6 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,06 \text{ M}$ y $[\text{O}_2] = \frac{0,3 \text{ moles}}{10 \text{ L}} = 0,03 \text{ M}$, y llevando estos valores a la constante de

equilibrio y operando, se obtiene el valor de K_c : $K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{0,06^2 \cdot 0,03}{0,14^2} = 5,51 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

De la relación entre las constantes de equilibrio $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, en donde Δn es la diferencia entre la suma de los moles de productos y la suma de los moles de reactivos, $\Delta n = 3 - 2 = 1$, despejando K_p , sustituyendo valores y operando, se tiene:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 5,51 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}) = 0,181.$$

b) Despejando la presión de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo los moles de cada especie gaseosa en las condiciones del problema y operando, se tiene para cada una el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P(\text{SO}_3) = \frac{1,4 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 4,59 \text{ atm};$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P(\text{SO}_2) = \frac{0,6 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 1,97 \text{ atm};$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P(\text{O}_2) = \frac{0,3 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,985 \text{ atm};$$

Sumando estas presiones se tiene la presión total en el equilibrio: $P_t = P(\text{SO}_3) + P(\text{SO}_2) + P(\text{O}_2) = 4,59 + 1,97 + 0,985 = 7,545 \text{ atm}$.

También se puede determinar la presión total en el equilibrio, despejando la presión, sustituir los moles totales (suma de los moles de cada especie), las demás variables y operar.

Resultado: a) $K_c = 5,51 \cdot 10^{-3}$; $K_p = 0,181$; b) $P(\text{SO}_3) = 4,59 \text{ atm}$; $P(\text{SO}_2) = 1,97 \text{ atm}$; $P(\text{O}_2) = 0,985 \text{ atm}$; $P_t = 7,545 \text{ atm}$.