

1.- Razone:

- ¿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?
 - ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
 - ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?
- Masas atómicas: N = 14; O = 16.

2.- 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:

- Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.
 - ¿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.

3.- Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.

- Calcule su molaridad.
 - 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.

4.- 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:

- El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
- La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
- En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

5.- 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:

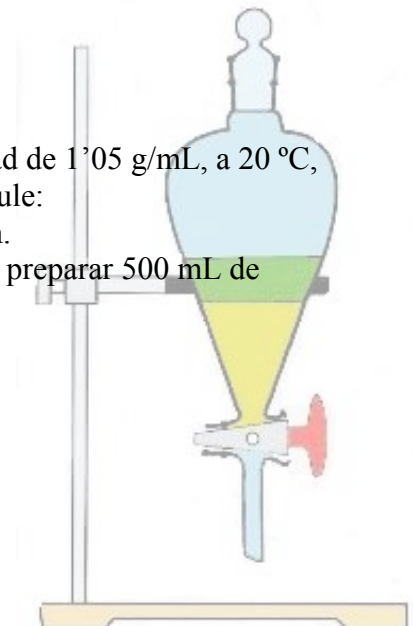
- Hay mayor número de moléculas.
- Es menor la presión.
- Hay mayor número de átomos.

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

6.- 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:

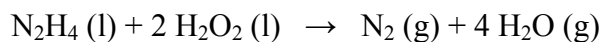
- La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
- ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido?

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



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

7.- 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) ¿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.

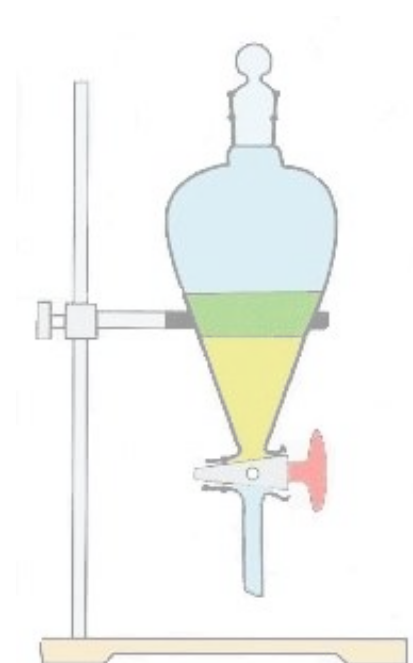
8.- a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?

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.

9.- 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.



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

1.- a) El volumen de un gas viene determinado por la siguiente expresión

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Si el número de moles (n) es el mismo y las condiciones de presión (P) y temperatura (T) también, ambos volúmenes son iguales ya que R es una constante.

b) La masa de un gas en función del número de moles se expresa

$$m = n \cdot Mm$$

como la masa molecular del oxígeno es mayor que la del nitrógeno, tiene más masa un mol de oxígeno.

c) El número de moléculas de un gas en función del número de moles se expresa

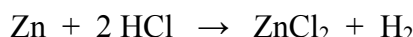
$$N^{\circ} \text{ molec} = n \cdot N_A$$

donde N_A es el número de Avogadro (constante), por lo tanto ambos gases tendrán el mismo número de moléculas.

2.- a) Calculamos en mol las cantidades iniciales de reactivos

$$n_{Zn} = \frac{m}{Ma} = \frac{20 \text{ g}}{65,4 \text{ g mol}^{-1}} = 0,3 \text{ mol Zn} \quad n_{HCl} = M \cdot V = 0,6 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,12 \text{ mol HCl}$$

planteamos la reacción



como vemos en la reacción un mol cinc reacciona con dos moles de ácido clorhídrico, 0,3 moles de cinc necesitarían 0,6 moles de ácido (no los hay), en consecuencia es el ácido clorhídrico el reactivo que se termina (limitante) y el cinc el que sobra.

