

FICHA 4

1.- En una cámara cerrada de 10 L a la temperatura de 25° C se introduce 0'1 mol de propano con la cantidad de aire necesaria para que se encuentre en proporciones estequiométricas con el O₂. A continuación se produce la reacción de combustión del propano en estado gaseoso, alcanzándose la temperatura de 500° C.

- Ajusta la reacción que se produce
- Determine la fracción molar del N₂ antes y después de la combustión.
- Determine la presión total antes y después de la combustión.

Datos: R = 0'082 atmL K⁻¹ mol⁻¹; Composición del aire: 80% N₂, 20% O₂

2.- Por análisis de un compuesto orgánico líquido se determina que contiene 18'60 % de carbono, 1'55 % de hidrógeno, 24'81 % de oxígeno y el resto de cloro.

- Determinar la fórmula empírica del compuesto

Al evaporar 1'29 gr de dicha sustancia en un recipiente cerrado, a la temperatura de 197 °C y presión atmosférica normal, éstos ocupan un volumen de 385 cm³.

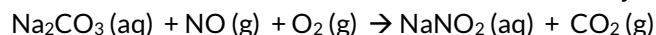
- ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Al disolver 2'064 gr del compuesto, en estado líquido, en agua destilada suficiente para obtener 500 ml de disolución, se detecta que ésta tiene carácter ácido; 50 cm³ de ella se neutralizan con 32 cm³ de una disolución obtenida al disolver 2 gr de hidróxido de sodio puro en agua destilada, hasta conseguir 1 litro de disolución.

c) Escriba la posible ecuación química correspondiente a la reacción entre las sustancias e indique el número de moles de cada una de ellas que han reaccionado.

Dato: R = 0'082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

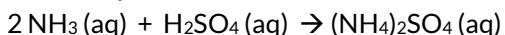
3.- El nitrito de sodio se puede obtener haciendo pasar una mezcla gaseosa de monóxido de nitrógeno y oxígeno a través de una disolución acuosa de carbonato sódico. La reacción sin ajustar es la siguiente:



A través de 250 ml de Na₂CO₃ (aq) 2 molar, se hace pasar 45 gr de NO (g) y O₂ (g) en considerable exceso, obteniéndose 62'1 gr de nitrilo de sodio.

- Determinar cuál es el reactivo limitante
- Calcular el rendimiento en la obtención de nitrilo de sodio

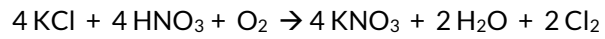
4.- Una industria química utiliza 10 t/día de sulfato de amonio que prepara según la siguiente reacción:



- Si la reacción transcurre con un 80% de rendimiento, ¿qué volumen de disolución 2 M de ácido sulfúrico será necesario utilizar diariamente?
- En la reacción se utiliza amoníaco gaseoso que está contenido en un depósito de 10 m³ de capacidad y a una temperatura de 25° C, ¿cuál será la presión del gas dentro del recipiente si se cargan en él 100 kg de NH₃?
- ¿A qué temperatura se tendría que abrir la válvula de seguridad del depósito, si éste soporta una presión máxima interior de 20 atm?
- Cuando se cargó el amoníaco en el depósito, fue necesario hacer un barrido de las tuberías introduciendo en éste 0'5 kg de N₂ (gas inerte). Calcula la presión parcial del nitrógeno en el depósito y al presión total.

Dato: R = 0'082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

5.- El nitrato de potasio se obtiene industrialmente a partir de cloruro de potasio y ácido nítrico en presencia de oxígeno según la ecuación:



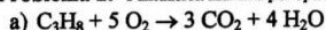
Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 90%:

- a) ¿Cuántos kg de nitrato de potasio se obtendrán como máximo a partir de 50 kg de cloruro de potasio y 50 kg de ácido nítrico?
- b) ¿Qué volumen (en L) de disolución de ácido nítrico concentrado, de riqueza 60% en masa y densidad 1'37 g/ml, serán necesarios para obtener los 50 kg de ácido nítrico?

