**Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tienen mayor número de átomos: a) 0'5 moles de $SO_2$; b) 14 gramos de nitrógeno molecular; c) 67'2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.**
**Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.**
**QUÍMICA. 2000. JUNIO EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) $0'5 \text{ moles} \cdot \frac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol } SO_2} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

b) $14 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{28 \text{ g de } N_2} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

c) $67'2 \text{ L} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{22'4 \text{ L de He}} = 1'8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

Luego, vemos que el mayor número de átomos corresponde a los 67'2 litros de Helio.

**Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule: a) El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27º C y 740 mm de mercurio de presión. b) la masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.**
**Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65'4**
**QUÍMICA. 2000. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Lo primero que hacemos es escribir ajustada la reacción que tiene lugar.

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0'153 \text{ moles } H_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{740}{760} \cdot V = 0'153 \cdot 0'082 \cdot 300 \Rightarrow V = 3'86 \text{ L de } H_2$$

b) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol } ZnSO_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161'4 \text{ g } ZnSO_4}{1 \text{ mol } ZnSO_4} = 24'68 \text{ g } ZnSO_4$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 80 %, tenemos que:

$$24'68 \text{ g } ZnSO_4 \cdot \frac{80}{100} = 19'75 \text{ g reales } ZnSO_4$$

Centro Docente María, S.L.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En 1 $m^3$ de metano ($CH_4$), medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:**
**a) El número de moles de metano.**
**b) El número de moléculas de metano.**
**c) El número de átomos de hidrógeno.**
**QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a)

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1000}{0'082 \cdot 273} = 44'67 \text{ moles}$$

b)

$$44'67 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } CH_4} = 2'69 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

c)

$$44'67 \text{ moles} \cdot \frac{4 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } CH_4} = 1'07 \cdot 10^{26} \text{ átomos de H}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se toman 25 mL de un ácido sulfúrico de densidad 1'84 $g/cm^3$ y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.**
**a) Calcule la molaridad de la disolución anterior.**
**b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.**
**Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32**
**QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos primero los moles que hemos tomado de la disolución original.

$$25 \text{ mL} \cdot \frac{\frac{1840 \cdot 0'96}{98} \text{ moles de } H_2SO_4}{1000 \text{ mL}} = 0'45 \text{ moles}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de disolución}} = \frac{0'45}{0'25} = 1'8 \text{ M}$$

b) En un matraz aforado de 250 mL ponemos 25 mL de la disolución original de $H_2SO_4$ y añadimos agua hasta el enrase.

**Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Dos masas iguales de los elementos A y B 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) El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular.**
**QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que los elementos A y B tendrán distintos pesos atómicos.

b) Falsa. La masa atómica de un elemento es el peso de un átomo de dicho elemento en u.m.a.

c) Cierta.

$$5\ \text{g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}}{16\,\text{g O}} = 1'88 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}$$

$$10\ \text{g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{32\,\text{g O}_2} = 1'88 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**La concentración de HCl de un jugo gástrico es 0'15 M.**
**a) ¿Cuántos gramos de HCl hay en 100 mL de ese jugo?**
**b) ¿Qué masa de hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, será necesario para neutralizar el ácido anterior?**
**Masas atómicas: H = 1; O = 16; Al = 27; Cl = 35'5**
**QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $100 \text{ mL} \cdot \dfrac{0'15 \cdot 36'5 \text{ gramos}}{1000 \text{ mL de disolución}} = 0'5475 \text{ gr de HCl}]$

b) La reacción de neutralización será:

$$3\ HCl\ +\ Al(OH)_3\ \rightarrow\ AlCl_3\ +\ 3\ H_2O$$

luego:

$$0'5475 \cdot \frac{78 \text{ g } Al(OH)_3}{3 \cdot 36'5 \text{ g de HCl}} = 0'39 \text{ g de } Al(OH)_3$$

**Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:**
**a) La masa de un ión monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente.**
**b) El número atómico de un ión monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente.**
**c) En un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$ .**
**QUÍMICA. 2000. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Cierta. Ya que tiene un electrón menos.

b) Falsa. Ya que tienen igual número de protones.

c) Cierta. Ya que el elemento menos pesado es el hidrógeno y:

$$1 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{2 \text{ g de } H_2} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} > 6 \cdot 10^9$$

**Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):**

$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$$

**Calcule:**

**a) La masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90% de riqueza en peso que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42% en peso.**

**b) La masa de cloruro de sodio consumida en el proceso.**

**Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35'5**

**QUÍMICA. 2000. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Lo primero que hacemos es ajustar la reacción:

$$2\,NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$$

Luego por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$10^6 \cdot 0'42 \cdot \frac{98 \text{ g de } H_2SO_4}{2 \cdot 36'5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{100}{90} = 626.484 \text{ g de } H_2SO_4 \text{ del } 90\%$$

b) Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$10^6 \cdot 0'42 \cdot \frac{2 \cdot 58'5 \text{ g de NaCl}}{2 \cdot 36'5 \text{ g de HCl}} = 673.150'68 \text{ g de NaCl}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Defina los siguientes conceptos:**
**a) Masa atómica de un elemento.**
**b) Masa molecular.**
**c) Mol**
**QUÍMICA. 2000. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Es la masa de un átomo de un elemento expresada en uma.

b) Es el peso de una molécula de un compuesto expresada en uma.

c) Es el número $6'023 \cdot 10^{23}$.

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**El sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule: a) El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto. b) La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.**
**Masas atómicas: H = 1; N = 14; O= 16; S = 32.**
**QUÍMICA. 2000. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) $\frac{28 \text{ g de nitrógeno}}{132 \text{ g de } (NH_4)_2SO_4} \cdot 100 = 21'21\%$

b) $10000 \text{ g} \cdot \frac{132 \text{ g de } (NH_4)_2SO_4}{28 \text{ g de nitrógeno}} = 47142'8 \text{ g de } (NH_4)_2SO_4$

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) Calcule el volumen de una disolución de $NaOH$ 0'1 M que se requiere para neutralizar 27'5 mL de una disolución 0'25 M de $HCl$.**
**b) Indique el procedimiento experimental a seguir y el material necesario para realizar la valoración anterior.**
**QUÍMICA. 2000. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Como en este caso la molaridad y la normalidad coinciden, tenemos que:

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b \Rightarrow 0'0275 \cdot 0'25 = V_b \cdot 0'1 \Rightarrow V_b = 0'06875 \text{ L} = 68'75 \text{ mL}$$

b) En un erlenmeyer colocamos los 25'5 mL de HCl 0'25 M. Añadimos unas gotas de fenolftaleina. Llenamos una bureta con la disolución de NaOH. Añadiríamos 50 mL y volveríamos a llenar la bureta. A continuación, vamos añadiendo NaOH hasta que la disolución vire a color rosa. Esto debe de ocurrir cuando hemos gastado 68'75 mL, según hemos visto en el apartado a.

**Uno de los alimentos más consumido es la sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$. Cuando reacciona con el oxígeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo 348'9 kJ/mol, a la presión de una atmósfera. El torrente sanguíneo absorbe, por término medio, 26 moles de $O_2$ en 24 horas. Con esta cantidad de oxigeno: a) ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día?.**
**b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?**
**Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.**
**QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión de la sacarosa:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 11H_2O$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$26 \text{ moles} \cdot \frac{342 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}}{12 \text{ moles de } O_2} = 741 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

b) $26 \text{ moles} \cdot \dfrac{348'9 \text{ kJ}}{12 \text{ moles de } O_2} = 755'95 \text{ kJ al día}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Tenemos 250 mL de una disolución de KOH 0'2 M. a) ¿Cuántos moles de KOH hay disueltos?. b) ¿Cuántos gramos de KOH hay disueltos? c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar la disolución.**
**Masas atómicas: H = 1; O = 16; K = 39.**
**QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} \Rightarrow 0'2 = \frac{n}{0'25} \Rightarrow n = 0'05 \text{ moles}]$$

b)

$$n = \frac{\text{gramos}}{Pm} \Rightarrow 0'05 = \frac{\text{gramos}}{56} \Rightarrow 2'8 \text{ gramos}$$

c) Se pesan 2'8 gramos de KOH y se introducen en un matraz aforado de 250 mL. A continuación se añade agua hasta el enrase.

**Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 35% y una densidad de 1'18 g/cm$^3$. Calcule: a) El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 500 mL de disolución 0'2 M de HCl. b) El volumen de disolución de NaOH 0'15 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución diluida del ácido.**
**Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.**
**QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los gramos que necesitamos para preparar 500 mL de disolución 0'2 M.

$$0'2 = \frac{\text{moles}}{0'5} \Rightarrow 0'1 \text{ mol} = 0'1 \cdot 36'5 = 3'65 \text{ gramos}$$

Calculamos el volumen de la disolución inicial que necesitamos.

$$3'65 \text{ gramos} \cdot \frac{1000 \text{ mL de disolución}}{1180 \cdot 0'35 \text{ gramos}} = 8'83 \text{ mL}]$$

b)

$$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow 0'05 \cdot 0'2 = V_b \cdot 0'15 \Rightarrow V_b = 0'0666 \text{ L} = 66'6 \text{ mL}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En 0'5 moles de $CO_2$ , calcule:**

**a) El número de moléculas de $CO_2$ .**

**b) La masa de $CO_2$ .**

**c) El número total de átomos.**

**Masas atómicas: C = 12; O = 16.**

**QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $0'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 3'01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

b) $0'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 22 \text{ g}$

c) $0'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Dada la siguiente reacción química:** $2\,AgNO_3 + Cl_2 \rightarrow N_2O_5 + 2\,AgCl + \frac{1}{2}O_2$

**Calcule:**

**a) Los moles de $N_2O_5$ que se obtienen a partir de 20 g de $AgNO_3$.**

**b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20º C y 620 mm de mercurio.**

**Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: N = 14 ; O = 16; Ag = 108.**

**QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$20\ g \cdot \frac{1\ mol\ N_2O_5}{2 \cdot 170\ g\ de\ AgNO_3} = 0'058\ moles$$

b) Calculamos primero los moles de oxígeno.

$$20\ g \cdot \frac{0'5\ moles\ O_2}{2 \cdot 170\ g\ de\ AgNO_3} = 0'029\ moles$$

Calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'029 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{620}{760}} = 0'85\ L$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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?**
**Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.**
**QUÍMICA. 2002. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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

c) $0'5 \text{ g} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{154 \text{ g de } CCl_4} = 1'95 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) Qué volumen de una disolución 0'1 M de ácido clorhídrico se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'05 M de hidróxido de sodio.**
**b) Escriba la reacción de neutralización.**
**c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.**
**QUÍMICA. 2002. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la fórmula: $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b \Rightarrow V_a \cdot 0'1 = 50 \cdot 0'05 \Rightarrow V_a = 25 \text{ mL}$$

b) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

c) Se prepara 50 ml de disolución de NaOH 0,05 M y se vierte en un erlenmeyer. Se monta la bureta mediante la pinza en el soporte metálico y con agua comprueba su buen funcionamiento y se llena con la ayuda del embudo de la disolución de HCl 0,1 M, que se ha preparado previamente, y se enrasa correctamente. Se añade a la disolución de NaOH unas gotas del indicador apropiado que, tratándose de ácido fuerte y base fuerte, podrá ser cualquiera que vire su color en un intervalo de pH de 3 a 11 aproximadamente. A continuación, y sin dejar de agitar la disolución contenida en el erlenmeyer, se va dejando caer lentamente la disolución de la bureta hasta que se produzca el cambio de color. (Para ver mejor el cambio de color, se coloca debajo del matraz un folio y cuando se empiece a ver como se colorea la zona donde cae la disolución, se procede muy lentamente y sin dejar de agitar).

**Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:**
**a) 17 g de $NH_3$ ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.**
**b) En 17 g $NH_3$ hay $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas.**
**c) En 32 g de $O_2$ hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.**
**Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.**
**QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Correcta. 17 g de amoníaco (gas en condiciones normales) es un mol de amoníaco y ocupará el volumen molar que en condiciones normales vale 22'4 L.

b) Correcta. 17 g de amoníaco es un mol de amoníaco y en él habrá, según la Avogadro $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco.

c) Falso. 32 g de $O_2$ es un mol de oxígeno molecular y en él hay $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de $O_2$ y como es diatómico, habrá el doble de átomos: $1'204 \cdot 10^{24}$ átomos de O.

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico se especifican los siguientes datos: 35% en peso; densidad 1'18 g/mL. Calcule:**
**a) El volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0'3 M.**
**b) El volumen de NaOH 0'2 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0'3 M de HCl.**
**Masas atómicas: H =1; Cl = 35'5.**
**QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles necesarios para preparar 300 mL de HCl 0'3 M.

$$300\ \text{mL} \cdot \frac{0'3\ \text{moles}}{1000\ \text{mL disolución}} = 0'09\ \text{moles}$$

$$0'09\ \text{moles} \cdot \frac{1000\ \text{mL disolución}}{\frac{1180 \cdot 0'35}{36'5}\ \text{moles}} = 7'95\ \text{mL}$$

Luego necesitamos 7'95 mL para preparar la disolución.

b) La reacción de neutralización es: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Como la normalidad, en este caso, coincide con la molaridad, utilizamos la fórmula:

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b \Rightarrow 100 \cdot 0'3 = V_b \cdot 0'2 \Rightarrow V_b = \frac{100 \cdot 0'3}{0'2} = 150\ \text{mL}$$

**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 y oxígeno hay en el vaso.**
**Masas atómicas: H = 1; O = 16.**
**QUÍMICA. 2002. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

Suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL.

a) $100\ \text{g} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de } H_2O}{18\ \text{g}} = 5'55\ \text{moles}$

b) $5'55\ \text{moles} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol de } H_2O} = 3'34 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}$

c) $3'34 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas} \cdot \dfrac{2\ \text{átomos de H}}{1\ \text{molécula de } H_2O} = 6'68 \cdot 10^{24}\ \text{átomos de H}$

$3'34 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas} \cdot \dfrac{1\ \text{átomos de O}}{1\ \text{molécula de } H_2O} = 3'34 \cdot 10^{24}\ \text{átomos de O}$

**En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:**
**a) El mismo número de moles.**
**b) Idéntica masa de ambos.**
**c) El mismo número de átomos.**
**Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas.**
**QUÍMICA. 2002. 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) Falsa.

c) Cierta.

**Si 25 mL de una disolución 2'5 M de $CuSO_4$ se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:**
**a) ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original?**
**b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?**
**Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5.**
**QUÍMICA. 2002. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la definición de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} \Rightarrow 2'5 = \frac{\frac{g}{63'5}}{0'025} \Rightarrow 3'97 \text{ g de Cu}$$

b) Aplicamos la definición de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} \Rightarrow M = \frac{2'5 \cdot 0'025}{0'450} = 0'138 \text{ M}$$

**El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:**

$$Ni + H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + H_2$$

**a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.**

**b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25º C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.**

**Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masa atómica: Ni = 58'7**

**QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

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

$$0'002 \cdot 18 \text{ moles } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{58'7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol Ni}} = 2'11 \text{ g Ni}$$

Calculamos el porcentaje de niquel en la muestra:

$$\frac{2'11 \text{ g Ni}}{3 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 70'3\%$$

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

$$20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{58'7 \text{ g Ni}} = 0'341 \text{ moles } H_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'341 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 8'33 \text{ L}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) Calcule la molaridad de una disolución de $HNO_3$ del 36% de riqueza en peso y densidad 1'22 g/mL.**
**b) ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0'5 L de disolución 0'25 M?**
**Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16**
**QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $M = \frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{1220}{63} \cdot \frac{36}{100}}{1} = 6'97 \text{ M}$

b) $0'25 = \frac{V \cdot 6'97}{0'5} \Rightarrow V = 0'01793 \text{ L} = 17'93 \text{ mL}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Calcule:**
**a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.**
**b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.**
**c) El número de moléculas que hay en 11'2 L de $H_2$ , que están en condiciones normales de presión y temperatura.**
**Masas atómicas: H = 1; O = 16.**
**QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Una disolución de $HNO_3$ 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:**
**a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de $HNO_3$.**
**b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de $HNO_3$ 0'05 M.**
**Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1.**
**QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) $100 \text{ g disolución} \cdot \dfrac{15 \cdot 63 \text{ g de } HNO_3}{1400 \text{ g de disolución}} = 67'5 \ \%$

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $C_{21}H_{22}N_2O_2$. Para 1 mg de estricnina, calcule:**
**a) El número de moles de carbono.**
**b) El número de moléculas de estricnina.**
**c) El número de átomos de nitrógeno.**
**Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.**
**QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 $cm^3$ de $H_2S$, medidos en condiciones normales, según la ecuación: $PbS + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + H_2S$**
**Calcule:**
**a) La riqueza de la galena en PbS.**
**b) El volumen de ácido sulfúrico 0'5 M gastado en esa reacción.**
**Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.**
**QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los gramos de PbS que han reaccionado:

$$0'41 \text{ L } H_2S \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{22'4 \text{ L}} \cdot \frac{239 \text{ g PbS}}{1 \text{ mol } H_2S} = 4'37 \text{ g PbS}$$

