

Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoniac a 27° C y 0'1 atmósferas. Calcule

a) La masa de amoniac presente.

b) El número de moléculas de amoniac en el recipiente.

c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

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

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{0'1 \cdot 1}{0'082 \cdot 300} = 4'06 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \frac{17 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0'069 \text{ g}$$

b)

$$0'069 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{17 \text{ g NH}_3} = 2'44 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de NH}_3$$

c)

$$2'44 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo de N}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 2'44 \cdot 10^{21} \text{ átomos de N}$$

$$2'44 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 7'33 \cdot 10^{21} \text{ átomos de H}$$

Una disolución acuosa de alcohol etílico ( $C_2H_5OH$ ), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0'90 g/mL.

Calcule:

a) La molaridad de esa disolución.

b) Las fracciones molares de cada componente.

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

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

$$a) M = \frac{900 \cdot \frac{95}{100}}{46} = 18'58 \text{ M}$$

b)

$$X_s = \frac{18'58}{18'58 + 2'5} = 0'88$$

$$X_d = \frac{2'5}{18'58 + 2'5} = 0'12$$

El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:



a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1'84 g/mL y 96 % de riqueza en peso será necesario para que reaccionen por completo 10 g de  $\text{CaCO}_3$  ?

b) ¿Qué cantidad de  $\text{CaCO}_3$  del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de  $\text{CO}_2$ , medidos en condiciones normales?

Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; H = 1 ; S = 32 ; Ca = 40.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 5 OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

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

$$10 \text{ g} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1840 \cdot \frac{96}{100} \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 5'54 \text{ mL de disolución de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{b) } 20 \text{ L} \cdot \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{22'4 \text{ L de CO}_2} \cdot \frac{100}{80} = 111'6 \text{ g CaCO}_3 \text{ impuro}$$

Una disolución acuosa de ácido clorhídrico de densidad 1'19 g/mL contiene un 37 % en peso de HCl.

Calcule:

a) La fracción molar de HCl.

b) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar 600 mL de una disolución 0'12 M de hidróxido de sodio.

Masas atómicas: Cl = 35'5 ; O = 16 ; H = 1 .

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 5 OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$X_s = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{37}{36'5}}{\frac{37}{36'5} + \frac{63}{18}} = 0'224$$

b)

$$M_{\text{HCl}} = \frac{1190 \cdot 0'37}{1} = 12'06$$

$$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow V_a \cdot 12'06 = 0'6 \cdot 0'12 \Rightarrow V_a = 5'97 \text{ mL}$$

El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.

a) Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20°C y 2 atmósferas?

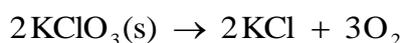
b) ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de riqueza?

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{Cl} = 35'5$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{K} = 39$ .

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 5}{0'082 \cdot 293} = 0'416 \text{ moles de O}_2$$

$$0'416 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles KClO}_3}{3 \text{ moles O}_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g}}{1 \text{ mol KClO}_3} = 33'97 \text{ g KClO}_3$$

$$\text{b) } 60 \cdot 0'83 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 74'5 \text{ g KCl}}{2 \cdot 122'5 \text{ g KClO}_3} = 30'28 \text{ g KCl}$$

**Se tienen dos recipientes de vidrio cerrados de la misma capacidad, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Justifique:**

**a) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?**

**b) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?**

**c) ¿Cuál de los recipientes contiene mayor masa de gas?**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a y b) Si los dos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, según la hipótesis de Avogadro, contendrá más moléculas y, por tanto más moles, aquel que tenga mayor volumen. Como los dos tienen la misma capacidad, los dos tienen el mismo número de moléculas y de moles.

c) Como ambos tienen el mismo número de moles, aquel que tenga mayor peso molecular pesará más, es decir, el dióxido de carbono.

La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ . Calcule:

a) El número de moléculas que hay en 12'94 g.

b) El número de moles de  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$  que pueden obtenerse con 1'00 g de plomo.

c) La masa, en gramos, de un átomo de plomo.

Masas atómicas: C = 12 ; Pb = 207 ; H = 1.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$12'94 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{323 \text{ g de } \text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4} = 2'41 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

b)

$$1 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4}{207 \text{ g Pb}} = 4'83 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

c)

$$1 \text{ átomo} \cdot \frac{207 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Pb}} = 3'43 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

En 0'6 moles de clorobenceno ( $C_6H_5Cl$ ):

a) ¿Cuántas moléculas hay?

b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

c) ¿Cuántos moles de átomos de carbono?

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$0'6 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } C_6H_5Cl} = 3'61 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

b)

$$3'61 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{5 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula } C_6H_5Cl} = 1'80 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

c)

$$3'61 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{6 \text{ moles de átomos de C}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 3'59 \text{ moles de átomos de carbono}$$

Se tienen 8'5 g de amoníaco y se eliminan  $1'5 \cdot 10^{23}$  moléculas.

a) ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?.

b) ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?.

c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?.

Masas atómicas: N = 14 ; H = 1

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$8'5 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3'01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\text{Moléculas que quedan} = 3'01 \cdot 10^{23} - 1'5 \cdot 10^{23} = 1'5 \cdot 10^{23}$$

b) Como la cantidad de moléculas retiradas es la mitad, quedarán 4'25 g de amoníaco.

c)

$$\text{Moles de átomos de hidrógeno que quedan} = 4'25 \text{ g} \cdot \frac{3 \text{ moles de átomos de H}}{17 \text{ g}} = 0'75$$

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)

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

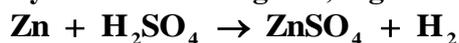
b)

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

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  $\text{SO}_2$ .

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

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

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.

