

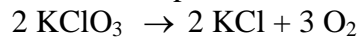
1.- Calcule:

- La masa de un átomo de bromo.
 - Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.
 - Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.
- Masas atómicas: Br = 80; O = 16; Fe = 56.

2.- Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL.
Calcule:

- La molaridad de la disolución concentrada.
 - La molaridad de la disolución diluida.
- Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.

3.- Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:



calcule:

- La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.
 - La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.
- Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.

4.- Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

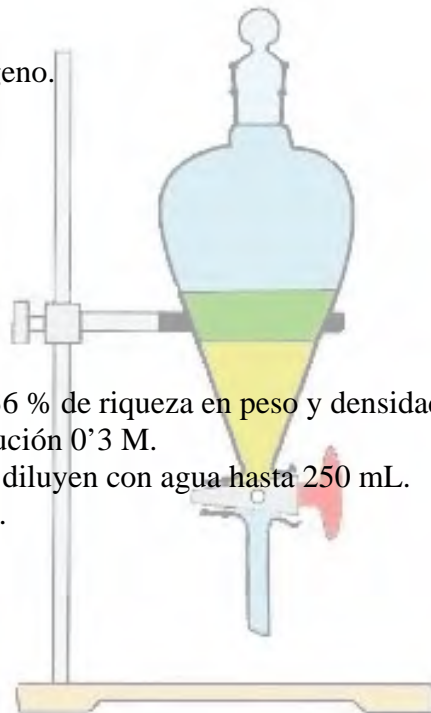
- El número de moles de butano.
 - El número de átomos de carbono y de hidrógeno.
- Masas atómicas: C = 12; H = 1.

5.- En 1'5 moles de CO_2 , calcule:

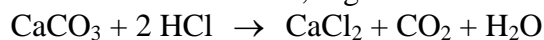
- ¿Cuántos gramos hay de CO_2 ?
 - ¿Cuántas moléculas hay de CO_2 ?
 - ¿Cuántos átomos hay en total?
- Masas atómicas: C = 12; O = 16.

6.- a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.

- Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.
- Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.



7.- Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



Calcule:

- Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
 - El volumen de CO_2 medido a 17°C y a 740 mm de Hg.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.

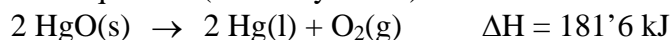
8.- En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
 - ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?
 - ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?
- Masas atómicas: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16.

9.- Calcule:

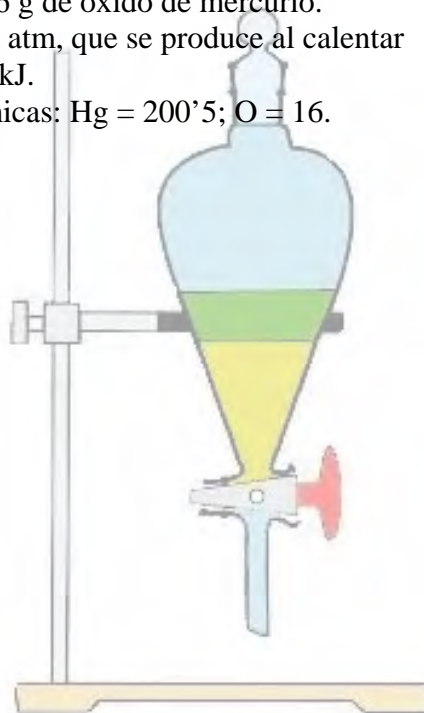
- La masa de un átomo de potasio.
 - El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.
 - El número de moléculas que hay en 2 g de BCl_3 .
- Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35,5.

10.- Dada la ecuación química (a 25°C y 1 atm):



Calcule:

- La energía necesaria para descomponer 60,6 g de óxido de mercurio.
 - El volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm, que se produce al calentar suficiente cantidad de HgO para absorber 418 kJ.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Hg = 200,5; O = 16.



1. -

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

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{80 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo}}{x} \quad x = 1,328 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

b) 3,25 moles de O₂

$$n^\circ \text{ mol átomos O} = \frac{n^\circ \text{ átomos O}}{N_A} = \frac{3,25 \text{ mol} \cdot N_A \text{ moléc} / \text{mol} \cdot 2 \text{ átomos} / \text{moléc}}{N_A} = 6,5 \text{ mol átomos O}$$

c) Calculamos el número de moles de hierro

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{MM_{Fe}} = \frac{5 \text{ g}}{56 \text{ g} / \text{mol}} = 0,089 \text{ mol}$$

multiplicamos por el número de Avogadro para obtener los átomos

$$n^\circ \text{ átomos} = n \cdot N_A = 0,089 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} = 5,34 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

2. -

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

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,80 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1.800 \text{ g}$$

le aplicamos el porcentaje para conocer la masa de soluto

$$m_{SOL} = \frac{92}{100} \cdot 1.800 \text{ g} = 1.656 \text{ g}$$

calculamos los moles de soluto y la molaridad (MM H₂SO₄ = 98 g/mol)

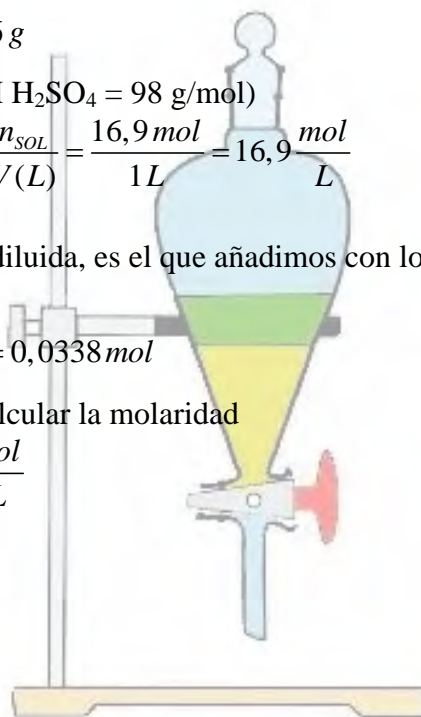
$$n_{SOL} = \frac{m_{SOL}}{MM_{SOL}} = \frac{1.656 \text{ g}}{98 \text{ g} / \text{mol}} = 16,9 \text{ mol} \quad M = \frac{n_{SOL}}{V(L)} = \frac{16,9 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 16,9 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

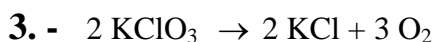
b) El número de moles de soluto de la disolución diluida, es el que añadimos con los 2 mL de la disolución concentrada (16,9 M)

$$n_{SOL} = V \cdot M = 0,002 \text{ L} \cdot 16,9 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,0338 \text{ mol}$$

dividimos por el volumen (100 mL = 0,1 L) para calcular la molaridad

$$M = \frac{0,0338 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,338 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$





a) Calculamos primero los moles de O_2 obtenidos (12 L medidos en c. n.)

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{12 \text{ L}}{x} \quad x = 0,536 \text{ mol O}_2$$

comparamos el reactivo que nos piden (KClO_3) con el O_2 usando la reacción

$$\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} = \frac{0,536 \text{ mol O}_2}{x} \quad x = 0,357 \text{ mol KClO}_3$$

transformamos esta cantidad en gramos (MM $\text{KClO}_3 = 122,5 \text{ g/mol}$)

$$m = n \cdot MM = 0,357 \text{ mol} \cdot 122,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 43,73 \text{ g KClO}_3 \text{ puro}$$

aplicamos el porcentaje correctamente (necesitamos una cantidad mayor para que contenga los 43,73 g de KClO_3 puro)

$$m(\text{KClO}_3 \text{ del } 98,5\%) = \frac{100}{98,5} \cdot 43,73 \text{ g} = 44,39 \text{ g}$$

b) comparamos el producto que nos piden (KCl), con el O_2 usando la reacción

$$\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KCl}} = \frac{0,536 \text{ mol O}_2}{x} \quad x = 0,357 \text{ mol KCl}$$

transformamos esta cantidad en gramos (MM $\text{KCl} = 74,5 \text{ g/mol}$)

$$m = n \cdot MM = 0,357 \text{ mol} \cdot 74,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 26,60 \text{ g KCl}$$

4. -

a) MM (C_4H_{10}) = 58 g/mol

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{MM_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = \frac{12.000 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 206,9 \text{ mol}$$

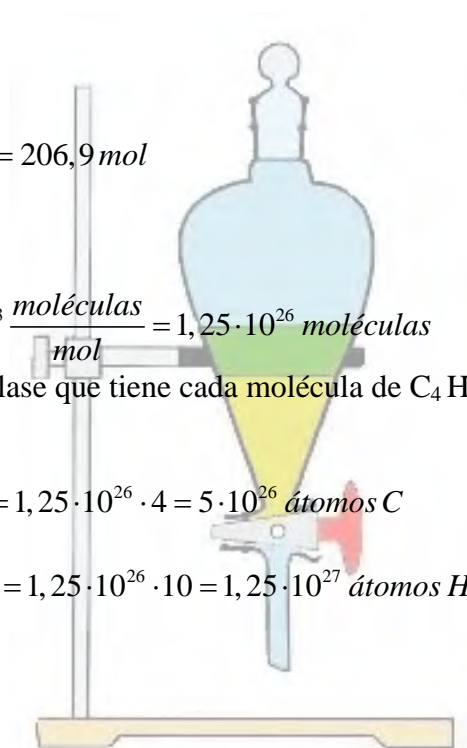
b) Primero calculamos el número de moléculas

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 206,9 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1,25 \cdot 10^{26} \text{ moléculas}$$

multiplicamos por el número de átomos de cada clase que tiene cada molécula de C_4H_{10} (4 átomos de carbono y 10 de hidrógeno)

$$n^\circ \text{ átomos C} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos C / molécula} = 1,25 \cdot 10^{26} \cdot 4 = 5 \cdot 10^{26} \text{ átomos C}$$

$$n^\circ \text{ átomos H} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos H / molécula} = 1,25 \cdot 10^{26} \cdot 10 = 1,25 \cdot 10^{27} \text{ átomos H}$$



5. - MM (CO₂) = 44 g/mol

a)
$$m = n \cdot MM = 1,5 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 66 \text{ g}$$

b)
$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 1,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

c) multiplicamos por el número de átomos que tiene cada molécula de CO₂ (3)

$$n^\circ \text{ átomos} = n^\circ \text{ moléculas} \cdot \text{átomos} / \text{molécula} = 9,033 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 2,71 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

6. - MM (HCl) = 36,5 g/mol

a) Calculamos primero la masa de soluto (HCl) que habrá en la disolución que vamos a preparar (1 L de HCl 0,3 M)

$$n = M \cdot V = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,3 \text{ mol} \quad m = n \cdot MM = 0,3 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10,95 \text{ g}$$

después hallamos la masa de disolución inicial (HCl 36% d = 1,19 g/mL) que contendrá dicha masa de soluto

$$\frac{36 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} = \frac{10,95 \text{ g soluto}}{x} \quad x = 30,42 \text{ g disolución}$$

por último, utilizando la densidad calculamos el volumen que nos piden

$$V = \frac{m}{d} = \frac{30,42 \text{ g}}{1,19 \text{ g/mL}} = 25,56 \text{ mL}$$

b) Calculamos el número de moles de soluto que añadimos (50 mL HCl 0,3 M)

$$n = M \cdot V = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,015 \text{ mol}$$

y hallamos la nueva molaridad dividiendo por el volumen (250 mL)

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

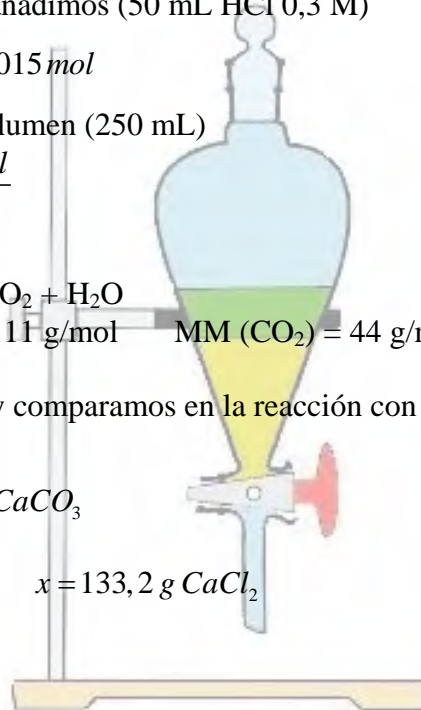
7. - $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

