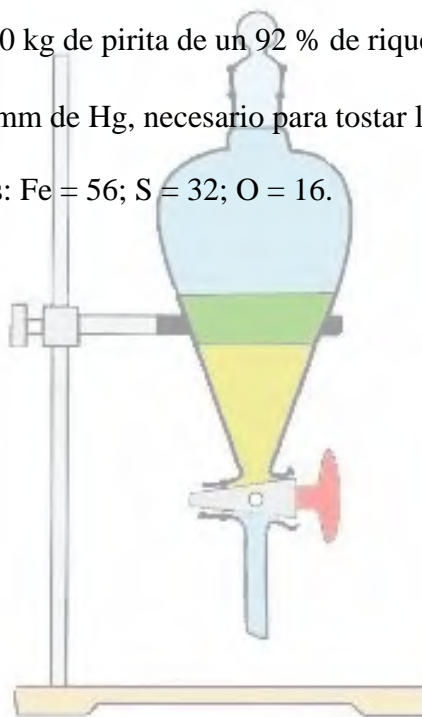


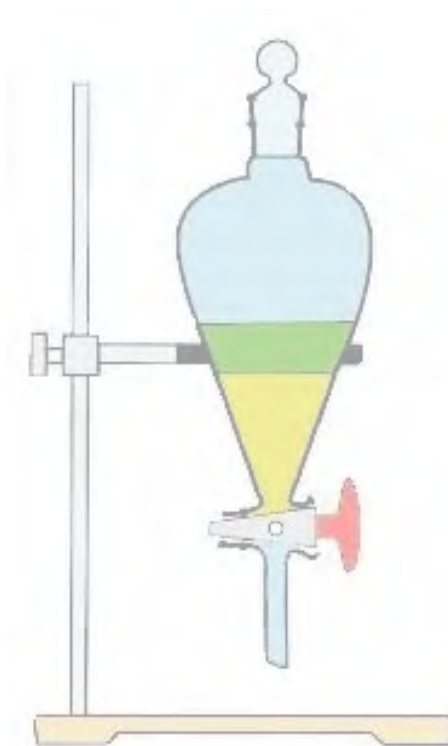
- 1.- El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
 Calcule:
- La cantidad de ZnSO_4 obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 2 molar.
 - El volumen de H_2 desprendido, medido a 25 °C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H_2SO_4 en exceso.
 Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Zn = 65,4; O = 16; S = 32; H = 1.
- 2.- a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?
 b) ¿Cuántos átomos de boro hay en 0,5 g de este elemento?
 c) ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 g de BCl_3 ?
 Masas atómicas: Ca = 40; B = 11; Cl = 35,5
- 3.- Calcule:
- La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0,91 g/mL.
 - El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1,5 L de disolución 0,1 M.
 Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1
- 4.- La tostación de la piritita se produce según la reacción:

$$4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$$
 Calcule:
- La cantidad de Fe_2O_3 que se obtiene al tratar 500 kg de piritita de un 92 % de riqueza en FeS_2 , con exceso de oxígeno.
 - El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500 kg de piritita del 92 % de riqueza.
 Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.
- 5.- Calcule el número de átomos contenidos en:
- 10 g de agua.
 - 0,2 moles de C_4H_{10} .
 - 10 L de oxígeno en condiciones normales.
 Masas atómicas: H = 1; O = 16.
- 6.- En 5 moles de CaCl_2 , calcule:
- El número de moles de átomos de cloro.
 - El número de moles de átomos de calcio.
 - El número total de átomos.

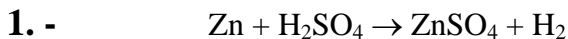


CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

- 7.- Una disolución acuosa de CH_3COOH , del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad. Calcule:
- La molaridad.
 - Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH_3COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.
Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.
- 8.- Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:
- El mismo número de moles.
 - Igual número de átomos.
 - Idéntica cantidad de gramos.
- Masas atómicas: O = 16; H = 1
- 9.- Para 2 moles de SO_2 , calcule:
- El número de moléculas.
 - El volumen que ocupan, en condiciones normales.
 - El número total de átomos.



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA



a) Transformamos a moles las cantidades que nos da el ejercicio

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{MM_{\text{Zn}}} = \frac{10 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,153 \text{ mol} \quad n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M \cdot V = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

si observamos la reacción, vemos que un mol de cinc reacciona con un mol de ácido sulfúrico, por lo tanto, como hay menos moles de cinc que de ácido sulfúrico, el reactivo que se consume (reactivo limitante) es el cinc y sobra ácido sulfúrico.

