

Resolución de Cuestiones

Cuestión 1

Sabiendo que la masa molecular de hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
- ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

Solución

- a) Despejando el volumen de la ecuación de los gases perfectos:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

El volumen de hidrógeno y de oxígeno al ser n un mol en ambos casos y ser p y T iguales, será el mismo.

- b) Aplicando el concepto de mol:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } H_2 &\equiv 6 \cdot 023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2 \equiv 2 \text{ g} \\ 1 \text{ mol } O_2 &\equiv 6 \cdot 023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2 \equiv 32 \text{ g} \end{aligned}$$

Por tanto, la masa de un mol de oxígeno es superior a la masa de un mol de hidrógeno.

- c) Como se ha visto en el apartado anterior en ambos hay el mismo número de moléculas.

Cuestión 2

En 1 m^3 de metano (CH_4), medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:

- El número de moles de metano.
- El número de moléculas de metano.
- El número de átomos de hidrógeno.

Solución

a) Aplicando el concepto de volumen molar y como $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$, calculamos el número de moles de metano de la siguiente ecuación:

$$\frac{22'4 \text{ L metano}}{1 \text{ mol metano}} = \frac{1000 \text{ L}}{x} ; x = 44'6 \text{ moles de metano}$$

b) Aplicando el concepto de mol, el número de moléculas de metano puede calcularse de la siguiente expresión:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_4}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4} = \frac{44'6 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 2'686 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de metano}$$

c) En cada molécula de metano hay cuatro átomos de hidrógeno, por tanto:

$$\text{n}^\circ \text{ de átomos de H} = 4 \times 2'686 \cdot 10^{25} \text{ át.} = 1'074 \cdot 10^{26} \text{ át. de hidrógeno}$$

Cuestión 3

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.

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

Solución

a) Como en un mol de dióxido de carbono hay el número de Avogadro de moléculas de dióxido de carbono, en 0'5 moles habrá:

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 3'011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2$$

b) La masa de dióxido de carbono, será:

$$M_m(CO_2) = 44 \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x} ; x = 22 \text{ g de } CO_2$$

c) Como en cada molécula hay tres átomos (uno de carbono y dos de oxígeno), el número total de átomos será:

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{3 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 9'034 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Cuestión 4

Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

a) 0'3 moles de SO_2 .

b) 14 gramos de nitrógeno molecular.

c) 67'2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.

Solución

Calculamos el número de átomos en cada apartado:

a) Aplicando el concepto de mol y como en cada molécula de dióxido de azufre hay tres átomos (uno de azufre y dos de oxígeno):

$$M_m (SO_2) = 64 \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ mol } SO_2}{3 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0'3 \text{ moles}}{x} ; x = 5'421 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) Como en cada molécula de nitrógeno hay dos átomos de nitrógeno, el número de estos será:

$$M_m (N_2) = 28 \text{ g}$$

$$\frac{28 \text{ g } N_2}{2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{14 \text{ g}}{x} ; x = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

c) Aplicando el concepto de volumen molar, el número de átomos de helio puede calcularse de la siguiente expresión:

$$\frac{22'4 \text{ L He}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{67'2 \text{ L}}{x} ; x = 1'807 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Por tanto, la cantidad que tiene mas átomos es 67'2 L de helio.

Cuestión 5

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- 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.

Solución

a) Falsa, porque las masas que contienen el mismo número de átomos, de acuerdo con el concepto de mol, serian una masa del elemento A igual a $M_m(A)$ y una masa del elemento B igual a $M_m(B)$ y siempre al ser dos elementos distintos $M_m(A)$ es diferente de $M_m(B)$.

b) Falsa, porque es la masa, expresada en gramos de $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de dicho elemento, es decir de un mol de átomos.

c) Aplicando el concepto de mol, calculamos el número de átomos sabiendo que $M_m(O) = 16 \text{ g}$

$$\frac{16 \text{ g de O}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. O}} = \frac{5 \text{ g}}{x} ; x = 1'882 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Calculamos el número de moléculas de O_2 sabiendo que $M_m(O_2) = 32 \text{ g}$ de la siguiente expresión:

$$\frac{32 \text{ g } O_2}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2} = \frac{10 \text{ g}}{x} ; x = 1'882 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2$$

Por tanto, la afirmación es verdadera.

Cuestión 6

- ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

- b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?
 c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Datos. Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

Solución

- a) Aplicamos el concepto de mol:

$$1 \text{ mol Na} \approx 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \approx 23 \text{ g}$$

Por tanto:

$$1 \text{ át. Na} = \frac{23 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át.}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g/át. Na}$$

- b) El número de átomos de aluminio puede calcularse de la siguiente expresión:

$$M_m (\text{Al}) = 27 \text{ g}$$

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

- c) Aplicamos el concepto de mol:

$$M_m (\text{Cl}_4\text{C}) = 154 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Cl}_4\text{C} \approx 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C} \approx 154 \text{ g}$$

Por tanto:

$$\frac{154 \text{ g Cl}_4\text{C}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}} = \frac{0'5 \text{ g}}{x} ; x = 1'96 \cdot 10^{21} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}$$

Cuestión 7

Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

- a) La masa de un ion monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente.
 b) El número atómico de un ion monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente.
 c) En un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$.

Solución

a) **Verdadera**, porque el ion monovalente positivo tiene un electrón menos que el átomo correspondiente y por tanto, su masa será menor en $9'1 \cdot 10^{-31}$ Kg que es la masa atribuida al electrón. Ahora bien, dado que las masas atribuidas al protón y al neutrón son del orden de 1800 veces superiores a la masa del electrón, la masa de un ión monovalente positivo es aproximadamente la misma que la del átomo correspondiente.

b) **Falsa**, porque el número atómico es el número de protones del núcleo y éste no varía en el ión monovalente positivo, que se diferencia del átomo correspondiente en que ha perdido un electrón.

c) En un mol de átomos de cualquier elemento hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos. Como la masa molar de los elementos está comprendida entre 1 y menos de 300, en un gramo de elemento habría entre $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos y 2×10^{21} . Por tanto la afirmación es verdadera.

Cuestión 8

Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

- Cuántos moles de agua hay en el vaso.
- Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
- Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Solución

a) Hay que considerar que al ser la densidad del agua 1 g/mL, el vaso contiene también 100 g de agua. Como $M_m (H_2O) = 18$ g, el número de moles, será:

$$n^{\circ} \text{ moles } H_2O = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5'56 \text{ moles } H_2O$$

b) Aplicando el concepto de mol, calcularemos el número de moléculas en el vaso:

$$\frac{1 \text{ mol } H_2O}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O} = \frac{5'56 \text{ moles}}{x} ; x = 3'349 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } H_2O$$

c) Como cada molécula de agua tiene un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno y como tenemos $3'346 \cdot 10^{24}$ moléculas de agua

$$n^{\circ} \text{ át. O} = 1 \times 3'349 \cdot 10^{24} = 3'349 \cdot 10^{24} \text{ átomos de oxígeno}$$

$$n^{\circ} \text{ át. H} = 2 \times 3'349 \cdot 10^{24} = 6'698 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrógeno}$$

Cuestión 9

Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

c) 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.

b) En 17 g NH_3 hay 6'023 · 10²³ moléculas.

c) En 32 g de O_2 hay 6'023 × 10²³ átomos de oxígeno.

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

Solución

a) De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, un mol de amoníaco en condiciones normales ocupa 22'4 L. Por tanto, la afirmación es correcta ya que $M_m(NH_3) = 17$ g.

b) Aplicando el concepto de mol

$$1 \text{ mol } NH_3 \equiv 17 \text{ g } NH_3 \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3$$

Por tanto, la afirmación es correcta.

c) Como en una molécula de O_2 hay 2 átomos de oxígeno, en 32 g de O_2 el número de átomos de oxígeno será:

$$1 \text{ mol } O_2 \equiv 32 \text{ g } O_2 \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2 \equiv 2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O_2$$

Por tanto, la afirmación no es correcta.

Cuestión 10

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.

Solución

a) Despejando el número de moles de la ecuación de los gases perfectos:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Aplicando esta expresión a las condiciones del enunciado:

$$n_{H_2} = \frac{p \cdot 10 L}{R T} \quad ; \quad n_{O_2} = \frac{p \cdot 10 L}{R T}$$

Luego $n_{H_2} = n_{O_2}$. Por tanto, hay el mismo número de moles y la afirmación es correcta.

b) Como la $M_m(H_2)$ es distinta de la $M_m(O_2)$:

$$n^\circ \text{ gramos } H_2 = n^\circ \text{ moles de } H_2 \times M_m(H_2)$$

$$n^\circ \text{ gramos } O_2 = n^\circ \text{ moles de } O_2 \times M_m(O_2)$$

Luego $n^\circ \text{ gramos } H_2 \neq n^\circ \text{ gramos } O_2$. Por tanto, la afirmación es incorrecta.

c) Calculemos el número de átomos en cada caso, como en ambas moléculas hay dos átomos.

$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } O} = \frac{n_{O_2} \text{ moles}}{x_1} \quad ; \quad x_1 = n_{O_2} \times 2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } O$$

$$\frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } H} = \frac{n_{H_2} \text{ moles}}{x_2} \quad ; \quad x_2 = n_{H_2} \times 2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } H$$

Como el número de moles de O_2 es igual al número de moles de H_2 , tenemos que $x_1 = x_2$. Luego, hay el mismo número de átomos y la afirmación es correcta.