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:

$$4'37 \text{ g PbS} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{239 \text{ g PbS}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol.}}{0'5 \text{ moles } H_2SO_4} = 36'57 \text{ mL disolución}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Dada una disolución acuosa de HCl 0'2 M, calcule:**
**a) Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.**
**b) El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0'2 M, para que la disolución pase a ser 0'01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.**
**Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.**
**QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Calcule el número de átomos que hay en:**
**a) 44 g de $CO_2$ .**
**b) 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.**
**c) 0'5 moles de $O_2$ .**
**Masas atómicas: C = 12; O = 16.**
**QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

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

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

c) $0'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol } O_2} = 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**
**a) Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de $H_2$.**
**b) La masa de un átomo de helio es 4 gramos.**
**c) En un gramo de hidrógeno hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos.**
**QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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

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

**El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción: $2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$**
**Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98 % de riqueza en peso. Calcule:**
**a) El volumen de $CO_2$ desprendido, medido a 25º C y 1'2 atm.**
**b) La masa, en gramos, de carbonato de sodio que se obtiene.**
**Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.**
**QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

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

$$50 \cdot 0'98 \text{ g } NaHCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{2 \cdot 84 \text{ g } NaHCO_3} = 0'29 \text{ moles } CO_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

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

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

$$50 \cdot 0'98 \text{ g } NaHCO_3 \cdot \frac{106 \text{ g } Na_2CO_3}{2 \cdot 84 \text{ g } NaHCO_3} = 30'92 \text{ g } Na_2CO_3$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**La fórmula empírica de un compuesto orgánico es $C_2H_4O$ . Si su masa molecular es 88:**
**a) Determine su fórmula molecular.**
**b) Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.**
**Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.**
**QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a)

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

b)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

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

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

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

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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

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

b) $3'25 \text{ moles} \cdot \dfrac{2 \text{ moles átomos}}{1 \text{ mol de } O_2} = 6'5 \text{ moles de átomos}$

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

**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)

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

b)

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

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:**

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

**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:

$$12\ \text{L} \cdot \frac{2 \cdot 122'5\ \text{g de } KClO_3}{3 \cdot 22'4\ \text{L de } O_2} \cdot \frac{100\ \text{g de } KClO_3 \text{ impuro}}{98'5\ \text{g de } KClO_3 \text{ puro}} = 44'42\ \text{g } KClO_3$$

b) $12\ \text{L} \cdot \dfrac{2 \cdot 74'5 \text{ de KCl}}{3 \cdot 22'4\ \text{L de } O_2} = 26'6\ \text{g KCl}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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

a) $1'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol } CO_2} = 66 \text{ g}$

b) $1'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } CO_2} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

c) $1'5 \text{ moles} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol } CO_2} = 2'71 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

**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

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

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

c) $2 \text{ g} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{117'5 \text{ g } BCl_3} = 1'025 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

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

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

**Calcule:**

**a) Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.**

**b) El volumen de $CO_2$ medido a 17º C y a 740 mm de Hg.**

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

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'2 \cdot 0'082 \cdot 290}{\frac{740}{760}} = 29'31 \text{ L de } CO_2$$

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En 10 g de $Fe_2(SO_4)_3$ :**
**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

a) $10\ g \cdot \frac{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3}{400\ g} = 0'025\ moles$

b) $0'025\ moles \cdot \frac{3\ moles\ SO_4^{2-}}{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3} = 0'075\ moles\ de\ SO_4^{2-}$

c) $0'025\ moles \cdot \frac{12 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ O}{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3} = 1'80 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ O$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Calcule el número de átomos contenidos en:**
**a) 10 g de agua.**
**b) 0'2 moles de $C_4H_{10}$ .**
**c) 10 L de oxígeno en condiciones normales.**
**Masas atómicas: $H = 1; O = 16$**
**QUÍMICA. 2005. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) $10 \text{ g} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{18 \text{ g de } H_2O} = 1 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

b) $0'2 \text{ moles} \cdot \dfrac{14 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 1'68 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

c) $10 \text{ L} \cdot \dfrac{1 \text{ mol de } O_2}{22'4 \text{ L}} \cdot \dfrac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } O_2} = 5'37 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Para 2 moles de $SO_2$, calcule:**

**a) El número de moléculas.**
**b) El volumen que ocupan, en condiciones normales.**
**c) El número total de átomos.**
**QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $2 \text{ moles} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } SO_2} = 1'2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$

b) $2 \text{ moles} \cdot \dfrac{22'4 \text{ L}}{1 \text{ mol de } SO_2} = 44'8 \text{ L}$

c) $2 \text{ moles} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } SO_2} = 3'61 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) Escriba la reacción de neutralización entre $Ca(OH)_2$ y HCl.**
**b) ¿Qué volumen de una disolución 0'2 M de $Ca(OH)_2$ se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'1 M de HCl?**
**c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.**
**QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a)

$$2HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

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

$$0'1 \cdot 0'05 \text{ moles} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Ca(OH)_2}{2 \text{ moles de HCl}} = 2'5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$0'2 = \frac{2'5 \cdot 10^{-3}}{V} \Rightarrow V = 0'0125 \text{ L} = 12'5 \text{ mL}$$

c) Con una probeta medimos 50 mL de la disolución 0'1 M de ácido clorhídrico y los colocamos en un erlenmeyer. A continuación añadimos unas gotas de fenolftaleina, con lo cual la disolución sigue siendo incolora.

Llenamos una bureta con la disolución de hidróxido de calcio y la enrasamos. A continuación vamos añadiendo lentamente la disolución de la bureta sobre la disolución del erlenmeyer hasta que cambie a color rosa. En ese momento, dejamos de añadir la disolución de la bureta y comprobaremos que hemos gastado 12'5 mL.

**Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, 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. Masas atómicas: O =16; H = 1.**
**QUIMICA. 2005. RESERVA 2 EJERCICIO 2 OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Cierto, ya que $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$

b) Cierto, ya que en los dos casos el nº de átomos es igual a 2 por el nº de moles.

c) Falso.

Gramos de oxígeno = $32 \cdot n$

Gramos de hidrógeno = $2 \cdot n$

**En 5 moles de $CaCl_2$ , calcule:**

**a) El número de moles de átomos de cloro.**
**b) El número de moles de átomos de calcio.**
**c) El número total de átomos.**
**QUIMICA. 2005. RESERVA 3 EJERCICIO 2 OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $5 \text{ moles} \cdot \frac{2 \text{ moles de átomos de Cl}}{1 \text{ mol de } CaCl_2} = 10 \text{ moles de átomos de Cl}$

b) $5 \text{ moles} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de Ca}}{1 \text{ mol de } CaCl_2} = 5 \text{ moles de átomos de Ca}$

c) $5 \text{ moles} \cdot \frac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } CaCl_2} = 9'03 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Una disolución acuosa de $CH_3COOH$, del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad.**
**Calcule:**
**a) La molaridad.**
**b) Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de $CH_3COOH$ de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.**
**Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.**
**QUIMICA. 2005. RESERVA 3 EJERCICIO 5 OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $M = \dfrac{1055 \cdot \dfrac{10}{100}}{60} = 1'76\ M$

b)

$$500\ mL \cdot \frac{1055\ gr\ disolución}{1000\ mL} = 527'5\ gr\ disolución \Rightarrow 52'75\ g\ soluto$$

$$\frac{52'75\ \ gr\ soluto}{1.527'5\ gr\ disolución} \cdot 100 = 3'45\%$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Calcule: a) La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0'91 g/mL. b) El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1'5 L de disolución 0'1 M. Masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1.**
**QUIMICA. 2005. RESERVA 4 EJERCICIO 5 OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) $M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{910}{36'5} \cdot 0'25}{1} = 6'23$

b) Aplicamos la fórmula: $V \cdot M = V' \cdot M'$

$$0'1 \cdot 1'5M = 6'23 \cdot V \Rightarrow V = 0'024 \text{ L} = 24 \text{ mL}$$

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**La tostación de la pirita se produce según la reacción:**

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 .$$

**Calcule: a) La cantidad de $Fe_2O_3$ que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92 % de riqueza en $FeS_2$, con exceso de oxígeno. b) El volumen de oxígeno, medido a 20 ºC y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500 kg de pirita del 92 % de riqueza.**

**Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.**

**QUIMICA. 2005. RESERVA 4 EJERCICIO 5 OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

$$500 \cdot 10^3 \cdot 0'92 \text{ g} \cdot \frac{2 \cdot 160 \text{ g } Fe_2O_3}{4 \cdot 120 \text{ g } FeS_2} = 306'66 \text{ kg } Fe_2O_3$$

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

$$500 \cdot 10^3 \cdot 0'92 \text{ g} \cdot \frac{11 \text{ moles de } O_2}{4 \cdot 120 \text{ g } FeS_2} = 10.541'66 \text{ moles } O_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{10.541'66 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{720}{760}} = 267.344'69 \text{ L}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:**

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

**Calcule: a) La cantidad de $ZnSO_4$ obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de $H_2SO_4$ 2 M. b) El volumen de $H_2$ desprendido, medido a 25 ºC y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con $H_2SO_4$ en exceso.**

**Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: Zn = 65'4; O = 16; S = 32; H= 1.**
**QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles de Zn y $H_2SO_4$.

$$\text{moles Zn} = \frac{10}{65'4} = 0'152$$
$$\text{moles } H_2SO_4 = 0'1 \cdot 2 = 0'2$$

Por lo tanto, el reactivo limitante es el cinc, luego, por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$10 \text{ g} \cdot \frac{161'4 \text{ g } ZnSO_4}{65'4 \text{ g Zn}} = 24'67 \text{ g } ZnSO_4$$

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

$$20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{65'4 \text{ g Zn}} = 0'306 \text{ moles } H_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'306 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 7'47 \text{ L}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio? b) ¿Cuántos átomos de boro hay en 0'5 g de este elemento? c) ¿Cuántas moléculas hay en 0'5 g de $BCl_3$?**

**Masas atómicas: Ca = 40; B = 11; Cl = 35'5.**

**QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

b) $0'5 \text{ g} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{11 \text{ g de Boro}} = 2'73 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$

c) $0'5 \text{ g} \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{117'5 \text{ g de } BCl_3} = 2'56 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$

**El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de bario según la reacción:**

$$H_2SO_4(ac) + BaCl_2(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\,HCl(ac)$$

**Calcule:**

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

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

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

**QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

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

$$21'6 \text{ g } BaCl_2 \cdot \frac{98 \text{ g de } H_2SO_4}{208'4 \text{ g } BaCl_2} = 10'16 \text{ g de } H_2SO_4$$

$$10'16 \text{ g de } H_2SO_4 \cdot \frac{1000 \text{ mL de disolución}}{1840 \cdot 0'96 \text{ g de } H_2SO_4} = 5'75 \text{ mL}$$

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

$$21'6 \text{ g } BaCl_2 \cdot \frac{233'4 \text{ g } BaSO_4}{208'4 \text{ g } BaCl_2} = 24'2 \text{ g de } BaSO_4$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Una disolución de ácido acético tiene un 10% en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule:**
**a) La molaridad de la disolución.**
**b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.**
**Masas atómicas: $H = 1$ ; $C = 12$ ; $O = 16$**
**QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

b) $M = \frac{0'025 \cdot 1'75}{0'25} = 0'175$

**Para 10 g de dióxido de carbono, calcule:**
**a) El número de moles de ese gas.**
**b) El volumen que ocupará en condiciones normales.**
**c) El número total de átomos.**
**Masas atómicas: C = 12; O = 16.**
**QUÍMICA. 2006. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $10\ \text{g} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de } CO_2}{44\ \text{g}} = 0'227\ \text{moles}$

b) $0'227\,\text{moles} \cdot \dfrac{22'4\ \text{L}}{1\ \text{mol}} = 5'08\ \text{L}$

c) $0'227\ \text{moles} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol de } CO_2} = 4'1 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Una disolución acuosa de $H_3PO_4$, a 20 ºC, contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a esa temperatura es 1'15 g/mL.**
**Calcule:**
**a) La concentración en tanto por ciento en peso.**
**b) La molaridad.**
**Masas atómicas: H = 1; O = 16; P = 31.**
**QUÍMICA. 2006. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $100\,\text{g} \cdot \dfrac{200 \text{ g de } H_3PO_4}{1150 \text{ g de disolución}} = 17'39\ \%$

b) $M = \dfrac{\dfrac{1150}{98} \cdot 0'1739}{1} = 2'04\ M$

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En una bombona de gas propano que contiene 10 kg de este gas:**
**a) ¿Cuántos moles de ese compuesto hay?**
**b) ¿Cuántos átomos de carbono hay?**
**c) ¿Cuál es la masa de una molécula de propano?**
**Masas atómicas: C = 12; H = 1.**
**QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $10.000 \text{ g} \cdot \dfrac{1 \text{ mol de } C_3H_8}{44 \text{ g}} = 227'27 \text{ moles}$

b) $227'27 \text{ moles} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 4'1 \cdot 10^{26} \text{ átomos}$

c) $1 \text{ molécula} \cdot \dfrac{44 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 7'3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En tres recipientes de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:**
**a) El número de moléculas.**
**b) El número total de átomos.**
**Dato: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.**
**QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $15\ L \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{22'4\ L} = 4'03 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}$

b) $4'03 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } H_2 \cdot \frac{2\ \text{átomos de H}}{1\ \text{molécula de } H_2} = 8'06 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de H}$

$4'03 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } Cl_2 \cdot \frac{2\ \text{átomos de Cl}}{1\ \text{molécula de } Cl_2} = 8'06 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de Cl}$

$4'03 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } CH_4 \cdot \frac{5\ \text{átomos}}{1\ \text{moléculas de } CH_4} = 2'01 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En 20 g de $Ni_2(CO_3)_3$:**

**a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal?**
**b) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?**
**c) ¿Cuántos moles hay de iones carbonato?**
**Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ni = 58'7.**
**QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $20\ g \cdot \frac{1\ mol\ de\ Ni_2(CO_3)_3}{297'4\ g} = 0'067\ moles$

b) $0'067\ moles \cdot \frac{9 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ O}{1\ mol\ de\ Ni_2(CO_3)_3} = 3'63 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ O$

c) $0'067\ moles \cdot \frac{3\ moles\ de\ CO_3^{2-}}{1\ mol\ de\ Ni_2(CO_3)_3} = 0'201\ moles\ de\ CO_3^{2-}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Para los compuestos benceno $(C_6H_6)$ y acetileno $(C_2H_2)$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**
**a) Ambos tienen la misma fórmula empírica.**
**b) Poseen la misma fórmula molecular.**
**c) La composición centesimal de los dos compuestos es la misma.**
**QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Cierto. Ambos poseen la misma fórmula empírica que es: $C_2H_2$.

b) Falso. Son distintas.

c) Cierto. Ambos poseen la misma composición centesimal.

**Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87 % en peso de riqueza con 178 g de cloro según:**

$$CaCO_3(s) + 2Cl_2(g) \rightarrow Cl_2O(g) + CaCl_2(s) + CO_2(g)$$

**Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10 ºC. En estas condiciones, la presión parcial del $Cl_2O$ es 1'16 atmósferas. Calcule:**

**a) El rendimiento de la reacción.**

**b) La molaridad de la disolución de $CaCl_2$ que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.**

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

**QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

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

$$178 \text{ g de } Cl_2 \cdot \frac{86 \text{ g } Cl_2O}{2 \cdot 71 \text{ g } Cl_2} = 107'8 \text{ g } Cl_2O$$

Sin embargo, la cantidad de $Cl_2O$ obtenida es:

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

Luego, el rendimiento de la reacción es:

$$\frac{85'97 \text{ g } Cl_2O}{107'8 \text{ g } Cl_2O} \cdot 100 = 79'75 \ \%$$

b)

$$85'97 \text{ g } Cl_2O \cdot \frac{111 \text{ g } CaCl_2}{86 \text{ g } Cl_2O} = 110'96 \text{ g } CaCl_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución:

$$M = \frac{\frac{110'96}{111}}{0'8} = 1'25 \text{ M}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**
**a) En condiciones normales de presión y temperatura, ocupan un volumen de 22'4 litros.**
**b) Contiene $6'02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.**
**c) El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.**
**QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Ya que en esas condiciones el agua es liquida y no gas.

b) Cierta.

c) Falso. El número de átomos de hidrógeno es el doble del número de átomos de oxígeno.

**Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoniaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones:**
**a) El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco**
**b) La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.**
**c) En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.**
**QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Es cierto, ya que volúmenes iguales de gases diferentes, siempre que se encuentren a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. Esto ya fue establecido por Avogadro, en 1811, y se sigue llamando Hipótesis de Avogadro aunque en la actualidad no existe ninguna prueba de que no sea cierto.

b) Esta claro que la masa no puede ser la misma ya que si, como acabamos de afirmar, el número de moléculas es el mismo, como la molécula de oxígeno y la de amoníaco tienen masas diferentes pues entonces la masa total (la de todas las moléculas de uno y de otro gas) debe ser diferente.

c) Pues tampoco, ya que la molécula de oxígeno $O_2$ está formada por dos átomos de oxígeno mientras que cada molécula de amoníaco $NH_3$ está formada por un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno, por tanto el número total de átomos en el recipiente, en cada uno de los casos, es diferente.

**A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1'17 g/mL. Calcule:**
**a) Su molaridad.**
**b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2'5 M de KOH.**
**Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.**
**QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $M = \dfrac{1170 \cdot \dfrac{24}{100}}{98} = 2'86 \text{ M}$

b) $N = 2 \cdot M = 2 \cdot 2'86 = 5'72$

Aplicando la fórmula: $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$, tenemos,

$$V_a \cdot 5'72 = 100 \cdot 2'5 \Rightarrow V_a = 43'7 \text{ mL}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Razone:**
**a) ¿Qué volumen es mayor el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?**
**b) ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?**
**c) ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?**
**Masas atómicas: N = 14; O = 16.**
**QUÍMICA. 2007. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) El volumen es el mismo ya que el número de moles es el mismo y las condiciones de presión y temperatura también.

b) La masa de 1 mol de oxígeno (32 gr) es mayor que la masa de 1 mol de nitrógeno (28 gr).

c) Hay el mismo número de moléculas en los dos, es decir, $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

**Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:**
**a) Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.**
**b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 ºC y 760 mm Hg se habrá desprendido?**
**Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: Zn = 65'4; Cl = 35'5; H = 1.**
**QUÍMICA. 2007. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

Escribimos la reacción que tiene lugar: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Calculamos los moles de cada sustancia.

$$\text{Moles de } Zn = \frac{20}{65'4} = 0'31$$

$$\text{Moles de } HCl = 6 \cdot 0'2 = 1'2$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'31 \text{ moles } Zn \cdot \frac{2 \text{ moles } HCl}{1 \text{ mol } Zn} = 0'62 \text{ moles } HCl$$

Por lo tanto, el reactivo que está en exceso es el HCl:

$$1'2 - 0'62 = 0'58 \text{ moles } HCl$$

b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que: 1 mol de Zn produce 1 mol de $H_2$, como han reaccionado 0'31 moles de Zn se producirán 0'31 moles de $H_2$. Calculamos el volumen utilizando la ecuación de los gases perfectos

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'31 \cdot 0'082 \cdot 300}{1} = 7'63 \text{ L}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.**
**a) Calcule su molaridad.**
**b) Se diluyen 250 mL de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.**
**Masas atómicas: K = 39; H = 1; O = 16.**
**QUÍMICA. 2007. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $M = \frac{\frac{30}{56}}{0'25} = 2'14$

b) Calculamos la nueva molaridad.

$$M = \frac{\frac{30}{56}}{0'5} = 1'07$$

Los moles que hay en 50 mL serán: $1'07 \cdot 0'05 = 0'053$ moles.

El KOH se disocia totalmente, luego, el número de moles de KOH es igual al número de moles de iones de $K^+$. Por lo tanto, el número de iones potasio será: $0'053 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 3'19 \cdot 10^{22}$

**En tres recipientes de la misma capacidad, indeformables y a la misma temperatura, se introducen respectivamente 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y en estado gaseoso. Justifique en cuál de los tres:**
**a) Hay mayor número de moléculas.**
**b) Es menor la presión.**
**c) Hay mayor número de átomos.**
**Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16.**
**QUÍMICA. 2007. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

Calculamos los moles que hay de cada gas.

$$n_{H_2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ moles} \quad ; \quad n_{O_2} = \frac{10}{32} = 0'3125 \text{ moles} \quad ; \quad n_{N_2} = \frac{10}{28} = 0'357 \text{ moles}$$

a) Habrá mayor número de moléculas en el recipiente que haya más moles, es decir, en el de hidrógeno.

b) Como los recipientes tienen la misma capacidad y están a la misma temperatura, tendrá menor presión el que tenga menos moles, es decir, el de oxígeno.

c) Como las moléculas son biatómicas, habrá más átomos en el que haya más moles, es decir en el de hidrógeno.

**Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 ºC, 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. 2007. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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

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

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

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

$$0'25 \text{ moles} \cdot \frac{1500 \text{ mL}}{\frac{147}{98} \text{ moles } H_2SO_4} = 250 \text{ mL}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**En el lanzamiento de naves espaciales se emplea como combustible hidracina, $N_2H_4$, y como comburente peróxido de hidrógeno, $H_2O_2$. Estos dos reactivos arden por simple contacto según: $N_2H_4(l) + 2H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4H_2O(g)$**
**Los tanques de una nave llevan 15000 kg de hidracina y 20000 kg de peróxido de hidrógeno.**
**a) ¿Sobrará algún reactivo? En caso de respuesta afirmativa, ¿en qué cantidad?**
**b) ¿Qué volumen de nitrógeno se obtendrá en condiciones normales de presión y temperatura?**
**Masas atómicas: N = 14; O =16; H = 1.**
**QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles de cada reactivo.

$$n_{N_2H_4} = \frac{15.000.000}{32} = 468.750 \text{ moles} \quad ; \quad n_{H_2O_2} = \frac{20.000.000}{34} = 588.235'3$$

El reactivo limitante es el peróxido de hidrógeno, luego sobrará hidracina.

$$588.235'3 \text{ moles } H_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2H_2}{2 \text{ moles } H_2O_2} = 294.117'6 \text{ moles } N_2H_2$$

Sobran: $468.750 - 294.117'6 = 176.632'4 \text{ moles} = 176.632'4 \cdot 32 = 5.588.236'8 \text{ gr}$

b)

$$294.117'6 \text{ moles } N_2H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2 = 22'4 L}{1 \text{ mol } N_2H_2} = 6.588.234'24 \text{ L}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?**
**b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Si suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su organismo mediante esta vía?**
**Masas atómicas: H = 1; O =16.**
**QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a)

$$200\ \text{L} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{22'4\ \text{L}} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de O}}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1'07 \cdot 10^{25}\ \text{átomos de O}$$

b)

$$m = v \cdot d = 2000 \cdot 1 = 2000\ \text{gr}$$

$$2000\ \text{gr} \cdot \frac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de H}}{18\ \text{gr}\ H_2O} = 1'33 \cdot 10^{26}\ \text{átomos de H}$$

**Si consideramos los compuestos $C_6H_6$ y $C_2H_2$, razone de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas.**
**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. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. . La fórmula empírica de un compuesto indica la proporción en la que se encuentran los átomos de la molécula. En las fórmulas $C_6H_6$ y $C_2H_2$, dividiendo en cada una de ellas los subíndices de los átomos por 6 y 2, respectivamente, se obtiene la fórmulas CH para cada una de ellas, la cual es la que se conoce como fórmula empírica de ambos compuestos.

b) Falsa. La fórmula molecular de un compuesto es aquella que indica el número de átomos de cada elemento en la molécula. Las fórmulas $C_6H_6$ y $C_2H_2$ son las fórmulas moleculares de cada uno de los compuestos propuestos, y como puede apreciarse, cada molécula contiene distinto número de átomos componentes, 6 átomos de carbono e hidrógeno para la primera, y 2 átomos de carbono e hidrógeno para la segunda.

c) Verdadera. Por ser la proporción de los elementos que componen los compuestos la misma, su composición centesimal es también la misma para ambos.

**Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoniaco a 27º C y 0'1 atmósferas. Calcule**
**a) La masa de amoniaco presente.**
**b) El número de moléculas de amoniaco en el recipiente.**
**c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.**
**Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: N = 14; H = 1**
**QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

b)

$$0'069\ g \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23}\ moléculas}{17\ g\ NH_3} = 2'44 \cdot 10^{21}\ moléculas\ de\ NH_3$$

c)

$$2'44 \cdot 10^{21}\ moléculas \cdot \frac{1\ átomo\ de\ N}{1\ molécula\ NH_3} = 2'44 \cdot 10^{21}\ átomos\ de\ N$$

$$2'44 \cdot 10^{21}\ moléculas \cdot \frac{3\ átomos\ de\ H}{1\ molécula\ NH_3} = 7'33 \cdot 10^{21}\ átomos\ de\ H$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

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

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

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:**

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + CO_2 + H_2O$$

**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 $CaCO_3$?**

**b) ¿Qué cantidad de $CaCO_3$ del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de $CO_2$, 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:

$$10\ \text{g} \cdot \frac{98\ \text{g de } H_2SO_4}{100\ \text{g de } CaCO_3} \cdot \frac{1000\ \text{mL}}{1840 \cdot \frac{96}{100}\ \text{g de } H_2SO_4} = 5'54\ \text{mL de disolución de } H_2SO_4$$

b) $$20\ \text{L} \cdot \frac{100\ \text{g de } CaCO_3}{22'4\ \text{L de } CO_2} \cdot \frac{100}{80} = 111'6\ \text{g } CaCO_3 \text{ impuro}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

$$X_s = \frac{n_{HCl}}{n_{HCL} + n_{H_2O}} = \frac{\frac{37}{36'5}}{\frac{37}{36'5} + \frac{63}{18}} = 0'224$$

b)

$$M_{HCl} = \frac{\frac{1190 \cdot 0'37}{36'5}}{1} = 12'06$$

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 20ºC 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: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: $Cl = 35'5$ ; $O = 16$ ; $K = 39$.**
**QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a)

$$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 5}{0'082 \cdot 293} = 0'416 \text{ moles de } O_2$$

$$0'416 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{2 \text{ moles } KClO_3}{3 \text{ moles } O_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g}}{1 \text{ mol } KClO_3} = 33'97 \text{ g } KClO_3$$

b) $60 \cdot 0'83 \text{ g} \cdot \dfrac{2 \cdot 74'5 \text{ g KCl}}{2 \cdot 122'5 \text{ g } KClO_3} = 30'28 \text{ g KCl}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 $Pb(C_2H_5)_4$. Calcule:**
**a) El número de moléculas que hay en 12'94 g.**
**b) El número de moles de $Pb(C_2H_5)_4$ 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)

$$12'94 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{323 \text{ g de } Pb(C_2H_5)_4} = 2'41 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

b)

$$1 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Pb(C_2H_5)_4}{207 \text{ g Pb}} = 4'83 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

c)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se tienen 8’5 g de amoniaco y se eliminan $1'5 \cdot 10^{23}$ moléculas.**
**a) ¿Cuántas moléculas de amoniaco quedan?.**
**b) ¿Cuántos gramos de amoniaco 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 amoniaco.

c)

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

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1'5 moles se 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)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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:**

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

**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:

$$12 \cdot 0'6 \text{ g Zn} \cdot \frac{98 \text{ g de } H_2SO_4}{65 \text{ g de Zn}} = 10'85 \text{ g de } H_2SO_4$$

Calculamos el volumen:

$$10'85 \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1820 \cdot 0'96 \text{ g de } H_2SO_4} = 6'21 \text{ mL}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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

a) $0'3 \text{ moles} \cdot \dfrac{3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } SO_2} = 5'42 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

b) $14 \text{ g} \cdot \dfrac{2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{28 \text{ g } N_2} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

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

**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

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

$$800\ g \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{32\ g\ \text{de}\ CH_3OH} = 1'5 \cdot 10^{25}\ \text{moléculas}$$

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se dispone de un recipiente que contiene una disolución acuosa de HC1 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: $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ 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:

$$2FeS_2 + \frac{11}{2}O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 4SO_2$$

Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$360 \text{ g de } FeS_2 \cdot \frac{160 \text{ g de } Fe_2O_3}{2 \cdot 120 \text{ g de } FeS_2} = 240 \text{ g}$$

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: $134'4 \text{ L} \cdot 0'75 = 100'8 \text{ L}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

$$0'5\ \text{moles} \cdot \frac{1000\ \text{mL}}{15\ \text{moles de } HNO_3} = 33'33\ \text{mL}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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

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

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

b)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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) $0'13\ \text{g} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de } C_2H_6}{30\ \text{g}} = 4'33 \cdot 10^{-3}$ moles

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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) $25 \text{ mL } H_2O \cdot \frac{1 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mL } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 1'38 \text{ moles } H_2O$

b) $1'38 \text{ moles } H_2O \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molec } H_2O} = 1'66 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$

c) $1 \text{ molec } H_2O \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } H_2O} = 2'98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 ºC y 1 atmósfera?**
**Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. 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)

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

$$20\,L\,disol\,HCl \cdot \frac{3\,moles\ HCl}{1\,L\ disol\ HCl} \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{2\ moles\,HCl} \cdot \frac{100\ gr}{1\ mol\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ gr} = 3\ Kg$$

b) Calculamos los moles de $CO_2$ que se obtienen:

$$20\,L\,disol\,HCl \cdot \frac{3\,moles\ HCl}{1\,L\ disol\ HCl} \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{2\ moles\,HCl} = 30\ moles\ CO_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales, tenemos:

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

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

a)

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

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:

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Un litro de $H_2S$ 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: H = 1 ; S = 32 .**
**QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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) Ordénelas 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: $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$

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

$$1'25 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{0'5 \text{ moles } O_2} = 2'5 \text{ moles } H_2O$$

Que equivalen a: $2'5 \text{ moles } H_2O \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1'50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O$

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:

$$2'5 \text{ moles } H_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2}{1 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula } H_2} = 3'01 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

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

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

b) Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:

$$H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

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

Por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol de $H_2SO_4$ neutralizan con 2 moles de $NaOH$, luego, para neutralizar 0'1 mol $NaOH$ necesitamos 0'05 moles de $H_2SO_4$.

$$V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0'05}{2} = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL de } H_2SO_4$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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: $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$, en la que la estequiometría indica que 1 mol de $NaCl$ reacciona con un mol de $AgNO_3$. Luego, por encontrarse ambas sales totalmente ionizadas en disolución, calculando los moles de $NaCl$l y $AgNO_3$ 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 $AgNO_3$.
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 $AgNO_3$ sobrantes por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen los gramos de $AgNO_3$:

$$0'01 \text{ moles de } AgNO_3 \cdot \frac{170 \text{ g } AgNO_3}{1 \text{ mol } AgNO_3} = 1'7 \text{ g } AgNO_3$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Exprese 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 27ºC y 2 atmósferas.**
**Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.**
**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:

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

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

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

c)

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 25}{0'082 \cdot 300} = 2{,}032 \text{ moles}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

$$H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2HCl$$

$$21'6\,g\,BaCl_2 \cdot \frac{98\,g\,H_2SO_4}{208'4\,g\,BaCl_2} \cdot \frac{100\,g\,disolución}{96\,g\,H_2SO_4} \cdot \frac{1\,mL}{1'84\,g\,disolución} = 5'75\ mL$$

b)

$$21'6\,g\,BaCl_2 \cdot \frac{233'4\,g\,BaSO_4}{208'4\,g\,BaCl_2} = 24'19\,g\,BaSO_4$$

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

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

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

c) $20 \text{ g } CCl_4 \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } CCl_4}{154 \text{ g } CCl_4} = 7'82 \cdot 10^{22} \text{ molec } CCl_4$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se dispone de 2 litros de disolución acuosa 0'6 M de urea, $(NH_2)_2CO$**
**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) $\text{moles} = V \cdot M = 2 \cdot 0'6 = 1'2$

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

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

**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)

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

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

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

b)

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

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

$$MgCO_3 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$30'4\ gr\ MgCO_3 \cdot \frac{2 \cdot 36'5\ gr\ HCl}{84\ gr\ MgCO_3} = 26'42\ gr\ HCl$$

Calculamos el volumen de HCl

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

b) Calculamos los gramos de 7'6 L de $CO_2$

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

Según la reacción se deberían de obtener:

$$30'4\ gr\ MgCO_3 \cdot \frac{44\ gr\ CO_2}{84\ gr\ MgCO_3} = 15'92\ gr\ CO_2$$

Luego, el rendimiento de la reacción es:

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

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

Calculamos los moles de soluto y de disolvente:

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

La fracción molar de los componentes es:

$$X_{H_2SO_4} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{moles totales}} = \frac{18'02}{18'02 + 4'08} = 0'815$$

$$X_{H_2O} = \frac{\text{moles } H_2O}{\text{moles totales}} = \frac{4'08}{18'02 + 4'08} = 0'185$$

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

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

Calculamos los moles de soluto y de disolvente:

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

La fracción molar de soluto es:

