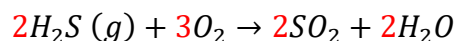


ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría trata el estudio de la relación entre las cantidades de sustancias reaccionantes y productos que intervienen en los procesos químicos representados por ecuaciones químicas. La ecuación química ajustada da directamente la relación que hay entre los moles de reactivos y productos, ya que los coeficientes de la ecuación ajustada representan el número de moles de las sustancias. Por ejemplo, en la reacción:



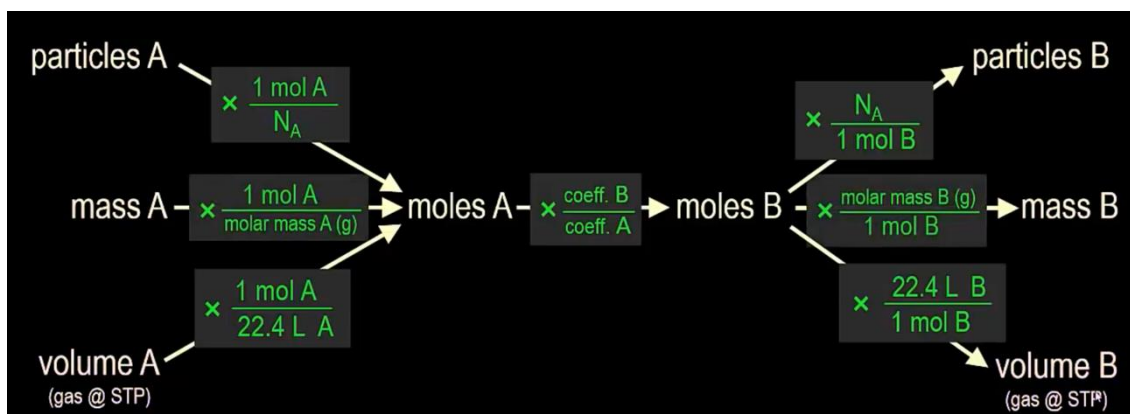
Dos moles de gas H_2S reaccionan con tres moles de gas O_2 dando dos moles de gas SO_2 y dos moles de vapor de H_2O . Estas cantidades de reaccionantes y de productos se llaman cantidades *estequiométricas*, es decir, son las cantidades que experimentan la reacción expresada por la ecuación química.

Las cantidades de compuestos químicos se suelen medir en volumen. Como conocemos la relación que existe entre los moles y la masa o el volumen, es fácil pasar de gramos o litros (gases) a moles y viceversa. Al resolver los problemas es esencial considerar con gran cuidado las unidades utilizadas.

Los tres tipos principales de problemas que están basados en las ecuaciones químicas son:

- a) Mol – Mol
- b) Masa – Masa
- c) Masa – Volumen
- d) Volumen – Volumen

En todos los casos siguen el siguiente proceso esquemático: La masa, volumen o partículas del gas **A** se pasa a moles de **A**. Se calcula, a partir de la ecuación ajustada, el número de moles de **B** que se han producido (o que han reaccionado con **A**). Por último, se calcula la masa, volumen o nº de partículas de **B**.

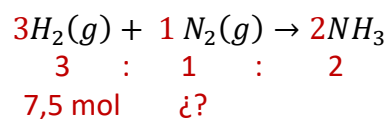


□

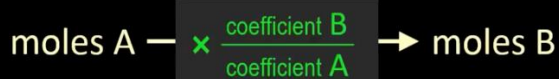
CÁLCULO MOL A MOL

Ejemplo 1

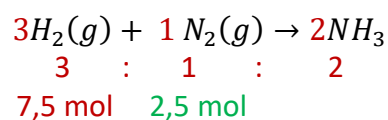
¿Cuántos mol de N_2 se necesitan para reaccionar con 7,5 mol de H_2 ?



En este caso se trata de un cálculo mol a mol.

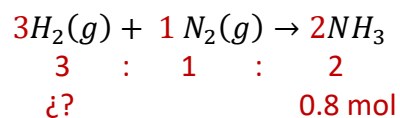


$$7,5 \cancel{\text{ mol } H_2} \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \cancel{\text{ mol } H_2}} = 2,5 \text{ mol } N_2$$

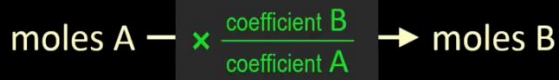


Ejemplo 2

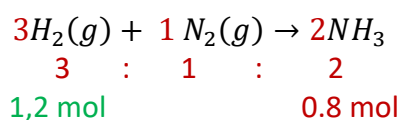
¿Cuántos mol de H_2 se necesitan para producir con 0,8 mol de NH_3 ?



En este caso se trata de un cálculo mol a mol.



$$0,8 \cancel{\text{ mol } NH_3} \times \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \cancel{\text{ mol } NH_3}} = 1,2 \text{ mol } H_2$$

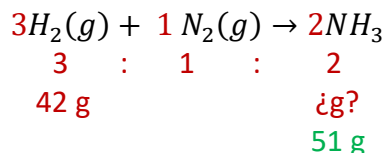


CÁLCULO MASA A MASA

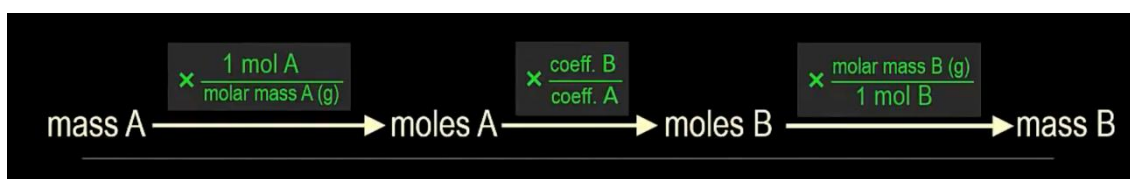
Los problemas de este tipo conllevan la determinación de la masa desconocida de un reactante o producto, a partir de la masa conocida de alguna sustancia que interviene en el proceso químico.

Ejemplo 3

¿Cuántos gramos de NH_3 se producirán si reacciona completamente 42 g de N_2 ?



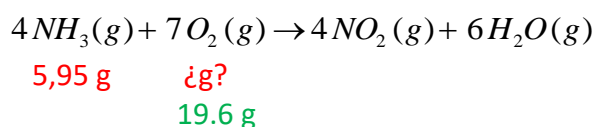
En este caso se trata de un cálculo masa a masa.



