

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

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

Calcule:

a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.

b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.

c) El número de moléculas que hay en 11'2 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) 1 \text{ molécula} \cdot \frac{18 \text{ g de agua}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 2'99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$b) 2 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{18 \text{ g de agua}} = 1'38 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$c) 11'2 \text{ L} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2}{22'4 \text{ L } H_2} = 3'01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2$$

Una disolución de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3 .

b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO_3 0'05 M.

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

QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) 100 g disolución $\cdot \frac{15 \cdot 63 \text{ g de HNO}_3}{1400 \text{ g de disolución}} = 67'5 \%$

b) Sabiendo que el número de moles que habrá en la disolución que se quiere preparar es el número de moles de soluto que se necesitan tomar de la disolución original:

$$V = \frac{10 \cdot 0'05}{15} = 0'033 \text{ L}$$

La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $C_{21}H_{22}N_2O_2$

. Para 1 mg de estricnina, calcule:

- a) El número de moles de carbono.
- b) El número de moléculas de estricnina.
- c) El número de átomos de nitrógeno.

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

QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) 1 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{21 \text{ moles de carbono}}{334 \text{ g de estricnina}} = 6'28 \cdot 10^{-5} \text{ moles de carbono}$$

$$b) 1 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{334 \text{ g de estricnina}} = 1'80 \cdot 10^{18} \text{ moléculas}$$

$$c) 1 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}}{334 \text{ g de estricnina}} = 3'60 \cdot 10^{18} \text{ átomos de N}$$

Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm³ de H₂S, 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 de la galena en PbS.

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

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 5. 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:

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

Dada una disolución acuosa de HCl 0'2 M, calcule:

a) Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.

b) El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0'2 M, para que la disolución pase a ser 0'01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 20 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{0'2 \text{ moles}}{1000 \text{ mL de disolución}} \cdot \frac{36'5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0'146 \text{ g}$$

$$\text{b) Aplicamos la fórmula de la molaridad: } M = \frac{\text{moles}}{1 \text{ L de disolución}}$$

$$0'01 = \frac{0'02 \cdot 0'2}{(0'02 + V)} \Rightarrow V = 0'38 \text{ L}$$

Calcule el número de átomos que hay en:

a) 44 g de CO_2 .

b) 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.

c) 0'5 moles de O_2 .

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 1'81 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$\text{b) } 50 \text{ L} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de He}}{22'4 \text{ L}} = 1'34 \cdot 10^{24} \text{ átomos de He}$$

$$\text{c) } 0'5 \text{ moles} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol O}_2} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .

b) La masa de un átomo de helio es 4 gramos.

c) En un gramo de hidrógeno hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Contienen las mismas moléculas pero al ser el He monoatómico y el H_2 es diatómico, en el mol de helio habrá la mitad de átomos que en el de hidrógeno.

b) Falso. Será 4 u.m.a. Su masa molar es la que vale 4 g.

c) Verdadero, porque 1 g es 0,5 moles, pero como es diatómico tendrá $0'5 \cdot 2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos, o sea, $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos.

El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción: $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98 % de riqueza en peso. Calcule:

a) El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1'2 atm.

b) La masa, en gramos, de carbonato de sodio que se obtiene.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

$$50 \cdot 0'98 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \cdot 84 \text{ g NaHCO}_3} = 0'29 \text{ moles CO}_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'29 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'2} = 5'9 \text{ L}$$

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

$$50 \cdot 0'98 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{2 \cdot 84 \text{ g NaHCO}_3} = 30'92 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

La fórmula empírica de un compuesto orgánico es C_2H_4O . Si su masa molecular es 88:

a) Determine su fórmula molecular.

b) Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

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

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$88 = 44 \cdot n \Rightarrow n = 2 \Rightarrow C_4H_8O_2$$

b)

$$5 \text{ g } C_4H_8O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{88 \text{ g}} \cdot \frac{8 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol}} = 2'73 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$