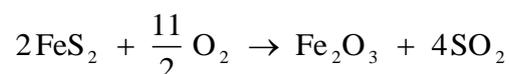
b) El volumen de  $\text{SO}_2$ , medido en condiciones normales, que se obtendrá.

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 estequiometria 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 estequiometria 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  $\text{HNO}_3$  15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de  $\text{HNO}_3$

b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de  $\text{HNO}_3$  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

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

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

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

Un tubo de ensayo contiene 25 mL de agua. Calcule:

a) El número de moles de agua.

b) El número total de átomos de hidrógeno.

c) La masa en gramos de una molécula de agua.

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

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$a) 25 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1'38 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$b) 1'38 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molec H}_2\text{O}} = 1'66 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

$$c) 1 \text{ molec H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec H}_2\text{O}} = 2'98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Al añadir ácido clorhídrico al carbonato de calcio se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

a) Escriba la reacción y calcule la cantidad en kilogramos de carbonato de calcio que reaccionará con 20 L de ácido clorhídrico 3 M.

b) ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido, medido a 20 °C y 1 atmósfera?

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40 .

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a)



$$20 \text{ L disol HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{100 \text{ gr}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ gr}} = 3 \text{ Kg}$$

b) Calculamos los moles de  $\text{CO}_2$  que se obtienen:

$$20 \text{ L disol HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ moles HCl}} = 30 \text{ moles CO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales, tenemos:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{30 \cdot 0'082 \cdot 293}{1} = 720'78 \text{ L}$$

Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1'18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc. Calcule:

a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

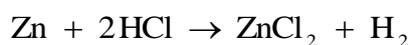
b) El porcentaje de cinc en la muestra.

Masas atómicas: H = 1 ; Cl = 35'5 ; Zn = 65'4.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



a)

$$M = \frac{\frac{\text{gr}}{\text{Pm}}}{\text{V}} = \frac{\frac{1180 \cdot 0'37}{36'5}}{1} = 11'96$$

Otra forma:

$$\frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1.180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11'96 \text{ M}$$

b) Calculamos los gramos de Zn que han reaccionado:

$$0'126 \text{ L disolución} \cdot \frac{11'96 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{65'4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 49'27 \text{ g Zn puros}$$

Calculamos el % de cinc en la muestra:

$$\% \text{ de Zn en la muestra} = \frac{49'27 \text{ gr Zn}}{50 \text{ gr muestra}} \cdot 100 = 98'5 \%$$

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

- a) El número de moles que contiene.
- b) El número de átomos presentes.
- c) La masa de una molécula de sulfuro de hidrógeno, expresada en gramos.

Masas atómicas:  $\text{H} = 1$  ;  $\text{S} = 32$  .

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1\text{L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22'4 \text{ L}} = 0'044 \text{ moles}$$

$$\text{b) } 0'044 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 8'06 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

$$\text{c) } 1 \text{ molécula} \cdot \frac{34 \text{ gr}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 5'64 \cdot 10^{-23} \text{ gr}$$

Se tienen las siguientes cantidades de tres sustancias gaseosas:  $3'01 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $C_4H_{10}$ , 21 g de CO y 1 mol de  $N_2$ . Razonando la respuesta:

a) Ordénalas en orden creciente de su masa.

b) ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?

c) ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

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

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la masa de cada sustancia.

$$3'01 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g } C_4H_{10}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 28'98 \text{ g } C_4H_{10}$$

$$1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 28 \text{ g } N_2$$

Por lo tanto:  $21 \text{ g CO} < 28 \text{ g } N_2 < 28'98 \text{ g } C_4H_{10}$

b) Según la ley de Avogadro, ocupará más volumen en las mismas condiciones aquel que tenga más moles.

$$3'01 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10}} = 0'5 \text{ moles } C_4H_{10}$$

$$21 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} = 0'75 \text{ moles CO}$$

Por lo tanto, ocupará mayor volumen el nitrógeno.

c) A partir del número de moléculas de cada uno:

$$3'01 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molec } C_4H_{10}} = 4'21 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$21 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molec CO}} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molec } N_2} = 1'2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Por tanto, tiene más átomos el recipiente que contiene butano.

Se tiene una mezcla de 10 g de hidrógeno y 40 g de oxígeno.

a) ¿Cuántos moles de hidrógeno y de oxígeno contiene la mezcla?

b) ¿Cuántas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases?

c) ¿Cuántos átomos del reactivo en exceso quedan?

Masas atómicas: H = 1 ; O = 16

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 5 \text{ moles H}_2 \quad ; \quad 40 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 1'25 \text{ moles O}_2$$

b) El oxígeno y el hidrógeno reaccionan según:  $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Como hay más del doble número de moles de hidrógeno que de oxígeno, éste último será el reactivo limitante, luego:

$$1'25 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{0'5 \text{ moles O}_2} = 2'5 \text{ moles H}_2\text{O}$$

Que equivalen a:  $2'5 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1'50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$

c) Como se han formado 2,5 moles de agua, se han consumido 2,5 moles de hidrógeno, por lo que el exceso será de 2,5 moles de hidrógeno, que equivalen a:

$$2'5 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula H}_2} = 3'01 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

Se mezclan 200 g de hidróxido de sodio y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1'2 g/mL. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución y la concentración de la misma en tanto por ciento en masa.  
b) El volumen de disolución acuosa de ácido sulfúrico 2 M que se necesita para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

Masas atómicas: Na = 23 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

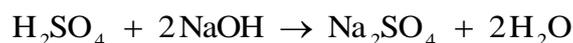
## R E S O L U C I Ó N

a)

$$\frac{200 \text{ g soluto}}{1200 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 16'66\%$$

$$M = \frac{\frac{\text{gr}}{\text{Pm}}}{V} = \frac{\frac{200}{40}}{1} = 5$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



Calculamos los moles que hay en 20 mL de disolución: Moles =  $M \cdot V = 5 \cdot 0'02 = 0'1$  mol

Por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  neutralizan con 2 moles de NaOH, luego, para neutralizar 0'1 mol NaOH necesitamos 0'05 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0'05}{2} = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcule:

a) La masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0'5 M y de 100 mL de disolución de cloruro de sodio 0'4 M.

b) Los gramos de reactivo en exceso.