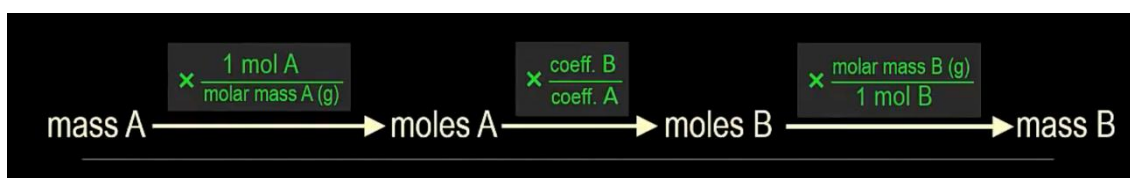
$$42 \cancel{\text{ g N}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol N}_2}}{28 \cancel{\text{ g N}_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol NH}_3}}{1 \cancel{\text{ mol N}_2}} \times \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \cancel{\text{ mol NH}_3}} = 51 \text{ g NH}_3$$
$$\frac{42 \times 1 \times 2 \times 17}{28 \times 1 \times 1} = 51$$

Ejemplo 4

¿Qué masa de O_2 se necesitará para reaccionar con 5,95 g de NH_3 ?



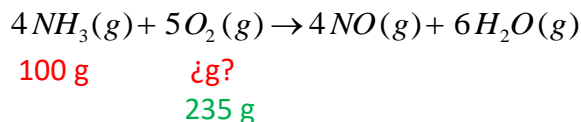
En este caso también se trata de un cálculo masa a masa.



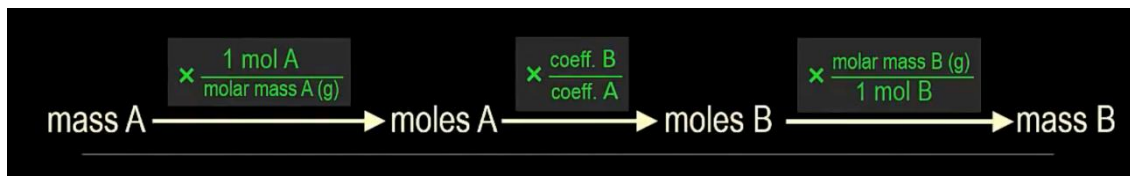
$$5,95 \cancel{\text{ g NH}_3} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol NH}_3}}{17 \cancel{\text{ g NH}_3}} \times \frac{7 \cancel{\text{ mol O}_2}}{4 \cancel{\text{ mol NH}_3}} \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 19,6 \text{ g O}_2$$
$$\frac{5,95 \times 1 \times 7 \times 32}{17 \times 4 \times 1} = 19,6$$

Ejemplo 5

¿Qué masa de O_2 se necesitará para reaccionar con exactamente 100 g de NH_3 ?



Se trata de un cálculo masa a masa.

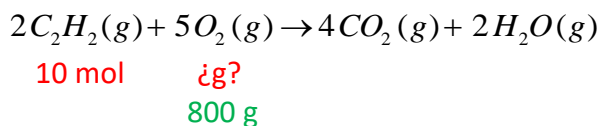


$$100 \cancel{\text{ g } NH_3} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol } NH_3}}{17 \cancel{\text{ g } NH_3}} \times \frac{5 \cancel{\text{ mol } O_2}}{4 \cancel{\text{ mol } NH_3}} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \cancel{\text{ mol } O_2}} = 235 \text{ g } O_2$$

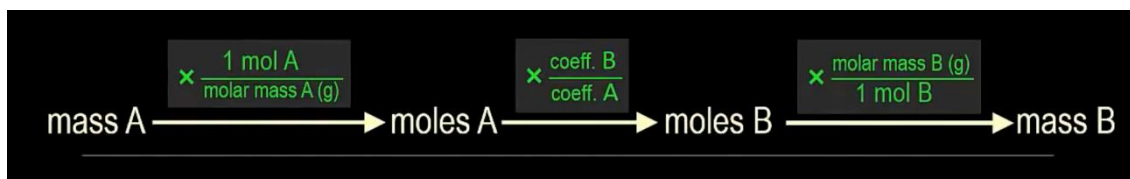
$$\frac{100 \times 1 \times 5 \times 32}{17 \times 4 \times 1} = 235$$

Ejemplo 6

¿Qué masa de O_2 se necesitará para quemar 10 mol de acetileno, C_2H_2 ?



En este caso se trata de un cálculo mol a masa.

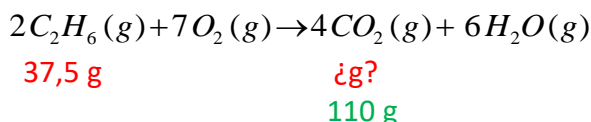


$$10 \cancel{\text{ mol } C_2H_2} \times \frac{5 \cancel{\text{ mol } O_2}}{2 \cancel{\text{ mol } C_2H_2}} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \cancel{\text{ mol } O_2}} = 800 \text{ g } O_2$$

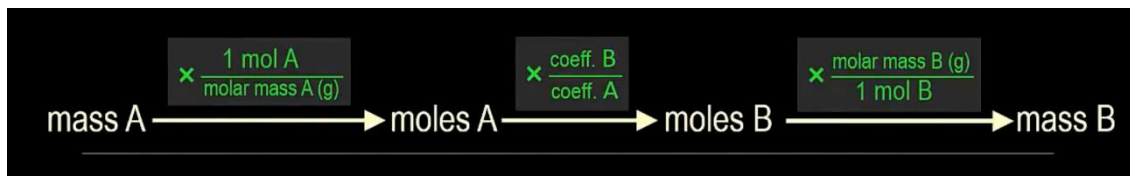
$$\frac{10 \times 5 \times 32}{2 \times 1} = 800$$

Ejemplo 7

¿Qué masa de CO_2 se producirá para si reaccionan 37,5 g de C_2H_6 ?



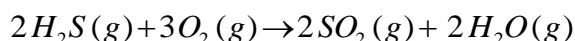
Se trata de un cálculo masa a masa.



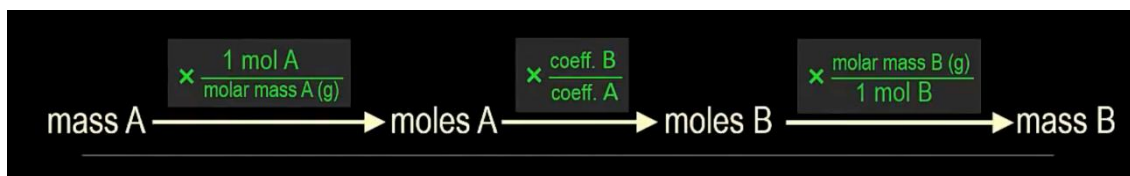
$$37,5 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6}}{30 \text{ g } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6}} \times \frac{4 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{C}_2\text{H}_6}} \times \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 110 \text{ g } \text{CO}_2$$

Ejemplo 8

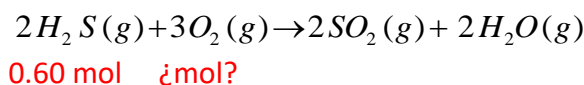
A partir de la ecuación ajustada:



- Los moles de oxígeno necesarios para reaccionar con 0.60 mol de H_2S .
- Los moles de SO_2 producidos a partir de 0.60 mol de H_2S .
- Los gramos necesarios para reaccionar con 0.60 mol de H_2S .
- La masa de SO_2 producida si se usan 204 g de H_2S .

