

2º C-D-E - BACHILLERATO - QUÍMICA - 16-NOVIEMBRE -2007- Problemas

ELIJA CINCO PROBLEMAS ENTRE LOS SEIS PROPUESTOS

- 1º - Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del smog, que contiene C, H, N, y O y se quema (reacción en exceso de O_2). Esta reacción produce 1,4520 g de CO_2 y 0,4500 g de H_2O . Para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de éste, obteniéndose 0,4500 g de NH_3 . Determinar la fórmula empírica del compuesto
- 2º - Durante la combustión de un cierto metal, 2,70 g del mismo se combinaron con 2,40 g de oxígeno. Determinar la cantidad de hidrógeno que puede reaccionar con 3,57 g de dicho metal
-
- 3º - Se dispone de una disolución de ácido nítrico del 70% y $d = 1,42$ g/mL. Calcule su Molaridad y su fracción Molar. ¿Cuántos gramos de la misma se necesitarán para preparar 300 mL de una disolución 2,5 Molar de dicho ácido?
- 4º - Se prepara una disolución disolviendo 43,8 g de cloruro de calcio hexahidratado en 103,4 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de 1,178 g/mL de densidad. Calcule la Molaridad de esta disolución. ¿Cual será esta concentración después de añadir 75 mL de agua destilada a la disolución anterior? (Considérense los volúmenes aditivos)
-
- 5º - El yodo sólido sublima por debajo de 114 °C. Un trozo de yodo sólido se encuentra en un recipiente cerrado en equilibrio con su vapor a una temperatura para la que su presión de vapor es de 30 mm Hg. De forma repentina y a temperatura constante, el volumen del recipiente se duplica:
- ¿Cuál es la presión en el interior del recipiente una vez producida la variación de volumen?
 - ¿Qué cambio ha de ocurrir para que se restablezca el equilibrio?
 - Si la temperatura permanece constante durante todo el proceso, cuál será la presión en el interior del recipiente una vez preestablecido el equilibrio
- 6º - Se tienen dos balones de vidrio unidos por una llave, inicialmente cerrada. El primero tiene un volumen de 2 litros contiene 100 mL de agua líquida y se encuentra lleno de Nitrógeno (N_2) a una presión total de 2 atm. El segundo tiene un volumen de 3 litros y se encuentra lleno de Oxígeno a una presión total de 3 atm. Si ambos se encuentran a una temperatura de 27°C, calcular:
- Cantidades de ambos gases que hay en el sistema.
 - Presiones parciales de todos los gases cuando se abre la llave y se comunican ambos, después de dejar pasar el tiempo suficiente para que la mezcla sea completa
 - Presión total en el recipiente de 3 litros (Despreciese la variación de volumen debida a la posible evaporación de agua)

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Cl = 35,5 ; H = 1,0 ; I = 127,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; Zn = 65,3
presión de vapor del agua A 27°C = 26,7 mm Hg

SOLUCIONES

- 1º - Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del smog, que contiene C, H, N, y O y se quema (reacción en exceso de O_2). Esta reacción produce 1,4520 g de CO_2 y 0,4500 g de H_2O . Para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de éste, obteniéndose 0,4500 g de NH_3 . Determinar la fórmula empírica del compuesto

RESOLUCIÓN

Dado que los análisis se hacen en dos muestras diferentes, no podemos calcular la composición directamente en una de ellas, por lo que en la primera calcularemos el porcentaje de C y de H, mientras que para el Nitrógeno tendremos que calcularlo a partir de la segunda de las muestras; además, dado que se utiliza Oxígeno en la combustión de la primera de las muestras, la cantidad de éste no podemos calcularla directamente, sino que tenemos que calcularla por diferencia a 100.

Teniendo en cuenta que al producirse la combustión de los 2,0 g de ese compuesto, las cantidades de Carbono y de hidrógeno existentes serán las mismas que hay en el CO_2 y en el H_2O , respectivamente.

Por tanto, en la muestra inicial de 2,0 g del compuesto a analizar tendremos:

$$\text{g de C existentes en los 1,4520 g de } CO_2 \implies 1,4520 \cdot \frac{12}{44} = \mathbf{0,3960 \text{ g de C}}$$

$$\text{g de H existentes en los 0,4500 g de } H_2O \implies 0,4500 \cdot \frac{2}{18} = \mathbf{0,050 \text{ g de H}}$$

Por tanto, los porcentajes de ambos en la muestra inicial (eran 2,0 g) serán:

| | SOLUTO | DISOLVENTE | DISOLUCIÓN |
|---------|-------------------|------------|------------|
| Masa | 70 g = 1,11 moles | + 30 g | = 100 g |
| Volumen | --- | 30 ml | 70,42 ml |

