

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

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

La fórmula molecular del azúcar común o azúcar de mesa (sacarosa) es $C_{12}H_{22}O_{11}$. Indique razonadamente si 1 mol de sacarosa contiene:

a) 144 g de carbono.

b) 18 mol de átomos de carbono.

c) $5 \cdot 10^{15}$ átomos de carbono.

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

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Cierto.

$$Pm(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 16 \cdot 11 = 342 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de sacarosa} \cdot \frac{12 \cdot 12 \text{ g carbono}}{1 \text{ mol de sacarosa}} = 144 \text{ g de carbono}$$

b) Falso.

$$1 \text{ mol de sacarosa} \cdot \frac{12 \text{ moles de átomos de carbono}}{1 \text{ mol de sacarosa}} = 12 \text{ moles de átomos de carbono}$$

c) Falso.

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{12 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 7'22 \cdot 10^{24} \text{ átomos de carbono}$$

Calcule los moles de átomos de carbono que habrá en:

a) 36 g de carbono.

b) 12 unidades de masa atómica de carbono.

c) $1'2 \cdot 10^{21}$ átomos de carbono.

Dato: Masa atómica C = 12.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 36 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 3 \text{ moles}$$

$$\text{b) } 12 \text{ uma} = 1 \text{ átomo C} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1'66 \cdot 10^{-24} \text{ moles}$$

$$\text{c) } 1'2 \cdot 10^{21} \text{ átomos C} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1'99 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Calcule el número de átomos de oxígeno que contiene:

a) Un litro de agua.

b) 10 L de aire en condiciones normales, sabiendo que éste contiene un 20% en volumen de O_2 .

c) 20 g de hidróxido de sodio.

Datos: Masas atómicas O = 16; H = 1; Na = 23. Densidad del agua = 1 g/mL.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) 1000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molec H}_2\text{O}} = 3'34 \cdot 10^{25} \text{ átomos de O}$$

$$b) 10 \text{ L aire} \cdot \frac{20 \text{ L O}_2}{100 \text{ L aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22'4 \text{ L}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molec O}_2} = 1'07 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$c) 20 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molec NaOH}} = 3'01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Al tratar 5 g de mineral galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 mL de H₂S gaseoso, medidos en condiciones normales, según la ecuación: $\text{PbS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$.

Calcule:

a) La riqueza en PbS de la galena.

b) El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.

Datos: Masas atómicas Pb = 207; S = 32.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los gramos de PbS que han reaccionado:

$$0'41 \text{ L H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{22'4 \text{ L}} \cdot \frac{239 \text{ g PbS}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} = 4'37 \text{ g PbS}$$

Calculamos la riqueza de la galena

$$\frac{4'37 \text{ g PbS}}{5 \text{ g galena}} \cdot 100 = 87'5\% \text{ de riqueza}$$

b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$4'37 \text{ g PbS} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{239 \text{ g PbS}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol.}}{0'5 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 36'57 \text{ mL disolución}$$

Se tienen en dos recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura 1 mol de O_2 y 1 mol de CH_4 , respectivamente. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿En cuál de los dos recipientes será mayor la presión?

b) ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?

c) ¿Dónde habrá más átomos?

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

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como los recipientes tienen el mismo volumen y la misma temperatura, tendrá más presión el que tenga mayor número de moles. Como tenemos el mismo número de moles de las dos sustancias, la presión será igual en los dos recipientes.

b) Calculamos la densidad:

$$d_{CH_4} = \frac{g}{V} = \frac{Pm \cdot P}{RT} = \frac{16 \cdot P}{RT}$$
$$d_{O_2} = \frac{g}{V} = \frac{Pm \cdot P}{RT} = \frac{32 \cdot P}{RT}$$

Luego, tiene más densidad el recipiente de O_2 .

c) Calculamos los átomos:

$$\text{átomos } (CH_4) = 5 \cdot \text{moléculas } (CH_4) = 5 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 3'01 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$\text{átomos } (O_2) = 2 \cdot \text{moléculas } (O_2) = 2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 1'2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Luego, hay más átomos el recipiente de CH_4 .

Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La misma masa de dos elementos, Fe y Cr, contienen el mismo número de átomos.

b) La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.

c) Dos moles de helio tienen el mismo número de átomos que un mol de H₂.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que los átomos de hierro y de cromo tienen distinta masa.

b) Falsa, ya que la masa atómica es la masa de un átomo en unidades de masa atómica.

c) Cierta, ya que en 2 moles de helio hay $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de He y en 1 mol de hidrógeno hay $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de H₂.

La etiqueta de un frasco de ácido clorhídrico indica que tiene una concentración del 20% en peso y que su densidad es 1,1 g/mL.

a) Calcule el volumen de este ácido necesario para preparar 500 mL de HCl 1,0 M.

b) Se toman 10 mL del ácido más diluido y se le añaden 20 mL del más concentrado, ¿cuál es la molaridad del HCl resultante?

Datos: Masas atómicas Cl = 35,5; H = 1. Se asume que los volúmenes son aditivos.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad del ácido de partida: $M = \frac{1100}{36'5} \cdot 0'2 = 6'03$

El volumen de éste ácido que necesitamos para preparar el que nos piden es:

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow 0'5 \cdot 1 = 6'03 \cdot V' \Rightarrow V' = 0'083 \text{ L} = 83 \text{ mL}$$

b) Calculamos la molaridad del ácido resultante

$$M = \frac{\text{moles totales}}{\text{volumen total}} = \frac{0'01 \cdot 1 + 0'02 \cdot 6'03}{0'03} = 4'35$$

a) Determine la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que cuando se quema cierta cantidad de compuesto se forman 3,035 g de CO_2 y 0,621 g de agua.

b) Establezca su fórmula molecular si 0,649 g del compuesto en estado gaseoso ocupan 254,3 mL a 100°C y 760 mm Hg.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles de C e H

$$\text{C: } 3,035 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,069 \text{ moles C}$$

$$\text{H: } 0,621 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,069 \text{ moles H}$$

Dividimos por el menor de ellos para convertirlos en números enteros.

$$\text{C: } \frac{0,069}{0,069} = 1$$

$$\text{H: } \frac{0,069}{0,069} = 1$$

Luego, la fórmula empírica del compuesto es: CH .

b) Calculamos la masa molecular del compuesto.

$$P \cdot V = \frac{g}{\text{PM}} \cdot R \cdot T \Rightarrow \text{PM} = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,649 \cdot 0,082 \cdot 373}{1 \cdot 0,2543} = 78$$

Calculamos la fórmula molecular del compuesto

$$78 = (\text{CH})_n = 13n \Rightarrow n = \frac{78}{13} = 6$$

Luego, la fórmula molecular del compuesto es: C_6H_6

Se dispone de ácido nítrico concentrado de densidad 1,505 g/mL y riqueza 98% en masa.

a) ¿Cuál será el volumen necesario de este ácido para preparar 250 mL de una disolución 1 M?

b) Se toman 50 mL de la disolución anterior, se trasvasan a un matraz aforado de 1 L y se enrasa posteriormente con agua destilada. Calcule los gramos de hidróxido de potasio que son necesarios para neutralizar la disolución ácida preparada.

Datos: Masas atómicas H = 1 ; N = 14 ; O = 16 ; K = 39.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad del ácido de partida:
$$M = \frac{\frac{1505}{63} \cdot 0'98}{1} = 23'41$$

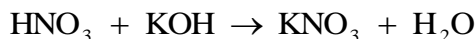
El volumen de éste ácido que necesitamos para preparar el que nos piden es:

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow 0'25 \cdot 1 = 23'41 \cdot V' \Rightarrow V' = 0'01068 \text{ L} = 10'68 \text{ mL}$$

b) Calculamos la molaridad del ácido resultante

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0'05 \cdot 1}{1} = 0'05 \text{ M}$$

Escribimos y ajustamos la reacción de neutralización que tiene lugar:



Calculamos los gramos de KOH

$$0'05 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 2'8 \text{ g KOH}$$