

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

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

Dada la siguiente reacción química: $2 \text{AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 2 \text{AgCl} + \frac{1}{2} \text{O}_2$

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 20° C y 620 mm de mercurio.

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

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 170 \text{ g de AgNO}_3 \rightarrow 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5 \\ 20 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'058 \text{ moles}$$

b) Calculamos primero los moles de oxígeno.

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 170 \text{ g de AgNO}_3 \rightarrow 0'5 \text{ moles O}_2 \\ 20 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'029 \text{ moles}$$

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

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)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \rightarrow 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0'5 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{0'5 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}}{1} = 3'01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \rightarrow 44 \text{ g} \\ 0'5 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'5 \cdot 44 = 22 \text{ g}$$

c)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \rightarrow 3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 0'5 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'5 \cdot 3 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

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)

$$\left. \begin{array}{l} 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na} \rightarrow 23 \text{ g} \\ 1 \text{ átomo} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{23}{6'023 \cdot 10^{23}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 27 \text{ g de Al} \rightarrow 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 0'5 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{0'5 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}}{27} = 1'11 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

c)

$$\left. \begin{array}{l} 154 \text{ g de CCl}_4 \rightarrow 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0'5 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{0'5 \cdot 6'023 \cdot 10^{23}}{154} = 1'95 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

- 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) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

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).

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.

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ mL disolución} \rightarrow 0'3 \text{ moles} \\ 300 \text{ mL} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'09 \text{ moles}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ mL disolución} \rightarrow \frac{1180 \cdot 0'35}{36'5} \text{ moles} \\ x \rightarrow 0'09 \text{ moles} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 7'95 \text{ mL}$$

Luego necesitamos 7'95 mL para preparar la disolución.

b) La reacción de neutralización es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

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

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

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 e O.

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)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 18 \text{ g} \\ x \quad \quad \quad \rightarrow 100 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100}{18} = 5'55 \text{ moles}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 5'55 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 5'55 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} = 3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

c)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécula de H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ átomos de H} \\ 3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 2 \cdot 3'34 \cdot 10^{24} = 6'68 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécula de H}_2\text{O} \rightarrow 1 \text{ átomos de O} \\ 3'34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1 \cdot 3'34 \cdot 10^{24} = 3'34 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

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:

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

b) Aplicamos la definición de molaridad:

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

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

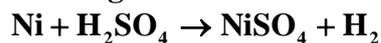
Según Avogadro, al estar en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moles y como cada mol contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, también contendrán el mismo número de moléculas. Como ambas moléculas son diatómicas, también el número 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.

El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



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 25° C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

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

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{ mol Ni} \\ 0'002 \cdot 18 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'036 \text{ moles Ni} = 2'11 \text{ g Ni}$$

$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ g muestra} \rightarrow 2'11 \text{ g Ni} \\ 100 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 70'3\%$$

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

$$\left. \begin{array}{l} 58'7 \text{ g Ni} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2 \\ 20 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'341 \text{ moles H}_2$$

Calculamos cuánto es el volumen:

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

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

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

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