Establecemos la proporción entre los reactivos usando la cantidad del reactivo limitante (HCl)

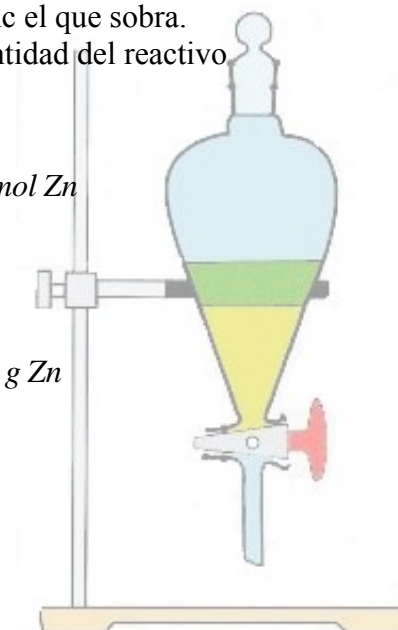
$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{x \text{ mol Zn}}{0,12 \text{ mol HCl}} \quad x = 0,06 \text{ mol Zn}$$

transformamos a masa los moles de cinc consumidos

$$m = n \cdot Ma = 0,06 \text{ mol} \cdot 65,4 \text{ g mol}^{-1} = 3,9 \text{ g Zn}$$

calculamos el exceso por diferencia

$$m_{Zn} = 20 \text{ g} - 3,9 \text{ g} = 16,1 \text{ g Zn}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

2.- b) Establecemos la proporción entre el reactivo limitante y el hidrógeno

$$\frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{0,12 \text{ mol HCl}}{x \text{ mol H}_2} \quad x = 0,06 \text{ mol H}_2$$

calculamos el volumen de H₂ desprendido a 300° K y 1 atmósfera

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,06 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,48 \text{ L}$$

3.- a) Calculamos el número de moles de KOH (Mm = 56 g/mol) y la molaridad

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{30 \text{ g}}{56 \text{ g mol}^{-1}} = 0,53 \text{ mol} \quad M = \frac{n}{V} = \frac{0,53 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 2,12 \text{ mol L}^{-1}$$

b) Calculamos la nueva molaridad sabiendo que n no ha cambiado

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,53 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 1,06 \text{ mol L}^{-1}$$

calculamos el número de moles que habrá en 50 mL de la disolución resultante

$$n_{\text{HCl}} = M \cdot V = 1,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,08 \text{ mol KOH}$$

Al disolver KOH en agua este se ioniza completamente según



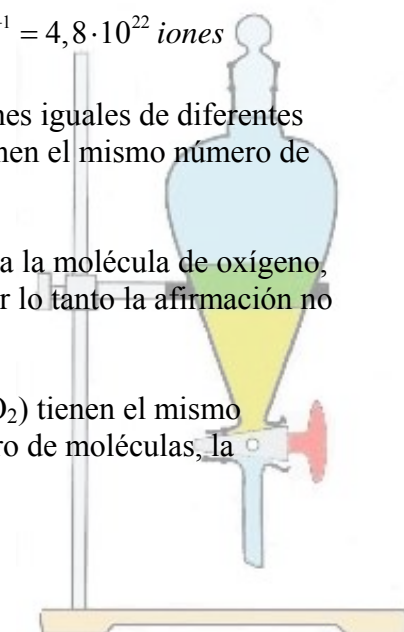
el número de moles del ión K⁺ será el mismo que el de KOH, por lo tanto

$$N^\circ \text{ iones K}^+ = n \cdot N_A = 0,08 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ iones} \cdot \text{mol}^{-1} = 4,8 \cdot 10^{22} \text{ iones}$$

4.- a) La hipótesis de Avogadro para los gases dice “Volúmenes iguales de diferentes gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas”. La afirmación es correcta.

b) Al tener el mismo número de moléculas y al ser más pesada la molécula de oxígeno, habrá más masa cuando el recipiente esté lleno de oxígeno, por lo tanto la afirmación no es correcta.

c) Tanto la molécula de nitrógeno (N₂) como la de oxígeno (O₂) tienen el mismo número de átomos, como en ambos casos hay el mismo número de moléculas, la afirmación es correcta.