Dato: Masas atómicas: O = 16; Na = 23; N = 14; Cl = 35,5; Ag = 108.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación correspondiente a la reacción es:  $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ , en la que la estequiometría indica que 1 mol de NaCl reacciona con un mol de  $\text{AgNO}_3$ . Luego, por encontrarse ambas sales totalmente ionizadas en disolución, calculando los moles de NaCl y  $\text{AgNO}_3$  en sus respectivas disoluciones, puede conocerse si la reacción es completa o hay algún reactivo en exceso. Los moles de cada una de las sales son:

$$\text{moles de NaCl} = 0'4 \cdot 0'1 = 0'04$$

$$\text{moles de AgNO}_3 = 0'5 \cdot 0'1 = 0'05$$

Por ser el reactivo limitante, el que se encuentra por defecto, el NaCl, los moles de AgCl que se forman son 0,04 moles, sobrando 0,01 moles de  $\text{AgNO}_3$ .

Multiplicando los moles de AgCl obtenidos por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen los gramos de cloruro de plata:

$$0'04 \text{ moles de AgCl} \cdot \frac{143'5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 5'74 \text{ g AgCl}$$

b) Del mismo modo, multiplicando los moles de  $\text{AgNO}_3$  sobrantes por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen los gramos de  $\text{AgNO}_3$ :

$$0'01 \text{ moles de AgNO}_3 \cdot \frac{170 \text{ g AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 1'7 \text{ g AgNO}_3$$

Expresar en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

a) 11,2 L, medidos en condiciones normales.

b)  $6,023 \cdot 10^{22}$  moléculas.

c) 25 L medidos a  $27^\circ\text{C}$  y 2 atmósferas.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L en condiciones normales, luego:

$$11,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ moles}$$

b) 1 mol de cualquier gas contiene el número de Avogadro de moléculas, luego:

$$6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,1 \text{ moles}$$

c)

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 25}{0,082 \cdot 300} = 2,032 \text{ moles}$$

En disolución acuosa el ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario precipitando totalmente sulfato de bario y obteniéndose además ácido clorhídrico. Calcule:

a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico de 1'84 g/mL de densidad y 96% de riqueza en masa, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.

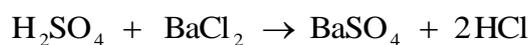
b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; S = 32 ; Ba = 137'4 ; Cl = 35'5 .

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



$$21'6 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{208'4 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1'84 \text{ g disolución}} = 5'75 \text{ mL}$$

b)

$$21'6 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{233'4 \text{ g BaSO}_4}{208'4 \text{ g BaCl}_2} = 24'19 \text{ g BaSO}_4$$

- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?  
b) ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2'5 g de ese elemento.  
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 20 g de tetracloruro de carbono?  
Masas atómicas: C = 12 ; Ca = 40 ; Cu = 63'5 ; Cl = 35'5.  
QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$a) 1 \text{ átomo Ca} \cdot \frac{40 \text{ g Ca}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}} = 6'64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$b) 2'5 \text{ g Cu} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{63'5 \text{ g de Cu}} = 2'37 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

$$c) 20 \text{ g CCl}_4 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} = 7'82 \cdot 10^{22} \text{ molec CCl}_4$$

Se dispone de 2 litros de disolución acuosa 0'6 M de urea,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

a) ¿Cuántos moles de urea hay?

b) ¿Cuántas moléculas de urea contienen?

c) ¿Cuál es el número de átomos de nitrógeno en ese volumen de disolución?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) moles =  $V \cdot M = 2 \cdot 0'6 = 1'2$

b) moléculas = moles  $\cdot N_A = 1'2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 7'22 \cdot 10^{23}$

c) átomos de N = moléculas  $\cdot 2 = 7'22 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 1'44 \cdot 10^{24}$

Si a un recipiente que contiene  $3 \cdot 10^{23}$  moléculas de metano se añaden 16 g de este compuesto:

a) ¿Cuántos moles de metano contiene el recipiente ahora?

b) ¿Y cuántas moléculas?

c) ¿Cuál será el número de átomos totales?

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a)

$$\text{moles} = \frac{\text{gr}}{\text{Pm}} = \frac{16}{16} = 1$$

$$\text{moles} = \frac{\text{moléculas}}{N_A} = \frac{3 \cdot 10^{23}}{6'023 \cdot 10^{23}} = 0'498$$

$$\text{moles totales} = 1 + 0'498 = 1'498$$

b)

$$\text{moléculas} = \text{moles} \cdot N_a = 1 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 6'023 \cdot 10^{23}$$

$$\text{moléculas totales} = 6'023 \cdot 10^{23} + 3 \cdot 10^{23} = 9'023 \cdot 10^{23}$$

$$\text{c) } 1'498 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 4'51 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua. Calcule:

a) El volumen de ácido clorhídrico del 32 % en peso y 1'16 g/mL de densidad que se necesitará para que reaccione con 30'4 g de carbonato de magnesio.

b) El rendimiento de la reacción si se obtienen 7'6 L de dióxido de carbono, medidos a 27 °C y 1 atm.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35'5; Mg = 24.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar



Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$30'4 \text{ gr MgCO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 36'5 \text{ gr HCl}}{84 \text{ gr MgCO}_3} = 26'42 \text{ gr HCl}$$

