

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

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

emestrada

a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1'5 moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ?.

b) Determine la masa en kilogramos de $2'6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2 .

c) Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0'76 g de NH_4NO_3 .

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

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$1'5 \text{ moles} \cdot \frac{12 \text{ moles de átomos de C}}{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}} = 18 \text{ moles}$$

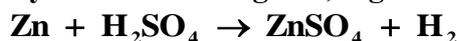
b)

$$2'6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \cdot \frac{46 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NO_2} = 0'0198 \text{ g} = 1'98 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

c)

$$0'76 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}}{80 \text{ g}} = 1'14 \cdot 10^{22} \text{ átomos de N}$$

Si 12 g de un mineral que contiene un 60% de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y densidad 1'82 g/mL, según:



Calcule:

a) Los gramos de sulfato de cinc que se obtienen.

b) El volumen de ácido sulfúrico que se ha necesitado.

Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16; Zn=65.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$12 \cdot 0'6 \text{ g Zn} \cdot \frac{161 \text{ g de ZnSO}_4}{65 \text{ g de Zn}} = 17'83 \text{ g de ZnSO}_4$$

b) Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$12 \cdot 0'6 \text{ g Zn} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{65 \text{ g de Zn}} = 10'85 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos el volumen:

$$10'85 \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1820 \cdot 0'96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 6'21 \text{ mL}$$

Calcule el número de átomos que hay en las siguientes cantidades de cada sustancia:

a) En 0'3 moles de SO_2 .

b) En 14 g de nitrógeno molecular.

c) En 67'2 L de gas helio en condiciones normales.

Masas atómicas: N = 14.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 0'3 \text{ moles} \cdot \frac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } \text{SO}_2} = 5'42 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{b) } 14 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{28 \text{ g } \text{N}_2} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{c) } 67'2 \text{ L} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{22'4 \text{ L de He}} = 1'80 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Calcule:

a) El número de moléculas contenidas en un litro de metano1 (densidad 0'8 g/mL).

b) La masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19'07 g de cobre.

Masas atómicas: Al = 27; Cu = 63'5; C = 12; O = 16; H = 1.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = V \cdot d = 1000 \cdot 0'8 = 800 \text{ g}$$

$$800 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{32 \text{ g de CH}_3\text{OH}} = 1'5 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

$$\text{b) } 19'07 \text{ g Cu} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{63'5 \text{ g de Cu}} \cdot \frac{27 \text{ g de Al}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 8'1 \text{ g Al}$$

Se dispone de un recipiente que contiene una disolución acuosa de HCl 0'1 M:

a) ¿Cuál es el volumen de esa disolución necesario para neutralizar 20 mL de una disolución 0'02 M de hidróxido de potasio?

b) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow V_a = \frac{V_b \cdot M_b}{M_a} = \frac{20 \cdot 0'02}{0'1} = 4 \text{ mL}$$

emestrada

Sabiendo que el rendimiento de la reacción: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ es del 75 %, a partir de 360 g de disulfuro de hierro, calcule:

a) La cantidad de óxido de hierro (III) producido.

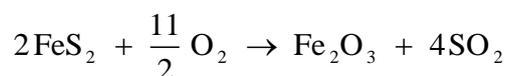
b) El volumen de SO_2 , medido en condiciones normales, que se obtendrá.

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

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción:



Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$360 \text{ g de FeS}_2 \cdot \frac{160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{2 \cdot 120 \text{ g de FeS}_2} = 240 \text{ g}$$

Pero como el rendimiento es del 75 %, tenemos que: $240 \text{ g} \cdot 0'75 = 180 \text{ g}$

b) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$360 \text{ g de FeS}_2 \cdot \frac{4 \cdot 22'4 \text{ L de SO}_2}{2 \cdot 120 \text{ g de FeS}_2} = 134'4 \text{ L de SO}_2$$

Pero como el rendimiento es del 75 %, tenemos que: $134'4 \text{ L} \cdot 0'75 = 100'8 \text{ L}$

Una disolución acuosa 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 1 L de disolución de HNO_3 0'5 M.

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

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El 1 L de disolución tenemos 945 g de soluto.

$$15 \text{ M} = 15 \cdot 63 \text{ g/L} = 945 \text{ g/L}$$

Del dato de densidad sabemos que 1 L de disolución son 1.400 g, luego:

$$100 \text{ g} \cdot \frac{945 \text{ g de HNO}_3}{1400 \text{ g de disolución}} = 67'5 \%$$

b)

$$0'5 \text{ moles} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{15 \text{ moles de HNO}_3} = 33'33 \text{ mL}$$

Razone si en dos recipientes de la misma capacidad que contienen uno hidrógeno y otro oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, existe:

a) El mismo número de moles.

b) Igual número de átomos.

c) La misma masa.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Según Avogadro, al estar en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moles y como cada mol contiene $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas, también contendrán el mismo número de moléculas. Como ambas moléculas son diatómicas, también el número de átomos será el mismo en ambos casos. Lo que sí será diferente será su masa por tener distinta masa molar: el de oxígeno pesará 16 veces más.

a) Cierta

b) Cierta

c) Falsa

Se prepara 1 L de disolución acuosa de ácido clorhídrico 0'5 M a partir de uno comercial de riqueza 35 % en peso y 1'15 g/mL de densidad. Calcule:

a) El volumen de ácido concentrado necesario para preparar dicha disolución.

b) El volumen de agua que hay que añadir a 20 mL de HCl 0'5 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. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 0'5 \text{ M} = \frac{\frac{\text{g}}{\text{PM}}}{1 \text{ L}} = \frac{\frac{\text{g}}{36'5}}{1} \Rightarrow 18'25 \text{ g de HCl}$$

$$18'25 \text{ g HCl} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1150 \cdot 0'35 \text{ g HCl}} = 45'34 \text{ mL}$$

b)

$$0'01 = \frac{0'5 \cdot 0'02}{0'02 + V} \Rightarrow V = 0'98 \text{ L} = 980 \text{ mL}$$

Un cilindro contiene 0'13 g de etano, calcule:

a) El número de moles de etano.

b) El número de moléculas de etano.

c) El número de átomos de carbono.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) 0'13 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6}{30 \text{ g}} = 4'33 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$b) 4'33 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2'6 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

$$c) 2'6 \cdot 10^{21} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 5'2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de C}$$