

## OPCIÓN A

**PROBLEMA 1.-** Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 L de CO<sub>2</sub> medidos a 0,96 atm y 285 K. Calcula:

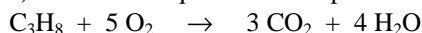
- a) Número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción.
- b) Volumen de aire necesario, en condiciones normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno.

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

Solución:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del propano es:



Se obtienen los moles de CO<sub>2</sub> que se producen en la combustión, despejándolo de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las demás variables por sus valores y operando:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 300 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 285 \text{ K}} = 12,32 \text{ moles de CO}_2.$$

De estos moles y aplicando las respectivas relaciones molares, deducidas de la ecuación química, se obtienen los moles de las sustancias que aparecen en dicha ecuación.

$$\text{Moles de C}_3\text{H}_8: 12,32 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ moles CO}_2} = 4,11 \text{ moles C}_3\text{H}_8.$$

$$\text{Moles de O}_2: 12,32 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{3 \text{ moles CO}_2} = 20,53 \text{ moles O}_2.$$

$$\text{Moles H}_2\text{O}: 12,32 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ moles CO}_2} = 16,43 \text{ moles H}_2\text{O}.$$

b) El volumen que ocupa los 20,53 moles de oxígeno, en condiciones normales, es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{20,53 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 459,58 \text{ L}.$$

Como este volumen corresponde al 20 % del aire que se necesita, el volumen de aire que hay que introducir para producir la reacción de combustión es:

$$\text{Volumen de aire: } 459,58 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 2297,9 \text{ L aire}.$$

**Resultado:** a) 4,11 moles C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>; 20,53 moles O<sub>2</sub>; 16,43 moles H<sub>2</sub>O; b) 2297,9 L aire.

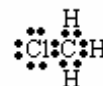
**CUESTIÓN 2.-** a) Escribe las estructuras de Lewis correspondientes a las especies químicas: monoclórometano, dióxido de carbono y amoníaco.

b) Indica, razonadamente, si alguna de ellas presenta polaridad.

Solución:

a) El cloro tiene en su último nivel la estructura electrónica 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>, covalencia 1 (1 electrón desapareado), es decir, puede formar un enlace covalente; el carbono posee 4 electrones en su capa de valencia, 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>, y al promocionar uno de los electrones 2s al orbital vacío 2p adquiere covalencia 4 (4 electrones desapareados), y el hidrógeno sólo posee 1 electrón en su último nivel, 1s<sup>1</sup>.

Al unirse el carbono a los 4 átomos, el de cloro y los tres de hidrógeno mediante enlaces covalentes, la estructura de Lewis de la molécula CICH<sub>3</sub> es:



La estructura electrónica del último nivel del átomo de oxígeno es 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>, con 2 electrones desapareados y covalencia 2, mientras que el carbono presenta covalencia 4 después de la promoción de un electrón 2s a 2p, como se indicó en el apartado anterior. En la molécula CO<sub>2</sub> el carbono se une a dos átomos de oxígeno mediante dos enlaces covalentes dobles. Su estructura de Lewis:



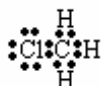
El nitrógeno tiene de estructura electrónica en su último nivel energético  $2s^2 2p^3$ , con tres electrones desapareados y, por tanto, covalencia 3. El átomo de nitrógeno se une covalentemente a tres átomos de hidrógeno, siendo su estructura de Lewis:



También se puede escribir la estructura de Lewis del  $\text{ClCH}_3$  y demás moléculas complejas a partir de los siguientes pasos:

1. Determinar los electrones de valencia que necesitarían los cuatro átomos para adquirir estructura de gas noble;  $n = 2 \cdot 8 + 3 \cdot 2 = 22$  electrones:
2. Calcular los electrones de valencia de los cinco átomos;  $v = 7 + 4 + 3 \cdot 1 = 14$  electrones:
3. Hallar los electrones de enlace;  $c = n - v = 22 - 14 = 8$  electrones:
4. Calcular los electrones solitarios:  $s = v - c = 14 - 8 = 6$  electrones.

La estructura de Lewis es:



b) La polaridad de una molécula depende de la polaridad de sus enlaces y tiene influencia la geometría de la molécula. Si la geometría de la molécula permite que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea mayor de cero (momento dipolar resultante) la molécula es polar, y si es cero es apolar. Hay veces en que la geometría de la molécula es la que impide que el momento dipolar resultante sea cero aunque los enlaces sean polares siendo, por ello, la molécula apolar.

La diferencia de electronegatividad entre el cloro y el carbono hace que el enlace  $\text{Cl} - \text{C}$  esté polarizado (vector dirigido hacia el átomo de cloro), mientras que los enlaces  $\text{C} - \text{H}$ , por presentar ambos átomos la misma electronegatividad, son apolares. En este caso, independientemente de su geometría, la molécula es polar.

En la molécula  $\text{CO}_2$ , los enlaces covalentes  $\text{C} - \text{O}$  se encuentran polarizados (vector dirigido hacia el átomo de oxígeno), y en sentido contrario por ser la molécula lineal, siendo la suma de los momentos dipolares de enlace cero, y la molécula apolar.

El amoníaco tiene los enlaces  $\text{N} - \text{H}$  polarizados (vector dirigido hacia el átomo de nitrógeno), y por ser la geometría de la molécula piramidal trigonal, la suma de los momentos dipolares de enlace y del par de electrones libres es mayor de cero, siendo la molécula polar.

**CUESTIÓN 3.-La reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$  transcurre a  $150^\circ\text{C}$  con una  $K_c = 3,20$ .**

- a) ¿Cuál debe ser el volumen del reactor para que estén en equilibrio 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  con 2 moles de  $\text{NO}_2$ ?
- b) Responde, razonadamente, si la siguiente proposición es cierta o falsa: “Un cambio de presión en una reacción en equilibrio modifica siempre las concentraciones de los componentes”.

Solución:

a) Si en el equilibrio han de aparecer 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  y 2 moles de  $\text{NO}_2(\text{g})$ , la expresión de la constante de equilibrio en función del volumen del reactor es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\frac{(n \text{ moles NO}_2)^2}{V^2}}{\frac{n' \text{ moles N}_2\text{O}_4}{V}} \Rightarrow 3,20 = \frac{\frac{4 (\text{moles NO}_2)^2}{V^2}}{\frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{V}} \Rightarrow V = \frac{4}{3,20} = 1,25 \text{ L}$$

b) Falsa. Todo cambio en la presión provoca un cambio de volumen, pues según la ley de Boyle-Mariotte  $P \cdot V = P' \cdot V'$ . Luego, esta disminución de la capacidad del reactor se traduce, en un principio, en el desplazamiento del equilibrio en el sentido en el que aparece un menor número de moles, lo que afecta al cambio de la concentración molar de los gases pero, cuando el número de moles es el mismo en ambos miembros de la ecuación química, la respuesta del sistema al cambio de presión es mantener el equilibrio, por lo que, las concentraciones molares de los gases permanece constante.

**Resultado: a)  $V = 1,25 \text{ L}$ .**

## OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.-** Indicar, razonadamente, si son ciertas o falsas las proposiciones siguientes:

- Para preparar 100 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,1 M se deben utilizar 0,858 mL cuando se parte de una disolución acuosa de ácido clorhídrico comercial del 36 % en peso y densidad 1,18 g·mL<sup>-1</sup>.
- Una disolución acuosa de ácido clorhídrico 1,2 M posee mayor número de moles y mayor número de gramos de soluto por litro de disolución que una disolución acuosa de ácido nítrico 0,8 M.

**DATOS:** A<sub>r</sub> (Cl) = 35,5 u; A<sub>r</sub> (H) = 1 u.

Solución:

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para verificar la certeza o falsedad de las afirmaciones, hay que realizar los cálculos necesarios para comprobarlo.

- a) La concentración molar de 1 L de la disolución de que se parte es:

$$1,18 \frac{\text{g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 11,64 \text{ M.}$$

Los moles disueltos en el volumen que se toma de esta disolución son:

$$n = M \cdot V = 11,64 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,000858 \text{ L} = 0,01 \text{ moles, que al diluirlos hasta un volumen de}$$

0,1 L, proporciona a la disolución una concentración:  $M = \frac{n}{V} = \frac{0,01 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,1 \text{ M. VERDADERA.}$

- b) Un litro de cada una de las disoluciones contienen los moles:

$$\text{Moles de HCl: } n = M \cdot V = 1,2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} = 1,2 \text{ moles;}$$

$$\text{Moles de HNO}_3: n = M \cdot V = 0,8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} = 0,8 \text{ moles.}$$

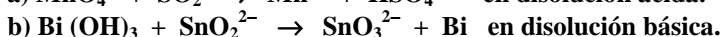
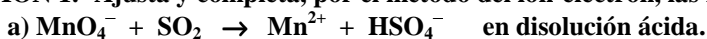
En lo que respecta al número de moles, la afirmación es cierta.

$$\text{Los gramos de soluto de cada disolución son: } 1,2 \text{ moles HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 43,8 \text{ g HCl.}$$

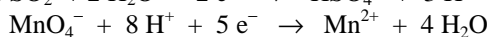
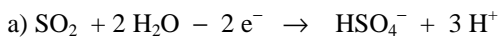
$$0,8 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 50,4 \text{ g HNO}_3.$$

Para los gramos, la afirmación es falsa, por lo que la afirmación que abarca los moles y masas de soluto en cada disolución es FALSA.

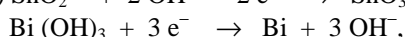
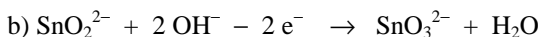
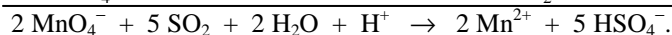
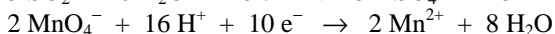
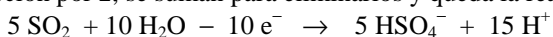
**CUESTIÓN 1.-** Ajusta y completa, por el método del ión-electrón, las reacciones:



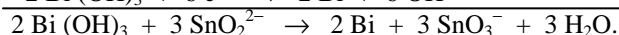
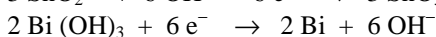
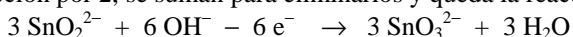
Solución:



Para igualar los electrones intercambiados, se multiplica la semirreacción de oxidación por 5 y la de reducción por 2, se suman para eliminarlos y queda la reacción iónica ajustada:



Se igualan los electrones intercambiados, multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 y la de reducción por 2, se suman para eliminarlos y queda la reacción iónica ajustada:



**CUESTIÓN 3.- a) ¿Qué tipo de reacción (adición, sustitución, eliminación) es la siguiente:**  
 **$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{NH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CONH-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .**

**b) Nombra cada uno de los reactivos propuestos.**

Solución:

a) Es una reacción de condensación o esterificación (sustitución) en la que el grupo oxidrilo del ácido ha sido reemplazado por la amina.

b) Propanoico y metilamina.