Calculamos el volumen de HCl

$$26'42 \text{ gr} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1160 \cdot 0'32 \text{ gr HCl}} = 71'17 \text{ mL}$$

b) Calculamos los gramos de 7'6 L de CO<sub>2</sub>

$$P \cdot V = \frac{\text{gr}}{\text{Pm}} \cdot R \cdot T \Rightarrow \text{gr} = \frac{P \cdot V \cdot \text{Pm}}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 7'6 \cdot 44}{0'082 \cdot 300} = 13'59 \text{ gr}$$

Según la reacción se deberían de obtener:

$$30'4 \text{ gr MgCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ gr CO}_2}{84 \text{ gr MgCO}_3} = 15'92 \text{ gr CO}_2$$

Luego, el rendimiento de la reacción es:

$$\frac{13'59 \text{ gr}}{15'92 \text{ gr}} \cdot 100 = 85'36\%$$

Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1'84 g/mL y riqueza en masa 96 %. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y la fracción molar de los componentes.

b) El volumen necesario para preparar 100 mL de disolución 7 M a partir del citado ácido. Indique el material necesario y el procedimiento seguido para preparar esta disolución.

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

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1\text{L disolución}} = \frac{1840 \cdot \frac{96}{100}}{98} = 18'02$$

Calculamos los moles de soluto y de disolvente:

$$\text{Moles de soluto} = \frac{1840 \cdot \frac{96}{100}}{98} = 18'02 \quad \text{Moles de agua} = \frac{1840 \cdot \frac{4}{100}}{18} = 4'08$$

La fracción molar de los componentes es:

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{moles totales}} = \frac{18'02}{18'02 + 4'08} = 0'815$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{moles H}_2\text{O}}{\text{moles totales}} = \frac{4'08}{18'02 + 4'08} = 0'185$$

b)

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow 0'1 \cdot 7 = V' \cdot 18'02 \Rightarrow V' = \frac{0'7}{18'02} = 0'038845 \text{ L} = 38'85 \text{ mL}$$

Con una probeta medimos 38'85 mL del ácido. En un matraz aforado de 100 mL introducimos un poco de agua y, a continuación, añadimos el ácido de la probeta. Por último, añadimos agua hasta enrasar.

Se tienen 80 g de anilina ( $C_6H_5NH_2$ ). Calcule:

a) El número de moles del compuesto.

b) El número de moléculas.

c) El número de átomos de hidrógeno.

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

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$a) \text{ moles} = \frac{\text{gr}}{P_m} = \frac{80}{93} = 0'86 \text{ moles}$$

$$b) \text{ moléculas} = \text{moles} \cdot N_a = 0'86 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 5'179 \cdot 10^{23}$$

$$c) 0'86 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3'625 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Con relación a los compuestos benceno ( $C_6H_6$ ) y acetileno ( $C_2H_2$ ) ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?. Razone las respuestas.

- a) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- b) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- c) Los dos tienen la misma composición centesimal.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Los dos tienen la misma fórmula empírica  $CH$ . La fórmula empírica representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos de los elementos que forman el compuesto químico.

b) Falsa. La fórmula molecular del benceno es  $C_6H_6$  y la del acetileno  $C_2H_2$ . La fórmula molecular indica el número de átomos de cada elemento que existen en la molécula del compuesto.

c) Verdadera. Como tienen la misma fórmula empírica, tienen la misma composición centesimal.

En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa, densidad 1'18 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y la fracción molar del ácido.

b) El volumen de éste ácido concentrado que se necesita para preparar 1 litro de disolución 2 M  
Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35'5 .

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1\text{L disolución}} = \frac{1180 \cdot \frac{36}{100}}{36'5} = 11'64$$

Calculamos los moles de soluto y de disolvente:

$$\text{Moles de soluto} = \frac{1180 \cdot \frac{36}{100}}{36'5} = 11'64 \quad \text{Moles de agua} = \frac{1180 \cdot \frac{64}{100}}{18} = 41'95$$

La fracción molar de soluto es:

$$X_{\text{HCl}} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles totales}} = \frac{11'64}{11'64 + 41'95} = 0'2172$$

b)

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow 1 \cdot 2 = V' \cdot 11'64 \Rightarrow V' = \frac{2}{11'64} = 0'172 \text{ L}$$

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:**

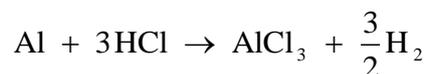
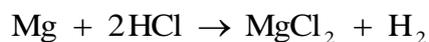
- a) En 22'4 L de oxígeno, a 0 °C y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
- b) Al reaccionar el mismo número de moles de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
- c) A presión constante, el volumen de un gas a 50 °C es el doble que 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)  $0'38 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{64 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 7'15 \cdot 10^{21} \text{ átomos de N}$

Expresar 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 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>

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:

- El número de moles que contiene.
- El número de moléculas de  $\text{CO}_2$  presentes.
- 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

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

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

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

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

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

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

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

Al tratar 5 g de mineral galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 mL de H<sub>2</sub>S 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  $H_2$ .**

**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  $H_2$ .

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  $\text{CO}_2$  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  $100^\circ\text{C}$  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:  $\text{CH}$ .

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:  $\text{C}_6\text{H}_6$

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: 
$$M = \frac{\frac{1505}{63} \cdot 0'98}{1} = 23'41$$

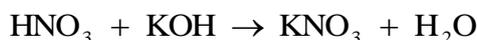
El volumen de éste ácido que necesitamos para preparar el que nos piden es:

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

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

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

La fórmula empírica de un compuesto orgánico es  $C_4H_8S$ . Si su masa molecular es 88, determine:

a) Su fórmula molecular.

b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 25 g de dicho compuesto.

c) La presión que ejercerán 2 g del compuesto en estado gaseoso a  $120^\circ C$ , en un recipiente de 1'5 L.

