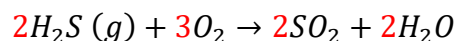


ESTEQUIOMETRÍA

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:



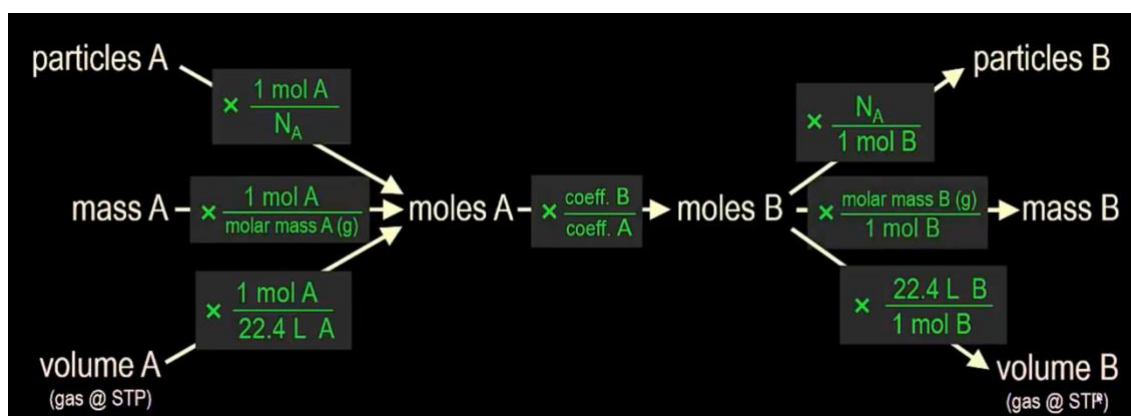
Dos moles de gas H_2S reaccionan con tres moles de gas O_2 dando dos moles de gas SO_2 y dos moles de vapor de H_2O . Estas cantidades de reaccionantes y de productos se llaman cantidades *estequiométricas*, es decir, son las cantidades que experimentan la reacción expresada por la ecuación química.

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

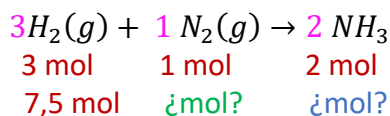
En todos los casos siguen el siguiente proceso esquemático: La masa, volumen o partículas del gas **A** se pasa a moles de **A**. Se calcula, a partir de la ecuación ajustada, el número de moles de **B** que se han producido (o que han reaccionado con **A**). Por último, se calcula la masa, volumen o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



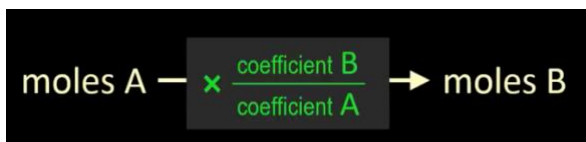
CÁLCULO MOL A MOL

Ejemplo 1

¿Cuántos mol de N_2 se necesitan para reaccionar con 7,5 mol de H_2 ? ¿Cuántos mol de NH_3 se pueden obtener?

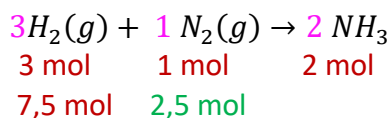


En este caso se trata de un cálculo mol a mol.



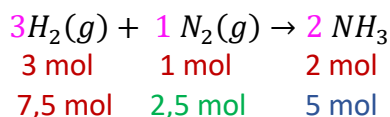
a) Los mol de N_2 :

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



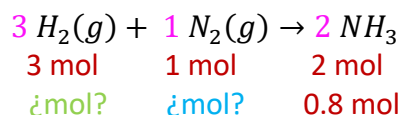
b) Los mol de NH_3 :

$$7,5 \cancel{\text{ mol } H_2} \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \cancel{\text{ mol } H_2}} = 5 \text{ mol } NH_3$$

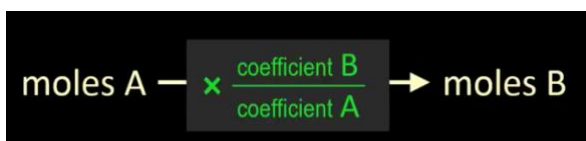


Ejemplo 2

¿Cuántos mol de H_2 se necesitan para producir con 0,8 mol de NH_3 ? ¿Cuántos mol N_2 ?

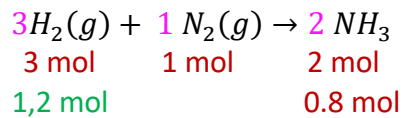


En este caso también se trata de un cálculo mol a mol.



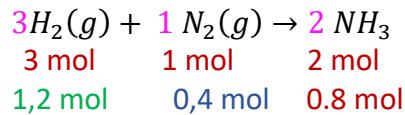
a) Los mol de H_2 :

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



a) Los mol de N₂:

$$0,8 \text{ mol } \cancel{NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } \cancel{NH_3}} = 0,4 \text{ mol } N_2$$

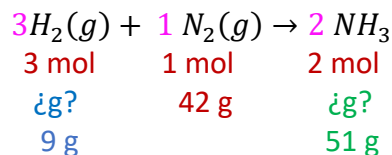


CÁLCULO MASA A MASA

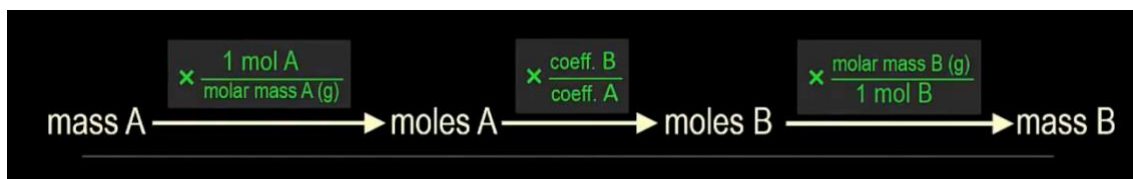
Los problemas de este tipo conllevan la determinación de la masa desconocida de un reactante o producto, a partir de la masa conocida de alguna sustancia que interviene en el proceso químico.

Ejemplo 3

¿Cuántos gramos de NH₃ se producirán si reacciona completamente 42 g de N₂? ¿Cuántos gramos de H₂ necesitaríamos?



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



a) Los gramos de NH₃:

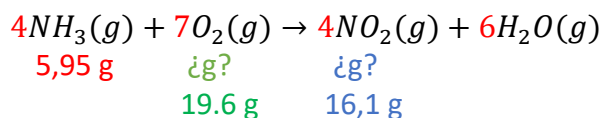
$$42 \text{ g } \cancel{N_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{N_2}}{28 \text{ g } \cancel{N_2}} \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } \cancel{N_2}} \times \frac{17 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } \cancel{NH_3}} = 51 \text{ g } NH_3$$

b) Los gramos de H₂:

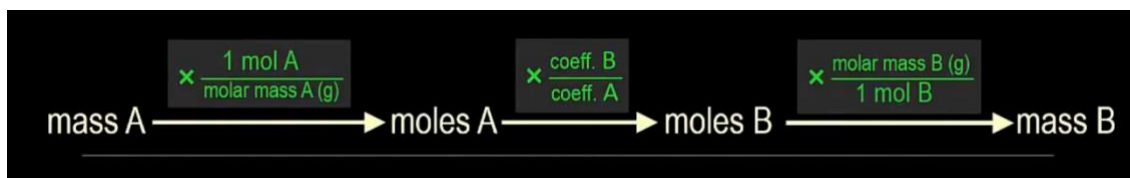
$$42 \text{ g } \cancel{N_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{N_2}}{28 \text{ g } \cancel{N_2}} \times \frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } \cancel{N_2}} \times \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } \cancel{H_2}} = 9 \text{ g } H_2$$

Ejemplo 4

¿Qué masa de O_2 se necesitará para reaccionar con 5,95 g de NH_3 ? ¿Qué masa de NO_2 se obtendría?



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



a) La masa de O_2 que se necesita:

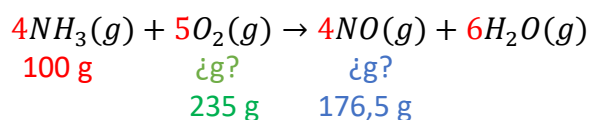
$$5,95 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{7 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } NH_3} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 19,6 \text{ g } O_2$$

b) La masa de NO_2 que se obtiene:

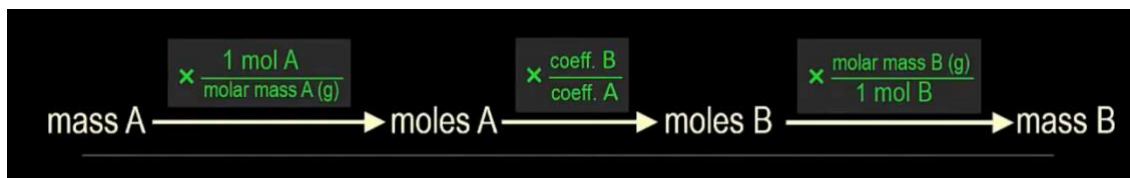
$$5,95 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{4 \text{ mol } NO_2}{4 \text{ mol } NH_3} \times \frac{46 \text{ g } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2} = 16,1 \text{ g } NO_2$$

Ejemplo 5

¿Qué masa de O_2 se necesitará para reaccione con exactamente 100 g de NH_3 , según la reacción siguiente?
¿Qué cantidad de NO se obtendrá?



Se trata de un cálculo masa a masa.



a) La cantidad de oxígeno que se necesita:

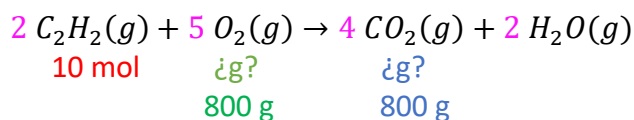
$$100 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } NH_3} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 235 \text{ g } O_2$$

b) La cantidad de óxido de nitrógeno que se obtendrá:

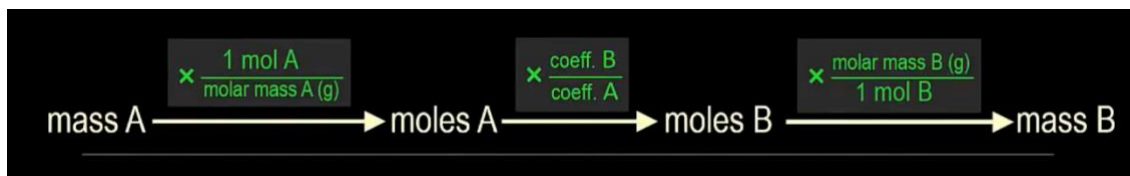
$$100 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{4 \text{ mol } NO}{4 \text{ mol } NH_3} \times \frac{30 \text{ g } NO}{1 \text{ mol } NO} = 176,5 \text{ g } NO$$

Ejemplo 6

¿Qué masa de O_2 se necesitará para quemar 10 mol de acetileno, C_2H_2 ? ¿Qué masa de CO_2 se obtiene?



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



a) La masa de oxígeno que se necesita:

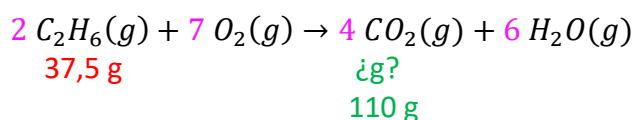
$$10 \text{ mol } C_2H_2 \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } C_2H_2} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 800 \text{ g } O_2$$

b) La masa de dióxido de carbono que se obtiene:

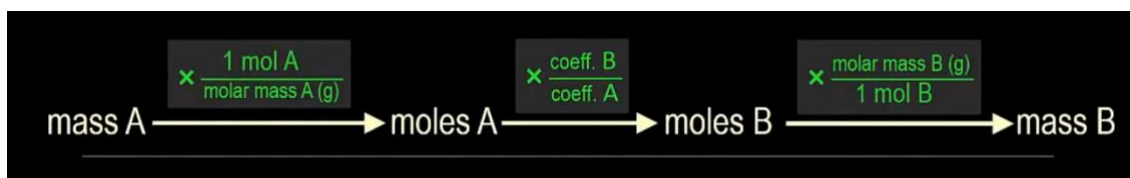
$$10 \text{ mol } C_2H_2 \times \frac{4 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_2H_2} \times \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 800 \text{ g } CO_2$$

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.

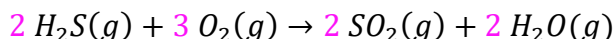


La masa de dióxido de carbono que se obtiene

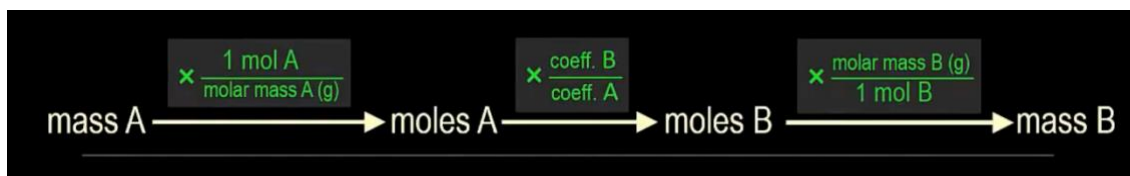
$$37,5 \text{ g } C_2H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30 \text{ g } C_2H_6} \times \frac{4 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_2H_6} \times \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 110 \text{ g } CO_2$$

Ejemplo 8

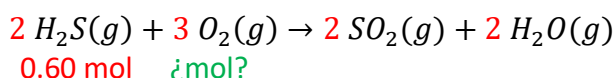
A partir de la ecuación ajustada:



- 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 de O_2 necesarios para reaccionar con 0.60 mol de H_2S .
- La masa de SO_2 producida si se usan 204 g de H_2S .

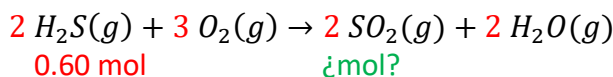


- Los moles de oxígeno necesarios para reaccionar con 0.60 mol de H_2S .



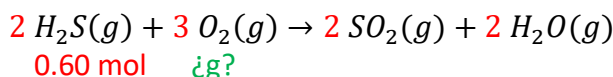
$$0.60 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}}} = 0.90 \text{ mol O}_2$$

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



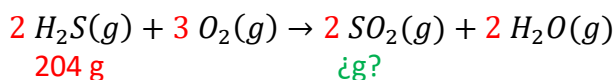
$$0.60 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}} \times \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}}} = 0.60 \text{ mol SO}_2$$

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



$$0.60 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}} \times \frac{3 \cancel{\text{ mol O}_2}}{2 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}}} \times \frac{32 \text{ g O}_2}{\cancel{\text{ mol O}_2}} = 28.8 \text{ g O}_2$$

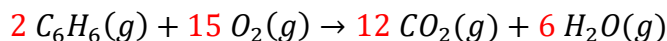
- La masa de SO_2 producida si se usan 204 g de H_2S .



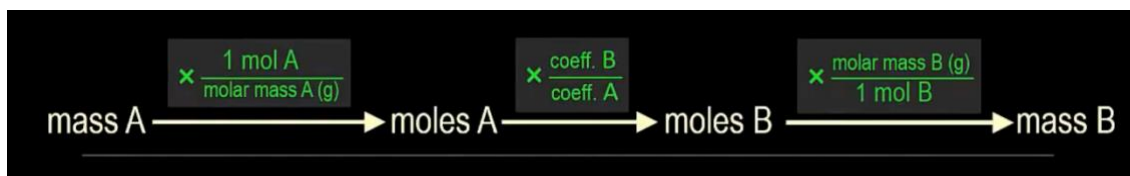
$$204 \text{ g H}_2\text{S} \times \frac{\cancel{\text{ mol H}_2\text{S}}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol SO}_2}}{2 \cancel{\text{ mol H}_2\text{S}}} \times \frac{64 \text{ g SO}_2}{\cancel{\text{ mol SO}_2}} = 384 \text{ g SO}_2$$

Ejemplo 9

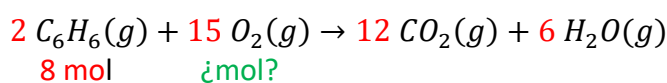
El benceno, C_6H_6 , se quema en O_2 según la reacción:



- El número de moles de O_2 necesarios para quemar 8 moles de C_6H_6 .
- ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan en a)?
- ¿Cuántos moles de productos se producen en a)?
- ¿Cuántos gramos de C_6H_6 hay que quemar para producir 3,30 g de CO_2 ?

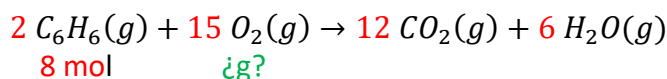


- El número de moles de O_2 necesarios para quemar 8 moles de C_6H_6 .



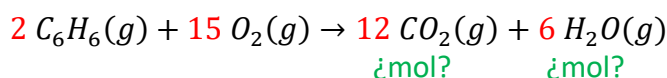
$$8 \cancel{\text{ mol } C_6H_6} \times \frac{15 \text{ mol } O_2}{2 \cancel{\text{ mol } C_6H_6}} = 60 \text{ mol } O_2$$

- ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan en a)?



$$60 \cancel{\text{ mol } O_2} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \cancel{\text{ mol } O_2}} = 1920 \text{ g } O_2$$

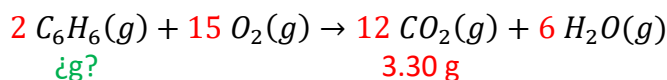
- ¿Cuántos moles de productos se producen en a)?



$$8 \cancel{\text{ mol } C_6H_6} \times \frac{12 \text{ mol } CO_2}{2 \cancel{\text{ mol } C_6H_6}} = 48 \text{ mol } CO_2$$

$$8 \cancel{\text{ mol } C_6H_6} \times \frac{6 \text{ mol } H_2O}{2 \cancel{\text{ mol } C_6H_6}} = 24 \text{ mol } H_2O$$

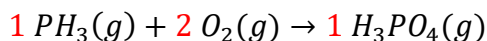
- ¿Cuántos gramos de C_6H_6 hay que quemar para producir 3,30 g de CO_2 ?



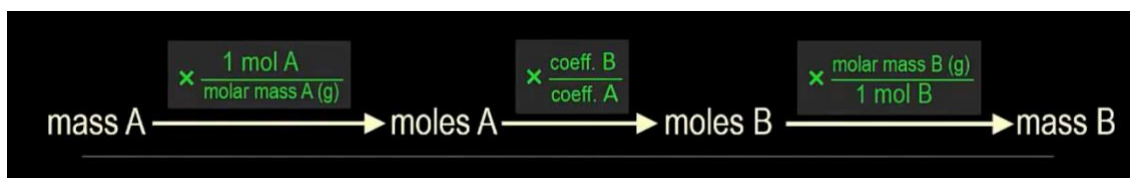
$$3.30 \text{ g } \cancel{CO_2} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol } CO_2}}{44 \text{ g } \cancel{CO_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol } C_6H_6}}{12 \cancel{\text{ mol } CO_2}} \times \frac{78 \text{ g } C_6H_6}{1 \cancel{\text{ mol } C_6H_6}} = 0.975 \text{ g } C_6H_6$$

Ejemplo 10

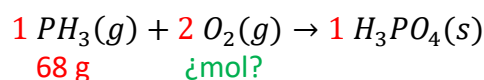
La combustión completa del PH_3 está representada por la ecuación. Para 68 g de PH_3 , determínese:



- 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.

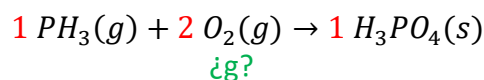


- Los moles de O_2 necesarios.



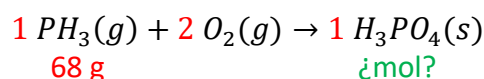
$$68 \text{ g } \cancel{\text{PH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}}{34 \text{ g } \cancel{\text{PH}_3}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}} = 4 \text{ mol } \text{O}_2$$

- Los gramos de O_2 necesarios.



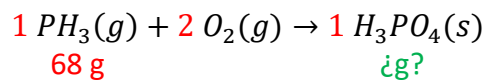
$$4 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{32 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}} = 128 \text{ g } \text{O}_2$$

- Los moles de H_3PO_4 formados.



$$68 \text{ g } \cancel{\text{PH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}}{34 \text{ g } \cancel{\text{PH}_3}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}} = 2 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4$$

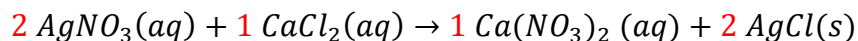
- Los moles gramos de H_3PO_4 formados.



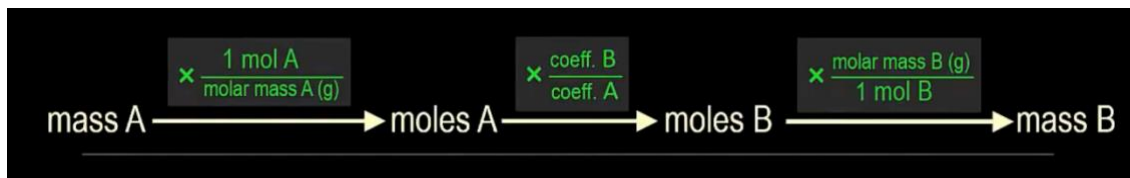
$$2 \text{ mol } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4} \times \frac{98 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}} = 196 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4$$

Ejemplo 11

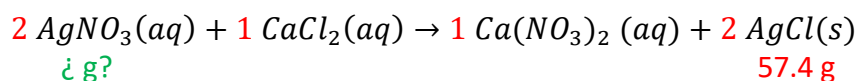
El nitrato de plata reacciona con el CaCl_2 en la forma que indica la ecuación:



- 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 .

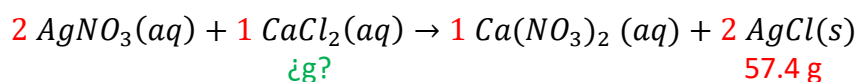


- Calcula el peso de AgNO_3 necesario para producir 57.4 g de AgCl .



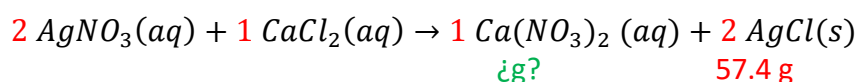
$$57.4 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol AgCl}}}{143 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol AgNO}_3}}{2 \cancel{\text{ mol AgCl}}} \times \frac{170 \text{ g } \text{AgNO}_3}{2 \cancel{\text{ mol AgNO}_3}} = 68.0 \text{ g } \text{AgNO}_3$$

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



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

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



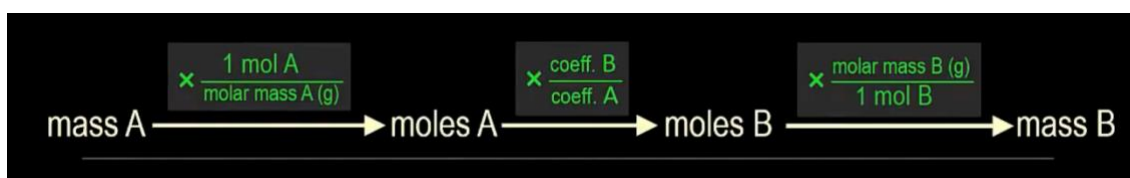
$$57.4 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol AgCl}}}{143 \text{ g } \cancel{\text{AgCl}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}}{2 \cancel{\text{ mol AgCl}}} \times \frac{164 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \cancel{\text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}} = 32.8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

Ejemplo 12

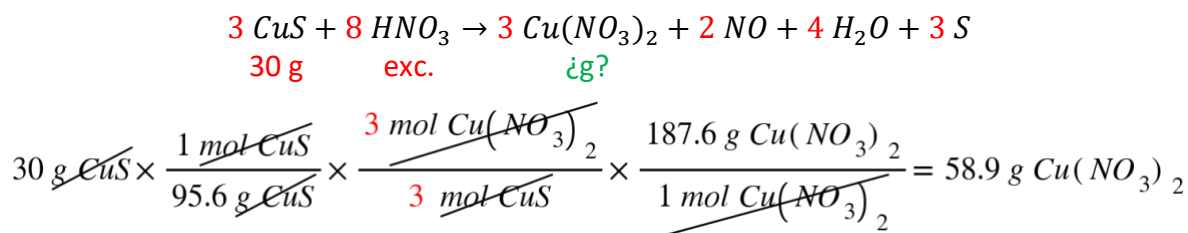
Se tratan 30 g CuS con exceso de HNO_3 diluido y se produce la reacción:



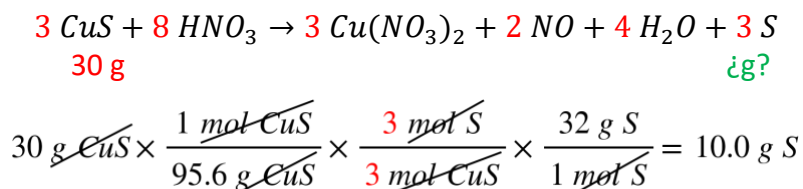
- ¿Cuántos gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se producen?
- ¿Cuántos gramos de S se producen?
- ¿Qué cantidad de HNO_3 se necesita como mínimo?



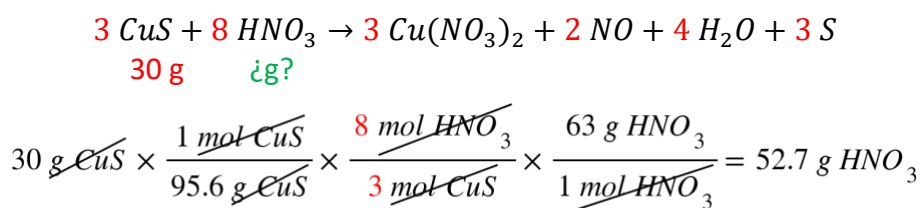
a) ¿Cuántos gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se producen?



b) ¿Cuántos gramos de S se producen?

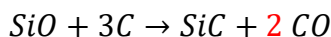


c) ¿Qué cantidad de HNO_3 se necesita como mínimo?



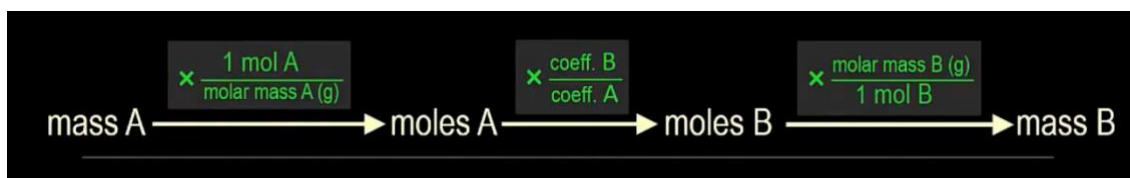
Ejemplo 13

El carburo de silicio se forma según la reacción:

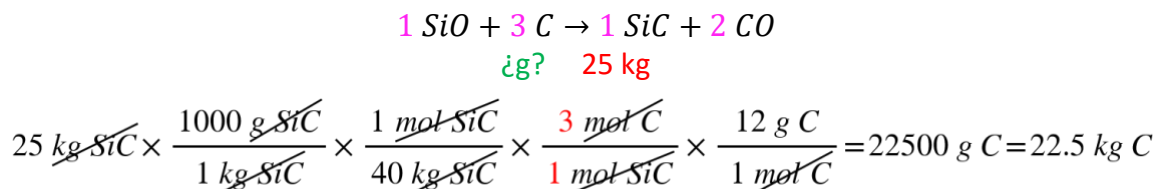


a) Calcúlese el peso del carbono necesario para producir 25.0 kg de SiC.

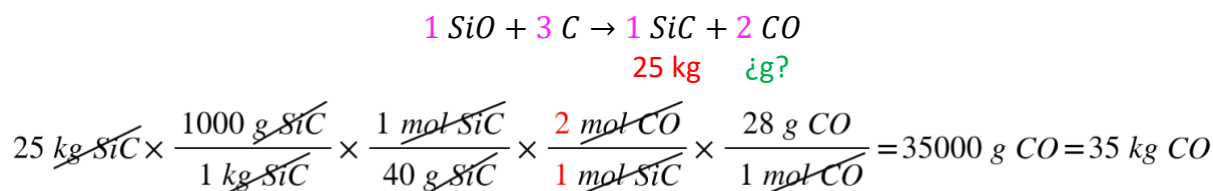
b) ¿Qué peso de CO se produce?



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



b) ¿Qué peso de CO se produce?

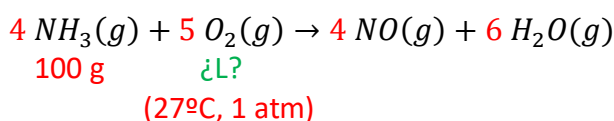


CÁLCULO MASA A VOLUMEN

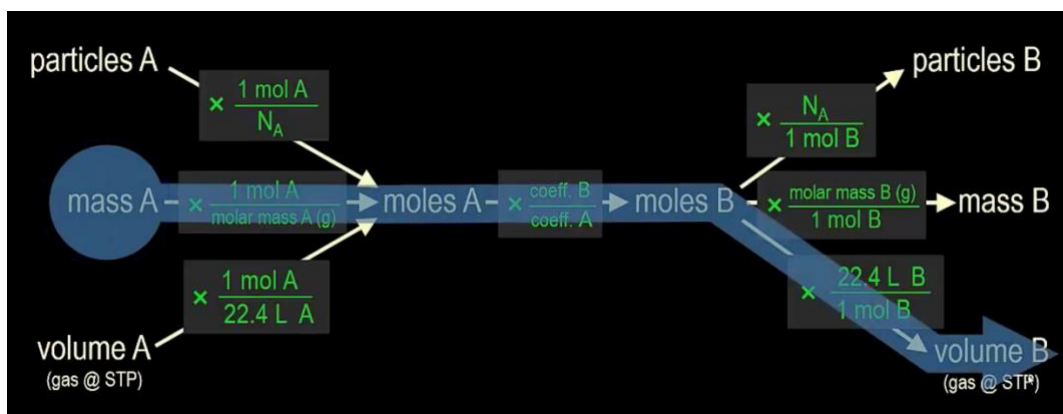
Son cálculos estequiométricos que se hacen en los casos en los que uno de los reaccionantes o de los productos es un gas. Igual que en los cálculos masa-masa, se utiliza la ecuación química ajustada para relacionar el número de moles de una sustancia con el número de moles de otros reaccionantes o productos. 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.



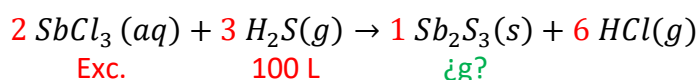
$$100 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } NH_3} = 7.35 \text{ mol } O_2$$

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

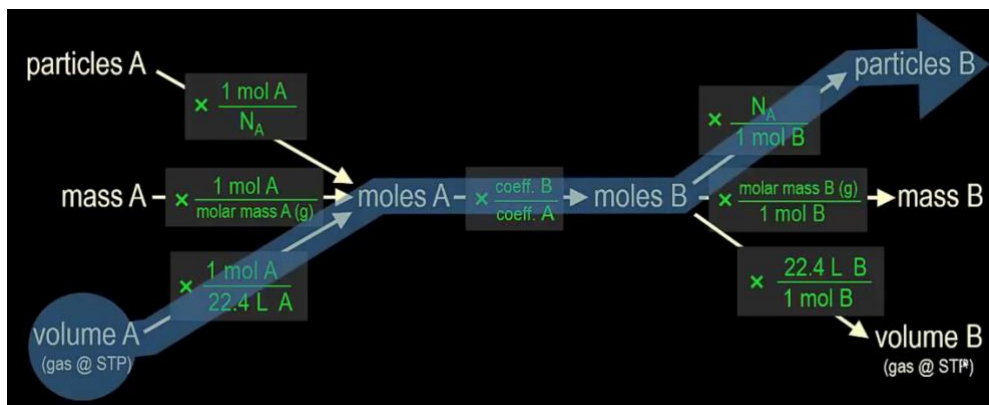
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{7.35 \text{ mol } O_2 \times 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 181 \text{ L } O_2$$

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 $SbCl_3$.



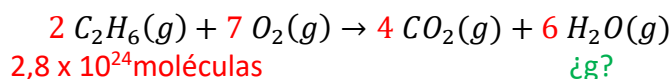
En este caso se trata de un cálculo volumen a masa.



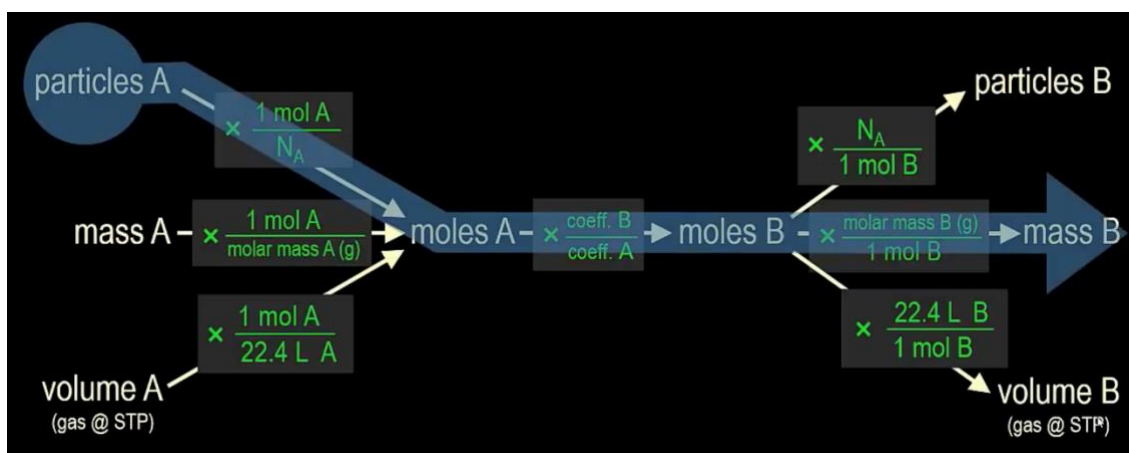
$$100 \text{ L } H_2S \times \frac{1 \text{ mol } H_2S}{22.4 \text{ L } H_2S} \times \frac{1 \text{ mol } Sb_2S_3}{3 \text{ mol } H_2S} \times \frac{340 \text{ g } Sb_2S_3}{1 \text{ mol } Sb_2S_3} = 507 \text{ g } Sb_2S_3$$

Ejemplo 16

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



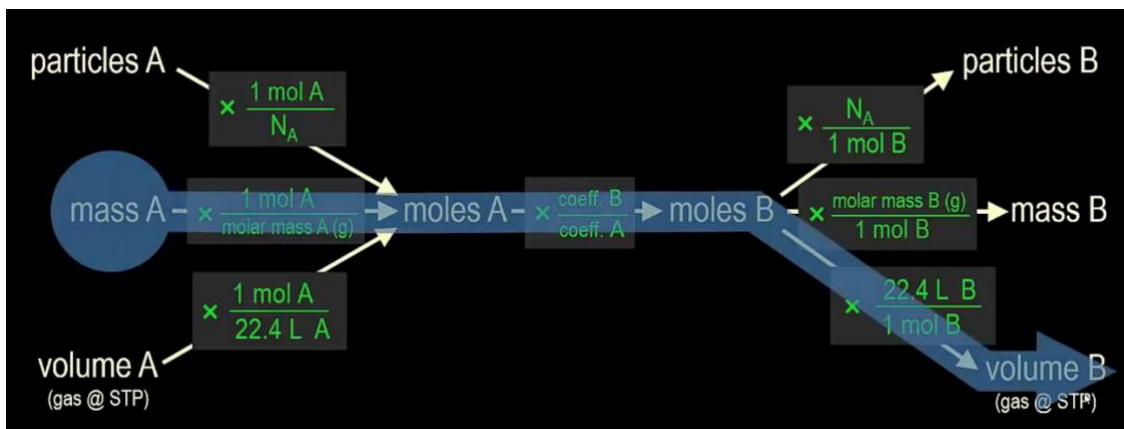
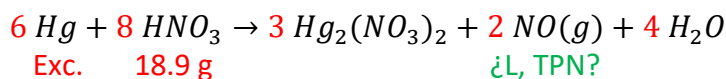
Se trata de un cálculo partículas a masa.