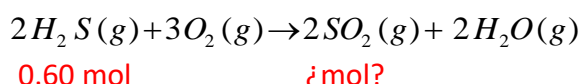


- Los moles de oxígeno necesarios para reaccionar con 0.60 mol de H_2S .



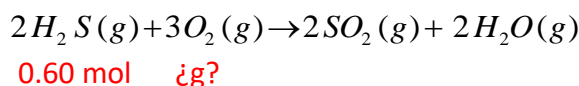
$$0.60 \cancel{\text{ mol } \text{H}_2\text{S}} \times \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \cancel{\text{ mol } \text{H}_2\text{S}}} = 0.90 \text{ mol } \text{O}_2$$

- Los moles de SO_2 producidos a partir de 0.60 mol de H_2S .

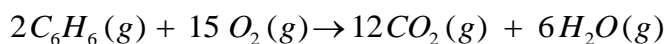


$$0.60 \cancel{\text{ mol } \text{H}_2\text{S}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{SO}_2}{2 \cancel{\text{ mol } \text{H}_2\text{S}}} = 0.60 \text{ mol } \text{SO}_2$$

- Los gramos necesarios para reaccionar con 0.60 mol de H_2S .



d) ¿Cuántos gramos de C_6H_6 hay que quemar para producir 3,30 g de CO_2 ?



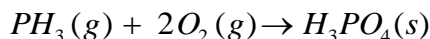
¿g?

3.30 g

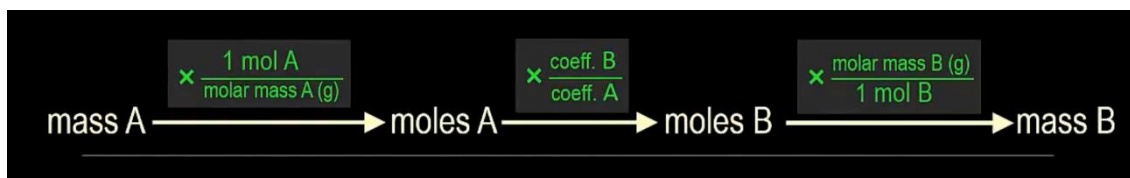
$$3.30 \cancel{g CO_2} \times \frac{\cancel{mol CO_2}}{44 \cancel{g CO_2}} \times \frac{2 \cancel{mol C_6H_6}}{12 \cancel{mol CO_2}} \times \frac{78 \cancel{g C_6H_6}}{\cancel{mol C_6H_6}} = 0.975 \text{ g } C_6H_6$$

Ejemplo 10

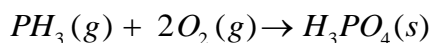
La combustión completa del PH_3 está representada por la ecuación. Para 68 g de PH_3 , determínese:



- Los moles de O_2 necesarios.
- Los gramos de O_2 necesarios.
- Los moles de H_3PO_4 formados.
- Los gramos de H_3PO_4 formados.



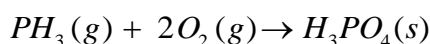
a) Los moles de O_2 necesarios.



68 g ¿mol?

$$68 \cancel{g PH_3} \times \frac{1 \cancel{mol PH_3}}{34 \cancel{g PH_3}} \times \frac{2 \cancel{mol O_2}}{1 \cancel{mol PH_3}} = 4 \text{ mol } O_2$$

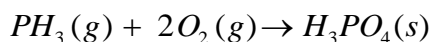
b) Los gramos de O_2 necesarios.



¿g?

$$4 \cancel{mol O_2} \times \frac{32 \cancel{g O_2}}{1 \cancel{mol O_2}} = 128 \text{ g } O_2$$

c) Los moles de H_3PO_4 formados.

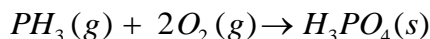


68 g

¿mol?

$$68 \cancel{g PH_3} \times \frac{1 \cancel{mol PH_3}}{34 \cancel{g PH_3}} \times \frac{1 \cancel{mol H_3PO_4}}{1 \cancel{mol PH_3}} = 2 \text{ mol } H_3PO_4$$

d) Los moles gramos de H_3PO_4 formados.



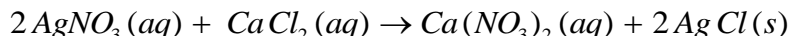
68 g

¿g?

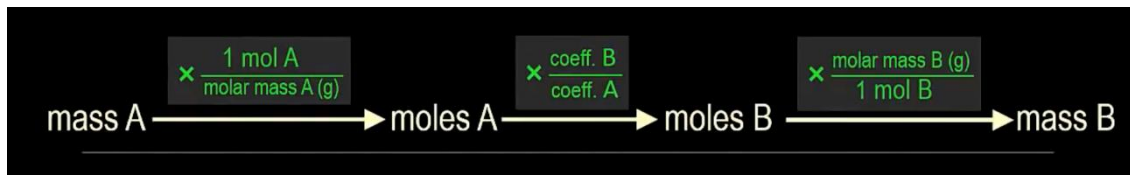
$$2 \cancel{mol H_3PO_4} \times \frac{98 \cancel{g H_3PO_4}}{1 \cancel{mol H_3PO_4}} = 196 \text{ g } H_3PO_4$$

Ejemplo 11

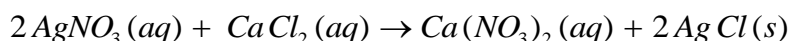
El nitrato de plata reacciona con el CaCl_2 en la forma que indica la ecuación:



- Calcula el peso de AgNO_3 necesario para producir 57.4 g de AgCl .
- El peso de CaCl_2 necesario para producir 57.4 g de AgCl .
- El peso de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ producido cuando se obtienen 57.4 g de AgCl .



- Calcula el peso de AgNO_3 necesario para producir 57.4 g de AgCl .

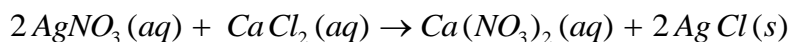


¿ g?

57.4 g

$$57.4 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol AgCl}}}{143 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}}} \times \frac{2 \text{ mol } \cancel{\text{AgCl}}}{2 \cancel{\text{ mol AgCl}}} \times \frac{170 \text{ g } \text{AgNO}_3}{2 \cancel{\text{ mol AgNO}_3}} = 68.0 \text{ g } \text{AgNO}_3$$

- El peso de CaCl_2 necesario para producir 57.4 g de AgCl .

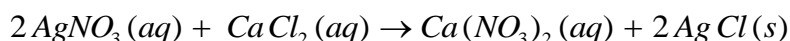


¿ g?

