

CUARTA PRÁCTICA CALIFICADA

CEPRE UNI 2010 – II

SOLUCIONARIO DE QUÍMICA

TEMA Q

01. El tiofeno es un disolvente orgánico formado por carbono, hidrógeno y azufre, que por combustión completa produce CO_2 , H_2O y SO_2 . Cuando se somete al análisis de los productos de combustión, una muestra de 1,086 g de tiofeno produce 2,272 g de CO_2 , 0,465 g de H_2O y una cantidad de SO_2 . Si la masa molar del tiofeno es 84 g/mol, determine el número de átomos de carbono por molécula de tiofeno.

\bar{A}_r : H=1; C=12; O=16; S=32

- A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

RESOLUCIÓN

1. Considere como base 100 g de tiofeno, un compuesto formado por carbono, hidrógeno y azufre de fórmula empírica $\text{C}_x\text{H}_y\text{S}_z$

$$\frac{\text{C}}{\text{CO}_2} = \frac{12\text{u}}{44\text{u}} = \frac{m_{\text{C}}}{2,272\text{g}}$$

$$m_{\text{C}} = 0,620\text{g}$$

$$\frac{2\text{H}}{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2\text{u}}{18\text{u}} = \frac{m_{\text{H}}}{0,465\text{g}}$$

$$m_{\text{H}} = 0,052\text{g}$$

Por diferencia se calcula la cantidad de azufre contenido:

$$1,086\text{g} = 0,620\text{g} + 0,052\text{g} + m_{\text{S}}$$

$$m_{\text{S}} = 0,414\text{g}$$

Se divide la masa de cada elemento por su respectiva masa molar. El resultado se divide entre el menor de los números obtenidos para obtener la mínima relación de átomos

$$\text{C: } x = \frac{0,620\text{g}}{12\text{g/mol}} = \frac{0,052}{0,013} = 4$$

$$\text{H: } y = \frac{0,052\text{g}}{1\text{g/mol}} = \frac{0,052}{0,013} = 4$$

$$\text{S: } z = \frac{0,414\text{g}}{32\text{g/mol}} = \frac{0,013}{0,013} = 1$$

La fórmula empírica es $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$. La masa molar de la fórmula empírica es 84 g/mol; la cual coincide con la masa fórmula de la fórmula molecular. Por lo tanto, la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular.

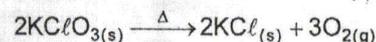
Fórmula Molecular: $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$

Masa molar: 84 g/mol

Cantidad de átomos de carbono por unidad: 4

CLAVE D

02. Se tiene una muestra de clorato de potasio (KClO_3) impuro, de la cual se toma 10 g y se somete a descomposición térmica según la reacción:



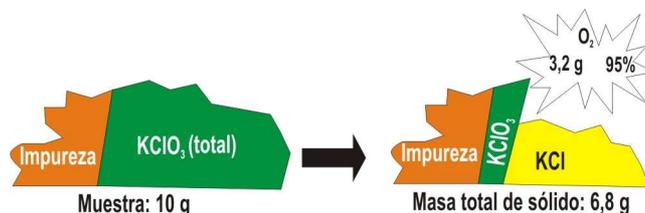
cuyo rendimiento es del 95%. Si en la descomposición se observó el desprendimiento de oxígeno, de modo que la masa total de sólido al final de la reacción es de 6,8 g, calcule el porcentaje de pureza (%) de la muestra de KClO_3 .

\bar{A}_r : O=16; Cl=35,5; K=39

- A) 72,60 B) 81,66 C) 85,96
D) 90,48 E) 93,44

RESOLUCIÓN

2. Con los datos del ejercicio se puede deducir:

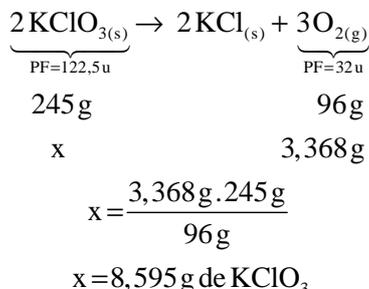


- La masa de la muestra inicial es 10 g
- La masa del residuo sólido es 6,8 g
- La masa del oxígeno desprendido es 3,2 g. Este oxígeno desprendido representa el 95% del oxígeno total presente en la muestra.