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

b)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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): $AgNO_3 + Cl_2 \rightarrow AgCl + N_2O_5 + O_2$. Calcule:**
**a) Los moles de $N_2O_5$ que se obtienen a partir de 20 g de $AgNO_3$, con exceso de $Cl_2$.**
**b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 ºC y 620 mm de Hg.**
**Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$ ; $O = 16$ ; $Ag = 108$ .**
**QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos, por tanteo, la reacción:

$$4\,AgNO_3 + 2\,Cl_2 \rightarrow 4\,AgCl + 2\,N_2O_5 + O_2$$

$$20\,g\,AgNO_3 \cdot \frac{1\ mol\ AgNO_3}{170\,g\,AgNO_3} \cdot \frac{2\ moles\ N_2O_5}{4\ moles\ AgNO_3} = 0'059\ moles\ N_2O_5$$

b)

$$20\,g\,AgNO_3 \cdot \frac{1\ mol\ AgNO_3}{170\,g\,AgNO_3} \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{4\ moles\ AgNO_3} = 0'029\ moles\ O_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'029 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{620}{760}} = 0'85\ Litros$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se preparan 25 mL de una disolución 2'5M de $FeSO_4$ .**

**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)

$$M = \frac{moles}{V} \Rightarrow 2'5 = \frac{\frac{gr}{152}}{0'025} \Rightarrow 9'5 \text{ gr de } FeSO_4$$

b)

$$M = \frac{moles}{V} \Rightarrow M = \frac{\frac{9'5}{152}}{0'450} = 0'14$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Razone si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:**
**a) En 22'4 L de oxígeno, a 0 ºC 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 ºC es el doble que a 25 ºC.**
**QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Habrá $2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

b) Falsa. Se obtendrá más hidrógeno en el caso del aluminio, ya que:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

$$Al + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + \frac{3}{2}H_2$$

c) Falsa. Ya que:

$$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'} \Rightarrow \frac{V}{323} = \frac{V'}{298} \Rightarrow V = \frac{323 \cdot V'}{298} = 1'08 \cdot V'$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se mezclan 2 litros de cloro gas medidos a 97 ºC 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: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. 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:

$$Cl_2 + 2\,Na \rightarrow 2\,NaCl$$

Calculamos los gramos de cloro:

$$gr\ de\ cloro = \frac{P_m \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{71 \cdot 3 \cdot 2}{0'082 \cdot 370} = 14\ g$$

El reactivo limitante es el Na, luego:

$$3'45\ gr\ Na \cdot \frac{2 \cdot 58'5\ gr\ NaCl}{2 \cdot 23\ gr\ Na} = 8'775\ gr\ NaCl$$

b) Calculamos los gramos de cloro que reaccionan con los 3'45 gr de sodio

$$3'45\ gr\ Na \cdot \frac{71\ gr\ Cl_2}{2 \cdot 23\ gr\ Na} = 5'325\ gr\ Cl_2$$

Luego, los gramos de reactivo no consumidos son:

$$14 - 5'325 = 8'675\ gr\ Cl_2$$

**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 $CO_2$.**
**c) El número de átomos de nitrógeno que hay en 0'38 g de $NH_4NO_2$.**
**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) $1 \text{ mol de } CH_3CH_2OH = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 1 \text{ mol de átomos de O}$

b) $2'6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas de } CO_2 \cdot \dfrac{44 \text{ gr}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2} = 0'0189 \text{ gr}$

c) $0'38 \text{ g de } NH_4NO_2 \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{64 \text{ g}} \cdot \dfrac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 7'15 \cdot 10^{21} \text{ átomos de N}$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Exprese en moles las siguientes cantidades de $SO_3$:**

**a) $6'023 \cdot 10^{20}$ moléculas.**
**b) 67'2 g.**
**c) 25 litros medidos a 60 ºC y 2 atm de presión.**
**Masas atómicas: O = 16; S = 32. $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$**
**QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $moles = \frac{6'023 \cdot 10^{20}}{6'023 \cdot 10^{23}} = 0'001\ moles$

b) $67'2\ gr \cdot \frac{1\ mol\ SO_3}{80\ gr\ SO_3} = 0'84\ moles$

c) $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 25}{0'082 \cdot 333} = 1'83\ moles$

**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

a) $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen(L)}} = \frac{0'2 \cdot 0'150}{0'250} = 0'12 \text{ M}$

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 $CO_2$ se encuentra en condiciones normales. Calcule:**
**a) El número de moles que contiene.**
**b) El número de moléculas de $CO_2$ presentes.**
**c) La masa en gramos de una molécula de $CO_2$.**
**Masas atómicas: $C = 12$ ; $O = 16$.**
**QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) $1 \text{ L de } CO_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol de } CO_2}{22'4 \text{ L de } CO_2} = 0'0446 \text{ moles de } CO_2$

b) $0'0446 \text{ moles de } CO_2 \cdot \dfrac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 2'68 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } CO_2$

c) $1 \text{ molécula de } CO_2 \cdot \dfrac{44 \text{ g de } CO_2}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2} = 7'30 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

**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.

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

Centro Docente María, S. A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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

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

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

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

**Calcule el número de átomos de oxígeno que contiene:**
**a) Un litro de agua.**
**b) 10 L de aire en condiciones normales, sabiendo que éste contiene un 20% en volumen de $O_2$.**
**c) 20 g de hidróxido de sodio.**
**Datos: Masas atómicas O = 16; H = 1; Na = 23. Densidad del agua = 1 g/mL.**
**QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) $1000 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molec } H_2O} = 3'34 \cdot 10^{25}$ átomos de O

b) $10 \text{ L aire} \cdot \frac{20 \text{ L } O_2}{100 \text{ L aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{22'4 \text{ L}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molec } O_2} = 1'07 \cdot 10^{23}$ átomos de O

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Al tratar 5 g de mineral galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 mL de $H_2S$ gaseoso, medidos en condiciones normales, según la ecuación: $PbS + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + H_2S$.**
**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:

$$0'41 \text{ L } H_2S \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{22'4 \text{ L}} \cdot \frac{239 \text{ g PbS}}{1 \text{ mol } H_2S} = 4'37 \text{ g PbS}$$

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:

$$4'37 \text{ g PbS} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{239 \text{ g PbS}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol.}}{0'5 \text{ moles } H_2SO_4} = 36'57 \text{ mL disolución}$$

**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 $CH_4$.

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 mas 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 CI = 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: $M = \frac{\frac{1100}{36'5} \cdot 0'2}{1} = 6'03$

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

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

b) Calculamos la molaridad del ácido resultante

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

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

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

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

**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

$$C: 3'035\,g\,CO_2 \frac{1\,mol\,CO_2}{44\,g\,CO_2} \cdot \frac{1\,mol\,C}{1\,mol\,CO_2} = 0'069\ moles\,C$$

$$H: 0'621\,g\,H_2O \frac{1\,mol\,H_2O}{18\,g\,H_2O} \cdot \frac{2\,moles\,H}{1\,mol\,H_2O} = 0'069\ moles\,H$$

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

$$C: \frac{0'069}{0'069} = 1$$

$$H: \frac{0'069}{0'069} = 1$$

Luego, la fórmula empírica del compuesto es: $CH$.

b) Calculamos la masa molecular del compuesto.

$$P \cdot V = \frac{g}{PM} \cdot R \cdot T \Rightarrow PM = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0'649 \cdot 0'082 \cdot 373}{1 \cdot 0'2543} = 78$$

Calculamos la fórmula molecular del compuesto

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

Luego, la fórmula molecular del compuesto es: $C_6H_6$

**Se dispone de ácido nítrico concentrado de densidad 1,505 g/mL y riqueza 98% en masa.**
**a) ¿Cuál será el volumen necesario de este ácido para preparar 250 mL de una disolución 1 M?**
**b) Se toman 50 mL de la disolución anterior, se trasvasan a un matraz aforado de 1 L y se enrasa posteriormente con agua destilada. Calcule los gramos de hidróxido de potasio que son necesarios para neutralizar la disolución ácida preparada.**
**Datos: Masas atómicas $H = 1$ ; $N = 14$ ; $O = 16$ ; $K = 39$.**
**QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

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

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:

$$HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$$

Calculamos los gramos de $KOH$

$$0'05 \text{ moles } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 2'8 \text{ g KOH}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 120ºC, en un recipiente de 1'5 L.**
**Masas atómicas: $C = 12$ ; $H = 1$ ; $S = 32$. $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$**
**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)