57.4 g

$$57.4 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol AgCl}}}{143 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol CaCl}_2}}{2 \cancel{\text{ mol AgCl}}} \times \frac{111 \text{ g } \text{CaCl}_2}{\cancel{\text{ mol CaCl}_2}} = 22.2 \text{ g } \text{CaCl}_2$$

- El peso de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ producido cuando se obtienen 57.4 g de AgCl .



¿ g?

57.4 g

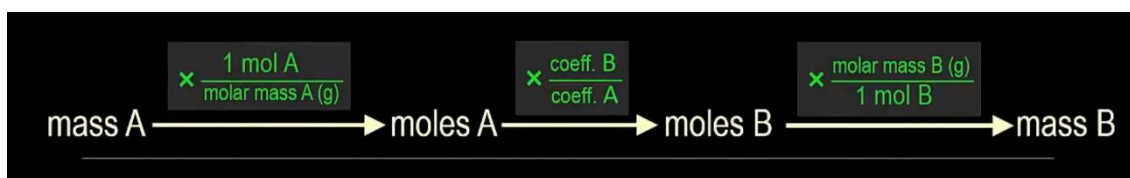
$$57.4 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol AgCl}}}{143 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}}{2 \cancel{\text{ mol AgCl}}} \times \frac{164 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{\cancel{\text{ mol CaCl}_2}} = 32.8 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Ejemplo 12

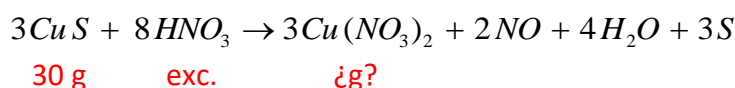
Se tratan 30 g CuS con exceso de HNO_3 diluido y se produce la reacción:



- ¿Cuántos gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se producen?
- ¿Cuántos gramos de S se producen?
- ¿Qué cantidad de HNO_3 se necesita como mínimo?

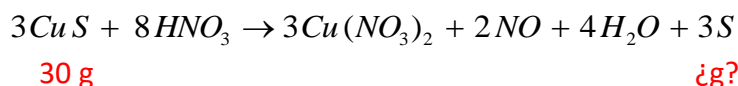


a) ¿Cuántos gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se producen?



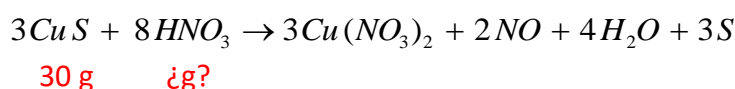
$$30\text{ g CuS} \times \frac{1\text{ mol CuS}}{95.6\text{ g CuS}} \times \frac{3\text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2}{3\text{ mol CuS}} \times \frac{187.6\text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2}{1\text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2} = 58.9\text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2$$

b) ¿Cuántos gramos de S se producen?



$$30\text{ g CuS} \times \frac{1\text{ mol CuS}}{95.6\text{ g CuS}} \times \frac{3\text{ mol S}}{3\text{ mol CuS}} \times \frac{32\text{ g S}}{1\text{ mol S}} = 10.0\text{ g S}$$

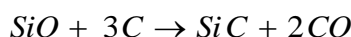
c) ¿Qué cantidad de HNO_3 se necesita como mínimo?



$$30\text{ g CuS} \times \frac{1\text{ mol CuS}}{95.6\text{ g CuS}} \times \frac{8\text{ mol HNO}_3}{3\text{ mol CuS}} \times \frac{63\text{ g HNO}_3}{1\text{ mol HNO}_3} = 52.7\text{ g HNO}_3$$

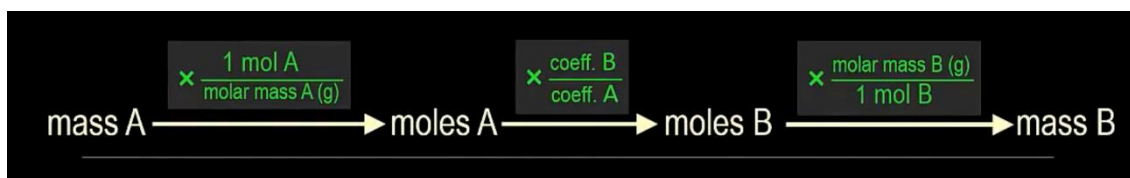
Ejemplo 13

El carburo de silicio se forma según la reacción:

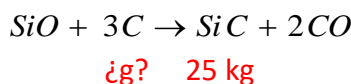


a) Calcúlese el peso del carbono necesario para producir 25.0 kg de SiC.

b) ¿Qué peso de CO se produce?

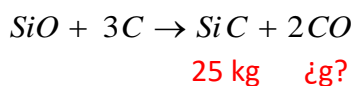


a) Calcúlese el peso del carbono necesario para producir 25.0 kg de SiC.



$$25\text{ kg SiC} \times \frac{1000\text{ g SiC}}{1\text{ kg SiC}} \times \frac{1\text{ mol SiC}}{40\text{ g SiC}} \times \frac{3\text{ mol C}}{1\text{ mol SiC}} \times \frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}} = 22500\text{ g C} = 22.5\text{ kg C}$$

b) ¿Qué peso de CO se produce?



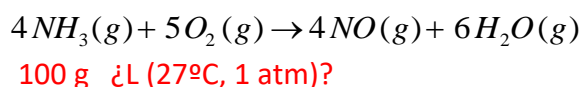
$$25\text{ kg SiC} \times \frac{1000\text{ g SiC}}{1\text{ kg SiC}} \times \frac{1\text{ mol SiC}}{40\text{ g SiC}} \times \frac{2\text{ mol CO}}{1\text{ mol SiC}} \times \frac{28\text{ g CO}}{1\text{ mol CO}} = 35000\text{ g CO} = 35\text{ kg CO}$$

CÁLCULO MASA A VOLUMEN

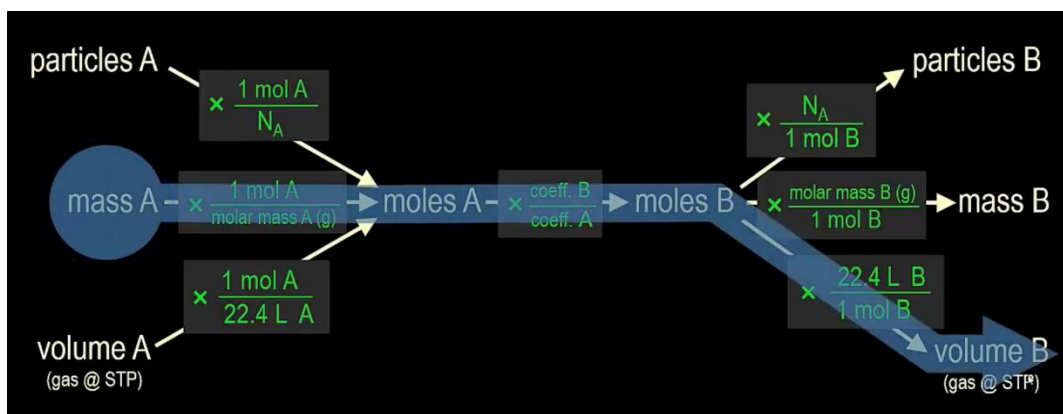
Son cálculos estequiométricos que se hacen en los casos en los que uno de los reaccionantes o de los productos es un gas. Igual que en los cálculos masa-masa, se utiliza la ecuación química ajustada para relacionar el número de moles de una sustancia con el número de moles de otros reaccionantes o productos. Es muy fácil, aplicando la ecuación de los gases ideales, pasar de moles o gramos de un gas a volumen para una presión y temperatura dadas. Otra solución se basaría en que, como 1 mol de cualquier gas ocupa 22.4 litros a TPN, se puede calcular el volumen que ocupa en esas condiciones un número dado de moles de un gas, pasándolo después a las condiciones que se deseen, utilizando las relaciones entre P, V y T.