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

Ejemplo 17

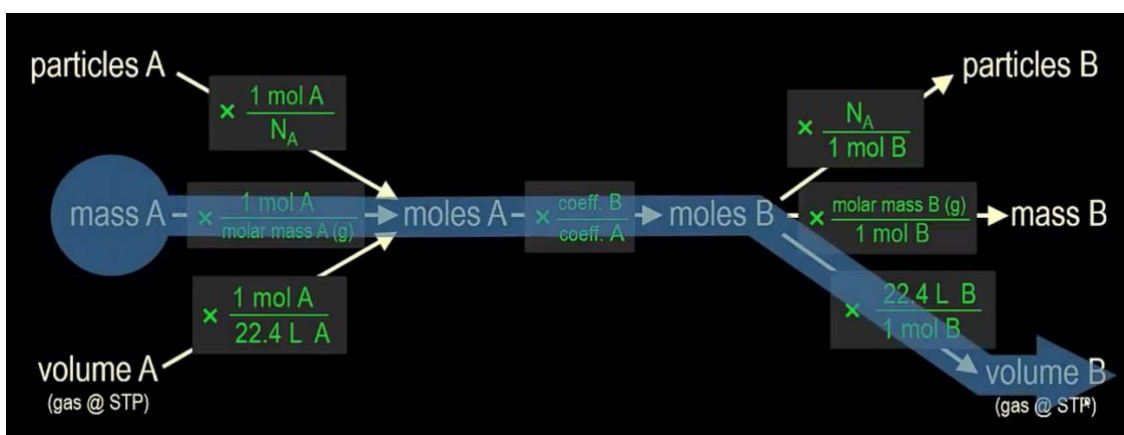
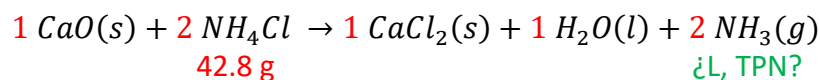
En la disolución de un exceso de Hg en HNO_3 se produce un gas, NO. Determinése el volumen de NO producido a TPN si reaccionan 18.9 g de HNO_3 con un exceso de Hg.



$$18.9 \cancel{\text{ g HNO}_3} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol HNO}_3}}{63.012 \cancel{\text{ g HNO}_3}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol NO}}}{8 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} \times \frac{22.4 \text{ L NO}}{1 \cancel{\text{ mol NO}}} = 1.68 \text{ L NO}$$

Ejemplo 18

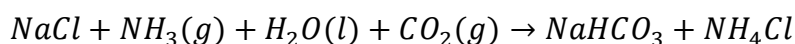
El cloruro de amonio es un subproducto del proceso Solvay, y del NH_4Cl se recupera amoniaco según la siguiente reacción. ¿Qué volumen de NH_3 gaseoso a TPN se puede obtener a partir de 42.8 g de NH_4Cl ?



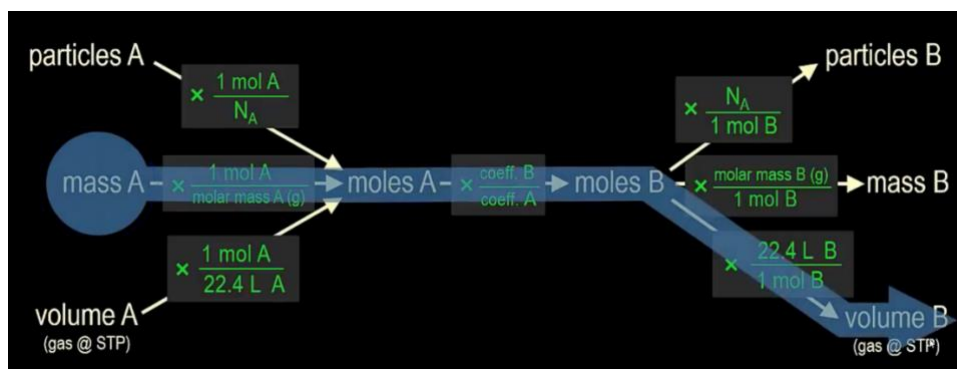
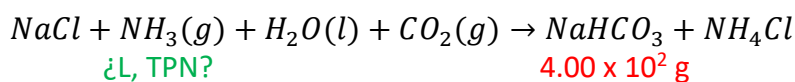
$$42.8 \cancel{\text{ g NH}_4\text{Cl}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{Cl}}}{53.492 \cancel{\text{ g NH}_4\text{Cl}}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol NH}_3}}{2 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{Cl}}} \times \frac{22.4 \text{ L NH}_3}{1 \cancel{\text{ mol NH}_3}} = 17.9 \text{ L NH}_3$$

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:



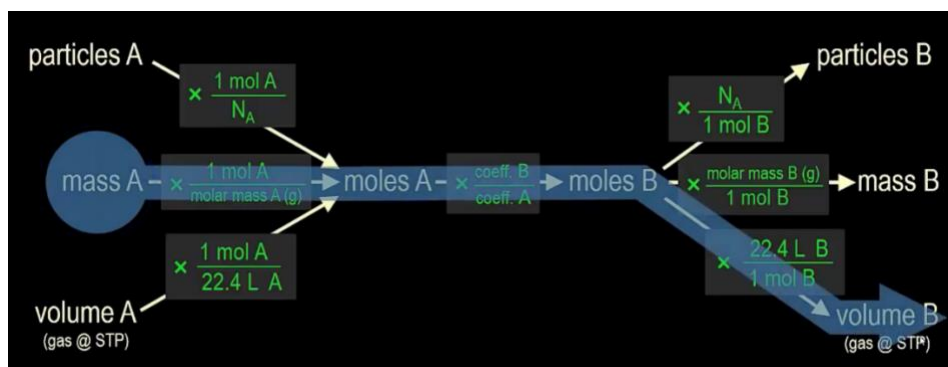
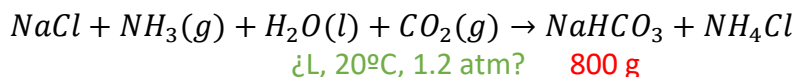
- a) Calcúlese el volumen de NH_3 (g) a TPN necesario para producir 4.00×10^2 g de NaHCO_3 .
 b) ¿Qué volumen de CO_2 (g), a 20°C y 1.2 atm, se necesita para producir 8.00×10^2 g de NaHCO_3 ?



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

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

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



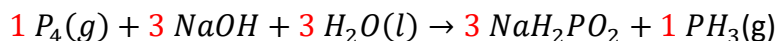
$$8.00 \times 10^2 \text{ g } \cancel{\text{NaHCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaHCO}_3}}{84.006 \text{ g } \cancel{\text{NaHCO}_3}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaHCO}_3}} \times \frac{22.4 \text{ L } \cancel{\text{CO}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 213.3 \text{ L } \text{CO}_2$$

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

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; V' = \frac{PVT'}{TP'} = \frac{1 \text{ atm} \times 213.3 \text{ L} \times 293 \text{ K}}{273 \text{ K} \times 1.2 \text{ atm}} = 190.7 \text{ L } \text{CO}_2$$

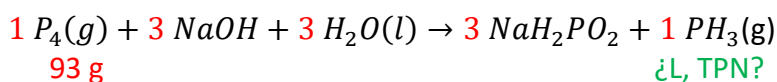
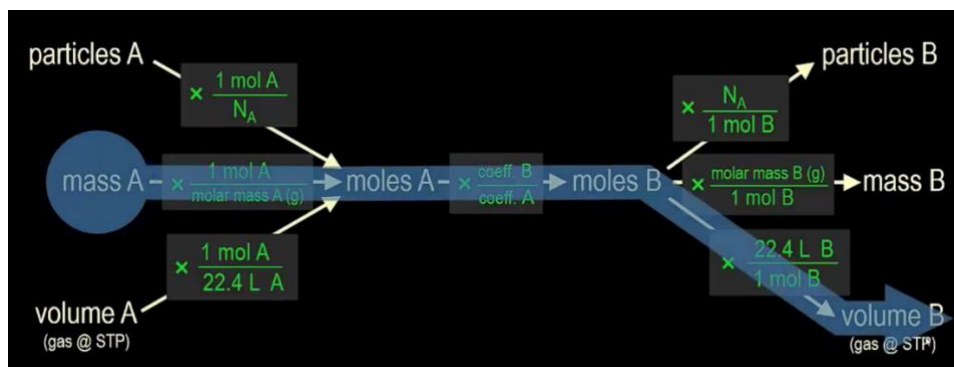
Ejemplo 20