A partir de él, determinamos el volumen de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,42 g/ml), que es: $d = \frac{m}{V}$; $V = \frac{m}{d} = \frac{100}{1,42} = 70,42$ ml de disolución

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$100 - 70 = 30 \text{ g} = 1,67 \text{ moles de disolvente, AGUA}$$

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya las expresiones de la concentración que nos piden:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{1,11}{0,07042} ; \mathbf{M = 15,76 \text{ Molar}}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{n_{\text{SOLUTO}} + n_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{1,11}{1,11 + 1,67} ; \mathbf{X = 0,40}$$

Para preparar los 300 mL de la segunda disolución, hemos de tener en cuenta que todo el HNO_3 existente en esa cantidad de disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole después la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de HNO_3 puro necesario para preparar 300 cm³ de la disolución 2,5 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (2,5) el volumen a preparar (300 ml) y la masa molecular del soluto HNO_3 (63) y así:

$$M = \frac{\text{MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{V_{\text{DISOLUC}}}; 2,5 = \frac{\text{MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{0,30}, \text{ de donde vemos que se necesitan: } M_{\text{SOLUTO}} = 0,75 \text{ MOLES de } \text{HNO}_3$$

y estas 0,75 moles del ácido nítrico puro hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone, cuya Molaridad habíamos calculado antes (15,76, por lo que volvemos a aplicarle la expresión de la Molaridad, y así:

$$M = \frac{\text{MOLES}_{\text{SOLUTO}}}{V_{\text{DISOLUC}}}; 15,76 = \frac{0,75}{V_{\text{DISOLUC}}} \text{ de donde } V_{\text{DISOLUCIÓN}} = \frac{0,75}{15,76} = 0,0476 \text{ Litros} = 47,6 \text{ mL}$$

$V_{\text{DISOLUCIÓN}} = 47,6 \text{ mL}$ se necesitan de la disolución inicial

4º - Se prepara una disolución disolviendo 43,8 g de cloruro de calcio hexahidratado en 103,4 mL de agua, con lo que se obtiene una disolución de 1,178 g/mL de densidad. Calcule la concentración de iones cloruro en esta disolución. ¿Cual será esta concentración después de añadir 75 mL de agua destilada a la disolución anterior? (Considérense los volúmenes aditivos)

RESOLUCIÓN

Al tratarse de una sal hidratada, al disolverla, parte de ella es soluto (el CaCl_2) y el resto (el agua de cristalización) se adicionará al disolvente.

Así, en el $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, tenemos que cada cada mol (219 g) contiene 6 moles de agua (6.18 = 108 g) y 1 mol (111 g) de soluto CaCl_2 , por lo que en la cantidad que se disuelve: 43,8 g tendremos:

$$\text{g de soluto } \text{CaCl}_2 = 43,8 \cdot \frac{111}{219} = 22,2 \text{ g de soluto } \text{CaCl}_2$$

$$\text{g de agua en la sal hidratada:} = 43,8 \cdot \frac{108}{219} = 21,6 \text{ g de disolvente, agua, añadidos con la sal hidratada}$$

Por tanto, las cantidades que formarán la disolución final son:

g de soluto $\text{CaCl}_2 = 22,2 \text{ g}$

g de disolvente agua = $21,6 + 103,4 = 125 \text{ g}$ de disolvente, agua

| soluto | disolvente | disolución | | y el volumen de la disolución se obtiene a partir de la densidad de la misma: $1,178 = \frac{147,2}{V}$; $V = 124,98 \text{ mL}$ |
|--------|----------------------|------------|--------|--|
| 22,2 | $21,6 + 103,4 = 125$ | 147,2 | gramos | |
| | | 124,98 | mL | |

Por tanto la Molaridad de esta disolución es:

$$M = \frac{\text{gramos}_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{LITROS}_{\text{DISOLUC}}} = \frac{22,2}{111,0,12498} = 1,6 \text{ Molar}$$

Si se añaden 75 mL de agua, el volumen de la disolución será: $124,98 + 75 = 199,98 \text{ mL}$, pues se nos indica que los volúmenes son aditivos, por lo que tendremos:

$$M = \frac{\text{gramos}_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{LITROS}_{\text{DISOLUC}}} = \frac{22,2}{111,0,12498} = 1,0 \text{ Molar en } \text{CaCl}_2$$

5º - El yodo sólido sublima por debajo de 114 °C. Un trozo de yodo sólido se encuentra en un recipiente cerrado en equilibrio con su vapor a una temperatura para la que su presión de vapor es de 30 mm Hg. De forma repentina y a temperatura constante, el volumen del recipiente se duplica:

- Cuál es la presión en el interior del recipiente una vez producida la variación de volumen.**
- Qué cambio ha de ocurrir para que se restablezca el equilibrio.**
- Si la temperatura permanece constante durante todo el proceso, cuál será la presión en el interior del recipiente una vez preestablecido el equilibrio.**

RESOLUCIÓN

La presión de vapor es la presión que ejerce la fase gaseosa de una sustancia que se encuentra en contacto con su fase sólida o líquida. Esta presión de vapor depende exclusivamente de la temperatura, por lo que si ésta permanece constante, la presión de vapor no varía. Si dicha sustancia se encuentra en un recipiente cerrado, esta presión es también constante, por lo que si disminuye el volumen del recipiente, parte del vapor se condensará mientras que si aumenta el volumen, se evaporará algo del líquido o del sólido hasta volver a alcanzar el valor inicial.

