

## QUÍMICA

### TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

- Junio, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 4, Opción A

Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso 1 litro de metano, 2 litros de nitrógeno y 1'5 litros de ozono ( $O_3$ ), respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:

a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?.

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?.

c) ¿Cuál tiene mayor densidad?.

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; N = 14 ; O = 16.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Vamos a calcular las moléculas de cada gas.

$$n_{CH_4} = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot P}{RT} \Rightarrow \text{moléculas}(CH_4) = \frac{1 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$n_{N_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cdot P}{RT} \Rightarrow \text{moléculas}(N_2) = \frac{2 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$n_{O_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{1'5 \cdot P}{RT} \Rightarrow \text{moléculas}(O_3) = \frac{1'5 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

Luego, hay más moléculas de  $N_2$ .

b) Calculamos los átomos:

$$\text{átomos}(CH_4) = 5 \cdot \text{moléculas}(CH_4) = 5 \cdot \frac{1 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$\text{átomos}(N_2) = 2 \cdot \text{moléculas}(N_2) = 2 \cdot \frac{2 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$\text{átomos}(O_3) = 3 \cdot \text{moléculas}(O_3) = 3 \cdot \frac{1'5 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

Luego, hay más átomos de  $CH_4$ .

c) Calculamos la densidad:

$$d_{CH_4} = \frac{g}{V} = \frac{Pm \cdot P}{RT} = \frac{16 \cdot P}{RT}$$
$$d_{N_2} = \frac{g}{V} = \frac{Pm \cdot P}{RT} = \frac{28 \cdot P}{RT}$$
$$d_{O_3} = \frac{g}{V} = \frac{Pm \cdot P}{RT} = \frac{48 \cdot P}{RT}$$

Luego, tiene más densidad el  $O_3$ .

Dada la reacción química (sin ajustar):  $\text{AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$ . Calcule:

a) Los moles de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtienen a partir de 20 g de  $\text{AgNO}_3$ , con exceso de  $\text{Cl}_2$ .

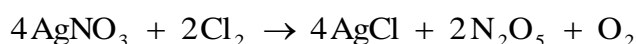
b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de Hg.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{N} = 14$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{Ag} = 108$ .

QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos, por tanteo, la reacción:



$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles N}_2\text{O}_5}{4 \text{ moles AgNO}_3} = 0'059 \text{ moles N}_2\text{O}_5$$

b)

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ moles AgNO}_3} = 0'029 \text{ moles O}_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'029 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{620}{760}} = 0'85 \text{ Litros}$$

Se preparan 25 mL de una disolución 2'5M de  $\text{FeSO}_4$ .

a) Calcule cuántos gramos de sulfato de hierro (II) se utilizarán para preparar la disolución.

b) Si la disolución anterior se diluye hasta un volumen de 450 mL ¿Cuál será la molaridad de la disolución?

Masas atómicas: S = 32 ; O = 16 ; Fe = 56 .

QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$M = \frac{\text{moles}}{V} \Rightarrow 2'5 = \frac{\frac{\text{gr}}{152}}{0'025} \Rightarrow 9'5 \text{ gr de } \text{FeSO}_4$$

b)

$$M = \frac{\text{moles}}{V} \Rightarrow M = \frac{\frac{9'5}{152}}{0'450} = 0'14$$

**Razone si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:**

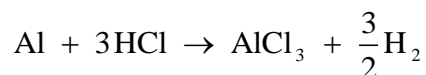
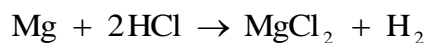
- a) En 22'4 L de oxígeno, a 0 °C y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
- b) Al reaccionar el mismo número de moles de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
- c) A presión constante, el volumen de un gas a 50 °C es el doble que a 25 °C.

**QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Habrá  $2 \cdot 6 \cdot 023 \cdot 10^{23}$  átomos de oxígeno.

b) Falsa. Se obtendrá más hidrógeno en el caso del aluminio, ya que:



c) Falsa. Ya que:

$$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'} \Rightarrow \frac{V}{323} = \frac{V'}{298} \Rightarrow V = \frac{323 \cdot V'}{298} = 1'08 \cdot V'$$

Se mezclan 2 litros de cloro gas medidos a 97 °C y 3 atm de presión con 3'45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcule:

a) Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.

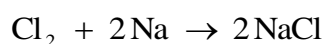
b) Los gramos del reactivo no consumido.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: Na=23; Cl=35'5.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



Calculamos los gramos de cloro:

$$\text{gr de cloro} = \frac{P_m \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{71 \cdot 3 \cdot 2}{0'082 \cdot 370} = 14 \text{ g}$$

El reactivo limitante es el Na, luego:

$$3'45 \text{ gr Na} \cdot \frac{2 \cdot 58'5 \text{ gr NaCl}}{2 \cdot 23 \text{ gr Na}} = 8'775 \text{ gr NaCl}$$

b) Calculamos los gramos de cloro que reaccionan con los 3'45 gr de sodio

$$3'45 \text{ gr Na} \cdot \frac{71 \text{ gr Cl}_2}{2 \cdot 23 \text{ gr Na}} = 5'325 \text{ gr Cl}_2$$

Luego, los gramos de reactivo no consumidos son:

$$14 - 5'325 = 8'675 \text{ gr Cl}_2$$

**Calcule:**

a) Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de etanol.

b) La masa de  $2'6 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .

c) El número de átomos de nitrógeno que hay en 0'38 g de  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

Masas atómicas: H = 1 ; N = 14 ; C = 12 ; O = 16.

**QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) 1 mol de  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 6'023 \cdot 10^{23}$  moléculas =  $6'023 \cdot 10^{23}$  átomos = 1 mol de átomos de O

b)  $2'6 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ gr}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2} = 0'0189 \text{ gr}$

c)  $0'38 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{64 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 7'15 \cdot 10^{21} \text{ átomos de N}$

Exprese en moles las siguientes cantidades de  $\text{SO}_3$  :

a)  $6'023 \cdot 10^{20}$  moléculas.

b) 67'2 g.

c) 25 litros medidos a 60 °C y 2 atm de presión.

Masas atómicas: O = 16; S = 32.  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) moles} = \frac{6'023 \cdot 10^{20}}{6'023 \cdot 10^{23}} = 0'001 \text{ moles}$$

$$\text{b) } 67'2 \text{ gr} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{80 \text{ gr SO}_3} = 0'84 \text{ moles}$$

$$\text{c) } n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 25}{0'082 \cdot 333} = 1'83 \text{ moles}$$



Calcule la molaridad de una disolución preparada mezclando 150 mL de ácido nitroso 0'2 M con cada uno de los siguientes líquidos:

a) Con 100 mL de agua destilada.

b) Con 100 mL de una disolución de ácido nitroso 0'5 M.

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen(L)}} = \frac{0'2 \cdot 0'150}{0'250} = 0'12 \text{ M}$$

$$\text{b) } M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen(L)}} = \frac{0'2 \cdot 0'150 + 0'5 \cdot 0'1}{0'250} = 0'32 \text{ M}$$

Un litro de  $\text{CO}_2$  se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- a) El número de moles que contiene.
- b) El número de moléculas de  $\text{CO}_2$  presentes.
- c) La masa en gramos de una molécula de  $\text{CO}_2$ .

Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1 \text{ L de } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{22,4 \text{ L de } \text{CO}_2} = 0,0446 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

$$\text{b) } 0,0446 \text{ moles de } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 2,68 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

$$\text{c) } 1 \text{ molécula de } \text{CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g de } \text{CO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2} = 7,30 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$