Masas atómicas:  $C = 12$  ;  $H = 1$  ;  $S = 32$ .  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) La fórmula molecular es:  $C_4H_8S$ , ya que el peso de la fórmula empírica coincide con el peso molecular.

b)

$$25 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{88 \text{ g}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{8 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} = 1'368 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

c)

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{\frac{2}{88} \cdot 0'082 \cdot 393}{1'5} = 0'488 \text{ atm}$$

a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?

b) Un corredor pierde 0,6 litros de agua en forma de sudor durante una sesión deportiva. ¿A cuántas moléculas de agua corresponde esa cantidad?

c) Una persona bebe al día 1 litro de agua. ¿Cuántos átomos incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

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

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$a) 200 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22'4 \text{ L}} \cdot \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{16 \text{ g}} = 1'07 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

$$b) 0'6 \text{ L} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{18 \text{ g}} = 2 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

$$c) 1 \text{ L} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{18 \text{ g}} = 1 \cdot 10^{26} \text{ átomos}$$

La descomposición térmica de 5 g de  $\text{KClO}_3$  del 95% de pureza da lugar a la formación de  $\text{KCl}$  y  $\text{O}_2(\text{g})$ . Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule:

a) Los gramos de  $\text{KCl}$  que se formarán.

b) El volumen de  $\text{O}_2(\text{g})$ , medido a la presión de 720 mmHg y temperatura de  $20^\circ\text{C}$ , que se desprenderá durante la reacción.

Datos: Masas atómicas  $\text{K} = 39$  ;  $\text{Cl} = 35'5$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \frac{3}{2}\text{O}_2$

$$5 \text{ g KClO}_3 \text{ impuros} \cdot \frac{95 \text{ g KClO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g KClO}_3 \text{ impuros}} \cdot \frac{74'5 \text{ g KCl}}{122'5 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{83}{100} = 2'39 \text{ g KCl}$$

b)

$$5 \text{ g KClO}_3 \text{ impuros} \cdot \frac{95 \text{ g KClO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g KClO}_3 \text{ impuros}} \cdot \frac{48 \text{ g O}_2}{122'5 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{83}{100} = 1'54 \text{ g O}_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot Pm} = \frac{1'54 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{720}{760} \cdot 32} = 1'22 \text{ L de O}_2$$

Un recipiente de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27°C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es de 10 mmHg. Determine:

a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el recipiente?

b) ¿Cuántas moléculas hay en el recipiente?

c) El número total de átomos contenidos en el recipiente.

Datos: Masas atómicas C = 12 ; O = 16 . R = 0'082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los gramos

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow g = \frac{P \cdot V \cdot P_m}{R \cdot T} = \frac{\frac{10}{760} \cdot 1 \cdot 44}{0'082 \cdot 300} = 0'024 \text{ g de CO}_2$$

b)

$$0'024 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3'28 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$$

c)

$$3'28 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 9'85 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$$

Dada la siguiente reacción química sin ajustar:  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaBr} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{HBr}$

Si en un análisis se añaden 100 mL de ácido fosfórico 2,5 M a 40 g de bromuro de sodio.

a) ¿Cuántos gramos  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  se habrán obtenido?

b) Si se recoge el bromuro de hidrógeno gaseoso en un recipiente de 500 mL, a 50°C, ¿qué presión ejercerá?

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; P = 31 ; O = 16 ; Na = 23 ; Br = 80 .

$R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción:  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaBr} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{HBr}$

Calculamos los moles de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  :  $n = 2'5 \cdot 0'1 = 0'25$  moles

Calculamos los moles de NaBr:  $n = \frac{40}{103} = 0'38$  moles

Por lo tanto el reactivo limitante es el NaBr .

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$0'38 \text{ moles de NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{HPO}_4}{2 \text{ moles de NaBr}} \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{HPO}_4} = 26'98 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4$$

b) Calculamos los moles de HBr

$$0'38 \text{ moles de NaBr} \cdot \frac{2 \text{ moles HBr}}{2 \text{ moles de NaBr}} = 0'38 \text{ moles HBr}$$

Calculamos la presión

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'38 \cdot 0'082 \cdot 323}{0'5} = 20'13 \text{ atm}$$

Se dispone de 500 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 10 M y densidad 1,53 g/mL.  
 a) Calcule el volumen que se debe tomar de este ácido para preparar 100 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 1,5 M.  
 b) Exprese la concentración de la disolución inicial en tanto por ciento en masa y en fracción molar del soluto.  
 Datos: Masas atómicas H = 1 ; S = 32 ; O = 16 .  
**QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles que necesitamos para preparar la disolución que nos piden:

$$M = \frac{n}{v} \Rightarrow n = M \cdot v = 1'5 \cdot 0'1 = 0'15 \text{ moles de } H_2SO_4$$

Calculamos el volumen de la disolución inicial

$$M = \frac{n}{v} \Rightarrow v = \frac{n}{M} = \frac{0'15}{10} = 0'015 \text{ L} = 15 \text{ mL}$$

b) Calculamos los gramos de ácido sulfúrico en 1L de la disolución 10M

$$M = \frac{n}{v} \Rightarrow 10 = \frac{\frac{g}{98}}{1} \Rightarrow 980 \text{ g de } H_2SO_4$$

Calculamos los gramos de disolución de 1 L

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow m = d \cdot v = 1'53 \cdot 1000 = 1530 \text{ g de disolución.}$$

Por lo tanto, de disolvente tendremos:  $1530 - 980 = 550 \text{ g}$

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{980 \text{ g } H_2SO_4}{1530 \text{ g disolución}} = 64'05\%$$

$$X_{\text{Solute}} = \frac{\frac{980}{98}}{\frac{980}{98} + \frac{550}{18}} = 0'247$$

$$X_{\text{Disolvente}} = \frac{\frac{550}{18}}{\frac{980}{98} + \frac{550}{18}} = 0'753$$

**Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones, referidas a la siguiente ecuación:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$ .**

- a) Dos moles de  $\text{SO}_2$  reaccionan con una molécula de oxígeno, para dar dos moléculas de  $\text{SO}_3$**
  - b) En las mismas condiciones de presión y temperatura, dos litros de  $\text{SO}_2$  reaccionan con un litro de  $\text{O}_2$  para dar dos litros de  $\text{SO}_3$ .**
  - c) Cuatro moles de  $\text{SO}_2$  reaccionan con dos moles de  $\text{O}_2$  para dar cuatro moles de  $\text{SO}_3$**
- QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Ya que dos moles de  $2 \text{SO}_2$  reaccionan con 1 mol de  $\text{O}_2$ , para dar 2 moles de  $\text{SO}_3$
- b) Verdadera. Ya que como están en las mismas condiciones de presión y temperatura, la proporción en moles y en volumen es la misma.
- c) Verdadera. Ya que se cumple la proporción del apartado a)

Una disolución acuosa de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) tiene una riqueza del 10% en masa y una densidad de 1,05 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de esa disolución.

b) Las fracciones molares de cada componente

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

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } M = \frac{\text{moles de soluto}}{1\text{L disolución}} = \frac{1050 \cdot \frac{10}{100}}{60} = 1'75 \text{ M}$$

$$\text{b) Calculamos los moles de disolvente: } \frac{1050 \cdot \frac{90}{100}}{18} = 52'5 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Calculamos las fracciones molares de cada componente

$$X_{\text{Soluto}} = \frac{1'75}{1'75 + 52'5} = 0'032$$

$$X_{\text{Disolvente}} = \frac{52'5}{1'75 + 52'5} = 0'968$$

Tenemos tres depósitos cerrados A, B y C de igual volumen y que se encuentran a la misma temperatura. En ellos se introducen, respectivamente, 10 g de  $H_2(g)$ , 7 mol de  $O_2(g)$  y  $10^{23}$  moléculas de  $N_2(g)$ . Indique de forma razonada:

a) ¿En qué depósito hay mayor masa de gas?.

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?.

c) ¿En qué depósito hay mayor presión?.

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

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) En el depósito B, ya que:

Depósito A : 10 g  $H_2$

$$\text{Depósito B : } 7 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 224 \text{ g } O_2$$

$$\text{Depósito C : } 10^{23} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2} = 4'64 \text{ g } N_2$$

b) En el depósito B, ya que:

$$\text{Depósito A : } 10 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 6'023 \cdot 10^{24} \text{ átomos } H_2$$

$$\text{Depósito B : } 7 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol } O_2} = 8'43 \cdot 10^{24} \text{ átomos } O_2$$

$$\text{Depósito C : } 10^{23} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } N_2} = 2 \cdot 10^{23} \text{ átomos } N_2$$

c) En el depósito B, ya que es el que tiene más moles y, por lo tanto, más moléculas.

Una cantidad de dióxigeno ocupa un volumen de 825 mL a 27°C y una presión de 0'8 atm.  
Calcule:

a) ¿Cuántos gramos hay en la muestra?.

b) ¿Qué volumen ocupará la muestra en condiciones normales?.

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?.

Datos: Masa atómica: O = 16. R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>

QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow g = \frac{P_m \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{32 \cdot 0'8 \cdot 0'825}{0'082 \cdot 300} = 0'858 \text{ g de O}_2$$

b)

$$0'858 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot \frac{22'4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 0'6 \text{ L de O}_2$$

c)

$$0'858 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 3'23 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

En la reacción del carbonato de calcio con el ácido clorhídrico se producen cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcule:

a) La cantidad de caliza con un contenido del 92% en carbonato de calcio que se necesita para obtener 2'5 kg de cloruro de calcio.

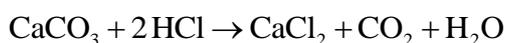
b) El volumen que ocupará el dióxido de carbono desprendido a 25°C y 1'2 atm.

Datos: Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40 ; Cl = 35'5 . R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



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

$$2500 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{111 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{92 \text{ g de CaCO}_3} = 2.448'1 \text{ g de caliza}$$

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

$$2.448'1 \cdot 0'92 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{100 \text{ g de CaCO}_3} = 22'52 \text{ moles de CO}_2$$

Calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{22'52 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'2} = 458'58 \text{ L de CO}_2$$

a) Se desea preparar 1 L de una disolución de ácido nítrico 0'2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1'5 g/mL y 33'6% de riqueza en peso. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial se necesitará?

b) Si 40 mL de esta disolución de ácido nítrico 0'2 M se emplean para neutralizar 20 mL de una disolución de hidróxido de calcio, escriba y ajuste la reacción y determine la molaridad de esta disolución.

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

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

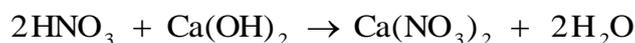
a) Calculamos la molaridad del ácido nítrico comercial

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{1500 \cdot 33'6}{63} \cdot \frac{100}{100}}{1} = 8 \text{ M}$$

Calculamos el volumen de ácido nítrico comercial que nos hace falta para preparar la disolución que nos piden

$$0'2 = \frac{V \cdot 8}{1} \Rightarrow V = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción de neutralización



Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'04 \cdot 0'2 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ moles de HNO}_3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Ca(OH)}_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución

$$M = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0'02} = 0'2$$

Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

a) ¿Cuántos moles de agua hay en el vaso?

b) ¿Cuántas moléculas de agua hay en el vaso?

c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en el vaso?