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

5.- Calculamos el número de moles de los tres gases (Mm $H_2 = 2 \text{ g/mol}$, Mm $N_2 = 28 \text{ g/mol}$, Mm $O_2 = 32 \text{ g/mol}$)

$$n_{H_2} = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5 \text{ mol } H_2 \quad n_{N_2} = \frac{10 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,36 \text{ mol } N_2$$
$$n_{O_2} = \frac{10 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,31 \text{ mol } O_2$$

- 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, la presión será mayor en el recipiente que haya más moles, es decir en el de hidrógeno.
- c) Como las tres moléculas son diatómicas, habrá mayor número de átomos en el recipiente en el que haya más moléculas, es decir en el que haya más moles, por lo tanto en el de hidrógeno.

6.- a) Calculamos los moles de soluto (Mm $H_2SO_4 = 98 \text{ g/mol}$)

$$n_{H_2SO_4} = \frac{147 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,5 \text{ mol}$$

para calcular los moles de disolvente hay que calcular primero la masa de este partiendo de la densidad

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1500 \text{ mL} = 1575 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1575 \text{ g} - 147 \text{ g} = 1428 \text{ g}$$

calculamos los moles de disolvente que se supone que es el agua (Mm $H_2O = 18 \text{ g/mol}$)

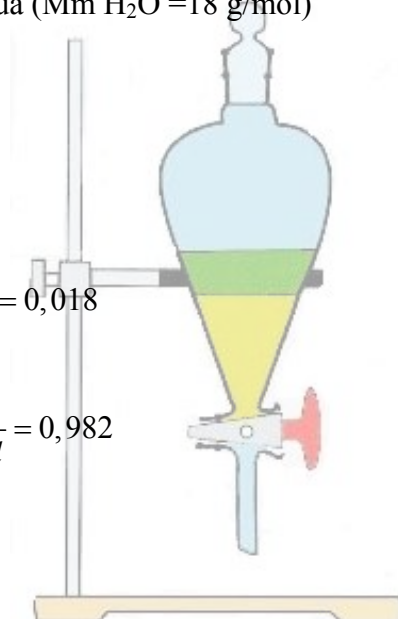
$$n_{H_2O} = \frac{1428 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 79,3 \text{ mol}$$

por último calculamos las fracciones molares

$$X_{\text{soluta}} = \frac{n_{\text{soluta}}}{n_{\text{soluta}} + n_{\text{disolvente}}} = \frac{1,5 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol} + 79,3 \text{ mol}} = 0,018$$

$$X_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{soluta}} + n_{\text{disolvente}}} = \frac{79,3 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol} + 79,3 \text{ mol}} = 0,982$$

como observamos ambas fracciones molares suman la unidad.



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

6.- b) Hay que preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido, calculamos la masa de soluto de esta disolución

$$n = M \cdot V = 0,5 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,25 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$m = n \cdot Mm = 0,25 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g mol}^{-1} = 24,5 \text{ g } H_2SO_4$$

establecemos la proporción con los datos de la disolución inicial

$$\frac{147 \text{ g } H_2SO_4}{1500 \text{ mL disolución}} = \frac{24,5 \text{ g } H_2SO_4}{x} \quad x = 250 \text{ mL disolución}$$

7.- a) $N_2H_4(l) + 2 H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4 H_2O(g)$
Calculamos los moles de ambos productos ($Mm N_2H_4 = 32 \text{ g/mol}$,
 $Mm H_2O_2 = 34 \text{ g/mol}$)

$$n_{N_2H_4} = \frac{1,5 \cdot 10^7 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 468750 \text{ mol } N_2H_4 \quad n_{H_2O_2} = \frac{2 \cdot 10^7 \text{ g}}{34 \text{ g mol}^{-1}} = 588335 \text{ mol } H_2O_2$$

como vemos en la reacción un mol hidracina reacciona con dos moles de peróxido de hidrógeno, 468750 moles de hidracina necesitarían 937500 moles de peróxido (no los hay), en consecuencia es el peróxido de hidrógeno el reactivo que se termina (limitante) y la hidracina el que sobra.