SOLUCIONES:

1.-

Problema 2.- Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) y c) 0,75 puntos.



b) Antes de combustión:

$$n(C_3H_8) = 0,1 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = 0,5 \text{ mol}$$

$$n(N_2) = n(O_2) \cdot 80/20 = 2,0 \text{ mol} \Rightarrow n_T = 2,6 \Rightarrow x(N_2) = n(N_2)/n_T = 2,0/2,6 = 0,77$$

Después de combustión:

$$n(CO_2) = 0,3 \text{ mol}$$

$$n(H_2O) = 0,4 \text{ mol}$$

$$n(N_2) = 2,0 \text{ mol} \Rightarrow n_T = 2,7 \Rightarrow x(N_2) = 2,0/2,7 = 0,74$$

c) $P = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V}$ Antes de combustión: $P = (2,6)(0,082)(25+273)/10 = 6,35 \text{ atm}$

Después de combustión: $P = (2,7)(0,082)(500+273)/10 = 17,1 \text{ atm}$

2.- a-b) El porcentaje de cloro en ese compuesto es: 100% compuesto – (18,60% C + 1,55% H + 24,81% O) = 55,04% Cl. Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso éste se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{1,29 \text{ g} (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) (197+273) \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 385 \text{ cm}^3} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 129,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de X:

$$\frac{18,60 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \frac{129,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{1,55 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} \frac{129,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{24,81 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \frac{129,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

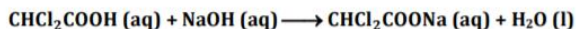
$$\frac{55,04 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \frac{129,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}}$$

→ fórmula molecular: $C_2Cl_2H_2O_2$

Simplificando la fórmula anterior se obtiene la fórmula empírica o sencilla, $(CClHO)_n$.

Dada la fórmula molecular $C_2Cl_2H_2O_2$, y teniendo en cuenta que se trata de un compuesto ácido, su fórmula semidesarrollada podría ser $CHCl_2COOH$.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:



Como la reacción es mol a mol, el número de moles que reaccionan de ambas especies es el mismo.

La concentración de la disolución de NaOH es:

$$[NaOH] = \frac{2 \text{ g NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,05 \text{ M}$$

El número de moles de NaOH que se neutralizan es:

$$32 \text{ mL NaOH } 0,05 \text{ M} \frac{0,05 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ mL NaOH } 0,05 \text{ M}} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

La concentración de la disolución de $\text{CHCl}_2\text{-COOH}$ es:

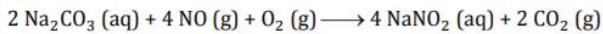
$$[\text{CHCl}_2\text{COOH}] = \frac{2,064 \text{ g CHCl}_2\text{COOH}}{500 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mol CHCl}_2\text{COOH}}{129,1 \text{ g CHCl}_2\text{COOH}} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,032 \text{ M}$$

El número de moles de CHCl_2COOH que se neutralizan es:

$$50 \text{ mL CHCl}_2\text{COOH } 0,032 \text{ M} \frac{0,032 \text{ mol CHCl}_2\text{COOH}}{10^3 \text{ mL CHCl}_2\text{COOH } 0,032 \text{ M}} = \mathbf{1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol CHCl}_2\text{COOH}}$$

3.-

a) La ecuación química ajustada es:



Para determinar el reactivo limitante se calculan los moles iniciales de cada una de las sustancias reaccionantes.

$$\left. \begin{array}{l} 45 \text{ g NO} \frac{1 \text{ mol NO}}{30 \text{ g NO}} = 1,5 \text{ mol NO} \\ 0,25 \text{ L Na}_2\text{CO}_3 \text{ } 2 \text{ M} \frac{2 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3 \text{ } 2 \text{ M}} = 0,5 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{1,5 \text{ mol NO}}{0,5 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 3$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra NO, por lo que **Na_2CO_3 es el reactivo limitante.**

b) Para calcular el rendimiento de la reacción es preciso calcular la cantidad de NaNO_2 que se debería haber obtenido a partir del reactivo limitante y relacionarla con la cantidad de sustancia obtenida:

$$0,5 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \frac{4 \text{ mol NaNO}_2}{2 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \frac{69 \text{ g NaNO}_2}{1 \text{ mol NaNO}_2} = 69 \text{ g NaNO}_2$$

$$\eta = \frac{62,1 \text{ g NaNO}_2 (\text{experimental})}{69 \text{ g NaNO}_2 (\text{teórico})} 100 = \mathbf{90\%}$$