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



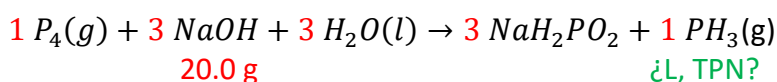
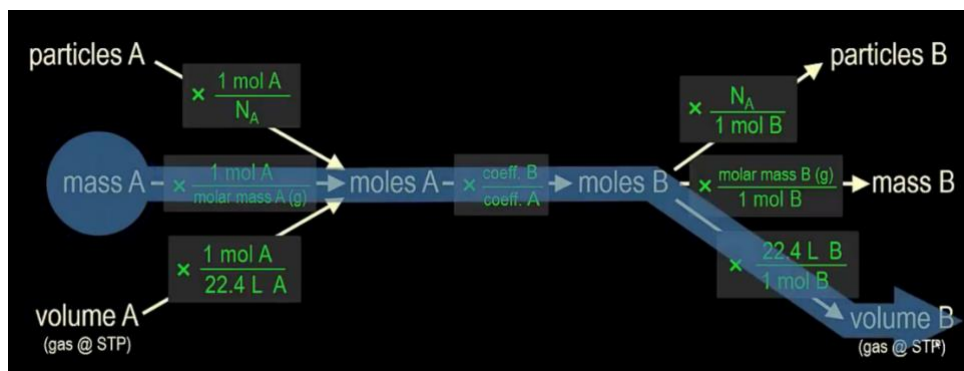
- ¿Qué volumen de fosfamina a TPN se puede obtener a partir de 93 g de fósforo?
- Determinése el volumen de PH_3 a TPN que se puede obtener a partir de 20.0 g de NaOH .
- ¿Qué volumen de PH_3 a 37°C y 0.90 atm se produce si se obtienen 142 g de NaH_2PO_2 ?

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



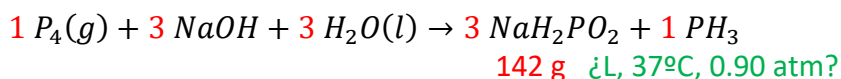
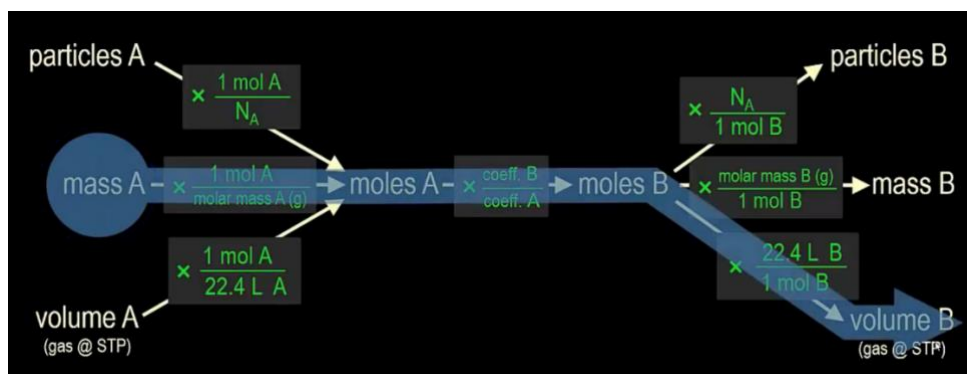
$$93 \text{ g } \cancel{\text{P}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{P}_4}}{123.9 \text{ g } \cancel{\text{P}_4}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{P}_4}} \times \frac{22.4 \text{ L } \text{PH}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}} = 16.8 \text{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

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



$$20.0 \text{ g } \cancel{\text{NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaOH}}}{40.0 \text{ g } \cancel{\text{NaOH}}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}}{3 \text{ mol } \cancel{\text{NaOH}}} \times \frac{22.4 \text{ L } \text{PH}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{PH}_3}} = 11.2 \text{ L } \text{PH}_3$$

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



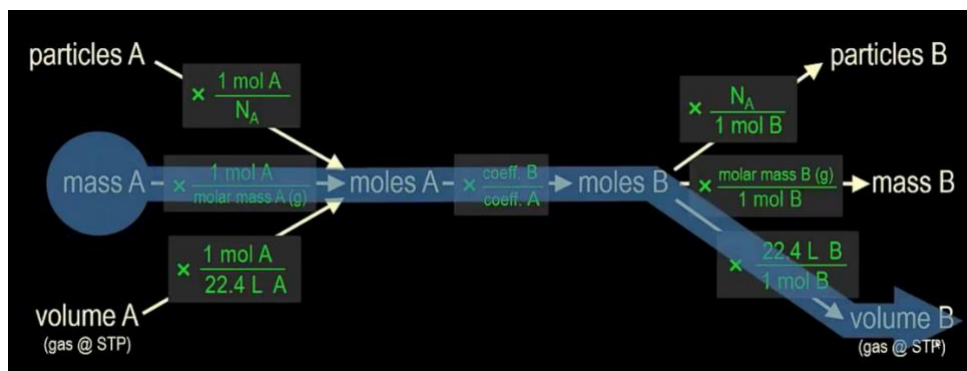
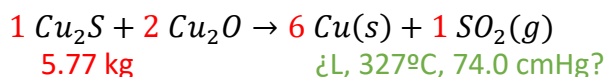
$$142 \text{ g } NaH_2PO_2 \times \frac{1 \text{ mol } NaH_2PO_2}{87.98 \text{ g } NaH_2PO_2} \times \frac{1 \text{ mol } PH_3}{3 \text{ mol } NaH_2PO_2} \times \frac{22.4 \text{ L } PH_3}{1 \text{ mol } PH_3} = 12.05 \text{ L } PH_3$$

El volumen de PH₃ a 37°C y 0.90 atm:

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

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?



$$5.77 \text{ kg } Cu_2S \times \frac{1000 \text{ g } Cu_2S}{1 \text{ kg } Cu_2S} \times \frac{1 \text{ mol } Cu_2S}{159.2 \text{ g } Cu_2S} \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol } Cu_2S} \times \frac{22.4 \text{ L } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} = 812 \text{ L } SO_2$$

El volumen de SO₂ a 327°C y 74 cmHg:

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

CÁLCULO VOLUMEN A VOLUMEN

La ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación dice que “cuando los gases reaccionan o se forman en una reacción, lo hacen de forma que el cociente de sus volúmenes es un número entero pequeño, siempre que los gases estén en las mismas condiciones de presión y temperatura”. Los coeficientes de la ecuación ajustada dan las relaciones que hay entre los volúmenes de las sustancias gaseosas. De esto se deduce que los coeficientes dan el número de moles de los gases que intervienen, y de que 1 mol de cada gas ocupa el mismo volumen a la misma presión y temperatura.

Cuando uno o más gases se encuentran a temperaturas y presiones diferentes hay que utilizar uno de los siguientes procedimientos.

- Todos los gases se pueden tratar como si la reacción se produjera a la temperatura y la presión de uno de ellos; después se hacen las correcciones de volumen para tener en cuenta las diferencias que hay entre las condiciones de los dos gases en cuestión utilizando las relaciones que ligan P, V y T.
- Otro método consiste en pasar el volumen de uno de los gases a moles usando la ecuación de los gases ideales. Calcular después el número de moles del segundo gas y, por último, calcular el volumen del segundo gas en las condiciones deseadas.

Ejemplo 22

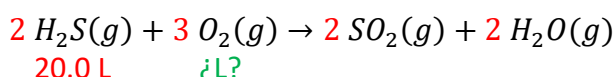
El H_2S se quema en O_2 según la reacción descrita a continuación. Determinése:

- El volumen de oxígeno a TPN necesario para quemar 20.0 L de H_2S .
- 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.

- El volumen de oxígeno a TPN necesario para quemar 20.0 L de H_2S .

