

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

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

Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

a) El número de moles de butano.

b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

QUÍMICA. 2004. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$a) 12000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58 \text{ g}} = 206'9 \text{ moles}$$

$$b) 206'9 \text{ moles} \cdot \frac{4 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 4'98 \cdot 10^{26} \text{ átomos de C}$$

$$206'9 \text{ moles} \cdot \frac{10 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 1'25 \cdot 10^{27} \text{ átomos de H}$$

Calcule:

a) La masa de un átomo de bromo.

b) Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.

c) Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.

Masas atómicas: Br = 80; O =16; Fe = 56.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1 \text{ átomo de Br} \cdot \frac{80 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Br}} = 1'32 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

$$\text{b) } 3'25 \text{ moles} \cdot \frac{2 \text{ moles átomos}}{1 \text{ mol de O}_2} = 6'5 \text{ moles de átomos}$$

$$\text{c) } 5 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{56 \text{ g de Fe}} = 5'37 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:

a) La molaridad de la disolución concentrada.

b) La molaridad de la disolución diluida.

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

QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

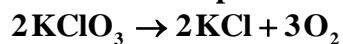
a)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ l disolución}} = \frac{1800 \cdot 0'92}{98} = 16'9 \text{ M}$$

b)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ l disolución}} = \frac{16'9 \cdot 0'002}{0'1} = 0'338 \text{ M}$$

Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:



calcule:

a) La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.

b) La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.

Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$12 \text{ L} \cdot \frac{2 \cdot 122'5 \text{ g de KClO}_3}{3 \cdot 22'4 \text{ L de O}_2} \cdot \frac{100 \text{ g de KClO}_3 \text{ impuro}}{98'5 \text{ g de KClO}_3 \text{ puro}} = 44'42 \text{ g KClO}_3$$

$$\text{b) } 12 \text{ L} \cdot \frac{2 \cdot 74'5 \text{ g de KCl}}{3 \cdot 22'4 \text{ L de O}_2} = 26'6 \text{ g KCl}$$

En 1'5 moles de CO_2 , calcule:

a) ¿Cuántos gramos hay de CO_2 ?

b) ¿Cuántas moléculas hay de CO_2 ?

c) ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1'5 \text{ moles} \cdot \frac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol CO}_2} = 66 \text{ g}$$

$$\text{b) } 1'5 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\text{c) } 1'5 \text{ moles} \cdot \frac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol CO}_2} = 2'71 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.

b) Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Para preparar 1 L de disolución 0'3 M, necesitamos 0'3 moles, luego:

$$0'3 \text{ moles} \cdot \frac{1000 \text{ mL de disolución}}{\frac{1190 \cdot 0'36}{36'5} \text{ moles de HCl}} = 25'56 \text{ mL}$$

b)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de disolución}} = \frac{0'05 \cdot 0'3}{0'25} = 0'06 \text{ M}$$

Calcule:

a) La masa de un átomo de potasio.

b) El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.

c) El número de moléculas que hay en 2 g de BCl_3 .

Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35'5.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

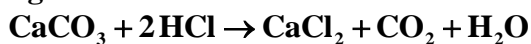
R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1 \text{ átomo} \cdot \frac{39 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}} = 6'47 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$\text{b) } 2 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}}{31 \text{ g}} = 3'88 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

$$\text{c) } 2 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{117'5 \text{ g BCl}_3} = 1'025 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



Calcule:

- a) Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
b) El volumen de CO_2 medido a 17°C y a 740 mm de Hg.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.
QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

$$200 \cdot 0'6 \text{ g} \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g de CaCO}_3} = 133'2 \text{ g de CaCl}_2$$

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

$$200 \cdot 0'6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{100 \text{ g de CaCO}_3} = 1'2 \text{ moles de CO}_2$$

Calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'2 \cdot 0'082 \cdot 290}{\frac{740}{760}} = 29'31 \text{ L de CO}_2$$

En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal?

b) ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?

c) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

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

QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 10 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{400 \text{ g}} = 0'025 \text{ moles}$$

$$\text{b) } 0'025 \text{ moles} \cdot \frac{3 \text{ moles SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 0'075 \text{ moles de SO}_4^{2-}$$

$$\text{c) } 0'025 \text{ moles} \cdot \frac{12 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 1'80 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$