Ejemplo 14

Determina el volumen de O_2 a $27^\circ C$ y 1 atm que se necesitará para que reaccione con exactamente 100 g de NH_3 .



En este caso se trata de un cálculo masa a volumen.



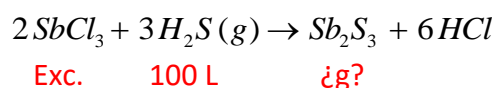
$$100 \cancel{\text{ g } NH_3} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol } NH_3}}{17 \cancel{\text{ g } NH_3}} \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \cancel{\text{ mol } NH_3}} = 7.35 \text{ mol } O_2$$

Para calcular el volumen de oxígeno en las condiciones solicitadas, aplicamos la ecuación de los gases ideales $PV = nRT$

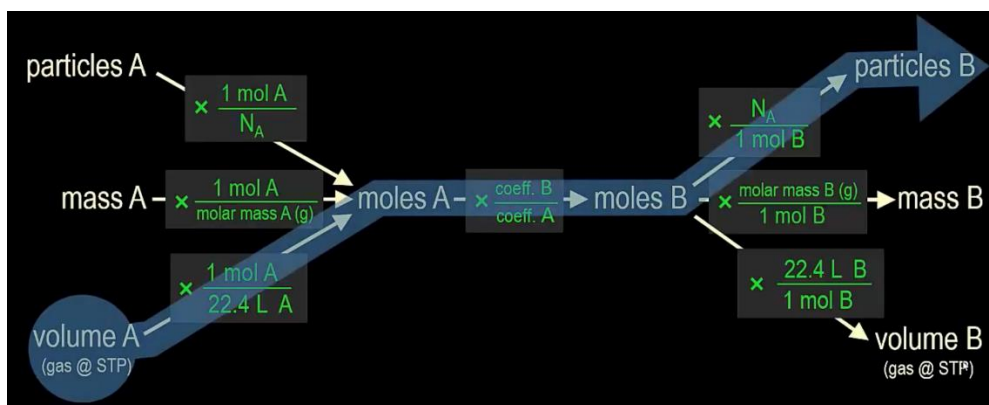
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{7.35 \cancel{\text{ mol } O_2} \times 0.082 \frac{\cancel{\text{ atm L}}}{\cancel{\text{ mol K}}} \times 300 \cancel{K}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 181 \text{ L } O_2$$

Ejemplo 15

Se inyectan 100 L de H_2S a TPN en una solución acuosa de $SbCl_3$. Se produce un precipitado de Sb_2S_3 . Calcúlese el peso en gramos del Sb_2S_3 , si hay un exceso de $SbCl_3$.



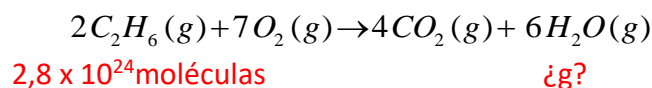
En este caso se trata de un cálculo volumen a masa.



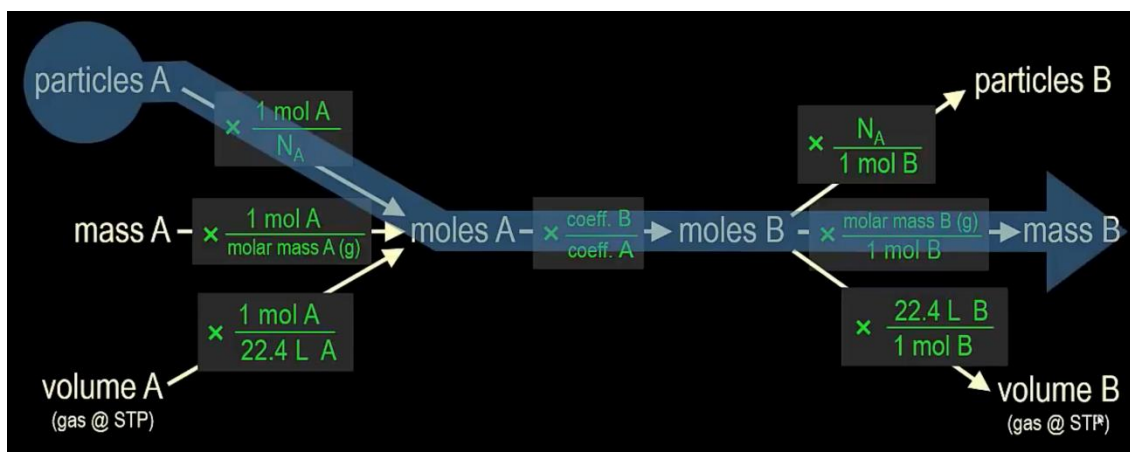
$$100 \cancel{L H_2S} \times \frac{1 \cancel{mol H_2S}}{22.4 \cancel{L H_2S}} \times \frac{1 \cancel{mol Sb_2S_3}}{3 \cancel{mol H_2S}} \times \frac{340 \text{ g } Sb_2S_3}{1 \cancel{mol Sb_2S_3}} = 507 \text{ g } Sb_2S_3$$

Ejemplo 16

¿Qué masa de H_2O se produce en la reacción de $2,8 \times 10^{24}$ moléculas de C_2H_6 ?