Cuestión 11

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 112 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Solución

a) Aplicando el concepto de mol y como $M_m(H_2O) = 18 \text{ g}$

$$1 \text{ mol } H_2O \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O \equiv 18 \text{ g}$$

Luego:

$$1 \text{ molécula } H_2O = \frac{18 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 2'989 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) De la siguiente expresión calculamos los gramos de hidrógeno que hay en 2 gramos de agua:

$$\frac{18 \text{ g } H_2O}{2 \text{ g } H} = \frac{2 \text{ g}}{x} ; x = 0'22 \text{ g de } H$$

Aplicando de nuevo el concepto de mol:

$$1 \text{ mol } H \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos } H \equiv 1 \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ g } H}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } H} = \frac{0'22 \text{ g}}{x} ; x = 1'325 \cdot 10^{23} \text{ át. de } H$$

c) Aplicando la hipótesis de Avogadro:

$$\frac{22'4 \text{ L de } H_2}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2} = \frac{11'2 \text{ L}}{x} ; x = 3'011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2$$

Cuestión 12

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 .

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

Solución

a) El número de moles de dióxido de carbono contenido en 44 g de esta sustancia, como $M_m(CO_2) = 44 \text{ g}$, será:

$$n^\circ \text{ moles } CO_2 = \frac{44 \text{ g } CO_2}{44 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol } CO_2$$

Como en cada molécula de dióxido de carbono hay tres átomos (dos de oxígeno y uno de carbono), aplicando el concepto de mol:

$$n^\circ \text{ átomos} = 3 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át.} = 1'807 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) A partir de la hipótesis de Avogadro, calculamos los átomos de helio en 50 L mediante la siguiente ecuación:

$$\frac{22'4 \text{ L } He}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } He} = \frac{50 \text{ L}}{x} ; x = 1'344 \cdot 10^{24} \text{ át. } He$$

c) Como en cada molécula de O_2 hay dos átomos de oxígeno, el número de átomos será:

$$\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } O} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x} ; x = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } O$$

Cuestión 13

Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
- La masa de un átomo de helio es 4 gramos.
- En un gramo de hidrógeno hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos

Solución

a) Falsa, porque en un mol de helio hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de helio, mientras que en un mol de H_2 hay $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 y como en cada molécula de H_2 hay dos átomos, habrá $2 \times 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de H .

b) Falsa, porque la masa de un átomo de helio es:

$$\frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. } He}{4 \text{ g } He} = \frac{1 \text{ át. } He}{x} ; x = 6'641 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

c) Verdadera, porque

$$1 \text{ mol de átomos de } H \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos } H \equiv 1 \text{ g}$$

Cuestión 14

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:

- El número de moles de carbono.
- El número de moléculas de estricnina.
- El número de átomos de nitrógeno.

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

Solución

a) Calculemos el número de moles de estricnina en 1 mg de esta sustancia:

$$M_m(C_{21}H_{22}N_2O_2) = 334 \text{ g}$$

$$\frac{334 \text{ g estricnina}}{1 \text{ mol de estricnina}} = \frac{0'001 \text{ g}}{x} ; x = 3 \cdot 10^{-6} \text{ moles de estricnina}$$

El número de moles de carbono será:

$$21 \times 3 \cdot 10^{-6} = 6'3 \cdot 10^{-5} \text{ moles de carbono}$$

b) El número de moléculas de estricnina que hay en los moles de esta sustancia calculados en el apartado a), será:

$$\frac{1 \text{ mol de estricnina}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{3 \cdot 10^{-6} \text{ moles}}{x} ; x = 1'807 \cdot 10^{18} \text{ moléculas}$$

c) Como en una molécula de estricnina hay dos átomos de nitrógeno, el número de átomos, será:

$$\frac{1 \text{ mol estricnina}}{2 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. N}} = \frac{3 \cdot 10^{-6} \text{ moles}}{x} ; x = 3'614 \cdot 10^{18} \text{ átomos de N}$$

Cuestión 15

De un recipiente que contiene 32 g de metano, se extraen $9 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcule:

a) Los moles de metano que quedan.

b) Las moléculas de metano que quedan.

c) Los gramos de metano que quedan.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12.

Solución

a) Como $M_m(CH_4) = 16 \text{ g}$, el número de moles de metano en 32 g será:

$$n^\circ \text{ moles } CH_4 = \frac{32 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

Calculemos los moles de metano que quitamos al extraer $9 \cdot 10^{23}$ moléculas:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_4}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4} = \frac{x}{9 \cdot 10^{23}} ; x = 1'49 \text{ moles de } CH_4$$

Por tanto, el número de moles que queda, será:

$$n^\circ \text{ moles } CH_4 = 2 \text{ moles} - 1'49 \text{ moles} = 0'51 \text{ moles}$$

b) Las moléculas de metano que quedan las calculamos de la siguiente ecuación:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_4}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4} = \frac{0'51 \text{ moles}}{x} ; x = 3'072 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CH_4$$

c) La masa de metano, será:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} = \frac{0'51 \text{ moles}}{x} ; x = 8'16 \text{ g de } CH_4$$

Cuestión 16

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

b) Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad del agua es de 1 g/mL, ¿cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Solución

a) Aplicando el concepto de volumen molar calculamos los moles de O_2 que hay en los 200 L en condiciones normales:

$$\frac{22'4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \frac{200 \text{ L}}{x} ; x = 8'93 \text{ moles}$$

El número de moléculas contenidos en ellos, será:

$$8'93 \text{ mol} \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 5'4 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } O_2$$

El número de átomos de oxígeno en los 200 L, será:

$$2 \times 5'4 \cdot 10^{24} = 1'08 \cdot 10^{25} \text{ átomos de } O$$

b) La masa de agua que bebe al día, será:

$$m = d \times V = 1 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ g de } H_2O$$

Aplicando el concepto de mol y como en cada molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y $M_m (H_2O) = 18 \text{ g}$, los átomos de este elemento que incorpora la persona a su cuerpo, serán:

$$n^\circ \text{ átomos } H = 2 \times n^\circ \text{ moléculas de } H_2O = 2 \times n^\circ \text{ moles de } H_2O \times N_A$$

$$n^\circ \text{ át. } H = 2 \times \frac{1000 \text{ g } H_2O}{18 \text{ g/mol}} \times 6'023 \cdot 10^{23} = 6'692 \times 10^{25} \text{ átomos de } H$$

Resolución de Problemas

Problema 1

Cuando se calienta de modo conveniente cloruro amónico se descompone en cloruro de hidrógeno y amoníaco. Si se liberan 17 g de amoníaco, calcule:

- La masa obtenida de cloruro de hidrógeno.
- Las fracciones molares de cada gas generado.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; Cl = 35'5

Solución

- La reacción es: $NH_4Cl \rightarrow HCl + NH_3$
Puesto que la masa molecular del amoníaco (NH_3) es igual a $14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, los 17 g de amoníaco corresponde a 1 mol de NH_3 . En consecuencia, se debe haber formado 1 mol de HCl . Puesto que la masa molecular del HCl es igual a $1 + 35'5 = 36'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masa de HCl formada es igual a $1 \text{ mol} \cdot 36'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 36'5 \text{ g}$ de HCl .
- Las fracciones molares de cada gas viene dada por; $f_{\text{molar}} = \text{moles de gas} / \text{moles totales}$. Por tanto,
 $f_{\text{molar}}(NH_3) = 1 \text{ mol } (NH_3) / [1 \text{ mol } (NH_3) + 1 \text{ mol } (HCl)] = 1 / 2 = 0'5$
 $f_{\text{molar}}(HCl) = 1 \text{ mol } (HCl) / [1 \text{ mol } (NH_3) + 1 \text{ mol } (HCl)] = 1 / 2 = 0'5$

Problema 2

Una mezcla de dos gases está constituida por 2 g de SO_2 y otros 2 g de SO_3 y está contenida en un recipiente a $27^\circ C$ y a 2 atm de presión. Calcule:

- El volumen que ocupa la mezcla.
- La fracción molar de cada gas.