Comparando el producto que nos piden (ZnSO_4) con el reactivo limitante

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = \frac{0,153 \text{ mol Zn}}{x} \quad x = 0,153 \text{ mol ZnSO}_4$$

transformamos esta cantidad a gramos

$$m_{\text{ZnSO}_4} = n_{\text{ZnSO}_4} \cdot MM_{\text{ZnSO}_4} = 0,153 \text{ mol} \cdot 161,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 24,7 \text{ g}$$

b) Transformamos a moles las cantidades que nos da el ejercicio

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{MM_{\text{Zn}}} = \frac{20 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,306 \text{ mol}$$

comparamos el producto que nos piden (H_2) con el cinc

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{0,306 \text{ mol Zn}}{x} \quad x = 0,306 \text{ mol H}_2$$

despejamos el volumen de la ley universal de los gases perfectos

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,306 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 7,48 \text{ L}$$

2. -

a) Usando los conceptos de mol, masa molar y número de Avogadro, podemos establecer la siguiente relación

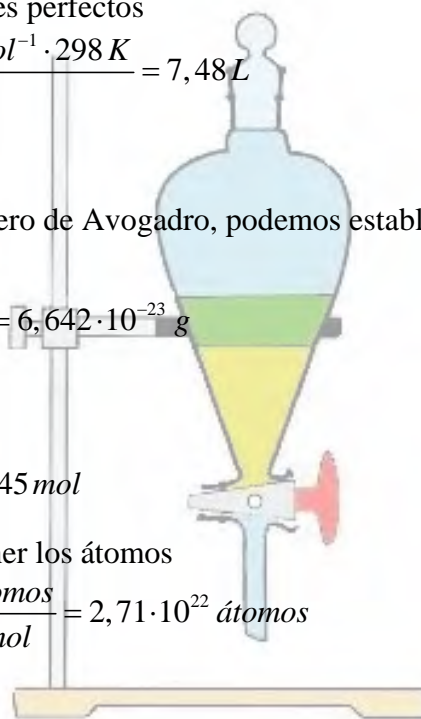
$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo}}{x} \quad x = 6,642 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) Calculamos el número de moles de boro

$$n_{\text{B}} = \frac{m_{\text{B}}}{MM_{\text{B}}} = \frac{0,5 \text{ g}}{11 \text{ g/mol}} = 0,045 \text{ mol}$$

multiplicamos por el número de Avogadro para obtener los átomos

$$n^\circ \text{ átomos} = n \cdot N_A = 0,045 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} = 2,71 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

2. -

c) La masa molar del BCl_3 $MM_{\text{BCl}_3} = 11 + 35,5 \cdot 3 = 117,5 \text{ g/mol}$

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = \frac{0,5 \text{ g}}{117,5 \text{ g/mol}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 2,56 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

3. -

a) Referimos los cálculos a un litro de disolución (1000 mL) y hallamos su masa

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 0,91 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 910 \text{ g}$$

le aplicamos el porcentaje para conocer la masa de soluto

$$m_{\text{SOL}} = \frac{25}{100} \cdot 910 \text{ g} = 227,5 \text{ g}$$

calculamos los moles de soluto y la molaridad

$$n_{\text{SOL}} = \frac{m_{\text{SOL}}}{MM_{\text{SOL}}} = \frac{227,5 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 6,23 \text{ mol} \quad M = \frac{n_{\text{SOL}}}{V(L)} = \frac{6,23 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 6,23 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Calculamos los moles de soluto que habrá en la disolución que hemos de preparar

$$n_{\text{SOL}} = M \cdot V(L) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,5 \text{ L} = 0,15 \text{ mol}$$

calculamos el volumen de la disolución anterior en el que estarán contenidos dichos moles

$$V = \frac{n_{\text{SOL}}}{M} = \frac{0,15 \text{ mol}}{6,23 \text{ mol/L}} = 0,024 \text{ L} = 24 \text{ mL}$$

prepararemos la disolución, añadiendo al volumen calculado anteriormente agua destilada hasta completar los 1,5 L.

4. - $4 \text{ FeS}_2 + 11 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{ SO}_2$

a) Aplicamos la riqueza y calculamos los moles de FeS_2 ($MM = 56 + 32 \cdot 2 = 120 \text{ g/mol}$)

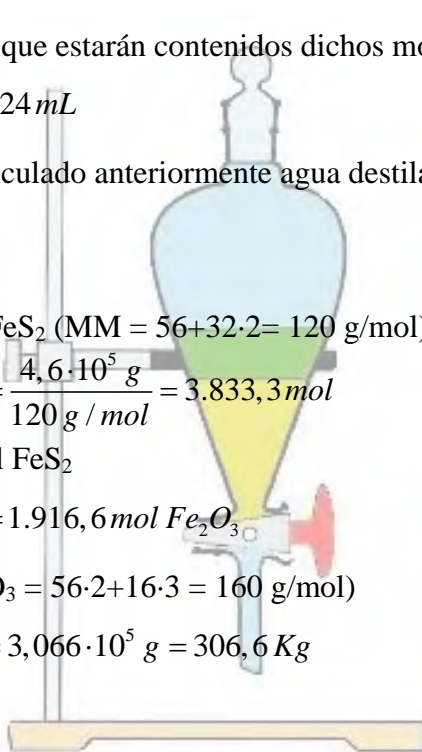
$$m = \frac{92}{100} \cdot 5 \cdot 10^5 \text{ g} = 4,6 \cdot 10^5 \text{ g} \quad n = \frac{m}{MM} = \frac{4,6 \cdot 10^5 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 3.833,3 \text{ mol}$$

comparamos el producto que nos piden (Fe_2O_3) con el FeS_2

$$\frac{4 \text{ mol FeS}_2}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = \frac{3.833,3 \text{ mol FeS}_2}{x} \quad x = 1.916,6 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

transformamos esta cantidad a gramos. (MM del $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160 \text{ g/mol}$)

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot MM_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 1.916,6 \text{ mol} \cdot 160 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,066 \cdot 10^5 \text{ g} = 306,6 \text{ Kg}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

4. –

b) Comparamos el reactivo que nos piden (O_2) con el FeS_2

$$\frac{4 \text{ mol } FeS_2}{11 \text{ mol } O_2} = \frac{3.833'3 \text{ mol } FeS_2}{x} \quad x = 10.541,6 \text{ mol } O_2$$

despejamos el volumen de la ec. general de los gases perfectos ($T = 20^\circ C + 273 = 293 K$ y

$$P = \frac{720 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg} / \text{atm}} = 0,96 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{10.541,6 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 K}{0,96 \text{ atm}} = 263.825 L$$

5. –

a) Calculamos el número de moles de H_2O ($MM = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$)

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{MM_{H_2O}} = \frac{10 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,555 \text{ mol}$$

multiplicamos por el número de Avogadro para obtener las moléculas

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 0,555 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 3,34 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

multiplicamos por el número de átomos que tiene cada molécula de agua (3)

$$n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos/molécula} = 3,34 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 10^{24} \text{ átomos}$$

b) $n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$

multiplicamos por el número de átomos que tiene cada molécula de C_4H_{10} (14)

$$n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos/molécula} = 1,204 \cdot 10^{24} \cdot 14 = 1,686 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

c) Calculamos el número de moles de O_2

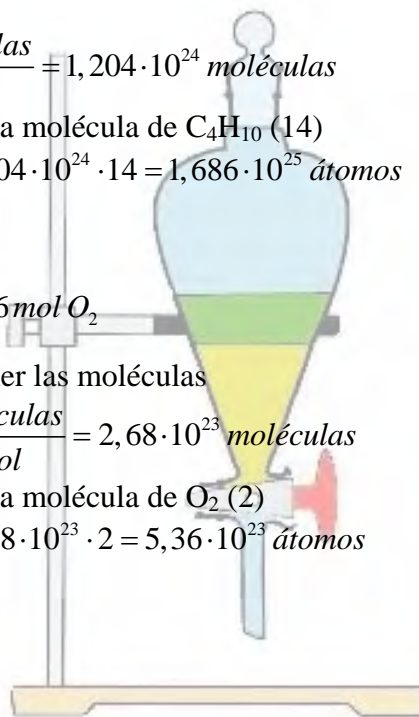
$$\frac{22,4 L}{1 \text{ mol } O_2} = \frac{10 L}{x} \quad x = 0,446 \text{ mol } O_2$$

multiplicamos por el número de Avogadro para obtener las moléculas

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 0,446 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 2,68 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

multiplicamos por el número de átomos que tiene cada molécula de O_2 (2)

$$n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos/molécula} = 2,68 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 5,36 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$



