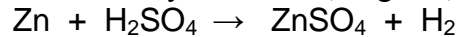


1.- Si 12 g de un mineral que contiene un 60 % de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1,82 g/mL, según:



Calcule:

- Los gramos de sulfato de cinc que se obtienen.
- El volumen de ácido sulfúrico que se ha necesitado.

Masas atómicas: O = 16; H = 1; S = 32; Zn = 65.

2.- Calcule el número de átomos que hay en las siguientes cantidades de sustancia:

- En 0,3 moles de SO_2 .
- En 14 g de nitrógeno molecular.
- En 67,2 L de gas helio en condiciones normales

Masas atómicas: N = 14.

3.- Un cilindro contiene 0,13 g de etano, calcule:

- El número de moles de etano.
- El número de moléculas de etano.
- El número de átomos de carbono.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

4.- a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?

b) Determine la masa en kilogramos de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2

c) Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de NH_4NO_3

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

5.- Calcule:

- El número de moléculas contenidas en un litro de metanol (densidad 0,8 g/mL).
- La masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19,07 g de cobre.

Masas atómicas: Al = 27; Cu = 63,5; C = 12; O = 16; H = 1.

6.- Sabiendo que el rendimiento de la reacción: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ es del 75 %, a partir de 360 g de disulfuro de hierro, calcule:

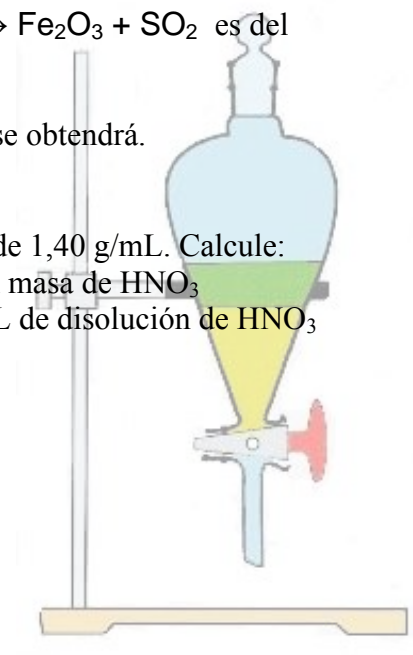
- La cantidad de óxido de hierro (III) producido.
- El volumen de SO_2 , medido en condiciones normales, que se obtendrá.

Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

7.- Una disolución acuosa 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
- El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de HNO_3 0,5 M.

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



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

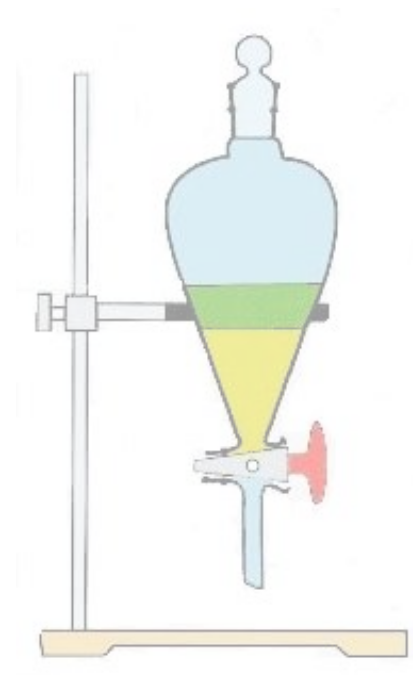
8.- Razone si en dos recipientes de la misma capacidad que contienen uno hidrógeno y otro oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, existe:

- a) El mismo número de moles.
- b) Igual número de átomos.
- c) La misma masa.

9.- Se prepara 1 L de disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,5 M a partir de uno comercial de riqueza 35 % en peso y 1,15 g/mL de densidad. Calcule:

- a) El volumen de ácido concentrado necesario para preparar dicha disolución.
- b) El volumen de agua que hay que añadir 20 mL de HCl 0,5 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas; H = 1; Cl = 35,5.



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

1.- a) Calculamos los gramos de cinc que hay en la muestra

$$m_{Zn} = 12 \text{ g} \cdot \frac{60}{100} = 7,2 \text{ g}$$

establecemos la proporción entre el Zn y el $ZnSO_4$ ($Mm = 161 \text{ g/mol}$) en la reacción ajustada

$$\frac{65 \text{ g Zn}}{161 \text{ g ZnSO}_4} = \frac{7,2 \text{ g Zn}}{x} \quad x = 17,8 \text{ g ZnSO}_4$$

b) Establecemos la proporción entre el Zn y el H_2SO_4 ($Mm = 98 \text{ g/mol}$) en la reacción ajustada

$$\frac{65 \text{ g Zn}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{7,2 \text{ g Zn}}{x} \quad x = 10,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

calculamos los gramos de disolución de ácido sulfúrico del 96 % que contendrán 10,8 gramos de soluto

$$\frac{100 \text{ g disolución}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{x}{10,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \quad x = 11,25 \text{ g disolución}$$

utilizando la densidad, calculamos el volumen de disolución

$$V = \frac{m}{d} = \frac{11,25 \text{ g}}{1,82 \text{ g mL}^{-1}} = 6,18 \text{ mL}$$

2.- a) Partiendo del número de Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$, calculamos el número de moléculas, N, de SO_2

$$N = n \cdot N_A = 0,3 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

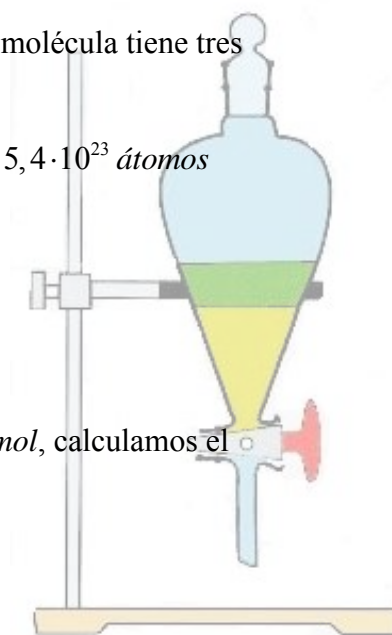
calculamos el número de átomos, teniendo en cuenta que cada molécula tiene tres átomos

$$n^\circ \text{ átomos} = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 3 \text{ átomos/molécula} = 5,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) Calculamos los moles de N_2 ($Mm = 28 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{14 \text{ g}}{28 \text{ g mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol}$$

Partiendo del número de Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$, calculamos el número de moléculas, N, de N_2



2.- b) (continuación)

$$N = n \cdot N_A = 0,5 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas / mol} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

calculamos el número de átomos, teniendo en cuenta que cada molécula tiene dos átomos

$$n^\circ \text{ átomos} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos / molécula} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

c) Calculamos los moles de He ($V_{\text{molar}} = 22,4 \text{ L}$ en condiciones normales)

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x}{67,2 \text{ L}} \quad x = 3 \text{ mol}$$

tendiendo en cuenta que el helio es un gas monoatómico y partiendo del número de avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$, calculamos el número de átomos de helio

$$n^\circ \text{ átomos} = n \cdot N_A = 3 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos / mol} = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

3.- a) Calculamos los moles de C_2H_6 ($M_m = 30 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{0,13 \text{ g}}{30 \text{ g mol}^{-1}} = 4,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b) Partiendo del número de Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$, calculamos el número de moléculas, N, de C_2H_6

$$N = n \cdot N_A = 4,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas / mol} = 2,6 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

c) Calculamos el número de átomos de carbono, teniendo en cuenta que cada molécula de metano tiene dos átomos de carbono

$$n^\circ \text{ átomos} = 2,6 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos / molécula} = 5,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

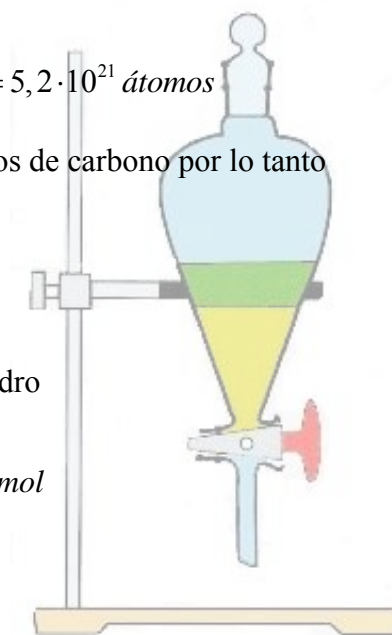
4.- a) En un mol de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) hay 12 mol de átomos de carbono por lo tanto en 1,5 mol de sacarosa

$$n^\circ \text{ mol átomos de C} = 12 \cdot 1,5 = 18$$

b) $M_m(\text{NO}_2) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calculamos el número de moles usando el número de Avogadro

$$n = \frac{2,6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

4.- b) (continuación) Calculamos la masa y la pasamos a kg

$$m = n \cdot Mm = 0,02 \text{ g} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ kg NO}_2$$

c) Calculamos el número de moles, $Mm(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{0,76 \text{ g}}{80 \text{ g mol}^{-1}} = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Calculamos el número de moléculas usando el número de Avogadro

$$N = n \cdot N_A = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \text{mol}^{-1} = 5,7 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

cada molécula tiene dos átomos de nitrógeno, por lo tanto

$$n^\circ \text{ átomos de N} = 5,7 \cdot 10^{21} \cdot 2 = 1,14 \cdot 10^{22}$$

5.- a) Aplicando la densidad, calculamos la masa en gramos de 1 L (1000 mL) de metanol

$$m = d \cdot V = 0,8 \text{ g mL}^{-1} \cdot 1000 \text{ mL} = 800 \text{ g}$$

Calculamos el número de moles, $Mm(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{800 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 25 \text{ mol}$$

Calculamos el número de moléculas, N, usando el número de Avogadro

$$N = n \cdot N_A = 25 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

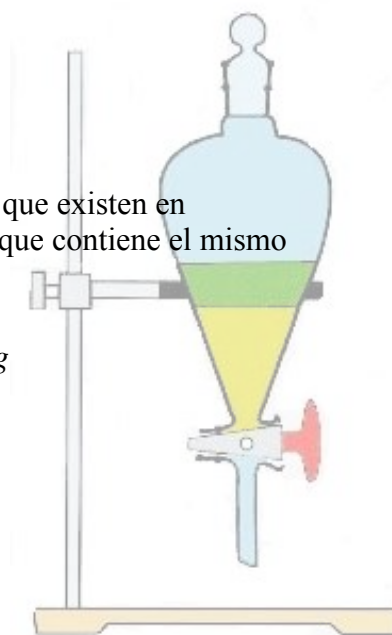
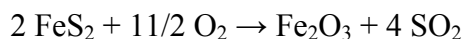
b) Calculamos los moles de Cu ($Ma = 63,5 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{m}{Ma} = \frac{19,07 \text{ g}}{63,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,3 \text{ mol}$$

la masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19,07 g de cobre, es lo mismo que decir, La masa de aluminio que contiene el mismo número de moles de cobre. Calculamos la masa de aluminio

$$m = n \cdot Ma = 0,3 \text{ mol} \cdot 27 \text{ g mol}^{-1} = 8,1 \text{ g}$$

6.- a) Ajustamos la reacción



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

6.- a) (continuación) Calculamos el número de moles de disulfuro de hierro ($M_m = 120$ g/mol)

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{360 \text{ g}}{120 \text{ g mol}^{-1}} = 3 \text{ mol}$$

establecemos la proporción entre el disulfuro de hierro y el óxido de hierro (III) en la reacción ajustada

$$\frac{2 \text{ mol FeS}_2}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = \frac{3 \text{ mol FeS}_2}{x} \quad x = 1,5 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

Calculamos la masa teórica (100 %) de óxido de hierro (III) ($M_m = 160$ g/mol)

$$m = n \cdot M_m = 1,5 \text{ mol} \cdot 160 \text{ g mol}^{-1} = 240 \text{ g}$$

aplicamos el rendimiento

$$\frac{100 \text{ g teóricos}}{75 \text{ g reales}} = \frac{240 \text{ g teóricos}}{x} \quad x = 180 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

b) Establecemos la proporción entre el disulfuro de hierro y el dióxido de azufre en la reacción ajustada

$$\frac{2 \text{ mol FeS}_2}{4 \text{ mol SO}_2} = \frac{3 \text{ mol FeS}_2}{x} \quad x = 6 \text{ mol SO}_2$$

calculamos el volumen teórico en condiciones normales (1 mol ocupa 22,4 L)

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{6 \text{ mol}}{x} \quad x = 134,4 \text{ L}$$

aplicamos el rendimiento

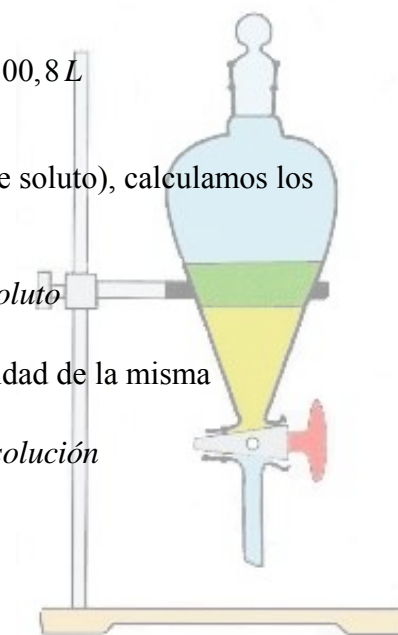
$$\frac{100 \text{ L teóricos}}{75 \text{ L reales}} = \frac{134,4 \text{ L teóricos}}{x} \quad x = 100,8 \text{ L}$$

7.- a) Partiendo de 1 L de disolución 15 M (contiene 15 mol de soluto), calculamos los gramos HNO_3 ($M_m = 63$ g/mol) que contiene

$$m = n \cdot M_m = 15 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g mol}^{-1} = 945 \text{ g soluto}$$

calculamos la masa de 1 L de disolución, partiendo de la densidad de la misma

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,40 \text{ g mL}^{-1} = 1400 \text{ g disolución}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

7.- a) (continuación) calculamos el tanto por ciento en masa

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \cdot 100 = \frac{945 \text{ g}}{1400 \text{ g}} \cdot 100 = 67,5 \%$$

b) Calculamos los moles de soluto que debe contener la disolución que hemos de preparar (1 L HNO₃ 0,5 M)

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

calculamos el volumen de disolución concentrada (15 M) que contendrá esa cantidad de soluto

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,5 \text{ mol}}{15 \text{ mol L}^{-1}} = 0,033 \text{ L}$$

8.- a) El número de moles que contiene un recipiente a presión P y a T °K, viene dado por la expresión

$$n = \frac{PV}{RT}$$

como tanto el volumen como la presión y la temperatura son iguales en ambos recipientes y R es una constante, podemos decir que el número de moles en los dos recipientes es el mismo.

b) Al ser igual el número de moles, también será igual el número de moléculas y como ambos gases son diatómicos, podemos afirmar que el número de átomos en ambos recipientes será el mismo.

c) Ambos recipientes contienen el mismo número de moles, pero como la masas molares de los dos gases son diferentes, también serán diferentes las masas contenidas en los dos recipientes.

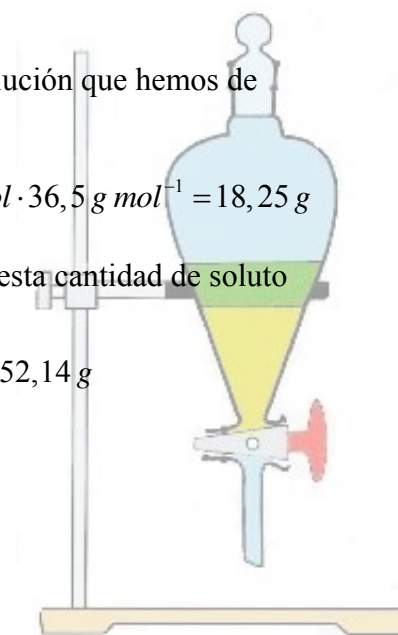
9.- a) Calculamos la masa de soluto que debe contener la disolución que hemos de preparar (1 L HCl 0,5 M). Mm (HCl) = 36,5 g/mol

$$n = M \cdot V = 0,5 \text{ mol L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} = 0,5 \text{ mol} \quad m = n \cdot Mm = 0,5 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g mol}^{-1} = 18,25 \text{ g}$$

Calculamos la masa de disolución concentrada que contendrá esta cantidad de soluto

$$\frac{100 \text{ g disolución}}{35 \text{ g soluto}} = \frac{x}{18,25 \text{ g soluto}}$$

$$x = 52,14 \text{ g}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

9.- a) (continuación) partiendo de la densidad calculamos el volumen de disolución concentrada

$$V = \frac{m}{d} = \frac{52,14 \text{ g}}{1,15 \text{ g mL}^{-1}} = 45,34 \text{ mL}$$

9.- b) Calculamos el número de moles de soluto que contienen 20 mL de HCl 0,5 M

$$n = M \cdot V = 0,5 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$$

Calculamos el volumen de disolución 0,01 M que contenga 0,01 mol de soluto

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,01 \text{ mol L}^{-1}} = 1 \text{ L}$$

por lo tanto hemos de añadir 980 mL de agua.