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

Solución

- Calculamos primero el volumen que ocupan cada gas:

De la ecuación de los gases perfectos: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, de aquí, despejando V , tendremos $V = n \cdot R \cdot T / P$, por tanto, tenemos que calcular primero

$n = \text{moles de gas} = \text{Masa de gas (g)} / \text{Masa molecular de gas (g} \cdot \text{mol}^{-1})$. En el caso del SO_2 resulta $n(\text{SO}_2) = 2 \text{ g} / (32 + 2 \cdot 16) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = (2 / 64) \text{ moles} = 0'031 \text{ moles}$. En el caso del SO_3 resulta $n(\text{SO}_3) = 2 \text{ g} / (32 + 3 \cdot 16) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = (2 / 80) \text{ moles} = 0'025 \text{ moles}$;

$T = (27 + 273) \text{ K} = 300 \text{ K}$. Por consiguiente:

$$V(L) = (0'031 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} / 2 \text{ atm}) = 0'381 \text{ L SO}_2$$

$$V(L) = (0'025 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} / 2 \text{ atm}) = 0'308 \text{ L SO}_3$$

$$V(\text{total}) = V(\text{SO}_2) + V(\text{SO}_3) = 0'381 \text{ L} + 0'308 \text{ L} = 0'689 \text{ L}$$

Se podría haber resuelto teniendo en cuenta los moles totales de gases:

$n(\text{total}) = n(\text{SO}_2) + n(\text{SO}_3) = 0'031 + 0'025 = 0'056 \text{ moles}$ y aplicando la fórmula tendríamos:

$$V(L) = (0'056 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} / 2 \text{ atm}) = 0'689 \text{ L}$$

- c) Las fracciones molares de cada gas viene dada por; $f_{\text{molar}} = \text{moles de gas} / \text{moles totales}$. Por tanto,

$$f_{\text{molar}}(\text{SO}_2) = 0'031 \text{ mol} / 0'056 \text{ mol} = 0'554$$

$$f_{\text{molar}}(\text{SO}_3) = 0'025 \text{ mol} / 0'056 \text{ mol} = 0'446$$

Problema 3

En un recipiente de 2 L de capacidad, que está a 27 °C, hay 60 g de una mezcla equimolar de hidrógeno y helio. Calcule:

- a) La presión total del recipiente.
b) Las presiones parciales ejercidas por los gases.

Datos. $R = 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; He = 4.

Solución

- a) Calculemos los moles existentes de cada gas:

$$2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot x \text{ moles H}_2 + 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot y \text{ moles He} = 60 \text{ g}$$

$$x \text{ moles H}_2 = y \text{ moles He}$$

Resolviendo este sistema resulta: $x = y = 10 \text{ moles}$

El n° total de moles es: $10 (\text{H}_2) + 10 (\text{He}) = 20 \text{ moles totales}$. Aplicando la fórmula de los gases perfectos, llegamos:

$$P \text{ (atm)} = (20 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (273 + 27) \text{ K} / 2 \text{ L}) = 246 \text{ atm}$$

- b) Para ello, podemos calcular las fracciones molares y de aquí llegamos a,
 $P_{\text{parcial}} = f_{\text{molar}} \cdot P_{\text{total}}$

$$f_{\text{molar}} (\text{H}_2) = f_{\text{molar}} (\text{He}) = 0'5, \text{ ya que son equimoleculares. Por tanto}$$

$$P_{\text{parcial}} (\text{H}) = P_{\text{parcial}} (\text{He}) = 0'5 \cdot 246 = 123 \text{ atm.}$$

Se podría haber estimado también, por medio de la ecuación de los gases,

$$P_{\text{parcial}} (\text{H}) = P_{\text{parcial}} (\text{He}) = 10 \cdot 0'082 \cdot 300 / 2 = 123 \text{ atm.}$$

Problema 4

Se dispone de un recipiente de 10 L de capacidad, que se mantiene siempre a la temperatura de 25 °C, y se introducen en el mismo 5 L de CO₂ a 1 atm y 5 L de CO a 2 atm, ambos a 25 °C. Calcule:

- a) La composición en porcentaje de la mezcla.
 b) La presión del recipiente.

Datos. R = 0'082 atm L K⁻¹ mol⁻¹.

Solución

- a) Los moles de cada gas que se van a introducir se calculan con la ecuación de los gases:

$$n = P \cdot V / R \cdot T = 1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot (273 + 25) \text{ K} = 0'205 \text{ moles de CO}_2.$$

$$n = P \cdot V / R \cdot T = 2 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot (273 + 25) \text{ K} = 0'409 \text{ moles de CO.}$$

Los moles totales introducidos son: 0'205 + 0'409 = 0'614 moles.

El porcentaje de cada gas en la mezcla viene dado por:

$$\text{Porcentaje de gas} = (\text{mol de gas} / \text{moles totales}) \cdot 100$$

$$\text{Porcentaje de CO}_2 = (0'205 / 0'614) \cdot 100 = 33'4 \%$$

$$\text{Porcentaje de CO} = (0'409 / 0'614) \cdot 100 = 66'6 \%$$

- b) Con los datos anteriores llegamos a partir de la ecuación de los gases:

$$P \text{ (atm)} = (0'614 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} / 10 \text{ L}) = 1'5 \text{ atm.}$$

Problema 5

En un recipiente de 20 L de capacidad, que se mantiene a la temperatura constante de 30° C, se introducen 2 L de H₂ a 2 atm de presión y 20 L de N₂ a 4 atm de presión, ambos a 30° C. Calcule:

- La presión total que ejerce la mezcla gaseosa en el recipiente.
- Las presiones parciales de los gases después de extraer del recipiente 2 L de la mezcla gaseosa a 1 atm de presión, pero manteniendo la temperatura constante.

Datos. R = 0'082 atm L K⁻¹ mol⁻¹.

Solución

- Este problema es similar al anterior, pero con otros gases.

Los moles de cada gas que se van a introducir se calculan con la ecuación de los gases:

$$n = P \cdot V / R \cdot T = 2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot (273 + 30) \text{ K} = 0'161 \text{ moles de H}_2.$$

$$n = P \cdot V / R \cdot T = 4 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot (273 + 30) \text{ K} = 3'220 \text{ moles de N}_2.$$

Los moles totales introducidos son: 0'161 + 3'220 = 3'381 moles.

$$P \text{ (atm)} = (3'381 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K} / 20 \text{ L}) = 4'2 \text{ atm}.$$

- Los moles de gas mezcla que se extraen son:

$$n = P \cdot V / R \cdot T = 1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K} = 0'080 \text{ moles de mezcla}.$$

Los moles que quedan en el recipiente = 3'381 - 0'080 moles = 3'301 moles y de aquí se llega a la presión total restante:

$$P \text{ (atm)} = (3'301 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K} / 20 \text{ L}) = 4'1 \text{ atm}.$$

La capacidad del recipiente se mantiene constante a 20 L.

Para evaluar las presiones parciales estimamos primero las fracciones molares con lo que llegamos a, $P_{\text{parcial}} = f_{\text{molar}} \cdot P_{\text{total}}$

Las fracciones molares de los gases no se altera ya que vienen dadas por los moles de gas divididos por los moles totales. En consecuencia, puesto que la mezcla de gases son mezclas homogéneas, la extracción de gases de la misma es hace que se mantengan invariables estas fracciones molares. Por tanto,

$$f_{\text{molar}}(\text{H}_2) = 0'161 / 3'381 = 0'048$$

$$f_{\text{molar}}(\text{N}_2) = 3'220 / 3'381 = 0'952$$

$$P_{\text{parcial}}(\text{H}_2) = 0'048 \cdot 4'1 = 0'197 \text{ atm}.$$

$$P_{\text{parcial}}(\text{N}_2) = 0'952 \cdot 4'1 = 3,903 \text{ atm}.$$

Problema 6

Un recipiente de 10 L contiene una mezcla de CO_2 y CO (cuyas fracciones molares son 0'22 y 0'78, respectivamente), ejerciendo la mezcla una presión de 2 atm a la temperatura de 27 °C. Calcule:

- a) La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente.
 b) El número de gramos de cada compuesto.

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

Solución

- a) Como $P_{\text{parcial}} = f_{\text{molar}} P_{\text{total}}$. Por tanto, de los valores del enunciado tenemos,

$$\begin{aligned} P_{\text{parcial}}(\text{CO}_2) &= 0'22 \cdot 2 \text{ atm} = 0'44 \text{ atm} \\ P_{\text{parcial}}(\text{CO}) &= 0'78 \cdot 2 \text{ atm} = 1'56 \text{ atm} \end{aligned}$$

- b) El n° de gramos de cada compuesto depende del n° de moles de cada uno de ellos. Por ello, aplicando la ecuación de los gases llegamos:
 $P V = n R T = m R T / M$,
 donde m son los gramos de compuesto y M su masa molecular.

$$\begin{aligned} m &= P V M / R T = 2 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} = \\ &= 35'8 \text{ g para } \text{CO}_2 \\ m &= P V M / R T = 2 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} \cdot 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} = \\ &= 22'8 \text{ g para } \text{CO} \end{aligned}$$

Problema 7

Calcule la composición centesimal del ácido sulfúrico.

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

Solución

Calculamos la masa molecular del ácido sulfúrico:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ uma}$$

Para calcular la cantidad de cada elemento contenido en 100 g de compuesto, establecemos las relaciones:

$$\frac{98}{2} = \frac{100}{x} ; x = 2'04 \% \text{ H}$$

$$\frac{98}{32} = \frac{100}{x} ; x = 32'65 \% S$$

$$\frac{98}{64} = \frac{100}{x} ; x = 65'31 \% O$$

Problema 8

Se disuelven 10 g de ácido nítrico en 1 L de agua. Calcule:

- La molaridad de la disolución anterior.
- La molaridad de la disolución resultante de diluir 100 mL de la disolución original hasta 2 L.

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

Solución

- Calculamos la masa molecular del ácido nítrico:

$$M(HNO_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \text{ uma}$$

La molaridad viene dada por:

$$M(HNO_3) = (10 / 63) \text{ moles} / 1 \text{ L} = 0'159 \text{ M}$$

- $0'100 \text{ L} \cdot M \text{ moles} \cdot L^{-1} = 0'100 \cdot 0'159 \text{ moles} = 0'0159 \text{ moles}$.

Puesto que la masa es conservativa en este tipo de reacciones, tenemos que $2 \text{ L} \cdot M \text{ moles} \cdot L^{-1} = 2 \cdot M \text{ moles} = 0'0159 \text{ moles}$ y de aquí $M \text{ moles} = 0'0159 / 2 = 7'95 \cdot 10^{-3}$, con lo que la concentración molar de la disolución diluida será $0'00795 \text{ M} \cong 0'008 \text{ M}$.

Problema 9

Se tiene un recipiente con 500 mL de una disolución que contiene 10 g de NaOH, siendo su densidad de 1'01 g / mL. Calcule:

- La molalidad de la disolución.
- Las fracciones molares de soluto y disolvente.

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $Na = 23$.

Solución

- a) La molalidad viene dada por la expresión $M = \text{moles de soluto} / 1000 \text{ g de disolvente}$. Por tanto,
 Moles de soluto = $10 \text{ g} / 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0'25 \text{ moles}$
 Peso de disolvente = Peso disolución - peso de soluto = $1'01 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot 500 \text{ mL} - 10 \text{ g} = 495 \text{ g}$
 $M = (0'25 \text{ moles soluto} / 0'495 \text{ kg disolvente}) = 0'505 \text{ molal}$
- b) Las fracciones molares de soluto y disolvente son:
 $f_{\text{molar}} = \text{moles soluto} / \text{moles totales} = 0'505 \text{ moles} / [0'505 + (1000 \text{ g} / 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})] = 0'505 / (0'505 + 55'56) = 0'009$
 $f_{\text{molar}} = \text{moles disolvente} / \text{moles totales} = 55'56 \text{ moles} / [0'505 + (1000 \text{ g} / 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})] = 55'56 / (0'505 + 55'56) = 0'991$.

Problema 10

Un hidrocarburo tiene la siguiente composición centesimal: 17'24 % de hidrógeno 82'76 % de carbono. Sabiendo que la masa molecular del compuesto es 58. Calcule:

- a) La fórmula empírica.
 b) La fórmula molecular.
 Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$

Solución

a) La relación de moles de cada elemento presente en el hidrocarburo se obtiene dividiendo la cantidad de cada uno entre su masa molar:

$$H : \frac{17'24 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 17'24 \text{ mol}$$

$$C : \frac{82'76 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 6'87 \text{ mol}$$

La relación en moles coincide con la relación en átomos. Si dividimos entre el menor de ellos queda:

$$H : \frac{17'24}{6'87} = 2'50 \text{ át.} ; C : \frac{6'87}{6'87} = 1 \text{ át.}$$

Como la relación de combinación tiene que ser según números enteros se multiplican por dos y da la fórmula empírica siguiente: C_2H_5

b) Como se conoce el valor de la masa molécula:

$$58 = (2 \times 12 \times n) + (5 \times 1 \times n) = 29n$$

despejando, $n = 2$, con lo que la fórmula molecular es C_4H_{10}

Problema 11

El sulfato de cobre hidratado al calentarse a $150^\circ C$ se transforma en sulfato de cobre anhidro. Calcule:

- La fórmula del sulfato de cobre anhidro, sabiendo que su composición centesimal es S (20'06 %), O (40'12 %) y Cu (resto hasta 100%).
- El número de moléculas de agua que tiene el compuesto hidratado, conociendo que 2'5026 g del hidrato se transforman al calentar en 1'6018 g del compuesto anhidro.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63'5.

Solución

- La relación de moles de cada elemento presente en el compuesto se obtiene dividiendo la cantidad de cada uno entre su masa atómica:

$$S = 20'06 \text{ g} / 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0'627 \text{ mol}$$

$$O = 40'12 \text{ g} / 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2'508 \text{ mol}$$

$$Cu = 39'82 \text{ g} / 63'5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0'627 \text{ mol}$$

La relación en moles coincide con la relación en átomos. Si dividimos entre el menor de ellos queda:

$$S = 0'627 / 0'627 \text{ at.} = 1 \text{ at.}$$

$$O = 2'508 / 0'627 \text{ at.} = 4 \text{ at.}$$

$$Cu = 0'627 / 0'627 \text{ at.} = 1 \text{ at.}$$

Como la relación de combinación tiene que ser según números enteros la fórmula empírica es la siguiente: $CuSO_4$.

- Gramos de agua: $2'5026 - 1'6018 = 0'9008 \text{ g}$
Para hallar la relación entre los moles de sulfato y agua:

$$1'6018 / 159'5 = 0'01 ; 0'9008 / 18 = 0'05$$

Dividiendo entre el menor:

$$0'01 / 0'01 = 1 ; 0'05 / 0'01 = 5.$$

Por tanto la fórmula es $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Problema 12

Una sustancia orgánica está formada únicamente por C (64'80 %), H (13'61 %) y O (resto hasta 100 %). En condiciones normales 2 g del compuesto gaseoso ocupan 604'4 cm³. Calcule:

- a) La fórmula empírica.
b) La fórmula molecular.

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

Solución

a) Se calcula el tanto por ciento de oxígeno contenida en la muestra:

$$\% O = 100 - 64'8 - 13'61 = 21'59$$

A continuación se divide el tanto por ciento de cada elemento por la masa de un mol de átomos (masa atómica)

$$C = \frac{64'80}{12} = 5'400; \quad H = \frac{13'61}{1} = 13'61; \quad O = \frac{21'59}{16} = 1'35$$

Para encontrar la relación de combinación se dividen todos esos valores por el menor

$$C: \frac{5'400}{1'350} = 4'0$$

$$H: \frac{13'61}{1'350} = 10'00$$

$$O: \frac{1'350}{1'350} = 1$$

La fórmula empírica será: $C_4H_{10}O$

- b) Para calcular la fórmula molecular es necesario conocer la masa de un mol, que se calcula aplicando el concepto de volumen molar:

$$\frac{2 \text{ g}}{0'604 \text{ L}} = \frac{M}{22'4 \text{ L}}; \quad M = 74 \text{ g/mol}$$

$$74 = 12 \times 4 \times n + 10 \times 1 \times n + 16 \times n = 74n$$

$$n = 1$$

La fórmula molecular será: $C_4H_{10}O$

Problema 13

Cuando se queman 2'57 g de un compuesto orgánico, sólo contiene C, H, O, se producen 5'143g de CO_2 y 0'9015 g de H_2O . ¿Cuál será la fórmula empírica del compuesto?

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

Solución

Se calculan los gramos de carbono e hidrógeno que hay en la muestra y por diferencia la de oxígeno:

$$\frac{44 \text{ g } CO_2}{12 \text{ g}} = \frac{5'143 \text{ g}}{x} ; x = 1'40 \text{ g}$$

$$\frac{18 \text{ g } H_2O}{2 \text{ g } H_2} = \frac{0'9015 \text{ g}}{x} ; x = 0'100 \text{ g}$$

Carbono = 1'40g; Hidrógeno = 0'100g; Oxígeno = 2'57 - 0'100 - 1'40 = 1'07g
A continuación se opera igual que antes:

$$C: \frac{1'40}{12} = 0'1166 ; H: \frac{0'100}{1} = 0'100 ; O: \frac{1'07}{16} = 0'0668$$

$$\frac{0'1166}{0'0668} = 1'75 ; \frac{0'100}{0'0668} = 1'5 ; \frac{0'0668}{0'0668} = 1$$

Para obtener una combinación según números enteros, se multiplican todos por cuatro, dando la siguiente fórmula empírica: $C_7H_6O_4$

Problema 14

El sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule:

- El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto.
- La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.

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

Solución

a) Como en cada mol de sulfato de amonio hay 28 g de nitrógeno, el % en peso de nitrógeno, será:

$$M_m [(NH_4)_2SO_4] = 132 \text{ g}$$

$$\frac{28 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} = \frac{100}{x} ; x = 21'21 \% N$$

b) Como sabemos que al abonar con 132 g de sulfato de amonio aportamos 28 g de nitrógeno a la tierra; para aportar 10 Kg de nitrógeno la cantidad necesaria de sulfato de amonio, será:

$$\frac{132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{28 \text{ g } N} = \frac{x}{10000 \text{ g}} ; x = 47143 \text{ g de } (NH_4)_2SO_4$$

Problema 15

Se toman 25 mL, de un ácido sulfúrico de densidad 1'84 g/ cm³ y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.

a) Calcule la molaridad de la disolución resultante.

b) Indique el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.

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

Solución

a) Calculamos la masa de 25 mL de disolución:

$$m = d \cdot V = 1'84 \text{ g/mL} \times 25 \text{ mL} = 46 \text{ g}$$

Como la riqueza es del 96% la cantidad de soluto (ácido sulfúrico), será:

$$n^\circ \text{ g } H_2SO_4 = 46 \text{ g} \times 0'96 = 44'2 \text{ g de } H_2SO_4$$

Transformamos la masa en moles:

$$M_m (H_2SO_4) = 98 \text{ g}$$

$$\text{moles } H_2SO_4 = \frac{44'2 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0'45$$

Por tanto, la molaridad, será:

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

b) Material necesario: Pipeta de 25 mL , matraz aforado de 250 mL y frasco lavador.

Procedimiento: En el matraz aforado de 250 mL se añaden aproximadamente 150 mL de agua destilada o desmineralizada y a continuación se añaden los 25 mL de ácido sulfúrico concentrado que hemos tomado con la pipeta del frasco del ácido sulfúrico concentrado. Se agrega luego agua con el frasco lavador hasta las proximidades del enrase. A continuación, se enrasa añadiendo con la pipeta agua, gota a gota, hasta que la parte inferior de la superficie cóncava sea tangente con la raya del enrase. Por último, se cierra el matraz aforado con su tapón y se invierte varias veces para uniformizar la concentración de la disolución preparada.

Problema 16

a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de pureza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución acuosa 0'025 M.

b) Explique el procedimiento para preparar la disolución, indicando el material necesario.

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $Na = 23$.

Solución

a) Los moles necesarios para preparar 250 mL de disolución acuosa 0'025 M, serán:

$$n^{\circ} \text{ moles} = \text{Molaridad} \cdot V$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = 0'025 \text{ moles/L} \times 0'25 \text{ L} = 6'25 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

Transformando los moles a gramos:

$$M_m (\text{NaOH}) = 40 \text{ g}$$

$$n^{\circ} \text{ g NaOH} = 6'25 \cdot 10^{-3} \times 40 = 0'25 \text{ g NaOH puro}$$

Como la sosa es del 80% de pureza en peso de NaOH:

$$n^{\circ} \text{ g NaOH} = 0'25 \times \frac{100}{80} = 0'31 \text{ g NaOH}$$

b) Material necesario: Balanza, vidrio de reloj, vaso de precipitados, embudo, matraz aforado de 250 mL, frasco lavador y pipeta.

Procedimiento: Se pesan 0'31 g de hidróxido de sodio sobre un vidrio de reloj y se añaden al vaso de precipitados que contiene unos 100 mL de agua destilada o desmineralizada. Se agita hasta que se disuelva completamente. A continuación se vierte mediante el embudo la disolución en el matraz aforado, lavando con un poco de agua, tanto el vaso de precipitados como el embudo, para disolver las pequeñas cantidades de hidróxido de sodio que pudieran haber quedado. El agua del lavado se vierte también en el matraz aforado. Se agrega luego agua hasta las proximidades del enrase. A continuación, se enrasa añadiendo con la pipeta agua, gota a gota, hasta que la parte inferior de la superficie cóncava sea tangente con la raya del enrase. Por último, se cierra el matraz aforado con su tapón y se invierte varias veces para uniformizar la concentración de la disolución preparada.

Problema 17

Calcular la molalidad de una disolución acuosa de hidróxido de sodio al 5 % en peso.

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $Na = 23$.

Solución

La disolución de hidróxido de sodio al 5% en peso indica que hay 5 g de hidróxido de sodio (soluta) en 100 g de disolución:

$$\text{masa de NaOH} = 5 \text{ g}$$

$$\text{Masa de disolvente} = \text{masa disolución} - \text{masa de soluto} = 100 \text{ g} - 5 \text{ g} = 95 \text{ g H}_2\text{O}$$

La molalidad (m) de la disolución, será:

$$M_m (\text{NaOH}) = 40 \text{ g}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{\frac{5 \text{ g NaOH}}{40 \text{ g/mol}}}{\frac{95 \text{ g H}_2\text{O}}{1000 \text{ g}}} = 1'32 \text{ molal}$$

Problema 18

En el laboratorio se dispone de un ácido clorhídrico cuya densidad es de 1'2 g/mL y 36 % de riqueza en peso. Calcule:

a) Su fracción molar.

b) Su molalidad.

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

Solución

a) Calculamos el número de moles de ácido clorhídrico y de agua que hay en un litro de disolución:

$$\text{Masa de 1 L de disolución} = d \cdot V = 1'2 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL} = 1200 \text{ g}$$

Como la disolución tiene un 36 % de ácido clorhídrico:

$$\text{Masa de HCl puro} = 1200 \times 0'36 = 432 \text{ g HCl}$$

$$\text{Masa de H}_2\text{O} = \text{masa disolución} - \text{masa soluto} = 1200 - 432 = 768 \text{ g H}_2\text{O}$$

El número de moles de soluto y disolvente serán:

$$M_M(\text{HCl}) = 36'5 \text{ g} ; M_M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{432 \text{ g}}{36'5 \text{ g/mol}} = 11'8 \text{ moles}$$

$$n^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = \frac{768 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 42'7 \text{ moles}$$

Por tanto, la fracción molar será:

$$x_{(\text{HCl})} = \frac{11'8 \text{ moles HCl}}{11'8 \text{ moles HCl} + 42'7 \text{ moles H}_2\text{O}} = 0'217$$

$$x_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{42'7 \text{ moles H}_2\text{O}}{11'8 \text{ moles HCl} + 42'7 \text{ moles H}_2\text{O}} = 0'783$$

Como se cumple: $x_{(\text{soluto})} + x_{(\text{disolvente})} = 1$

Comprobamos que: $0'217 + 0'783 = 1$

b) De los datos del apartado anterior sabemos que tenemos 432 g de ácido clorhídrico (solute) y 768 g de agua (disolvente), luego la molalidad, será:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}} = \frac{\frac{432 \text{ g HCl}}{36'5 \text{ g/mol}}}{0'768 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 15'41 \text{ molal}$$

Problema 19

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 sulfato de cobre hay en la disolución original?

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

Datos. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5

Solución

a) Los moles de sulfato de cobre (II) en los 25 mL (0'025 L) de disolución 2'5 M, serán:

$$n^\circ \text{ moles CuSO}_4 = 2'5 \text{ moles/L} \times 0'025 \text{ L} = 0'062 \text{ moles CuSO}_4$$

Como $M_m(\text{CuSO}_4) = 159'5 \text{ g}$, el número de gramos será:

$$n^\circ \text{ g CuSO}_4 = 0'062 \text{ moles} \times 159'5 \text{ g/mol} = 9'97 \text{ g CuSO}_4$$

b) Con los datos del apartado anterior sabemos que hay 0'062 moles de sulfato de cobre (II), luego la molaridad de la disolución final será:

$$M = \frac{0'062 \text{ moles CuSO}_4}{0'450 \text{ L}} = 0'14$$

Problema 20

Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule:

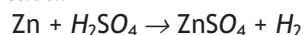
a) El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mm de mercurio de presión.

b) La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

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

Solución

a) Se escribe la ecuación ajustada:



Como $M_m(\text{Zn}) = 65'4 \text{ g}$, los moles de zinc serán:

$$\text{Moles Zn} = \frac{10 \text{ g}}{65'4 \text{ g/mol}} = 0'15$$

La relación estequiométrica: 1 mol de Zn produce 1 mol de H_2 :

$$\text{Moles de Zn} = \text{moles de H}_2 = 0'15$$

Despejando el volumen de la ecuación de los gases perfectos, y expresando la presión en atmósferas (1 atm. = 760 mm Hg) y la temperatura en grados absolutos:

$$p = \frac{740}{760} = 0'974 \text{ atm.}$$

$$T = 273 + 27 = 300 \text{ K}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'15 \text{ moles} \times 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 300 \text{ K}}{0'974 \text{ atm}} = 3'8 \text{ L}$$

b) Relación estequiométrica: 1 mol de Zn produce 1 mol de ZnSO_4

$$M_m(\text{ZnSO}_4) = 161'4 \text{ g}$$

Calculamos la cantidad teórica que se obtendría de sulfato de zinc de la siguiente expresión:

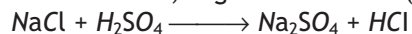
$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} = \frac{0'15 \text{ moles}}{x} ; x = 24'21 \text{ g ZnSO}_4$$

Como el rendimiento es del 80%, la cantidad que se obtendrá, será:

$$24'21 \text{ g} \times 0'80 = 19'37 \text{ g de ZnSO}_4$$

Problema 21

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



Calcule:

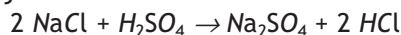
a) La masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90% de riqueza en peso que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42% en peso.

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

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $Na = 23$; $S = 32$; $Cl = 35.5$.

Solución

a) Se escribe la reacción ajustada:



Relación estequiométrica: 1 mol de H_2SO_4 produce 2 moles de HCl

Se calcula la masa de ácido clorhídrico que hay en 1 Tm al 42% en peso:

$$n^\circ \text{ Kg HCl} = 1000 \text{ Kg} \times 0.42 = 420 \text{ Kg de HCl}$$

Por tanto, la masa de ácido sulfúrico necesaria para producir esos 420 Kg de ácido clorhídrico, será:

$$M_m (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g}; M_m (\text{HCl}) = 36.5 \text{ g}$$

$$\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \times 36.5 \text{ g HCl}} = \frac{x}{420000 \text{ g}}; x = 563836 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Como el ácido sulfúrico del que se dispone es del 90% de riqueza en peso, la cantidad del mismo que contiene 563.836 g de ácido sulfúrico puro, será:

$$n^\circ \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ del } 90\% = 563836 \text{ g} \times \frac{100}{90} = 626484 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

b) relación estequiométrica: 1 mol de H_2SO_4 consume 2 moles de NaCl

La masa de cloruro de sodio consumida al reaccionar con 563836 g de ácido sulfúrico será:

$$M_m (\text{NaCl}) = 58.5 \text{ g}$$

$$\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \times 58.5 \text{ g NaCl}} = \frac{563836 \text{ g}}{x}; x = 673151 \text{ g de NaCl}$$

Problema 22

En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:

a) Calcule la masa de agua, en gramos que se forman a partir de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno.