CANTIDAD EN QUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

6. - 5 moles de CaCl_2

a)

$$n^\circ \text{ mol átomos Cl} = \frac{n^\circ \text{ átomos Cl}}{N_A} = \frac{5 \text{ mol} \cdot N_A \text{ moléc / mol} \cdot 2 \text{ átomos / moléc}}{N_A} = 10 \text{ mol átomos Cl}$$

b)

$$n^\circ \text{ mol átomos Ca} = \frac{n^\circ \text{ átomos Ca}}{N_A} = \frac{5 \text{ mol} \cdot N_A \text{ moléc / mol} \cdot 1 \text{ átomo / moléc}}{N_A} = 5 \text{ mol átomos Ca}$$

c)

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

multiplicamos por el número de átomos que tiene cada molécula de CaCl_2 (3)

$$n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos / molécula} = 3,01 \cdot 10^{24} \cdot 3 = 9,03 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

7. -

a) Referimos los cálculos a un litro de disolución (1000 mL) y hallamos su masa

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,055 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1.055 \text{ g}$$

le aplicamos el porcentaje para conocer la masa de soluto

$$m_{\text{SOL}} = \frac{10}{100} \cdot 1.055 \text{ g} = 105,5 \text{ g}$$

calculamos los moles de soluto y la molaridad (MM del $\text{CH}_3\text{COOH} = 60 \text{ g/mol}$)

$$n_{\text{SOL}} = \frac{m_{\text{SOL}}}{\text{MM}_{\text{SOL}}} = \frac{105,5 \text{ g}}{60 \text{ g / mol}} = 1,76 \text{ mol} \quad M = \frac{n_{\text{SOL}}}{V(L)} = \frac{1,76 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1,76 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Calculamos la masa de soluto (CH_3COOH), que es la misma que la que añadimos con los 500mL de la disolución anterior. Para lo cual hallamos primero la masa de dicha

disolución $m = V \cdot d = 500 \text{ mL} \cdot 1,055 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 527,5 \text{ g}$

y le aplicamos el porcentaje

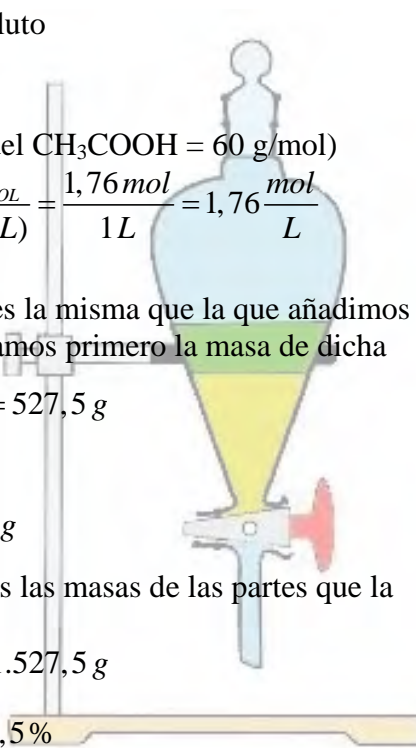
$$m_{\text{SOL}} = \frac{10}{100} \cdot 527,5 \text{ g} = 52,75 \text{ g}$$

para calcular la masa de la nueva disolución, sumamos las masas de las partes que la forman

$$m_{\text{DISOLUCIÓN}} = 1.000 \text{ g} + 52,75 \text{ g} = 1.527,5 \text{ g}$$

y calculamos el porcentaje

$$\frac{52,75 \text{ g}}{1.527,5 \text{ g}} \cdot 100 = 34,5 \%$$



8. –

a) Despejamos el número de moles de la ecuación general de los gases perfectos

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

al ser R una constante, tener ambos gases el mismo volumen y estar medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, sí tendrán el mismo número de moles.

b) Como las moléculas de ambos gases tienen el mismo número de átomos (H_2 y O_2), sí será igual el número de átomos comprendido en los dos volúmenes.

c) Como $m = n \cdot MM$, aunque tengan el mismo número de moles, las masas de ambos volúmenes serán diferentes al tener distintas masas molares. Tendrá más gramos el oxígeno por ser más pesado.

9. - 2 moles de SO_2

a) $n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$

b) $\frac{1 \text{ mol } SO_2}{22,4 \text{ L}} = \frac{2 \text{ mol } SO_2}{x} \quad x = 44,8 \text{ L}$

c) $n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos} / \text{molécula} = 1,204 \cdot 10^{24} \cdot 3 = 3,612 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