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

c)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 $KClO_3$ del 95% de pureza da lugar a la formación de $KCl$ y $O_2(g)$. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule:**
**a) Los gramos de $KCl$ que se formarán.**
**b) El volumen de $O_2(g)$, medido a la presión de 720 mmHg y temperatura de 20ºC, que se desprenderá durante la reacción.**
**Datos: Masas atómicas $K = 39$ ; $Cl = 35'5$ ; $O = 16$ ; $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.**
**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: $KClO_3 \rightarrow KCl + \frac{3}{2}O_2$

$$5\ g\ KClO_3\ impuros \cdot \frac{95\ g\ KClO_3\ puros}{100\ g\ KClO_3\ impuros} \cdot \frac{74'5\ g\ KCl}{122'5\ g\ KClO_3} \cdot \frac{83}{100} = 2'39\ g\ KCl$$

b)

$$5\ g\ KClO_3\ impuros \cdot \frac{95\ g\ KClO_3\ puros}{100\ g\ KClO_3\ impuros} \cdot \frac{48\ g\ O_2}{122'5\ g\ KClO_3} \cdot \frac{83}{100} = 1'54\ g\ O_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot Pm} = \frac{1'54 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{720}{760} \cdot 32} = 1'22\ L\ de\ O_2$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Un recipiente de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27ºC. 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 $C = 12$ ; $O = 16$ . $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$**
**QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los gramos

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow g = \frac{P \cdot V \cdot Pm}{R \cdot T} = \frac{\frac{10}{760} \cdot 1 \cdot 44}{0'082 \cdot 300} = 0'024\,g\ de\ CO_2$$

b)

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

c)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Dada la siguiente reacción química sin ajustar: $H_3PO_4 + NaBr \rightarrow Na_2HPO_4 + HBr$**
**Si en un análisis se añaden 100 mL de ácido fosfórico 2,5 M a 40 g de bromuro de sodio.**
**a) ¿Cuántos gramos $Na_2HPO_4$ 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: $H = 1$ ; $P = 31$ ; $O = 16$ ; $Na = 23$ ; $Br = 80$ .**
**$R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.**
**QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción: $H_3PO_4 + 2\,NaBr \rightarrow Na_2HPO_4 + 2\,HBr$

Calculamos los moles de $H_3PO_4$: $n = 2'5 \cdot 0'1 = 0'25$ moles

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

Por lo tanto el reactivo limitante es el $NaBr$.

Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$0'38 \text{ moles de NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2HPO_4}{2 \text{ moles de NaBr}} \cdot \frac{142 \text{ g } Na_2HPO_4}{1 \text{ mol } Na_2HPO_4} = 26'98 \text{ g } Na_2HPO_4$$

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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: $1530 - 980 = 550\,\text{g}$

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones, referidas a la siguiente ecuación: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$.**

**a) Dos moles de $SO_2$ reaccionan con una molécula de oxígeno, para dar dos moléculas de $SO_3$**

**b) En las mismas condiciones de presión y temperatura, dos litros de $SO_2$ reaccionan con un litro de $O_2$ para dar dos litros de $SO_3$.**

**c) Cuatro moles de $SO_2$ reaccionan con dos moles de $O_2$ para dar cuatro moles de $SO_3$**

**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 $SO_2$ reaccionan con 1 mol de $O_2$, para dar 2 moles de $SO_3$

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 ( $CH_3COOH$ ) 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

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

b) Calculamos los moles de disolvente: $\frac{1050 \cdot \frac{90}{100}}{18} = 52'5$ moles de $H_2O$

Calculamos las fracciones molares de cada componente

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

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

**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:

$$\text{Depósito A}: 10 \text{ g } H_2$$

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

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

b) En el depósito B, ya que:

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

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

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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Una cantidad de dioxígeno ocupa un volumen de 825 mL a 27ºC 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: $O = 16$. $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$**
**QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a)

$$P \cdot V = \frac{g}{Pm} \cdot R \cdot T \Rightarrow g = \frac{Pm \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{32 \cdot 0'8 \cdot 0'825}{0'082 \cdot 300} = 0'858\ g\ de\ O_2$$

b)

$$0'858\ g \cdot \frac{1\ mol}{32\ g} \cdot \frac{22'4\ L}{1\ mol} = 0'6\ L\ de\ O_2$$

c)

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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 25ºC y 1'2 atm.**
**Datos: Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40 ; Cl = 35'5 . R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$**
**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:

$$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

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:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{22'52 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'2} = 458'58 \text{ L de } CO_2$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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

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

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

$$2\,HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\,H_2O$$

Por la estequiometria 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

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

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**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)

$$100 \text{ g de } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18 \text{ g de } H_2O} = 5'55 \text{ moles de } H_2O$$

b)

$$5'55 \text{ moles de } H_2O \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } H_2O} = 3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

c)

$$3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de } H_2O} = 6'68 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

$$3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } H_2O} = 3'34 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

**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:** $2\,NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

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

**a) El volumen de $CO_2$ medido a 25ºC 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 $C = 12$ ; $O = 16$ ; $H = 1$ ; $Na = 23$ . $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.**

**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:

$$50\ g\ NaHCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{2 \cdot 84\ g\ NaHCO_3} = 0'298\ moles\ CO_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

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

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

$$50\ g\ NaHCO_3 \cdot \frac{106\ g\ Na_2CO_3}{2 \cdot 84\ g\ NaHCO_3} = 31'55\ g\ Na_2CO_3 \cdot 0'83 = 26'18\ g\ Na_2CO_3$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Calcule:**
**a) La masa de un átomo de calcio, expresada en gramos.**
**b) El número de moléculas que hay en 5 g de $BCl_3$.**
**c) El número de iones cloruro que hay en 2,8 g de $CaCl_2$.**
**Datos: Masas atómicas $Ca = 40$ ; $B = 11$ ; $Cl = 35'5$.**
**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)

$$2'8 \text{ g} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{111 \text{ g de } CaCl_2} \cdot \frac{2 \text{ iones } Cl^-}{1 \text{ molécula}} = 3'03 \cdot 10^{22} \text{ iones } Cl^-$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso: $A = 1\ L$ de metano; $B = 2\ L$ de nitrógeno molecular; $C = 3L$ de ozono, $O_3$, 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.

$$1\ L\ CH_4 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \Rightarrow \text{moléculas} = \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$2\ L\ N_2 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \Rightarrow \text{moléculas} = \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$3\ L\ O_3 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \Rightarrow \text{moléculas} = \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

b) El que contiene ozono.

$$1\ L\ CH_4 \Rightarrow \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{moléculas} \cdot \frac{5\,\text{átomos}}{1\,\text{molécula}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 3'01 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}$$

$$2\ L\ N_2 \Rightarrow \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{moléculas} \cdot \frac{2\,\text{átomos}}{1\,\text{molécula}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 2'40 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}$$

$$3\ L\ O_3 \Rightarrow \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{moléculas} \cdot \frac{3\,\text{átomos}}{1\,\text{molécula}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 5'42 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}$$

c) El ozono.

$$d_{CH_4} = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Pm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 16}{1} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 16\ g/L$$

$$d_{N_2} = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Pm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 28}{2} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 28\ g/L$$

$$d_{O_3} = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Pm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 48}{3} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 48\ g/L$$

**El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:**

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

**Calcule: a) la masa de $ZnSO_4$ obtenida a partir de 10 g de Zn y 100 mL de $H_2SO_4$ de concentración 2 M**

**b) El volumen de $H_2$ desprendido, medido a 25ºC y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con $H_2SO_4$ en exceso.**

**Datos: Masas atómicas: $Zn = 65'4$ ; $S = 32$ ; $O = 16$ ; $H = 1$ ; $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.**

**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.

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

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

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

$$0'1\ L\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ moles\ H_2SO_4}{1\ L\ H_2SO_4} = 0'2\ moles\ H_2SO_4$$

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

$$0'153\ moles\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ ZnSO_4}{1\ mol\ Zn} \cdot \frac{161'4\ g\ ZnSO_4}{1\ mol\ ZnSO_4} = 24'69\ g\ ZnSO_4$$

b)

$$20\ g\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ Zn}{65'4\ g\ Zn} \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Zn} = 0'305\ moles\ H_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = 0'305 \cdot 0'082 \cdot 298 \Rightarrow V = 7'45\ L\ de\ H_2$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato

**Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 ºC, 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) $d = \frac{m}{v} \Rightarrow m = d \cdot v = 1'05 \cdot 1500 = 1575$ gr de disolución.

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

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

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

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

$$0'25 \text{ moles} \cdot \frac{1500 \text{ mL}}{\frac{147}{98} \text{ moles } H_2SO_4} = 250 \text{ mL}$$

Centro Docente María, S.A.
Centro Privado de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato