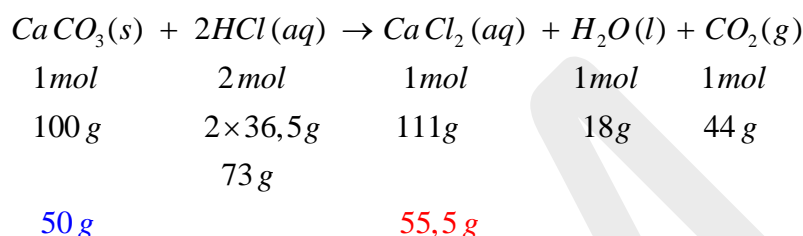


CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1. Cuando el carbonato de calcio sólido reacciona con el ácido clorhídrico diluido, se obtienen cloruro de calcio soluble, agua líquida y dióxido de carbono, que se desprende en forma de gas. Calcula la cantidad de cloruro de calcio que se obtiene cuando 50 g de carbonato de calcio reaccionan con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico.



CÁLCULO EN MASA

Los gramos de CaCl_2 que podemos obtener a partir de 50 g de CaCO_3 :

$$\frac{100\text{ g CaCO}_3}{50\text{ g CaCO}_3} = \frac{111\text{ g CaCl}_2}{x\text{ g CaCl}_2}; \quad x = \frac{50 \times 111}{100} = 55,5\text{ g CaCl}_2$$

CÁLCULO EN MOL

El número de mol de CaCl_2 que podemos obtener a partir de 50 g de CaCO_3 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50\cancel{\text{ g}}}{100\cancel{\text{ g}}/\text{mol}} = 0,5\text{ mol de CaCO}_3$$

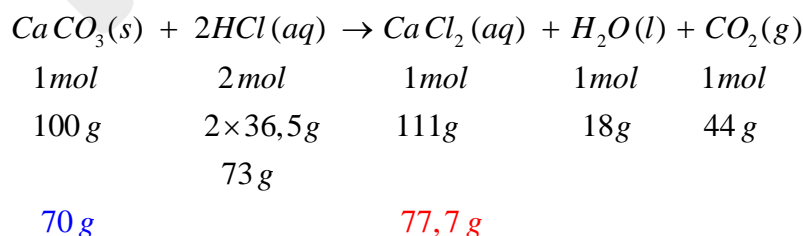
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol CaCO_3 = 1 mol CaCl_2 .

$$0,5\text{ mol de CaCO}_3 = 0,5\text{ mol de CaCl}_2$$

Luego los gramos de CaCl_2 que se forman:

$$m = 0,5\cancel{\text{ mol}}\text{ de CaCl}_2 \times 111\text{ g}/\cancel{\text{ mol}} = 55,5\text{ g de CaCl}_2$$

2. Cuando el carbonato de calcio sólido reacciona con el ácido clorhídrico diluido, se obtienen cloruro de calcio soluble, agua líquida y dióxido de carbono, que se desprende en forma de gas. Calcula la cantidad de cloruro de calcio que se obtiene cuando 70 g de carbonato de calcio reaccionan con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico.



CÁLCULO EN MASA

Los gramos de CaCl_2 que podemos obtener a partir de 70 g de CaCO_3 :

$$\frac{100\text{ g CaCO}_3}{70\text{ g CaCO}_3} = \frac{111\text{ g CaCl}_2}{x\text{ g CaCl}_2}; \quad x = \frac{70 \times 111}{100} = 77,7\text{ g CaCl}_2$$

CÁLCULO EN MOL

El número de mol de CaCl_2 que podemos obtener a partir de 50 g de CaCO_3 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{70 \cancel{\text{g}}}{100 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 0,7 \text{ mol de } \text{CaCO}_3$$

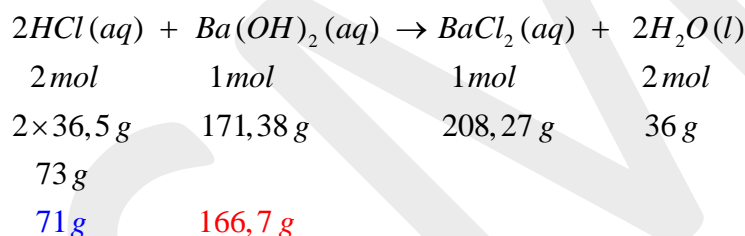
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol $\text{CaCO}_3 = 1$ mol CaCl_2 .

$$0,7 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 = 0,7 \text{ mol de } \text{CaCl}_2$$

Luego los gramos de CaCl_2 que se forman:

$$m = 0,7 \cancel{\text{mol}} \text{ de } \text{CaCl}_2 \times 111 \text{ g} / \cancel{\text{mol}} = 77,7 \text{ g de } \text{CaCl}_2$$

3. ¿Qué cantidad de hidróxido de bario reacciona completamente con 71 g de ácido clorhídrico? La ecuación química de la reacción es:



CÁLCULO EN MOL

El número de mol de HCl que representan 71 g de HCl:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{71 \cancel{\text{g}}}{36,5 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 1,94 \text{ mol de } \text{HCl}$$

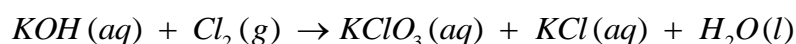
De la estequiometría de la reacción se deduce: 2 mol de HCl reaccionan con 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$

$$\text{mol } \text{Ba}(\text{OH})_2 = \frac{\text{mol } \text{HCl}}{2} = \frac{1,94 \text{ mol}}{2} = 0,973$$

Luego los gramos de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que se forman:

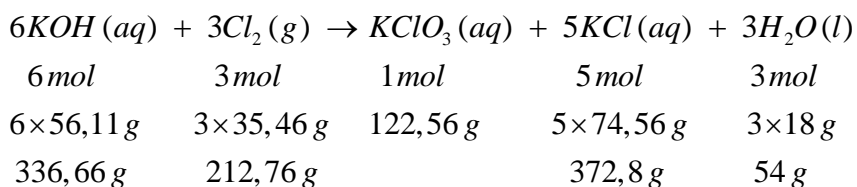
$$m = 0,973 \cancel{\text{mol}} \text{ de } \text{Ba}(\text{OH})_2 \times 171,38 \text{ g} / \cancel{\text{mol}} = 166,7 \text{ g de } \text{Ba}(\text{OH})_2$$

4. El clorato de potasio, KClO_3 , se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio, KOH , en caliente, según la reacción:



- Ajusta la ecuación química.
- Calcula la cantidad de KClO_3 , en mol, que se obtiene al hacer reaccionar 6 mol de KOH con la cantidad suficiente de Cl_2
- Calcula la cantidad de cloro, en mol, que reacciona completamente con 6 mol de hidróxido de potasio.

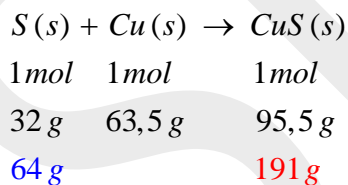
a) La ecuación química ajustada en mol y gramos:



b) De la estequiometría de la reacción deducimos que: 6 mol de KOH producen 1 mol de KClO₃. Luego obtendríamos un mol de KClO₃.

c) De la estequiometría de la reacción deducimos que: 6 mol de KOH se combinan 3 mol de Cl₂. Luego necesitaríamos 3 mol de Cl₂.

5. Las reacciones de combinación y síntesis son aquellas en las que dos o más reactivos se combinan para dar lugar a un único producto. Este es el caso de dos elementos como el azufre y el cobre, que se combinan para sintetizar sulfuro de cobre (II). ¿Qué masa de sulfuro de cobre se obtiene al hacer reaccionar 64 g de azufre con la cantidad adecuada de cobre?



CÁLCULO EN MASA

Los gramos de CuS que podemos obtener a partir de 64 g de S:

$$\frac{32\text{ g S}}{64\text{ g S}} = \frac{95,5\text{ g CuS}}{x\text{ g CuS}} ; \quad x = \frac{64 \times 95,5}{32} = 191\text{ g CuS}$$

CÁLCULO EN MOL

El número de mol de S que podemos obtener a partir de 64 g de S:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{64\cancel{\text{ g}}}{32\cancel{\text{ g}} / \text{mol}} = 2\text{ mol de S}$$

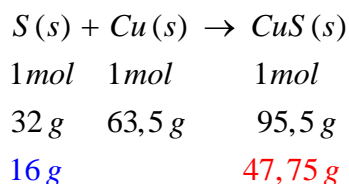
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol S produce 1 mol CuS

$$2\text{ mol de S} = 2\text{ mol de CuS}$$

Luego los gramos de CuS que se forman:

$$m = 2\cancel{\text{ mol}}\text{ de CuS} \times 95,5\text{ g} / \cancel{\text{ mol}} = 191\text{ g de CuS}$$

6. La reacción de azufre y cobre da como resultado sulfuro de cobre (II). ¿Qué masa de sulfuro de cobre (II) se obtiene al hacer reaccionar 16 g de azufre con la cantidad adecuada de cobre?



CÁLCULO EN MASA

Los gramos de CuS que podemos obtener a partir de 64 g de S:

$$\frac{32\text{ g S}}{16\text{ g S}} = \frac{95,5\text{ g CuS}}{x\text{ g CuS}} ; \quad x = \frac{16 \times 95,5}{32} = 47,75\text{ g CuS}$$

CÁLCULO EN MOL

El número de mol de S que podemos obtener a partir de 64 g de S:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{16\cancel{\text{ g}}}{32\cancel{\text{ g/mol}}} = 0,5\text{ mol de S}$$

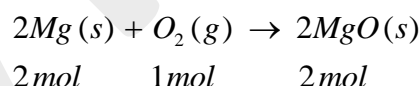
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol S produce 1 mol CuS

$$0,5\text{ mol de S} = 0,5\text{ mol de CuS}$$

Luego los gramos de CuS que se forman:

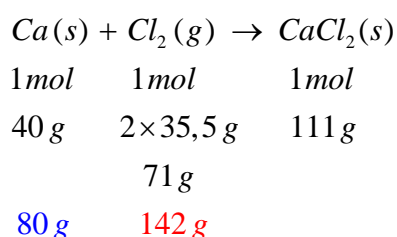
$$m = 0,5\cancel{\text{ mol}} \text{ de CuS} \times 95,5\text{ g/mol} = 47,75\text{ g de CuS}$$

7. Cuando el flash de una cámara fotográfica emite el destello, se forma óxido de magnesio, MgO. Escribe la ecuación equilibrada de la síntesis de esta sustancia a partir del magnesio sólido y del oxígeno gaseoso. ¿Qué cantidad de magnesio se precisa para obtener 2 mol de óxido de magnesio?



De la estequiometría de la reacción se deduce: 2 mol de Mg dan lugar a 2 mol de MgO. Luego se requieren 2 mol de Mg.

8. Cuando el calcio arde en la atmósfera de cloro, se forma cloruro de calcio sólido. Escribe la ecuación química equilibrada de esta reacción. ¿Qué cantidad de cloro reaccionaría completamente con 80 g de calcio?



CÁLCULO EN MASA

Los gramos de Cl_2 que podemos obtener a partir de 80 g de Ca:

$$\frac{40 \text{ g Ca}}{80 \text{ g Ca}} = \frac{71 \text{ g Cl}_2}{x \text{ g Cl}_2}; \quad x = \frac{80 \times 71}{40} = 142 \text{ g Cl}_2$$

CÁLCULO EN MOL

El número de mol de Ca que podemos obtener a partir de 80 g de Ca:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{80 \cancel{\text{ g}}}{40 \cancel{\text{ g}} / \text{mol}} = 2 \text{ mol de Ca}$$

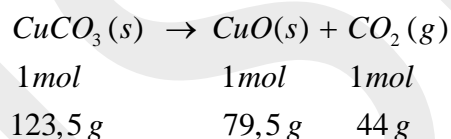
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol de Ca se combina con 1 mol de Cl_2

$$2 \text{ mol de Ca} = 2 \text{ mol de Cl}_2$$

Luego los gramos de CuS que se forman:

$$m = 2 \cancel{\text{ mol}} \text{ de Cl}_2 \times 71 \text{ g} / \cancel{\text{ mol}} = 142 \text{ g de Cl}_2$$

9. Al calentar el carbonato de cobre, $CuCO_3$, que es un sólido verde, se descompone en un sólido negro (óxido de cobre) y un gas muy denso (dióxido de carbono). Calcula la masa de carbonato de cobre que hay que descomponer para obtener 44 g de dióxido de carbono.



De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol de $CuCO_3$ produce 1 mol de CO_2 . Por tanto, para obtener 44 g de CO_2 necesitaríamos partir de 123,5 g de $CuCO_3$.

10. Una forma de obtener mercurio es calentando intensamente el óxido de mercurio (II).

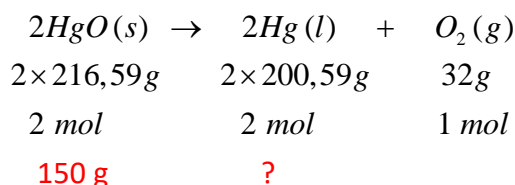


a) ¿Qué tipo de reacción es?

b) ¿Cuántos gramos de mercurio se obtienen a partir de 150 g de óxido de mercurio (II)?

a) Se trata de una reacción de descomposición.

b) En primer lugar ajustamos la reacción:



CÁLCULO EN MASA

Los gramos de Hg que podemos obtener a partir de 150 g de HgO:

$$\frac{2 \times 216,59 \text{ g HgO}}{150 \text{ g HgO}} = \frac{2 \times 200,59 \text{ g Hg}}{x \text{ g Hg}} ; \quad x = \frac{150 \times 2 \times 200,59}{2 \times 216,59} = 138,92 \text{ g Hg}$$

CÁLCULO EN MOL

Calculamos el número de mol que hay en 150 g de HgO:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{150 \text{ g}}{216,59 \text{ g/mol}} = 0,692 \text{ mol de HgO}$$

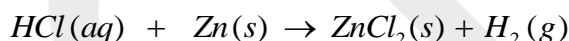
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol de HgO da 1 mol de Hg

$$0,692 \text{ mol de HgO} = 0,692 \text{ mol de Hg}$$

Luego los gramos de Hg que se forman:

$$m = 0,692 \text{ mol de Hg} \times 200,59 \text{ g/mol} = 138,92 \text{ g de Hg}$$

11. El ácido clorhídrico ataca al cinc produciendo cloruro de cinc e hidrógeno según la ecuación:

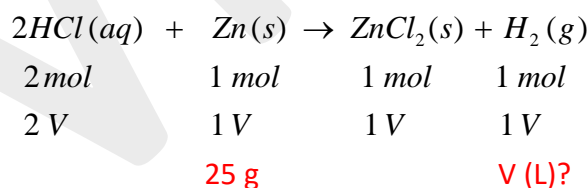


a) ¿Qué tipo de reacción es?

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, se obtiene a partir de 25 g de cinc?

a) Se trata de una reacción de sustitución o desplazamiento. El cinc desplaza al hidrógeno del ácido formando la sal correspondiente.

b) Ajustamos la reacción:



CÁLCULO EN MOL

Calculamos el número de mol que hay en 25 g de Zn:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{25 \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}} = 0,382 \text{ mol de Zn}$$

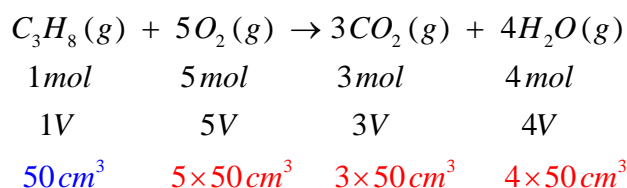
De la estequiometría de la reacción se deduce: 1 mol de Zn produce 1 mol de H₂

$$0,382 \text{ mol de Zn} = 0,382 \text{ mol de H}_2$$

Como el volumen de hidrógeno ha de estar en c.n.

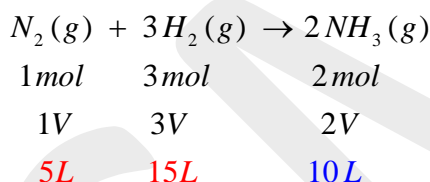
$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L}} = \frac{0,382 \text{ mol H}_2}{\text{V(L) H}_2} ; \quad \text{V} = 0,382 \times 22,4 = 8,56 \text{ L H}_2$$

12. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para la combustión completa de 50 cm³ de propano, C₃H₈? Todos los gases están medidos a la misma presión y temperatura.



La proporción molar es igual a la proporción volumétrica. Por tanto, se necesitarán $5 \times 50 \text{ cm}^3 = 250 \text{ cm}^3$ de oxígeno.

13. ¿Qué volúmenes de nitrógeno y de hidrógeno se necesitan para obtener 10 L de amoníaco medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?



CÁLCULO EN VOLUMEN

El volumen de N₂ que necesitamos para obtener 10L de NH₃:

$$\frac{2V \text{ de } NH_3}{1V \text{ de } N_2} = \frac{10L}{x}; \quad x = 5L \text{ de } N_2$$

El volumen de H₂ que necesitamos para obtener 10L de NH₃:

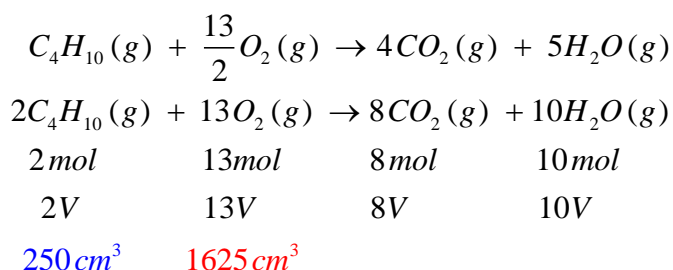
$$\frac{2V \text{ de } NH_3}{3V \text{ de } H_2} = \frac{10L}{y}; \quad y = 15L \text{ de } H_2$$

CÁLCULO EN MOL

De la estequiometría de la reacción, vemos que se necesitaría:

$$\begin{aligned}
 \text{mol } N_2 &= \frac{\text{mol } NH_3}{2} = \frac{10L}{2} = 5L \\
 \text{mol } H_2 &= 3 \text{ mol } N_2 = 3 \times 5 = 15L
 \end{aligned}$$

14. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para la combustión completa de 250 cm³ de butano, C₄H₁₀? Todos los gases están medidos a la misma presión y temperatura.



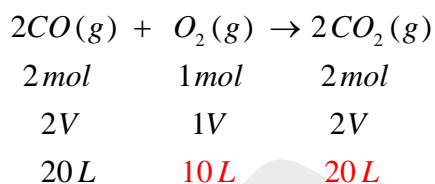
CÁLCULO EN VOLUMEN

El volumen de O_2 que necesitamos para la combustión completa de 250 cm^3 de C_4H_{10} :

$$\frac{2V \text{ de } C_4H_{10}}{250\text{ cm}^3} = \frac{13V \text{ de } O_2}{x}; \quad x = \frac{13 \times 250}{2} = 1625\text{ cm}^3 \text{ de } O_2$$

15. El monóxido de carbono, CO , reacciona con el oxígeno, O_2 , para dar dióxido de carbono, CO_2 .

- a) ¿Qué volumen de oxígeno reacciona con 20 L de monóxido de carbono?
b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene?



CÁLCULO EN VOLUMEN

El volumen de O_2 que se combina con el CO :

$$\frac{2V \text{ de } CO}{20L \text{ de } CO} = \frac{1V \text{ de } O_2}{x}; \quad x = \frac{20L}{2} = 10L$$

CÁLCULO EN MOL

De la estequiometría de la reacción, vemos que el oxígeno que se necesitaría:

$$\text{mol } O_2 = \frac{\text{mol } CO}{2} = \frac{V \text{ de } CO}{2} = \frac{20L}{2} = 10L$$

CÁLCULO EN VOLUMEN

El volumen de CO_2 que se formaría a partir de los 20 L de CO :

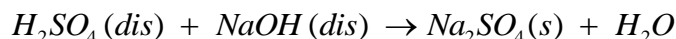
$$\frac{2V \text{ de } CO}{20L \text{ de } CO} = \frac{2V \text{ de } O_2}{y}; \quad y = \frac{20L \times 2}{2} = 20L$$

CÁLCULO EN MOL

De la estequiometría de la reacción, vemos:

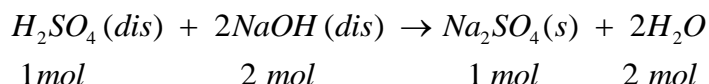
$$\text{mol } CO_2 = \text{mol } CO = 20L$$

16. Se neutraliza ácido sulfúrico con hidróxido de sodio, obteniéndose sulfato de sodio y agua según la ecuación:



Si queremos neutralizar 120 cm³ de disolución 0,75 M de ácido sulfúrico, ¿qué cantidad de hidróxido de sodio necesitamos?

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



El nº de mol de ácido sulfúrico:

$$mol\ H_2SO_4 = 0,75 \frac{mol}{L} \times 0,120\ L = 0,09\ mol$$

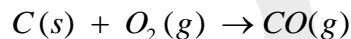
De la estequiometría de la reacción se deduce el nº de mol de hidróxido de sodio:



Luego, la masa de hidróxido de sodio:

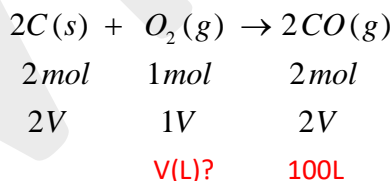
$$m = 0,18 \cancel{mol\ de\ NaOH} \times 40\ g / \cancel{mol} = 7,2\ g\ de\ NaOH$$

17. Cuando se quema carbón en lugares poco ventilados, se puede producir monóxido de carbono, un gas muy tóxico:



¿Cuántos litros de oxígeno en condiciones normales son necesarios para obtener 100 L de monóxido de carbono en esas mismas condiciones?

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



CÁLCULO EN VOLUMEN

El volumen de O₂ que necesitamos para obtener 100 L de CO:

$$\frac{1V\ de\ O_2}{V(L)\ de\ O_2} = \frac{2V\ de\ CO}{100L\ de\ CO}; \quad V = \frac{100 \times 1}{2} = 50\ L\ de\ O_2$$

El nº de mol de O₂ en c.n. de esos 50L:

$$mol\ O_2 = \frac{50\ L}{22,4\ L / mol} = 2,23\ mol$$

El volumen de O₂ que representa en c.n.:

$$V(O_2) = 2,23\ mol \times 22,4\ L / mol = 49,95\ L\ de\ O_2$$

OTRA FORMA:

El nº de mol que hay en 100 L de CO:

$$\text{mol CO} = \frac{100 \cancel{\text{L}}}{22,4 \cancel{\text{L}} / \text{mol}} = 4,46 \text{ mol}$$

Para obtener los moles de oxígeno:

$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{x \text{ mol de } O_2} = \frac{2 \text{ mol de CO}}{4,46 \text{ mol de CO}} ; \quad x = \frac{4,46}{2} = 2,23 \text{ mol de } O_2$$

El volumen de O_2 que representa en c.n.:

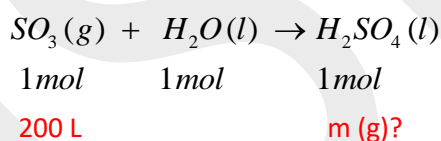
$$V(O_2) = 2,23 \cancel{\text{mol}} \times 22,4 \text{ L} / \cancel{\text{mol}} = 49,95 \text{ L de } O_2$$

18. Algunos combustibles fósiles contienen azufre que al quemarse forma óxidos de azufre (SO , SO_2 , SO_3). Estos gases en contacto con la atmósfera, donde hay oxígeno y vapor de agua, pueden producir ácido sulfúrico, H_2SO_4 y provocar la denominada "lluvia ácida":



¿Qué cantidad de ácido sulfúrico se puede formar a partir de 200 L de trióxido de azufre en condiciones normales?

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



El nº de mol en c.n. que hay en 200 L de SO_3 :

$$\text{mol } SO_3 = \frac{200 \cancel{\text{L}}}{22,4 \cancel{\text{L}} / \text{mol}} = 8,9 \text{ mol}$$

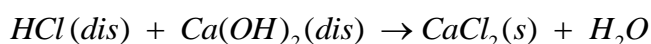
El nº de mol de ácido sulfúrico:

$$\frac{1 \text{ mol de } SO_3}{8,9 \text{ mol de } SO_3} = \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{x \text{ mol de } H_2SO_4} ; \quad x = 8,9 \text{ mol de } H_2SO_4$$

La masa de ácido sulfúrico:

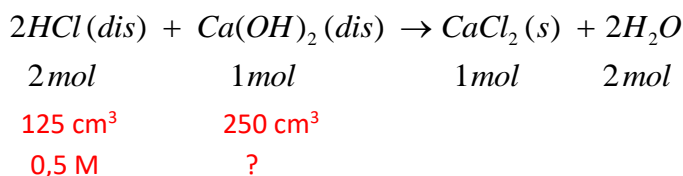
$$m(H_2SO_4) = 8,9 \cancel{\text{mol}} \times 98 \text{ g} / \cancel{\text{mol}} = 872,2 \text{ g } H_2SO_4$$

19. Al neutralizar un volumen de 250 cm^3 de disolución de hidróxido de calcio de concentración desconocida, empleamos 125 cm^3 de disolución de ácido clorhídrico $0,5 \text{ M}$:



Calcula la concentración de la disolución de hidróxido de calcio.

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



El nº de mol de ácido clorhídrico:

$$\text{mol HCl} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,125 \text{ L} = 0,0625 \text{ mol}$$

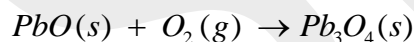
El nº de mol de hidróxido de calcio:

$$\frac{2\text{ mol de HCl}}{0,0625\text{ mol de HCl}} = \frac{1\text{ mol de Ca}(\text{OH})_2}{x\text{ mol de Ca}(\text{OH})_2} ; \quad x = \frac{0,0625}{2} = 0,0313\text{ mol de Ca}(\text{OH})_2$$

La concentración de la disolución de hidróxido de calcio:

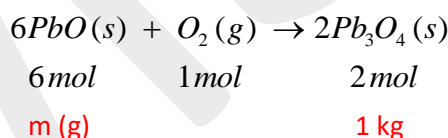
$$M = \frac{\text{mol}}{V} = \frac{0,0313\text{ mol}}{0,250\text{ L}} = 0,125\text{ M de Ca}(\text{OH})_2$$

20. Con el fin de evitar la oxidación del hierro y otros metales que deben estar a la intemperie, se los recubre con pintura de minio, Pb_3O_4 . Este producto se obtiene a partir del óxido de plomo (II) según la ecuación:



Calcula la masa necesaria de óxido de plomo (II) para obtener 1 kg de minio.

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



Calculamos el número de mol que hay en 1 kg de minio:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{685 \text{ g/mol}} = 1,46 \text{ mol de Pb}_3\text{O}_4$$

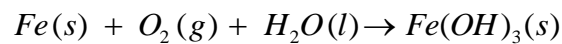
El nº de mol de óxido de plomo:

$$\frac{6\text{ mol de PbO}}{x\text{ mol de PbO}} = \frac{2\text{ mol de Pb}_3\text{O}_4}{1,46\text{ mol de Pb}_3\text{O}_4} ; \quad x = \frac{6 \times 1,46}{2} = 4,38\text{ mol de PbO}$$

La masa de óxido de plomo:

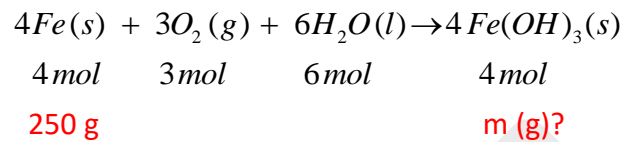
$$m(\text{PbO}) = 4,38 \text{ mol} \times 223,2 \text{ g/mol} = 977,6 \text{ g}$$

21. El hierro y muchos otros metales, en contacto con la atmósfera, reaccionan con el oxígeno y el agua que contiene dando lugar a un fenómeno conocido como corrosión:



¿Cuántos gramos de hidróxido de hierro (III) se producen a partir de 250 g de hierro?

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



Calculamos el número de mol que hay en 250 g de hierro:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{250\text{ g}}{55,85\text{ g/mol}} = 4,48\text{ mol de Fe}$$

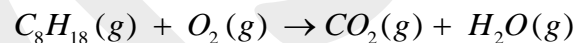
El nº de mol de $Fe(OH)_3$:

$$\frac{4\text{ mol de Fe}}{4,48\text{ mol de Fe}} = \frac{4\text{ mol de Fe(OH)}_3}{x\text{ mol de Fe(OH)}_3}; \quad x = \frac{4,48 \times 4}{4} = 4,88\text{ mol de Fe(OH)}_3$$

La masa del hidróxido de hierro (III):

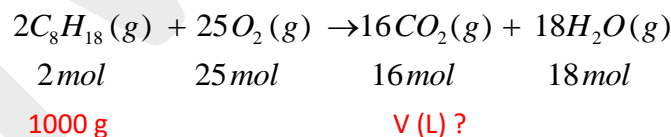
$$m(Fe(OH)_3) = 4,88\text{ mol} \times 106,84\text{ g/mol} = 478,64\text{ g}$$

22. Uno de los componentes de la gasolina es el octano, C_8H_{18} , qué como el resto de combustibles orgánicos al quemarse produce dióxido de carbono, uno de los gases que favorece el efecto invernadero:



¿Qué volumen de dióxido de carbono, en condiciones normales, se emite a la atmósfera al quemar 1kg de octano?

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



Calculamos el número de mol que hay en 1000 g de octano:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000\text{ g}}{114\text{ g/mol}} = 8,8\text{ mol de } C_8H_{18}$$

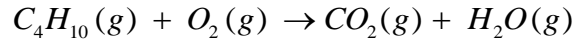
El nº de mol de CO_2 :

$$\frac{2\text{ mol de } C_8H_{18}}{8,8\text{ mol de } C_8H_{18}} = \frac{16\text{ mol de } CO_2}{x\text{ mol de } CO_2}; \quad x = \frac{8,8 \times 16}{2} = 70,4\text{ mol de } CO_2$$

El volumen de dióxido de carbono que obtendremos en c.n.:

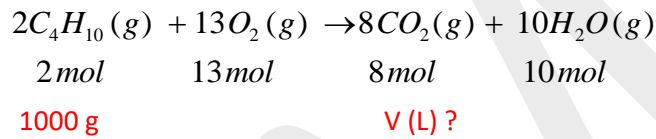
$$V(\text{CO}_2) = 70,4 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 1577 \text{ L de CO}_2$$

23. El butano, C_4H_{10} , es un combustible de uso doméstico muy utilizado en nuestro país. En presencia de oxígeno arde según la ecuación:



¿Qué volumen de dióxido de carbono, en condiciones normales, se emite a la atmósfera al quemar 1kg de butano?

Ajustamos la ecuación para ver su estequiometría:



Calculamos el número de mol que hay en 1000 g de butano:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 17,24 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

El nº de mol de CO_2 :

$$\frac{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}{17,24 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{8 \text{ mol de CO}_2}{x \text{ mol de CO}_2}; \quad x = \frac{8 \times 17,24}{2} = 69 \text{ mol de CO}_2$$

El volumen de dióxido de carbono que obtendremos en c.n.:

$$V(\text{CO}_2) = 69 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 1545 \text{ L de CO}_2$$