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

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$100 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 5'55 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

b)

$$5'55 \text{ moles de H}_2\text{O} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

c)

$$3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}} = 6'68 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

$$3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}} = 3'34 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

**Calcule:**

**a) ¿Cuántas moléculas existen en 1 mg de hidrógeno molecular?**

**b) ¿Cuántas moléculas existen en 1 mL de hidrógeno molecular en condiciones normales?**

**c) La densidad del hidrógeno molecular en condiciones normales.**

**Dato: Masa atómica H = 1.**

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$0'001 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de H}_2} = 3'01 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$$

b)

$$0'001 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{22'4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de H}_2} = 2'68 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}$$

c)

$$d = \frac{m}{V} = \frac{2}{22'4} = 0'089 \text{ g/L}$$

El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio según la siguiente reacción:  $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Suponiendo que se descomponen 50 g de hidrogenocarbonato de sodio, calcule:

a) El volumen de  $\text{CO}_2$  medido a  $25^\circ\text{C}$  y  $1'2$  atm de presión.

b) La masa en gramos de carbonato de sodio que se obtiene, en el caso de que el rendimiento de la reacción fuera del 83%.

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

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

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

$$50 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \cdot 84 \text{ g NaHCO}_3} = 0'298 \text{ moles CO}_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'298 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'2} = 6'06 \text{ L}$$

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

$$50 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{2 \cdot 84 \text{ g NaHCO}_3} = 31'55 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 0'83 = 26'18 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

**Calcule:**

a) La masa de un átomo de calcio, expresada en gramos.

b) El número de moléculas que hay en 5 g de  $\text{BCl}_3$ .

c) El número de iones cloruro que hay en 2,8 g de  $\text{CaCl}_2$ .

**Datos:** Masas atómicas  $\text{Ca} = 40$  ;  $\text{B} = 11$  ;  $\text{Cl} = 35,5$ .

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$1 \text{ átomo} \cdot \frac{40 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}} = 6'64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b)

$$5 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{117'5 \text{ g de BCl}_3} = 2'56 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

c)

$$2'8 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{111 \text{ g de CaCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ iones Cl}^-}{1 \text{ molécula}} = 3'03 \cdot 10^{22} \text{ iones Cl}^-$$

Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso: A = 1 L de metano; B = 2 L de nitrógeno molecular; C = 3 L de ozono, O<sub>3</sub>, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Justifique:

a) ¿Qué recipiente contiene mayor número de moléculas?.

b) ¿Cuál tiene mayor número de átomos?.

c) ¿Cuál tiene mayor densidad?.

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

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) El que contiene ozono.

$$1 \text{ L CH}_4 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \Rightarrow \text{moléculas} = \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

$$2 \text{ L N}_2 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \Rightarrow \text{moléculas} = \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

$$3 \text{ L O}_3 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \Rightarrow \text{moléculas} = \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

b) El que contiene ozono.

$$1 \text{ L CH}_4 \Rightarrow \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 3'01 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$2 \text{ L N}_2 \Rightarrow \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 2'40 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$3 \text{ L O}_3 \Rightarrow \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 5'42 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

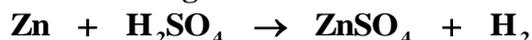
c) El ozono.

$$d_{\text{CH}_4} = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Pm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 16}{1} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 16 \text{ g/L}$$

$$d_{\text{N}_2} = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Pm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 28}{2} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 28 \text{ g/L}$$

$$d_{\text{O}_3} = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Pm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 48}{3} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 48 \text{ g/L}$$

El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



Calcule: a) la masa de  $\text{ZnSO}_4$  obtenida a partir de 10 g de Zn y 100 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentración 2 M

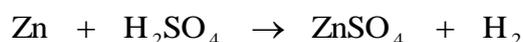
b) El volumen de  $\text{H}_2$  desprendido, medido a  $25^\circ\text{C}$  y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en exceso.

Datos: Masas atómicas: Zn = 65'4 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1 ; R = 0'082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>.

QUÍMICA. 2016. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Lo primero que hacemos es comprobar que la reacción está ajustada.



Calculamos los moles de cada reactivo, para ver cuál es el reactivo limitante

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} = 0'153 \text{ moles Zn}$$

$$0'1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4} = 0'2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Dado que la reacción es mol a mol, el reactivo limitante es el cinc, por lo tanto:

$$0'153 \text{ moles Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161'4 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 24'69 \text{ g ZnSO}_4$$

b)

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0'305 \text{ moles H}_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = 0'305 \cdot 0'082 \cdot 298 \Rightarrow V = 7'45 \text{ L de H}_2$$

Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0'5 M del citado ácido?

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

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$a) d = \frac{m}{v} \Rightarrow m = d \cdot v = 1'05 \cdot 1500 = 1575 \text{ gr de disolución.}$$

La disolución está formada por 147 gr de ácido sulfúrico y 1428 gr de disolvente.

$$X_{\text{Soluto}} = \frac{\frac{147}{98}}{\frac{147}{98} + \frac{1428}{18}} = \frac{1'5}{80'83} = 0'018$$

$$X_{\text{Disolvente}} = \frac{\frac{1428}{18}}{\frac{147}{98} + \frac{1428}{18}} = \frac{79'33}{80'83} = 0'982$$

$$b) M = \frac{n}{v} \Rightarrow n = M \cdot v = 0'5 \cdot 0'5 = 0'25 \text{ moles}$$

$$0'25 \text{ moles} \cdot \frac{1500 \text{ mL}}{\frac{147}{98} \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 250 \text{ mL}$$

a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?  
b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?  
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?  
Datos: Masas atómicas C = 12 ; Na = 23 ; Al = 27 ; Cl = 35'5.  
QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1 \text{ átomo Na} \cdot \frac{23 \text{ g Na}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$\text{b) } 0'5 \text{ g Al} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 1'11 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al}$$

$$\text{c) } 0'5 \text{ g CCl}_4 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} = 1'95 \cdot 10^{21} \text{ moléculas CCl}_4$$

Una disolución acuosa de  $\text{HNO}_3$  15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcule:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de  $\text{HNO}_3$ .

b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de  $\text{HNO}_3$  0,5 M.