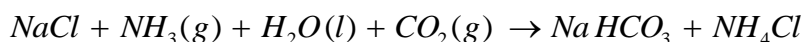
Se trata de un cálculo partículas a masa.



$$2,8 \cdot 10^{24} \cancel{\text{moléculas } C_2H_6} \times \frac{1 \cancel{mol C_2H_6}}{6,02 \cdot 10^{23} \cancel{\text{moléculas } C_2H_6}} \times \frac{6 \cancel{mol H_2O}}{2 \cancel{mol C_2H_6}} \times \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \cancel{mol H_2O}} = 251 \text{ g } H_2O$$

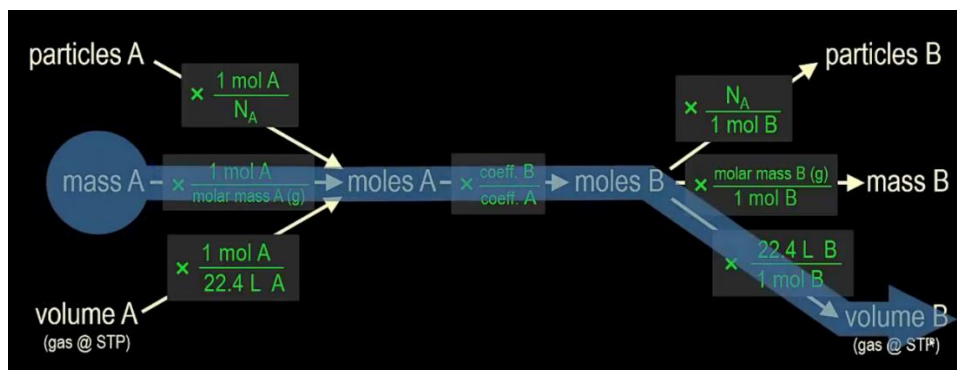
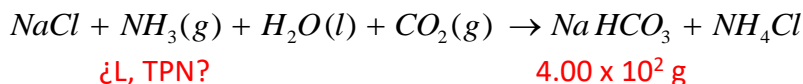
Ejemplo 19

En la producción de NaHCO_3 por el método Solvay, se trata CO_2 gaseoso con una solución saturada de NaCl y NH_3 , produciéndose la siguiente reacción:



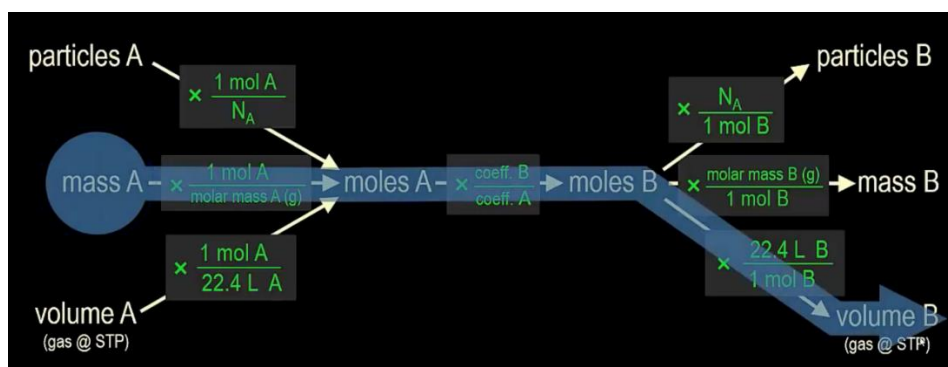
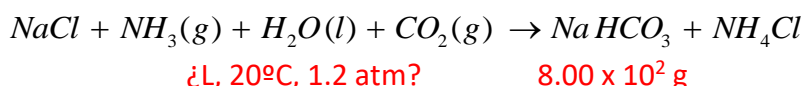
- a) Calcúlese el volumen de NH_3 (g) a TPN necesario para producir 4.00×10^2 g de NaHCO_3 .
 b) ¿Qué volumen de CO_2 (g), a 20°C y 1.2 atm, se necesita para producir 8.00×10^2 g de NaHCO_3 ?

- a) Calcúlese el volumen de NH_3 (g) a TPN necesario para producir 4.00×10^2 g de NaHCO_3 .



$$4.00 \times 10^2 \text{ g NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84.006 \text{ g NaHCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{22.4 \text{ L NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 106.7 \text{ L NH}_3$$

- b) ¿Qué volumen de CO_2 (g), a 20°C y 1.2 atm, se necesita para producir 8.00×10^2 g de NaHCO_3 ?



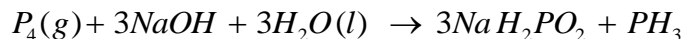
$$8.00 \times 10^2 \text{ g NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84.006 \text{ g NaHCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{22.4 \text{ L NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 213 \text{ L CO}_2$$

El volumen de CO_2 (g) a 20°C y 1.2 atm lo obtenemos:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; V' = \frac{PVT'}{TP'} = \frac{1 \text{ atm} \times 213 \text{ L} \times 293 \text{ K}}{273 \text{ K} \times 1.2 \text{ atm}} = 190.5 \text{ L CO}_2$$

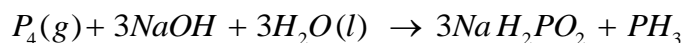
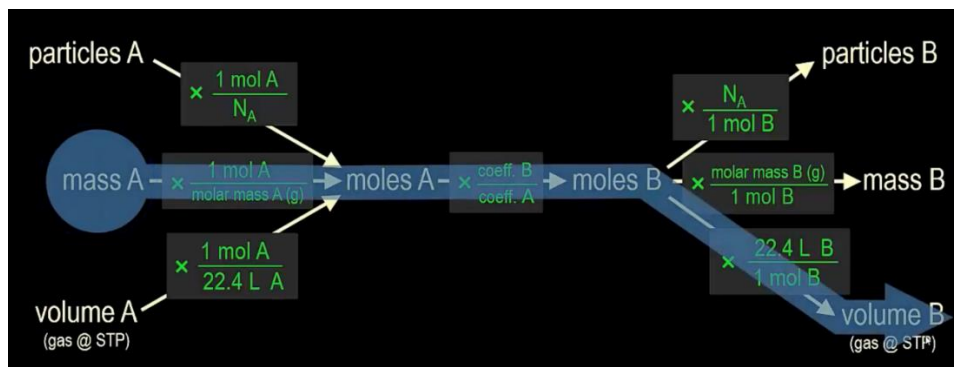
Ejemplo 20

El gas fosfamina, PH_3 , se obtiene a partir de P_4 por la reacción:



- ¿Qué volumen de fosfamina a TPN se puede obtener a partir de 93 g de fósforo?
- Determinéese el volumen de PH_3 a TPN que se puede obtener a partir de 20.0 g de NaOH .
- ¿Qué volumen de PH_3 a 37°C y 0.90 atm se produce si se obtienen 142 g de NaH_2PO_2 ?

- ¿Qué volumen de fosfamina a TPN se puede obtener a partir de 93 g de fósforo?