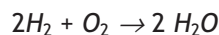
b) ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?

c) Si el agua formada se encuentra a 120 °C y 1 atm de presión, calcule el volumen que ocupa.

Datos. $R = 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$

Solución

a) Se escribe la ecuación ajustada:



Relación estequiométrica: 2 moles de H_2 producen 2 moles de H_2O
 1 mol de O_2 produce 2 moles de H_2O
 2 moles de H_2 consumen 1 mol de O_2

Calculamos el reactivo que está en exceso respecto del otro, puesto que el reactivo que está en menor cantidad es el que limita la cantidad de agua que se va a obtener. Así, la cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar con 20 g de hidrógeno será:

$$M_m (H_2) = 2 \text{ g} ; M_m (O_2) = 32 \text{ g} ; M_m (H_2O) = 18 \text{ g}$$

$$\frac{2 \times 2 \text{ g } H_2}{32 \text{ g } O_2} = \frac{20 \text{ g}}{x} ; x = 160 \text{ g de } O_2$$

Como sólo hay 60 g de oxígeno, éste es el reactivo limitante y la masa de agua que se forma, será:

$$\frac{32 \text{ g } O_2}{36 \text{ g } H_2O} = \frac{60 \text{ g}}{x} ; x = 67,5 \text{ g de } H_2O$$

b) El reactivo en exceso, como hemos calculado en el apartado anterior, es el hidrógeno y la cantidad de éste que reacciona con los 60 g de oxígeno que se consumen totalmente, será:

$$\frac{32 \text{ g } O_2}{2 \times 2 \text{ g } H_2} = \frac{60 \text{ g}}{x} ; x = 7,5 \text{ g de } H_2$$

Por tanto, el exceso será:

$$n^\circ \text{ g } H_2 = 20 \text{ g} - 7,5 \text{ g} = 12,5 \text{ g de } H_2 \text{ en exceso}$$

c) Aplicando la ecuación de los gases perfectos y despejando el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$T = 273 + 120 = 393 \text{ K}$$

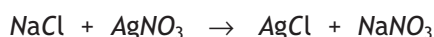
Como $M_m (H_2O) = 18 \text{ g}$, el número de moles de agua obtenidos es:

$$\text{moles de } H_2O = \frac{67,5 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 3,75$$

$$V = \frac{3,75 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \times 393 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 120,8 \text{ L}$$

Problema 23

En la reacción:



a) ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 100 mL de nitrato de plata 0,5 M y 100 mL de cloruro de sodio 0,4 M?

b) Calcule la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar, expresada en gramos.

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

Solución

a) La ecuación química ya está ajustada.

Relación estequiométrica: 1 mol de NaCl reacciona con 1 mol de AgNO₃
 1 mol de NaCl produce 1 mol de AgCl
 1 mol de AgNO₃ produce 1 mol de AgCl

Los moles de nitrato de plata que hay en 100 mL, 0,5 M, serán:

$$n^\circ \text{ moles AgNO}_3 = M \times V = 0,5 \text{ moles/L} \times 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ moles}$$

Los moles de cloruro de sodio que hay en 100 mL, 0,4 M, serán:

$$n^\circ \text{ moles NaCl} = 0,4 \text{ moles/L} \times 0,1 \text{ L} = 0,04 \text{ moles}$$

Por tanto, de acuerdo con la relación estequiométrica el reactivo limitante es el cloruro de sodio, luego la masa de cloruro de plata que se puede obtener, será:

$$M_m (\text{AgCl}) = 143,5 \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ mol NaCl}}{143,5 \text{ g AgCl}} = \frac{0,04 \text{ moles}}{x} ; x = 5,74 \text{ g de AgCl}$$

b) En el apartado anterior se ha calculado que tenemos 0,05 moles de nitrato de plata y 0,04 moles de cloruro de sodio (reactivo limitante) y que por la relación estequiométrica reaccionan 0,04 moles de nitrato de plata con los 0,04 moles de cloruro de sodio y por tanto, queda un exceso de 0,01 moles de nitrato de plata.

$$M_m (\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ g AgNO}_3 \text{ en exceso} = 0'01 \text{ mol} \times 170 \text{ g/mol} = 1'7 \text{ g de AgNO}_3$$

Problema 24

Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Cuando termina el desprendimiento de hidrógeno:

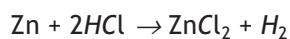
a) ¿Qué quedará en exceso, cinc o ácido?

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y a la presión de 760 mm de mercurio se habrá desprendido?

Datos. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Zn} = 65'4$.

Solución

a) Se escribe la ecuación y se ajusta:



Relación estequiométrica: 1 mol de Zn reacciona con 2 moles de HCl

Calculamos los moles de Zn:

$$M_m (\text{Zn}) = 65'4 \text{ g}$$

$$\text{moles de Zn} = \frac{20 \text{ g}}{65'4 \text{ g/mol}} = 0'31 \text{ moles}$$

Calculamos también los moles de HCl:

$$N^\circ \text{ moles HCl} = 6 \text{ moles/L} \times 0'2 \text{ L} = 1'2 \text{ moles}$$

Calculamos, considerando la relación estequiométrica, la cantidad de ácido clorhídrico necesario para que reaccionen con 0'31 moles de Zn:

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

Reacciona todo el Zn gastando 0'62 moles de ácido clorhídrico de los 1'2 moles presentes. Por tanto, el reactivo en exceso es el ácido clorhídrico.

b) Relación estequiométrica: 1 mol de Zn produce un mol de H_2

Como han reaccionado 0'31 moles de zinc, se obtendrán 0'31 moles de hidrógeno. Para calcular el volumen aplicamos la ecuación de los gases perfectos:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$p = 760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm.}$$

$$T = 273 + 27 = 300 \text{ K}$$

$$V = \frac{0'31 \text{ moles} \times 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 7'6 \text{ L}$$

Problema 25

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?

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

Solución

a) El dato de 36% de riqueza en peso indica que hay 36 g de soluto (HNO_3) contenidos en 100 g de disolución. El volumen de 100 g de disolución, será:

$$d = \frac{m}{V} ; V = \frac{100 \text{ g}}{1'22 \text{ g/mL}} = 81'97 \text{ mL}$$

Dividiendo la masa de soluto entre su masa molar tendremos el número de moles de soluto:

$$M_m (\text{HNO}_3) = 63 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ moles } \text{HNO}_3 = \frac{36 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0'57 \text{ moles de } \text{HNO}_3$$

Por tanto, la molaridad será:

$$M = \frac{0'57 \text{ moles } \text{HNO}_3}{0'082 \text{ L}} = 6'95$$

b) Calculamos los moles de HNO_3 necesarios para preparar 0'5 litros de disolución 0'25 M:

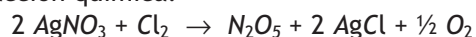
$$\frac{0'25 \text{ moles } \text{HNO}_3}{1 \text{ L}} = \frac{x}{0'5 \text{ L}} ; x = 0'125 \text{ moles de } \text{HNO}_3$$

El volumen de disolución de ácido nítrico 6'95 molar que contiene 0'125 moles de HNO_3 , será:

$$\frac{6'95 \text{ moles } HNO_3}{1000 \text{ mL disolución}} = \frac{0'125 \text{ moles}}{V} ; V = 18 \text{ mL}$$

Problema 26

Dada la siguiente reacción química:



Calcule:

- Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de $AgNO_3$.
 - El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.
- Datos. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $N=14$; $O=16$; $Ag=108$.

Solución

a) Para calcular el número de moles de pentóxido de dinitrógeno se tendrá en cuenta la relación estequiométrica: 2 moles de $AgNO_3$ producen 1 mol de N_2O_5 , y por tanto:

$$M_m (AgNO_3) = 170 \text{ g}$$

$$\frac{2 \times 170 \text{ g } AgNO_3}{1 \text{ mol de } N_2O_5} = \frac{20 \text{ g}}{x} ; x = 0'06 \text{ moles de } N_2O_5$$

b) Calculamos primero el número de moles de oxígeno teniendo en cuenta la relación estequiométrica: 2 moles de $AgNO_3$ producen 0'5 moles de O_2

$$\frac{2 \times 170 \text{ g } AgNO_3}{0'5 \text{ moles } O_2} = \frac{20 \text{ g}}{x} ; x = 0'03 \text{ moles de } O_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y despejando el volumen:

$$V = \frac{0'03 \text{ moles} \times 0'082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 293 \text{ K}}{\frac{620}{760} \text{ atm}} = 0'883 \text{ L de } O_2$$

Problema 27

Una disolución de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

- 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.