MM (CaCO₃) = 100 g/mol MM (CaCl₂) = 111 g/mol MM (CO₂) = 44 g/mol

a) Calculamos los gramos de carbonato de calcio y comparamos en la reacción con el producto que nos piden (CaCl₂)

$$200 \text{ g caliza} \cdot \frac{60}{100} = 120 \text{ g CaCO}_3$$

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{111 \text{ g CaCl}_2} = \frac{120 \text{ g CaCO}_3}{x} \quad x = 133,2 \text{ g CaCl}_2$$



7. -

b) Calculamos los moles de carbonato de calcio y comparamos en la reacción con el producto que nos piden (CO_2)

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{MM_{\text{CaCO}_3}} = \frac{120 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 1,2 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{1,2 \text{ mol CaCO}_3}{x} \quad x = 1,2 \text{ mol CO}_2$$

calculamos el volumen con la ecuación general de los gases perfectos, cambiando la presión y la temperatura a unidades adecuadas

$$T = 17 + 273 = 290^\circ \text{ K} \quad P = \frac{740 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 290 \text{ K}}{0,97 \text{ atm}} = 29,4 \text{ L}$$

8. - $MM_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 400 \text{ g/mol}$

a)
$$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{MM_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}} = \frac{10 \text{ g}}{400 \text{ g/mol}} = 0,025 \text{ mol}$$

b) En cada molécula de sulfato férrico hay tres iones sulfato, por lo tanto:

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot 3 = 0,025 \text{ mol} \cdot 3 = 0,075 \text{ mol}$$

c) Calculamos el número de moléculas de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

$$n^\circ \text{ moléc}_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot N_A = 0,025 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc/mol} = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ moléc}$$

cada molécula de sulfato férrico tiene doce átomos de oxígeno, por lo tanto:

$$n^\circ \text{ átomos de O} = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ moléc} \cdot 12 \frac{\text{átomos}}{\text{moléc}} = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

9. -

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

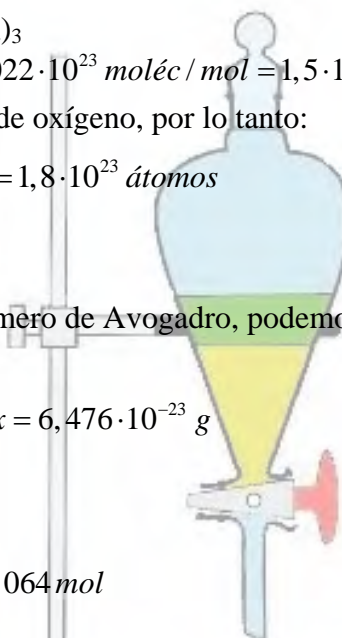
$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{39 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo}}{x} \quad x = 6,476 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) Calculamos el número de moles de fósforo

$$n_P = \frac{m_P}{MM_P} = \frac{2 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 0,064 \text{ mol}$$

multiplicamos por el número de Avogadro para obtener los átomos

$$n^\circ \text{ átomos} = n \cdot N_A = 0,064 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} = 3,85 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$



9. -

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

$$n^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A = \frac{2 \text{ g}}{117,5 \text{ g/mol}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1,02 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

10. - $2 \text{ HgO(s)} \rightarrow 2 \text{ Hg(l)} + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 181,6 \text{ kJ}$
 $MM_{\text{HgO}} = 216,5 \text{ g/mol} \quad MM_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$

a) Calculamos el número de moles de HgO que hay que descomponer

$$n_{\text{HgO}} = \frac{m_{\text{HgO}}}{MM_{\text{HgO}}} = \frac{60,6 \text{ g}}{216,5 \text{ g/mol}} = 0,28 \text{ mol}$$

según la reacción para descomponer dos moles de HgO hay que aportar 181,6 KJ, por lo tanto

$$\frac{2 \text{ mol HgO}}{181,6 \text{ KJ}} = \frac{0,28 \text{ mol HgO}}{x} \quad x = 25,4 \text{ KJ}$$

b) Según la reacción para que se desprenda un mol de O_2 han de absorberse 181,6 KJ por lo tanto

$$\frac{181,6 \text{ KJ}}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{418 \text{ KJ}}{x} \quad x = 2,3 \text{ mol O}_2$$

calculamos el volumen con la ecuación general de los gases perfectos, cambiando la presión y la temperatura a unidades adecuadas

$$T = 25 + 273 = 298^\circ \text{ K} \quad P = 1 \text{ atm}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,3 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 56,2 \text{ L}$$