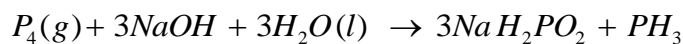
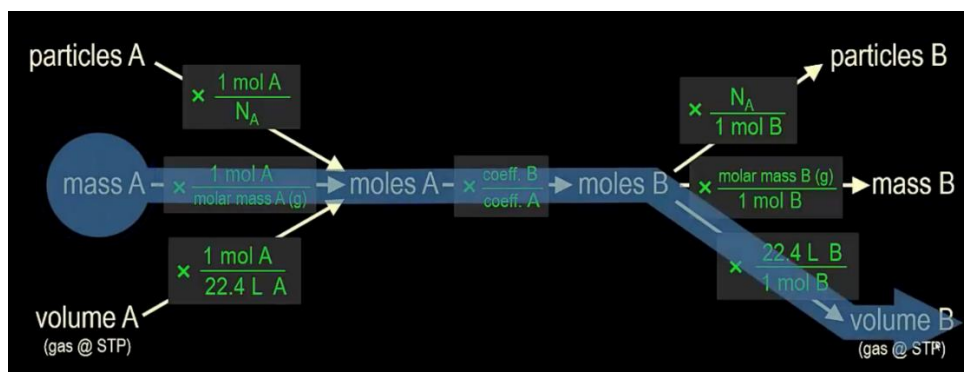


93 g

¿L, TPN?

$$93 \cancel{\text{g P}_4} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol P}_4}}{123.9 \text{ g P}_4} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol PH}_3}}{1 \cancel{\text{ mol P}_4}} \times \frac{22.4 \text{ L PH}_3}{1 \cancel{\text{ mol PH}_3}} = 16.8 \text{ L PH}_3$$

- Determinéese el volumen de PH_3 a TPN que se puede obtener a partir de 20.0 g de NaOH .

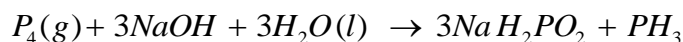
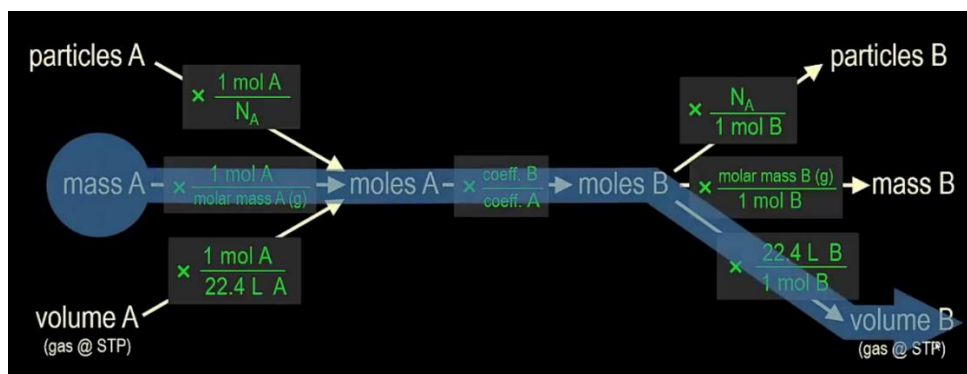


20.0 g

¿L, TPN?

$$20.0 \cancel{\text{ g NaOH}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol NaOH}}}{40.0 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol PH}_3}}{3 \cancel{\text{ mol NaOH}}} \times \frac{22.4 \text{ L PH}_3}{1 \cancel{\text{ mol PH}_3}} = 3.73 \text{ L PH}_3$$

c) ¿Qué volumen de PH₃ a 37°C y 0.90 atm se produce si se obtienen 142 g de NaH₂PO₂?



142 g ¿L, 37°C, 0.90 atm?

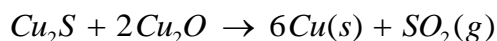
$$142 \text{ g } NaH_2PO_2 \times \frac{1 \text{ mol } NaH_2PO_2}{87.98 \text{ g } NaH_2PO_2} \times \frac{1 \text{ mol } PH_3}{3 \text{ mol } NaH_2PO_2} \times \frac{22.4 \text{ L } PH_3}{1 \text{ mol } PH_3} = 12.05 \text{ L } PH_3$$

El volumen de PH₃ a 37°C y 0.90 atm:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; V' = \frac{PVT'}{TP'} = \frac{1 \text{ atm} \times 12.05 \text{ L} \times 310 \text{ K}}{273 \text{ K} \times 0.90 \text{ atm}} = 15.2 \text{ L } PH_3$$

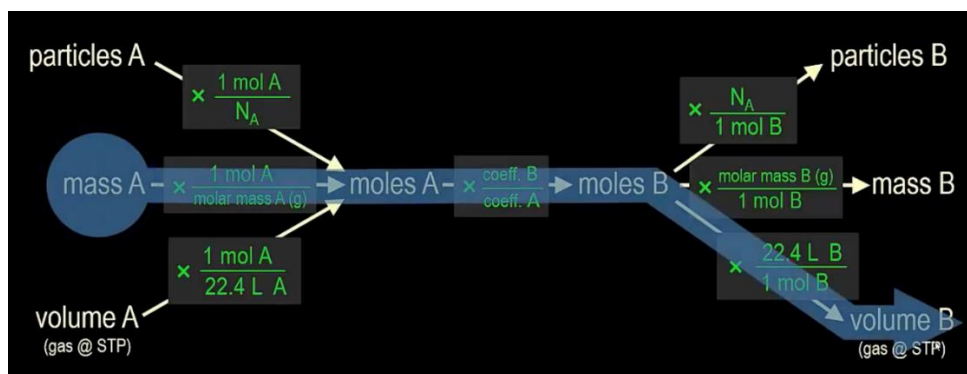
Ejemplo 21

En uno de los pasos de la producción del metal Cu es muy importante la siguiente reacción. ¿Cuántos litros de SO₂ a 327°C y 74.0 cm de Hg se producen a partir de 5.77 kg de Cu₂S?



5.77 kg

¿L, 327°C, 74.0 cmHg?



$$5.77 \text{ kg } Cu_2S \times \frac{1000 \text{ g } Cu_2S}{1 \text{ kg } Cu_2S} \times \frac{1 \text{ mol } Cu_2S}{159.16 \text{ g } Cu_2S} \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol } Cu_2S} \times \frac{22.4 \text{ L } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} = 812 \text{ L } SO_2$$

El volumen de SO₂ a 327°C y 74 cmHg:

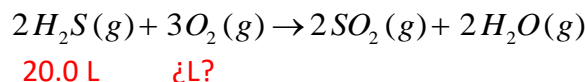
$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; V' = \frac{PVT'}{TP'} = \frac{1 \text{ atm} \times 812 \text{ L} \times 600 \text{ K}}{273 \text{ K} \times 74.0 \text{ cmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{76.0 \text{ cmHg}}} = 1833 \text{ L } SO_2$$

Ejemplo 23

El H₂S se quema en O₂ según la reacción descrita a continuación. Determinése:

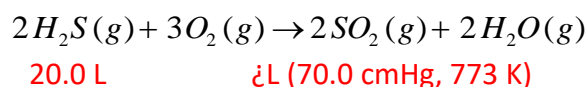
- a) El volumen de oxígeno a TPN necesario para quemar 20.0 L de H₂S.
b) El volumen de dióxido de azufre que se obtiene a una presión de 70.0 cm de Hg y a una temperatura de 773 K.

- a) El volumen de oxígeno a TPN necesario para quemar 20.0 L de H₂S.



$$20.0 \cancel{L H_2S} \times \frac{3L O_2}{2 \cancel{L H_2S}} = 30.0L O_2$$

- b) El volumen de dióxido de azufre que se obtiene a una presión de 70.0 cm de Hg y a una temperatura de 773 K.



$$20.0 \cancel{L H_2S} \times \frac{2L SO_2}{2 \cancel{L H_2S}} = 20.0L SO_2$$

FORMA A

El volumen de dióxido de azufre en esas condiciones:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} ; V' = \frac{PVT'}{TP'} = \frac{76 \cancel{cmHg} \times 20.0L \times 773K}{70 \cancel{cmHg} \times 273K} = 61.5L SO_2$$

FORMA B

Mediante la ecuación de los gases ideales, calculamos los moles que representan ese volumen:

$$PV = nRT ; n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cancel{atm} \times 20.0L}{0.082 \frac{\cancel{atm} L}{mol K} \times 273K} = 0.893 mol H_2S$$

Los moles de SO₂ (g):

$$0.893 \cancel{mol H_2S} \times \frac{2 mol SO_2}{2 \cancel{mol H_2S}} = 0.893 mol SO_2$$

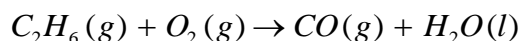
El volumen de SO₂ (g) producido a 70.0 cmHg y 773 K:

$$PV = nRT ; V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.893 \cancel{mol} \times 0.082 \frac{\cancel{atm} L}{mol K} \times 773K}{70.0 \cancel{cmHg} \times \frac{1 \cancel{atm}}{76.0 \cancel{cmHg}}} = 61.5L SO_2$$

Ejemplo 24

El compuesto C_2H_6 reacciona con una cantidad limitada de O_2 formando CO y H_2O .

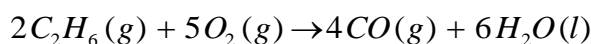
a) Ajustese la reacción:



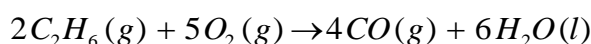
b) ¿Qué volumen de oxígeno reacciona con 4.0 litros de C_2H_6 a TPN?

c) Determinése el volumen de CO medido a TPN que se produce a partir de 4.0 litros de C_2H_6 a TPN.

a) Ajustese la reacción:



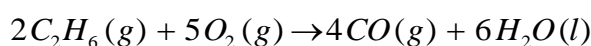
b) ¿Qué volumen de oxígeno reacciona con 4.0 litros de C_2H_6 a TPN?



4.0 L ¿ L ?

$$4.0 L \cancel{C_2H_6} \times \frac{5 L O_2}{2 L \cancel{C_2H_6}} = 10 L O_2$$

c) Determinése el volumen de CO medido a TPN que se produce a partir de 4.0 litros de C_2H_6 a TPN.



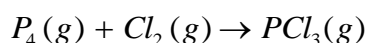
4.0 L ¿ L ?

$$4.0 L \cancel{C_2H_6} \times \frac{4 L CO}{2 L \cancel{C_2H_6}} = 8 L CO$$

Ejemplo 25

El P_4 (g) reacciona con el Cl_2 (g) formando PCl_3 (g).

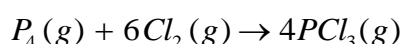
a) Ajustese la reacción:



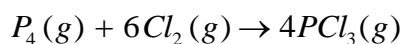
b) Calcúlese el volumen de Cl_2 necesario para reaccionar con 28 litros de P_4 (g) a una temperatura dada.

c) ¿Qué volumen de PCl_3 se produce a partir de 28 litros de P_4 si la temperatura absoluta del PCl_3 es el doble que la de los reactivos y la presión es constante?

a) Ajustese la reacción:



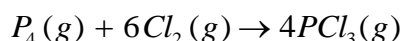
b) Calcúlese el volumen de Cl_2 necesario para reaccionar con 28 litros de P_4 (g) a una temperatura dada.



28 L ¿ L ?

$$28 L \cancel{P_4} \times \frac{6 L Cl_2}{1 L \cancel{P_4}} = 168 L Cl_2$$

c) ¿Qué volumen de PCl_3 se produce a partir de 28 litros de P_4 si la temperatura absoluta del PCl_3 es el doble que la de los reactivos y la presión es constante?



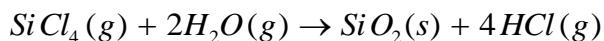
28 L ¿ L, T' = 2T, P = cte?

El volumen de PCl_3 a 2T y P = cte

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; \quad V' = \frac{PVT'}{P'T} = \frac{\cancel{P} V 2T'}{\cancel{P} T} = 2 \times 112 L = 224 L PCl_3$$

Ejemplo 26

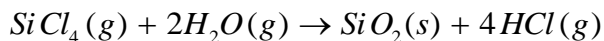
El SiCl_4 reacciona con H_2O a temperaturas elevadas según la ecuación:



Si reaccionan 62 litros de SiCl_4 a 300.0°C y 0.500 atm con H_2O :

- ¿Qué volumen de H_2O en esas condiciones se consumirá?
- ¿Qué volumen de HCl se producirá?
- ¿Cuál es el volumen de esa cantidad de gas HCl a TPN?

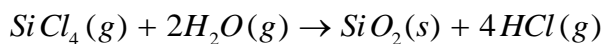
a) ¿Qué volumen de H_2O en esas condiciones se consumirá?



62 L (300 °C, 0.500 atm) ¿ L ?

$$62 \cancel{\text{L SiCl}_4} \times \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ L SiCl}_4}} = 124 \text{ L H}_2\text{O}$$

b) ¿Qué volumen de HCl se producirá?



62 L (300 °C, 0.500 atm) ¿ L ?

$$62 \cancel{\text{L SiCl}_4} \times \frac{4 \text{ L HCl}}{1 \cancel{\text{ L SiCl}_4}} = 248 \text{ L HCl}$$

c) ¿Cuál es el volumen de esa cantidad de gas HCl a TPN?

El volumen de HCl (g) a TPN será:

TPN : 273 K , 1 atm , ¿ V ?

Estado : 573 K , 0.500 atm , 248 L

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} ; V = \frac{P'V'T}{PT'} = \frac{0.500 \cancel{\text{ atm}} \times 248 \text{ L} \times 273 \cancel{\text{ K}}}{1 \cancel{\text{ atm}} \times 573 \cancel{\text{ K}}} = 59 \text{ L HCl}$$

BIBLIOGRAFÍA

THE CRASH CHEMISTRY ACADEMY

- Video: *Stoichiometry Tutorial Step by Step Video + Review Problems Explained. mp4*
<https://www.youtube.com/watch?v=XnfATaoubzA&t=636s>
- Problemas de química general y análisis cualitativo. C. J. Nyman, G. B. King. Editorial AC.