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

Solución

a) Calculamos la masa de soluto en un litro de disolución:

$$M_m (HNO_3) = 63 \text{ g}$$

$$m = 15 \text{ moles} \times 63 \text{ g/mol} = 945 \text{ g}$$

Calculamos la masa de un litro de disolución:

$$m = 1000 \text{ mL} \times 1'40 \text{ g/mL} = 1400 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa } HNO_3}{\text{masa de disolución}} \times 100 = \frac{945}{1400} \times 100 = 67'5\%$$

b) Para calcular el volumen pedido debemos calcular primero los moles de soluto necesarios para preparar los 10 litros de disolución 0'05 M

$$n^\circ \text{ moles} = 0'05 \text{ moles/L} \times 10 \text{ L} = 0'5 \text{ moles de } HNO_3$$

Como en un litro de la disolución concentrada hay 15 moles de HNO_3 , el volumen que debe tomarse para preparar la disolución 0'05 M, será:

$$\frac{1000 \text{ mL disolución}}{15 \text{ moles } HNO_3} = \frac{V}{0'5 \text{ moles}} ; V = 33'33 \text{ mL}$$

Problema 28

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.

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $Cl = 35'5$.

Solución

a) Calculamos los gramos de HCl que hay en 0'2 moles de HCl :

$$M_m(\text{HCl}) = 36.5 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ gramos HCl} = 0.2 \text{ moles} \times 36.5 \text{ g/mol} = 7.3 \text{ g de HCl}$$

Por tanto, en 20 mL de la disolución la masa será:

$$\frac{7.3 \text{ g HCl}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{20 \text{ mL}} ; x = 0.146 \text{ g HCl}$$

b) El número de moles de HCl en los 20 mL de la disolución 0.2 M, será:

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{0.146 \text{ g HCl}}{36.5 \text{ g/mol}} = 0.004 \text{ moles HCl}$$

El volumen de disolución 0.01 M, será:

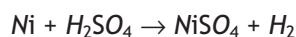
$$V = \frac{0.004 \text{ moles HCl}}{0.01 \text{ moles HCl/L}} = 0.4 \text{ L}$$

Por tanto, el volumen de agua que habrá que añadir, será:

$$400 \text{ mL} - 20 \text{ mL} = 380 \text{ mL}$$

Problema 29

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

Solución

a) Calculamos los moles de ácido sulfúrico en 2 mL (0.002 L) de la disolución:

$$n^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 = 18 \text{ moles/L} \times 0.002 \text{ L} = 0.036 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

De la estequiometría de la reacción, el número de moles de ácido sulfúrico consumidos es igual al número de moles de níquel consumidos, por tanto la masa del níquel en la muestra será:

$$M_m(\text{Ni}) = 58.7 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ gramos Ni} = 0.036 \text{ moles} \times 58.7 \text{ g/mol} = 2.11 \text{ g de Ni}$$

El porcentaje de Ni en la muestra de 3 g será:

$$\% \text{ de níquel} = \frac{2.11}{3} \times 100 = 70.3 \%$$

b) Relación estequiométrica: 1 mol de Ni produce 1 mol de H_2

Calculamos los moles de hidrógeno que se obtienen:

$$\frac{58.7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol } H_2} = \frac{20 \text{ g Ni}}{x} ; x = 0.34 \text{ moles } H_2$$

Despejando el volumen de la ecuación de los gases perfectos:

$$V = \frac{0.34 \text{ moles} \times 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (273 + 25) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 8.31 \text{ L de } H_2$$

Problema 30

a) Calcule la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 mL de una disolución 0.1 M en ión sodio (Na^+).

b) Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso?

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $Na = 23$; $S = 32$.

Solución

a) Los moles de sodio necesarios para preparar 500 mL de una disolución 0.1 M en ión sodio, serán:

$$\frac{0.1 \text{ moles } Na^+}{1 \text{ L}} = \frac{x}{0.5 \text{ L}} ; x = 0.05 \text{ moles } Na^+$$

Sabiendo la cantidad de sodio necesaria calculamos la cantidad de sulfato de sodio:

$$M_m (Na_2SO_4) = 142 \text{ g}$$

$$\frac{142 \text{ g } Na_2SO_4}{2 \text{ moles } Na^+} = \frac{x}{0.05 \text{ moles}} ; x = 3.55 \text{ g de } Na_2SO_4 \text{ puro}$$

Como la riqueza en peso de la sal es del 80%:

$$\text{n}^\circ \text{ gramos de Na}_2\text{SO}_4 = 3'55 \text{ g} \times \frac{100}{80} = 4'44 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

b) Si la fuente de sodio fuese en vez de la sal anhidra la decahidratada, la cantidad necesaria sería:

$$M_m (\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}) = 322 \text{ g}$$

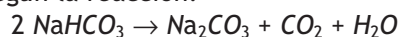
$$\frac{322 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}}{2 \text{ moles Na}^+} = \frac{x}{0'05 \text{ moles}} ; x = 8'05 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O puro}$$

Como la riqueza en peso de esta sal anhidra es del 60%:

$$\text{n}^\circ \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} = 8'05 \times \frac{100}{60} = 13'42 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

Problema 31

El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



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 25°C y $1'2 \text{ atm}$.

b) La masa, en gramos, de carbonato sódico que se obtiene.

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

Solución

a) Como la riqueza es del 98%, la cantidad de bicarbonato de sodio será:

$$\text{Masa de NaHCO}_3 = 50 \text{ g} \times 0'98 = 49 \text{ g NaHCO}_3$$

Calculamos el volumen de dióxido de carbono desprendido en condiciones normales:

$$M_m (\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ g}$$

$$\frac{2 \times 84 \text{ g NaHCO}_3}{22'4 \text{ L CO}_2} = \frac{49 \text{ g}}{V} ; V = 6'5 \text{ L}$$

Este volumen en las condiciones del problema será:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

$$\frac{1 \text{ atm} \times 6'5 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{12 \text{ atm} \times V}{(273 + 25) \text{ K}} ; V = 5'9 \text{ L}$$

Este apartado, también se puede resolver calculando el número de moles de dióxido de carbono producido:

Relación estequiométrica: 2 moles de NaHCO_3 producen 1 mol de CO_2

$$\frac{2 \times 84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{49 \text{ g}}{x} ; x = 0'29 \text{ moles CO}_2$$

Despejando el volumen de la ecuación de los gases perfectos:

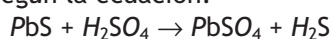
$$V = \frac{0'29 \text{ moles} \times 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times (273 + 25) \text{ K}}{12 \text{ atm}} = 5'9 \text{ L}$$

b) Relación estequiométrica: 2 moles de NaHCO_3 producen 1 mol de Na_2CO_3
 $M_m (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g}$

$$\frac{2 \times 84 \text{ g NaHCO}_3}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = \frac{49 \text{ g}}{x} ; x = 30'9 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

Problema 32

Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm³ de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule:

- La riqueza de la galena en PbS .
 - El volumen de ácido sulfúrico 0'5 M gastado en esa reacción.
- Datos. Masas atómicas: $\text{Pb} = 207$; $\text{S} = 32$.

Solución

a) La masa de galena que al reaccionar con ácido sulfúrico produce 0'41 L de H_2S , será:

$$M_m (\text{PbS}) = 239 \text{ g}$$

$$\frac{239 \text{ g PbS}}{22.4 \text{ L H}_2\text{S}} = \frac{x}{0.41 \text{ L}} ; x = 4.4 \text{ g PbS}$$

$$\text{La riqueza será: } \frac{4.4}{5} \times 100 = 88 \%$$

b) Relación estequiométrica: 1 mol de PbS reacciona con 1 mol de H₂SO₄

La masa de ácido sulfúrico que reacciona con 4.4 g de PbS será:

$$M_m (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g}$$

$$\frac{239 \text{ g PbS}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{4.4 \text{ g}}{x} ; x = 1.8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{moles H}_2\text{SO}_4 = \frac{1.8 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g/mol}} = 0.018 \text{ moles}$$

Por tanto, el volumen gastado será:

$$\frac{0.5 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL}} = \frac{0.018 \text{ moles}}{V} ; V = 36 \text{ mL}$$

Problema 33

Cuando se calienta clorato de potasio (KClO₃) se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.

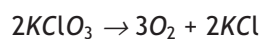
a) Calcule la cantidad de clorato de potasio del 80% de riqueza en peso, que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio.

b) ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales?

Datos. $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35.5; K = 39.