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

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

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

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:

$$V = \frac{1 \cdot 0'5}{15} = 0'033 \text{ L}$$

Razone si en 5 litros de hidrógeno ( $H_2$ ) y en 5 litros de oxígeno ( $O_2$ ), ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

a) El mismo número de moles.

b) Igual número de átomos.

c) Idéntica cantidad de gramos.

Datos: Masa atómica  $O = 16$  ;  $H = 1$ .

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Vamos a calcular los moles de cada gas.

$$n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{5 \cdot P}{RT}$$
$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{5 \cdot P}{RT}$$

Luego, hay el mismo número de moles en los dos.

b) Calculamos los átomos:

$$\text{átomos } (H_2) = 2 \cdot \text{moléculas } (H_2) = 2 \cdot \frac{5 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$\text{átomos } (O_2) = 2 \cdot \text{moléculas } (O_2) = 2 \cdot \frac{5 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

Luego, hay el mismo número de átomos en los dos.

c) Calculamos los gramos:

$$n_{H_2} = \frac{g}{Pm} = \frac{PV}{RT} \Rightarrow g = \frac{5 \cdot P \cdot Pm}{RT} = \frac{5 \cdot P \cdot 2}{RT} = \frac{10 \cdot P}{RT}$$
$$n_{O_2} = \frac{g}{Pm} = \frac{PV}{RT} \Rightarrow g = \frac{5 \cdot P \cdot Pm}{RT} = \frac{5 \cdot P \cdot 32}{RT} = \frac{160 \cdot P}{RT}$$

Luego, hay más gramos en el  $O_2$ .

En un matraz cerrado de 5 L hay 42 g de  $N_2$  a  $27^\circ C$ .

a) Determine la presión en el interior del matraz.

b) Se deja salir nitrógeno hasta que la presión interior sea de 1 atm. Calcule cuántos gramos de  $N_2$  han salido del matraz.

c) ¿A qué temperatura deberíamos poner el recipiente para recuperar la presión inicial?

Dato: Masa atómica  $N=14$ .  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a)

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{42}{28} \cdot 0'082 \cdot 300}{5} = 7'38 \text{ atm}$$

b) Calculamos los gramos que hay cuando la presión es 1 atm

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{x}{28} \cdot 0'082 \cdot 300}{5} = 1 \Rightarrow x = 5'69 \text{ g}$$

Luego, han salido:  $42 - 5'69 = 36'31 \text{ g}$

$$c) P = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{5'69}{28} \cdot 0'082 \cdot T}{5} = 7'38 \Rightarrow T = 2.214'4 \text{ K}$$

Reaccionan 230 g de carbonato de calcio con una riqueza del 87% en masa con 178 g de dicloro según:



Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10°C. En estas condiciones, la presión parcial del  $\text{OCl}_2$  es 1,16 atm. Calcule:

a) El reactivo limitante y el rendimiento de la reacción.

b) La molaridad de la disolución de  $\text{CaCl}_2$  que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.

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

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) El reactivo limitante es el cloro. Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$178 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{86 \text{ g OCl}_2}{2 \cdot 71 \text{ g Cl}_2} = 107'8 \text{ g OCl}_2$$

Sin embargo, la cantidad de  $\text{OCl}_2$  obtenida es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1'16 \cdot 20 = \frac{\text{g}}{86} \cdot 0'082 \cdot 283 \Rightarrow 85'97 \text{ g}$$

Luego, el rendimiento de la reacción es:

$$\frac{85'97 \text{ g OCl}_2}{107'8 \text{ g OCl}_2} \cdot 100 = 79'75 \%$$

b)

$$85'97 \text{ g OCl}_2 \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{86 \text{ g OCl}_2} = 110'96 \text{ g CaCl}_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución:

$$M = \frac{110'96}{0'8} = 1'25 \text{ M}$$

Tenemos en un recipiente 100 g de metionina ( $C_5H_{11}NO_2S$ ) y en otro recipiente 100 g de arginina ( $C_6H_{14}N_4O_2$ ). Calcule cuál tiene mayor número de:

a) Moles.

b) Masa de nitrógeno.

c) Átomos.

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; N = 14 ; O = 16 ; S = 32.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

$$a) 100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_5H_{11}NO_2S}{149 \text{ g}} = 0'671 \text{ moles de metionina}$$

$$100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{14}N_4O_2}{174 \text{ g}} = 0'574 \text{ moles de arginina}$$

$$b) 100 \text{ g} \cdot \frac{14 \text{ g de nitrógeno}}{149 \text{ g de } C_5H_{11}NO_2S} = 9'395 \text{ g de nitrógeno}$$

$$100 \text{ g} \cdot \frac{56 \text{ g de nitrógeno}}{174 \text{ g de } C_6H_{14}N_4O_2} = 32'183 \text{ g de nitrógeno}$$

$$c) 0'671 \text{ moles} \cdot \frac{20 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } C_5H_{11}NO_2S} = 8'08 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$0'574 \text{ moles} \cdot \frac{26 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } C_6H_{14}N_4O_2} = 8'98 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$