

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

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

Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco 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

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

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

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

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

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 $6'023 \cdot 10^{23}$ 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 °C y 760 mm Hg se habrá desprendido?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. 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: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

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

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

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

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

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.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ moles} ; n_{\text{O}_2} = \frac{10}{32} = 0'3125 \text{ moles} ; n_{\text{N}_2} = \frac{10}{28} = 0'357 \text{ moles}$$

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 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

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

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

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

QUÍMICA. 2007. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

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

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

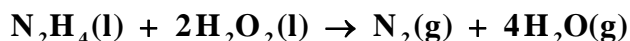
$$X_{\text{Soluto}} = \frac{\frac{147}{98}}{\frac{147}{98} + \frac{1428}{18}} = \frac{1'5}{80'83} = 0'018$$

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

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

$$\left. \begin{array}{l} 1500 \text{ mL} \rightarrow \frac{147}{98} \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \\ x \rightarrow 0'25 \text{ moles} \end{array} \right\} x = 250 \text{ mL}$$

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:



Los tanques de una nave llevan 15000 kg de hidracina y 20000 kg de peróxido de hidrógeno.

a) ¿Sobraré 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.

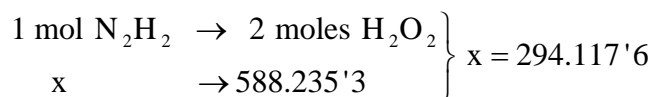
QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles de cada reactivo.

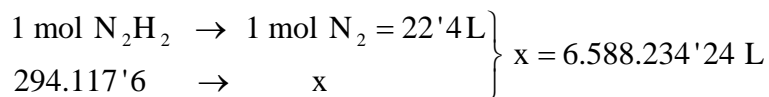
$$n_{N_2H_4} = \frac{15.000.000}{32} = 468.750 \text{ moles} \quad ; \quad n_{H_2O_2} = \frac{20.000.000}{34} = 588.235'3$$

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



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

b)



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)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol O}_2 \rightarrow 22'4 \text{ L} \\ x \quad \quad \rightarrow 200 \text{ L} \end{array} \right\} x = 8'92 \text{ moles} = 8'92 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \cdot 2 \text{ átomos} = 1'07 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

b)

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

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ gr H}_2\text{O} \rightarrow 2 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H} \\ 2000 \text{ gr} \rightarrow \quad \quad \quad x \end{array} \right\} x = 1'33 \cdot 10^{26} \text{ átomos}$$

a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 250 mL de una disolución 0'025 M y determine su pH.

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior se necesita para neutralizar 20 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0'005 M?

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

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } M = 0'025 = \frac{\frac{\text{g}}{40}}{0'25} \Rightarrow 0'25 \text{ g de NaOH puros}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g} \rightarrow 80 \text{ g puros} \\ x \rightarrow 0'25 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'3125 \text{ g}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 0'025 = 12'4$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ moles NaOH} \\ 0'005 \cdot 0'02 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 2 \cdot 10^{-4} \text{ moles NaOH}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ mL} \rightarrow 0'025 \text{ moles NaOH} \\ x \rightarrow 2 \cdot 10^{-4} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 8 \text{ mL disolución NaOH}$$