Solución

a) Escribimos la ecuación química ajustada:



Relación estequiométrica: 2 moles de KClO₃ producen 2 moles de KCl

$$M_m (\text{KClO}_3) = 122'5 \text{ g} ; M_m (\text{KCl}) = 74'5 \text{ g} ; M_m (\text{O}_2) = 32 \text{ g}$$

Calculamos la cantidad de clorato de potasio puro necesario para producir un Kg de cloruro de potasio:

$$\frac{2 \times 122'5 \text{ g KClO}_3}{2 \times 74'5 \text{ g KCl}} = \frac{x}{1000 \text{ g}} ; x = 1644'3 \text{ g KClO}_3 \text{ puro}$$

Como la riqueza en peso de la sal es del 80%:

$$n^\circ \text{ g KClO}_3 = 1644'3 \text{ g} \times \frac{100}{80} = 2055'4 \text{ g de KClO}_3$$

b) Relación estequiométrica: 2 moles de KCl se obtienen junto a 3 moles de O₂
Los moles de KCl contenido en 1 Kg de esta sal serán:

$$n^\circ \text{ moles KCl} = \frac{1000 \text{ g}}{74'5 \text{ g/mol}} = 13'4 \text{ moles}$$

Calculamos los moles de oxígeno que se producen:

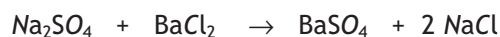
$$\frac{2 \text{ moles KCl}}{3 \text{ moles O}_2} = \frac{13'4 \text{ moles}}{x} ; x = 20'1 \text{ moles de O}_2$$

Para calcular el volumen que ocupa aplicamos la ecuación de los gases perfectos:

$$V = \frac{20'1 \text{ moles} \times 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 450 \text{ L}$$

Problema 34

El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario según la reacción:



a) ¿Cuántos gramos de BaSO₄ se forman cuando reaccionan 8'5 mL de disolución de sulfato de sodio 0'75 M con exceso de cloruro de bario?

b) ¿Cuántos mL de cloruro de bario de concentración 0'15 M son necesarios para obtener 0'6 g de sulfato de bario?

Datos. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Ba = 137

Solución

a) Relación estequiométrica: 1 mol de Na_2SO_4 produce 1 mol de BaSO_4

Los moles de sulfato de sodio en 8'5 mL de disolución 0'75 M, serán:

$$n^\circ \text{ moles } \text{Na}_2\text{SO}_4 = 0'75 \text{ moles/L} \times 0'0085 \text{ L} = 6'4 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Calculamos los gramos de sulfato de bario:

$$M_m (\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{233 \text{ g BaSO}_4} = \frac{6'4 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{x} ; x = 1'491 \text{ g BaSO}_4$$

b) Relación estequiométrica: 1 mol de BaCl_2 produce 1 mol de BaSO_4

Calculamos los moles de cloruro de bario necesarios para obtener 0'6 g de sulfato de bario:

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{BaCl}_2}{233 \text{ g BaSO}_4} = \frac{x}{0'6 \text{ g}} ; x = 2'58 \cdot 10^{-3} \text{ moles BaCl}_2$$

El volumen de disolución de cloruro de bario 0'15 M, será:

$$V = \frac{2'58 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{0'15 \text{ moles/L}} = 0'017 \text{ L} = 17 \text{ mL}$$

Problema 35

Se disuelven 5 gramos de nitrato de plata impuro en 500 mL de agua. Si al añadir a esta disolución 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico de densidad 1'07 g/cm³ y riqueza del 4% en peso, precipita toda la plata como cloruro de plata, calcule:

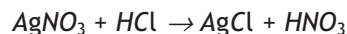
a) La riqueza de la muestra de nitrato de plata.

b) La molaridad del ácido clorhídrico.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; Cl = 35'5; Ag = 108

Solución

a) Escribimos la ecuación ajustada:



El número de moles de ácido clorhídrico en los 20 mL será:

$$m = d \cdot V = 1'07 \text{ g/mL} \times 20 \text{ mL} = 21'4 \text{ g de disolución de HCl}$$

Como la riqueza de esta disolución en HCl es del 4 %:

$$n^\circ \text{ gramos HCl} = 21'4 \text{ g HCl} \times 0'04 = 0'856 \text{ g de HCl}$$

$$\text{Como } M_m (\text{HCl}) = 36'5 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{0'856 \text{ g}}{36'5 \text{ g/mol}} = 0'023 \text{ moles}$$

Como la relación estequiométrica nos dice que 1 mol de AgNO_3 reacciona con 1 mol de HCl, la masa de nitrato de plata en la muestra será:

$$M_m (\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ gramos AgNO}_3 = 0'023 \text{ moles} \times 170 \text{ g/mol} = 3'91 \text{ g de AgNO}_3$$

Por tanto, la riqueza en nitrato de plata de la muestra, será:

$$\frac{5 \text{ g muestra}}{3'91 \text{ g AgNO}_3} = \frac{100 \text{ g}}{x} ; x = 78'2 \%$$

b) Del apartado anterior sabemos que en 20 mL de disolución hay 0'023 moles de ácido clorhídrico, luego la molaridad será:

$$M = \frac{0'023 \text{ moles}}{0'020 \text{ L}} = 1'15 \text{ M}$$

Problema 36

Cuando se añade agua a 100 g de carburo de calcio se forma gas acetileno (etino), según la reacción:



a) Calcule los gramos de acetileno que se obtendrán

b) Si se quema el gas acetileno obtenido, calcular los litros de dióxido de carbono que se formarán medidos en condiciones normales.

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

Solución

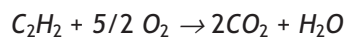
a) Relación estequiométrica: 1 mol de CaC_2 produce 1 mol de C_2H_2

$$M_m (\text{CaC}_2) = 64 \text{ g} ; M_m (\text{C}_2\text{H}_2) = 26 \text{ g}$$

La masa de acetileno será:

$$\frac{64 \text{ g CaC}_2}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} = \frac{100 \text{ g}}{x} ; x = 40'63 \text{ g C}_2\text{H}_2$$

b) Escribimos la ecuación ajustada de combustión del acetileno:



Relación estequiométrica: 1 mol de C_2H_2 produce 2 moles de CO_2

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{2 \text{ moles CO}_2} = \frac{40'63 \text{ g}}{x} ; x = 3'13 \text{ moles CO}_2$$

Despejando V de la ecuación de los gases perfectos:

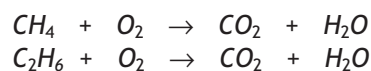
$$V = \frac{3'13 \text{ moles} \times 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 70 \text{ L}$$

Al ser en condiciones normales, también puede resolverse aplicando el concepto de volumen molar:

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{2 \times 22'4 \text{ L CO}_2} = \frac{40'63 \text{ g}}{V} ; V = 70 \text{ L de CO}_2$$

Problema 37

Una mezcla de 100 cm^3 de metano y etano arde completamente con 320 cm^3 de oxígeno, según:



Calcule:

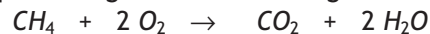
- El volumen de cada gas en la mezcla.
- Las fracciones molares de cada gas.

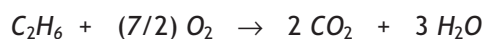
Solución

- $x = \text{mL}$ de metano; $y = \text{mL}$ de etano

$$x + y = 100$$

Las reacciones después de igualadas son las siguientes:





La otra ecuación para formar el sistema de ecuaciones la extraemos de las ecuaciones anteriores.

x mL de metano se queman con $2x$ mL de oxígeno

y y mL de etano se queman con $3.5y$ mL de oxígeno

En consecuencia, $2x + 3.5y = 320$

Resolviendo este sistema de ecuaciones, se llega a $x = 20$ mL de metano e $y = 80$ mL de etano.

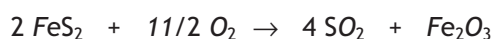
b) Las fracciones molares vienen dadas por:

$$f_{\text{molar}} = 20 \text{ mL} / 100 \text{ mL} = 0.2 \text{ para el metano.}$$

$$f_{\text{molar}} = 80 \text{ mL} / 100 \text{ mL} = 0.8 \text{ para el etano.}$$

Problema 38

Cuando se tuesta una cierta cantidad de pirita, según:



el dióxido de azufre obtenido produce 1000 L de H_2SO_4 8 M . Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción global es del 100% , calcule:

- El número de kg de pirita necesarios para generar esa cantidad de ácido sulfúrico, suponiendo que la pirita es pura.
- El porcentaje de impureza de la pirita si se han usado 1000 kg de mineral para producir esa cantidad de ácido sulfúrico.

Datos. Masas atómicas: $S = 32$; $Fe = 55.85$.

Solución

- De la ecuación se desprende que 2 moles de FeS_2 producen 4 moles de SO_2 que a su vez generan 4 moles de H_2SO_4 .

Por tanto, teniendo en cuenta que se han generado:

$$1000 \text{ L} \cdot 8 \text{ M} = 1000 \text{ L} \cdot 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 8000 \text{ moles de } H_2SO_4$$

Y se deduce que han sido generados por 4000 moles de FeS_2 .

A partir de aquí, se calcula los kg de compuesto:

$$4000 \text{ moles} \cdot (55.85 + 2 \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}) = 4000 \cdot 119.85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 479400 \text{ g}$$

dividiendo por 1000 , disponemos el resultado en kg.

Así, la masa de $FeS_2 = 479.4 \text{ kg}$.

- b) Como se usan 1000 kg de pirita pero el mineral solo contiene una cantidad de FeS_2 que es de 479'4 kg, la diferencia nos dará la cantidad de impureza que lleva el mineral:
Impureza de mineral = 1000 kg mineral - 479'4 kg FeS_2 = 520'6 kg.

El porcentaje de impureza es:

$$\text{Porcentaje impureza} = (520'6 \text{ kg impureza} / 1000 \text{ kg mineral}) \cdot 100 = 52'06 \%$$