Establecemos la proporción entre los reactivos usando la cantidad del reactivo limitante (H_2O_2)

$$\frac{1 \text{ mol } N_2H_4}{2 \text{ mol } H_2O_2} = \frac{x}{588335 \text{ mol } H_2O_2} \quad x = 294167 \text{ mol } N_2H_4 \text{ consumidos}$$

transformamos a kilogramos esta cantidad

$$m = n \cdot Mm = 294167 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g mol}^{-1} = 9,4 \cdot 10^6 \text{ g} \quad (9400 \text{ kg})$$

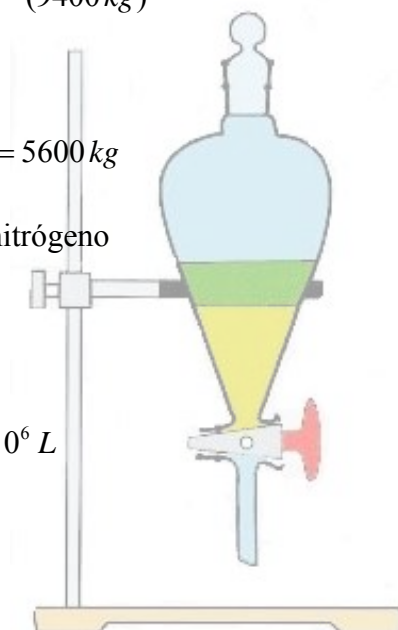
calculamos el exceso de hidracina por diferencia

$$m_{N_2H_4} = m_{\text{inicial}} - m_{\text{consumida}} = 15000 \text{ kg} - 9400 \text{ kg} = 5600 \text{ kg}$$

b) Establecemos la proporción entre el reactivo limitante y el nitrógeno

$$\frac{2 \text{ mol } H_2O_2}{1 \text{ mol } N_2} = \frac{588335 \text{ mol } H_2O_2}{x}$$

$$x = 294167 \text{ mol } N_2 \cdot 22,4 \text{ L mol}^{-1} = 6,59 \cdot 10^6 \text{ L}$$



8.- a) Calculamos el número de moles

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x}{200 \text{ L}} \quad x = 8,9 \text{ mol } O_2$$

calculamos el número de moléculas

$$N^\circ \text{ moléculas } O_2 = n \cdot N_A = 8,9 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} = 5,36 \cdot 10^{24}$$

como cada molécula tiene dos átomos

$$N^\circ \text{ átomos } O = 5,36 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos molécula}^{-1} = 1,07 \cdot 10^{25}$$

b) Calculamos la masa de agua

$$m = d \cdot V = 1 \text{ g mL}^{-1} \cdot 2000 \text{ mL} = 2000 \text{ g}$$

los moles de agua ($M_m = 18 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{2000 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 111,1 \text{ mol } H_2O$$

las moléculas

$$N^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 111,1 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} = 6,67 \cdot 10^{25}$$

como cada molécula de agua tiene dos átomos de hidrógeno

$$N^\circ \text{ átomos } H = 6,67 \cdot 10^{25} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos molécula}^{-1} = 1,33 \cdot 10^{26}$$

9.- a) La fórmula empírica es la menor proporción entre los átomos que forman la molécula, es decir la fórmula más simplificada. La afirmación es cierta pues la fórmula empírica de ambos es CH.

b) Es falso, la fórmula molecular del ciclohexano es C_6H_{12} y la del etino es C_2H_2 , que representan la verdadera fórmula de cada compuesto.

c) Es cierto, tienen la misma composición centesimal porque tienen la misma fórmula empírica.