	Masa	Rendimiento
Real	3,2 g	95 %
Teórico	m	100 %

$$m = \frac{3,2 \text{ g} \cdot 100}{95} = 3,368 \text{ g}$$

Esta cantidad de oxígeno proviene del KClO_3 :



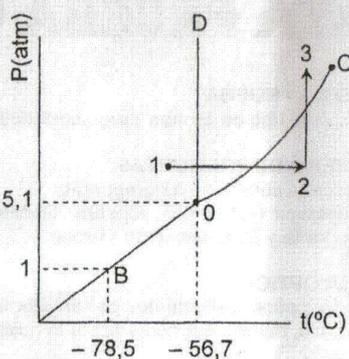
El porcentaje de KClO_3 en la muestra es:

$$\% \text{KClO}_3 = \frac{8,595 \text{ g}}{10 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{KClO}_3 = 85,95 \%$$

CLAVE C

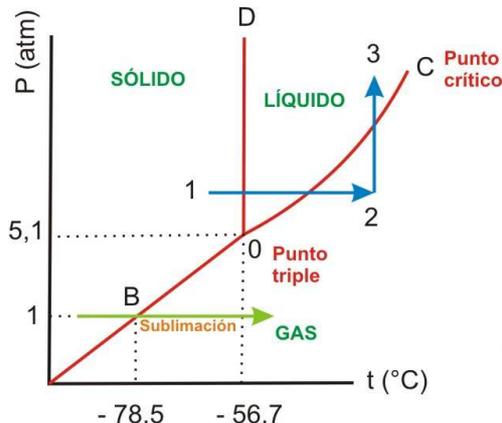
03. A continuación se muestra el diagrama de fases del dióxido de carbono (CO_2). Identifique la proposición falsa.



- A) El punto C representa el punto crítico.
- B) El cambio de estado de 1 a 3, del modo que se muestra en el esquema, implica tres cambios de estado.
- C) A 1 atm de presión es posible producir la fusión del $\text{CO}_{2(s)}$.
- D) El punto triple del CO_2 se produce a 5,1 atm y $-56,7^\circ\text{C}$.
- E) De 2 a 3 se produce la licuefacción del $\text{CO}_{2(g)}$.

RESOLUCIÓN

3. A partir del diagrama de fases del dióxido de carbono se puede observar:



El punto triple del CO_2 se produce a 5,1 atm y $-56,7^\circ\text{C}$

El cambio de fase de 2 a 3 representa un cambio de gas a líquido incrementando la presión y manteniendo la temperatura constante (**licuefacción**)

El proceso del dióxido de carbono desde el estado 1 al estado 3 implica, lo siguiente:

- Desde 1 a 2 ocurre la transición de sólido a líquido y de líquido a gas a presión constante (dos cambios de fase).
- Desde 2 a 3 ocurre la transición de gas a líquido a temperatura constante (un cambio de fase)

A la presión de 1 atm cualquier incremento de temperatura, provoca el cambio directo de sólido a gas, es decir; la sublimación del dióxido de carbono.

CLAVE C

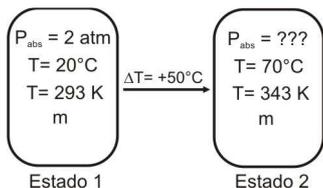
04. En un experimento de laboratorio, un gas contenido en un recipiente rígido, con presión (absoluta) de 2 atm y temperatura de 20°C , se somete a calentamiento para comprobar la ley empírica de Gay Lussac. Debido a este calentamiento, la temperatura del gas aumenta en 50°C . Según esta información, indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones.

- I. El aumento de temperatura aplicado equivale a 323 K.
- II. La presión (absoluta) del gas aumenta en 17%.
- III. La presión manométrica del gas aumenta en 17%.

Dato: $P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm}$
 A) VVV B) VVF C) VFF
 D) FVF E) FVV

RESOLUCIÓN

4. Según los datos del ejercicio:



Estado	P	V	T(°C)	T(K)
1	2 atm	V	20°C	293 K
2	P ₂	V	20°C + 50°C	343 K

Dado que la masa del sistema gaseoso es invariable:

$$\frac{P_1 \cdot \cancel{V}_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot \cancel{V}_2}{T_2}$$

$$\frac{2 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = \frac{P_2}{343 \text{ K}}$$

$$P_2 = 2,34 \text{ atm}$$

I. FALSO

Los incrementos de temperatura en las diferentes escalas se expresa de la siguiente manera:

$\frac{\Delta ^\circ\text{C}}{5} = \frac{\Delta ^\circ\text{F}}{9} = \frac{\Delta \text{K}}{5} = \frac{\Delta \text{R}}{9}$

El incremento de temperatura es de 50°C. Entonces:

$$\Delta ^\circ\text{C} = \Delta \text{K} = 50$$

II. VERDADERO

La presión absoluta se incrementa. El incremento porcentual lo podemos hallar relacionando la presión final y la inicial:

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{2,34 \text{ atm}}{2 \text{ atm}} = 1,17$$

$$\frac{P_2}{P_1} \cdot 100 = 117\%$$

La presión absoluta final es 17% superior a la presión inicial.

III. FALSO

Por dato del ejercicio se considera que la presión atmosférica es 1 atm. Por lo tanto:

$$P_{\text{abs}}(1) = 2 \text{ atm} \quad \rightarrow \quad P_{\text{man}}(1) = 1 \text{ atm}$$

$$P_{\text{abs}}(2) = 2,34 \text{ atm} \quad \rightarrow \quad P_{\text{man}}(2) = 1,34 \text{ atm}$$

Al igual que en el caso anterior, la relación entre la presión manométrica final e inicial proporciona la relación de incremento.

$$\frac{P_{\text{man}}(2)}{P_{\text{man}}(1)} = \frac{1,34 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 1,34$$

$$\frac{P_{\text{man}}(2)}{P_{\text{man}}(1)} \cdot 100 = 134\%$$

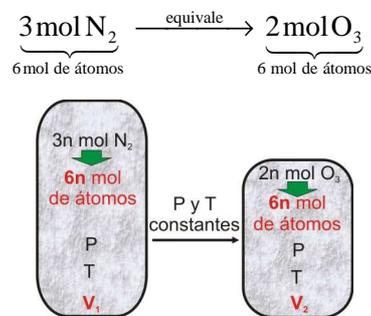
La presión manométrica final es 34% superior a la presión manométrica inicial.

CLAVE D

05. Se tiene 2 recipientes cerrados que contienen ozono (O₃) y nitrógeno (N₂) a condiciones de Avogadro. Si ambos contienen la misma cantidad de átomos, ¿cuál es la relación de los volúmenes de los recipientes de ozono y nitrógeno?
 A) 1 : 1 B) 1 : 2 C) 2 : 1
 D) 2 : 3 E) 3 : 2

RESOLUCIÓN

5. Para lograr que una mezcla de ozono (O₃) y nitrógeno (N₂) posean la misma cantidad de átomos es necesario que dicha mezcla contenga una relación 2:3 de estos gases.



En condiciones de Avogadro (presión y temperatura constantes), la relación de moles es igual a la relación de volúmenes.

$$\frac{\text{Moles O}_3}{\text{Moles N}_2} = \frac{2n}{3n}$$

Para O₃ P · V_{O₃} = RTn_{O₃}

Para N₂ P · V_{N₂} = RTn_{N₂}

$$\frac{\cancel{P} \cdot V_{\text{O}_3}}{\cancel{P} \cdot V_{\text{N}_2}} = \frac{\cancel{RT} (2n)}{\cancel{RT} (3n)}$$

$$\frac{V_{\text{O}_3}}{V_{\text{N}_2}} = \frac{2}{3}$$

CLAVE D

06. Calcule la masa molar aparente (g/mol) de una mezcla gaseosa que contiene 120 g de metano (CH₄) y 200 g de butano (C₄H₁₀).

\bar{M} (g/mol): CH₄ = 16 ; C₄H₁₀ = 58

- A) 28,1 B) 29,4 C) 25,3
 D) 39,2 E) 40,2

RESOLUCIÓN

6. La masa molar aparente de la mezcla se puede calcular con la siguiente expresión:

$$\bar{M}_{AP} = X_1 \cdot M_1 + X_2 \cdot M_2$$

		Masa (g)	Masa molar (g/mol)	Moles (mol)	Fracción molar (X)
1	CH ₄	120	16	7,5 mol	0,685
2	C ₄ H ₁₀	200	58	3,45 mol	0,315
Moles totales				10,95 mol	

$$\bar{M}_{AP} = 0,685 \times 16 + 0,315 \times 58$$

$$\bar{M}_{AP} = 29,23$$

CLAVE B