En este caso, si la presión de vapor del yodo sólido a 114°C es 30 mm Hg, a esa temperatura, la presión de vapor será siempre 30 mm Hg, sea cual sea la presión total o el volumen del recipiente.

Si se duplica el volumen, la presión se reduce inicialmente a la mitad, pero inmediatamente después, parte del yodo sólido comenzará a evaporarse hasta que la presión vuelva a alcanzar los 30 mm Hg en el recipiente

6º - Se tienen dos balones de vidrio unidos por una llave, inicialmente cerrada. El primero tiene un volumen de 2 litros contiene 100 mL de agua líquida y se encuentra lleno de Nitrógeno (N_2) a una presión total de 2 atm. El segundo tiene un volumen de 3 litros y se encuentra lleno de Oxígeno a una presión total de 3 atm. Si ambos se encuentran a una temperatura de 27°C, calcular:

- Cantidades de ambos gases que hay en el sistema.**
- Presiones parciales de todos los gases cuando se abre la llave y se comunican ambos, después de dejar pasar el tiempo suficiente para que la mezcla sea completa**
- Presión total en el recipiente de 3 litros (Despreciese la variación de volumen debida a la posible evaporación de agua)**

RESOLUCIÓN

Vamos a calcular el número de moles de Nitrógeno y Oxígeno, que será el mismo antes y después de unir ambos recipientes.

El Nitrógeno se encuentra en un recipiente de 2 litros que contiene 100 mL de agua, por lo que el volumen real ocupado por el Nitrógeno será de 1,9 Litros; mientras que su presión parcial será la total del recipiente menos la ejercida por el agua, que nos indican que a esa temperatura es de 26,7 mm Hg, así:

$$P_{\text{NITRÓGENO}} = 2.760 - 26,7 = 1493,3 \text{ mm Hg}$$

Y ya con estos datos, mediante la ecuación general de los gases ideales podemos calcular el número de moles de Nitrógeno: $\frac{1493,3}{760} \cdot 1,9 = n_{\text{NITROGENO}} \cdot 0,082 \cdot 300$; $n_{\text{NITRÓGENO}} = \mathbf{0,152 \text{ MOLES de } N_2}$

El Oxígeno por su parte se encuentra solo en el recipiente, por lo que le aplicaremos directamente la ecuación general de los gases para calcular su número de moles:

$$3,3 = n_{\text{OXIGENO}} \cdot 0,082 \cdot 300 \quad n_{\text{OXIGENO}} = \mathbf{0,366 \text{ MOLES de } O_2}$$

Cuando se abre la llave y se comunican ambos recipientes, ambos gases se difunden así como el vapor de agua, que ahora ocupará también parte del recipiente de 3 litros. La presión que ejerce este vapor de agua **depende exclusivamente de la temperatura**, por lo que al no cambiar ésta, **seguirá siendo la misma de antes: 26,7 mm Hg**

Por su parte, al despreciarse la variación de volumen debida a la cantidad de agua que debe evaporarse para seguir manteniendo esa presión en el conjunto de ambos recipientes, tenemos que ahora ambos gases se encontrarán en un volumen igual a la suma de los volúmenes de ambos recipientes (3 + 1,9 = 4,9 litros), y así, determinaremos sus presiones parciales aplicándoles la ecuación general de los gases a cada uno:

$$N_2: \quad P \cdot 4,9 = 0,152 \cdot 0,082 \cdot 300 ;$$

$$\mathbf{P_N = 0,763 \text{ atm} = 580 \text{ mm Hg}}$$

$$O_2: \quad P \cdot 4,9 = 0,366 \cdot 0,082 \cdot 300 ;$$

$$\mathbf{P_N = 1,837 \text{ atm} = 1396,1 \text{ mm Hg}}$$

La presión total será la suma de las presiones parciales de todos los gases : N_2 , O_2 y vapor de agua,

$$P_{\text{TOTAL}} = P_N + P_O + P_{\text{VAPOR AGUA}} = 580 + 1396,1 + 26,7 = \mathbf{2002,8 \text{ mm Hg} = 2,635 \text{ atm}}$$

Esta presión total **será la misma en ambos recipientes**, ya que se encuentran unidos