4.- a) Como el rendimiento del proceso es del 80%, previamente hay que calcular la cantidad de sustancia que se quiere obtener:

$$x \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{teo}) \frac{80 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{real})}{100 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{teo})} = 10 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{real}) \longrightarrow x = 12,5 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

$$12,5 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \frac{10^6 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 9,47 \cdot 10^5 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Relacionando $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ con H_2SO_4 :

$$9,47 \cdot 10^5 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 9,47 \cdot 10^5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Al tratarse de disolución 2 M:

$$9,47 \cdot 10^5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ } 2 \text{ M}}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \frac{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ } 2 \text{ M}}{10^3 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ } 2 \text{ M}} = \mathbf{43,75 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ } 2 \text{ M}}$$

b) El número de moles de NH_3 introducidos en el depósito es:

$$100 \text{ kg NH}_3 \frac{10^3 \text{ g NH}_3}{1 \text{ kg NH}_3} \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 5882 \text{ mol NH}_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el NH_3 en el interior del recipiente es:

$$p = \frac{5882 \text{ mol } (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{10 \text{ m}^3} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = \mathbf{14,4 \text{ atm}}$$

c) Como se trata de un recipiente de paredes rígidas el volumen es constante por lo que de acuerdo con la ley de Charles:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \longrightarrow \frac{14,4 \text{ atm}}{(25+273) \text{ K}} = \frac{20,0 \text{ atm}}{T_2} \longrightarrow T_2 = \mathbf{414 \text{ K}}$$

d) El número de moles de N_2 introducidos para limpiar el depósito es:

$$0,5 \text{ kg N}_2 \frac{10^3 \text{ g N}_2}{1 \text{ kg N}_2} \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 17,9 \text{ mol N}_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el N_2 en el interior del recipiente es:

$$p_{\text{N}_2} = \frac{17,9 \text{ mol } (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{10 \text{ m}^3} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = \mathbf{0,044 \text{ atm}}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión total de la mezcla gaseosa es:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{NH}_3} \longrightarrow p_{\text{total}} = (0,044 + 14,4) \text{ atm} = \mathbf{14,444 \text{ atm}}$$

5.-

a) El número de moles de los dos reactivos es:

$$\left. \begin{array}{l} 50 \text{ kg KCl} \frac{10^3 \text{ g KCl}}{1 \text{ kg KCl}} \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,6 \text{ g KCl}} = 670,2 \text{ mol KCl} \\ 50 \text{ kg HNO}_3 \frac{10^3 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ kg HNO}_3} \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 794,7 \text{ mol HNO}_3 \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{794,7 \text{ mol HNO}_3}{670,2 \text{ mol KCl}} = 1,2$$

como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que queda HNO_3 sin reaccionar por lo que el **KCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de KNO_3 que se obtiene.

$$670,2 \text{ mol KCl} \frac{4 \text{ mol KNO}_3}{4 \text{ mol KCl}} \frac{101,1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} \frac{1 \text{ kg KNO}_3}{10^3 \text{ g KNO}_3} = 61,4 \text{ kg KNO}_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 90%, la cantidad de KNO_3 máxima que se obtiene es:

$$61,4 \text{ kg KNO}_3 \text{ (teo)} \frac{90 \text{ kg KNO}_3 \text{ (real)}}{100 \text{ kg KNO}_3 \text{ (teo)}} = \mathbf{55,2 \text{ kg KNO}_3}$$

b) El volumen de disolución concentrada de HNO_3 que se necesita es:

$$50 \text{ kg HNO}_3 \frac{10^3 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ kg HNO}_3} \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 60\%}}{60 \text{ g HNO}_3} = 8,33 \cdot 10^4 \text{ g HNO}_3 \text{ 60\%}$$

$$8,33 \cdot 10^4 \text{ g HNO}_3 \text{ 60\%} \frac{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 60\%}}{1,37 \text{ g HNO}_3 \text{ 60\%}} \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 35\%}}{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ 35\%}} = \mathbf{60,8 \text{ L HNO}_3 \text{ 60\%}}$$