Siempre que los gases reaccionantes estén en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación de sus volúmenes viene dada por la estequiometría de la reacción.

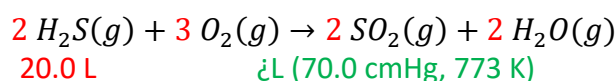
$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{\text{mol A}}{\text{mol B}}$$



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

- 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.

Calculamos el volumen de SO_2 en las condiciones de la reacción y después lo convertimos a las condiciones deseadas.



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

FORMA A

El volumen de dióxido de azufre en esas condiciones:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; V' = \frac{PVT'}{TP'} = \frac{1 \cancel{\text{atm}} \times 20.0 \text{ L} \times 773 \cancel{\text{K}}}{70.0 \cancel{\text{cmHg}} \times \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{76.0 \cancel{\text{cmHg}}} \times 273 \cancel{\text{K}}} = 61.5 \text{ L SO}_2(\text{g})$$

FORMA B

Mediante la ecuación de los gases ideales, calculamos los mol que representan el volumen de H₂S en condiciones normales:

$$PV = nRT; n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cancel{\text{atm}} \times 20.0 \cancel{\text{L}}}{0.082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cancel{\text{K}}} \times 273 \cancel{\text{K}}} = 0.893 \text{ mol H}_2\text{S}(\text{g})$$

Los moles de SO₂ (g):

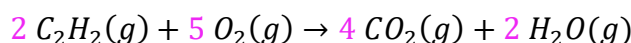
$$0.893 \cancel{\text{mol H}_2\text{S}} \times \frac{2 \text{ mol SO}_2}{2 \cancel{\text{mol H}_2\text{S}}} = 0.893 \text{ mol SO}_2(\text{g})$$

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

$$PV = nRT; V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.893 \cancel{\text{mol}} \times 0.082 \frac{\cancel{\text{atm}} \text{L}}{\text{mol} \cancel{\text{K}}} \times 773 \cancel{\text{K}}}{70.0 \cancel{\text{cmHg}} \times \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{76.0 \cancel{\text{cmHg}}}} = 61.5 \text{ L SO}_2(\text{g})$$

Ejemplo 23

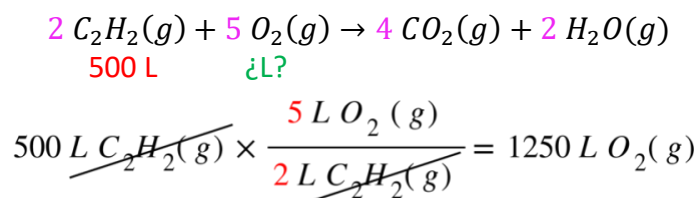
La combustión del acetileno se produce según la reacción siguiente. Todos los gases están a la misma presión y temperatura.



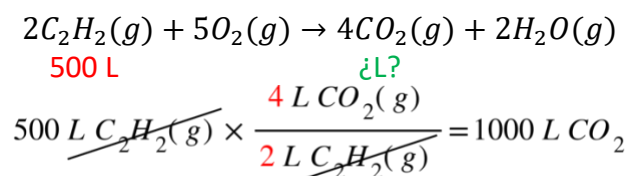
- ¿Qué volumen de oxígeno se necesitaría para quemar exactamente 500 L de gas acetileno, C₂H₂?
- ¿Qué volumen de CO₂ se obtendría?

Siempre que los gases reaccionantes estén en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación de sus volúmenes viene dada por la estequiometría de la reacción.

- ¿Qué volumen de oxígeno se necesitaría para quemar exactamente 500 L de gas acetileno, C₂H₂?



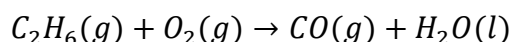
- ¿Qué volumen de CO₂ se obtendría?



Ejemplo 24

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

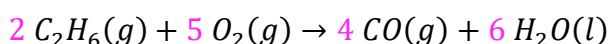
a) Ajustese la reacción:



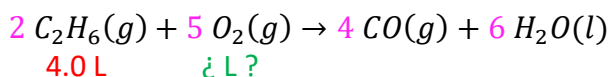
b) ¿Qué volumen de oxígeno reacciona con 4.0 litros de C_2H_6 a TPN?

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) En primer lugar, ajustamos la reacción:

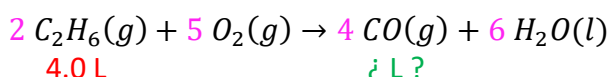


b) ¿Qué volumen de oxígeno reacciona con 4.0 litros de C_2H_6 a TPN?



$$4.0 L C_2H_6(g) \times \frac{5 L O_2(g)}{2 L C_2H_6(g)} = 10 L O_2(g)$$

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

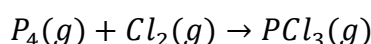


$$4.0 L C_2H_6(g) \times \frac{4 L CO(g)}{2 L C_2H_6(g)} = 8 L CO(g)$$

Ejemplo 25

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

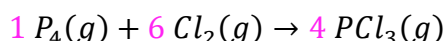
a) Ajustese la reacción:



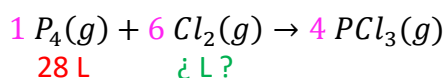
b) Calcúlese el volumen de Cl_2 necesario para reaccionar con 28 litros de P_4 (g) a una temperatura dada.

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) La reacción ajustada:

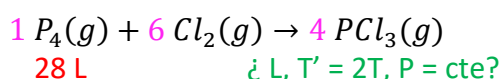


b) Calcúlese el volumen de Cl_2 necesario para reaccionar con 28 litros de P_4 (g) a una temperatura dada.



$$28 L P_4(g) \times \frac{6 L Cl_2(g)}{1 L P_4(g)} = 168 L Cl_2(g)$$

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?



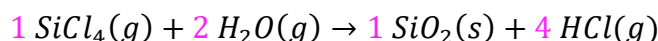
$$28 \cancel{L P_4(g)} \times \frac{6 L PCl_3(g)}{1 \cancel{L P_4(g)}} = 112 L PCl_3(g)$$

Trasladando a las condiciones de presión y temperatura solicitadas. El volumen de PCl_3 a $2T$ y $P = cte$

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

Ejemplo 26

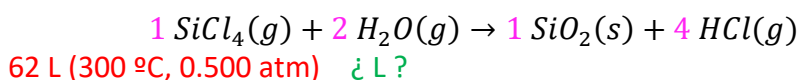
El $SiCl_4$ reacciona con H_2O a temperaturas elevadas según la ecuación:



Si reaccionan 62 litros de $SiCl_4$ a $300.0^\circ C$ y $0.500 atm$ con H_2O :

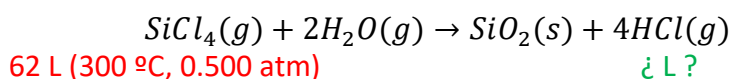
- ¿Qué volumen de H_2O en esas condiciones se consumirá?
- ¿Qué volumen de HCl se producirá?
- ¿Cuál es el volumen de esa cantidad de gas HCl a TPN?

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



$$62 \cancel{L SiCl_4(g)} \times \frac{2 L H_2O(g)}{1 \cancel{L SiCl_4(g)}} = 124 L H_2O(g)$$

b) ¿Qué volumen de HCl se producirá?



$$62 \cancel{L SiCl_4(g)} \times \frac{4 L HCl(g)}{1 \cancel{L SiCl_4(g)}} = 248 L HCl(g)$$

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

El volumen de HCl (g) a TPN será:

TPN: $273K$, $1 atm$, ¿ V ?

Estado: $573K$, $0.500 atm$, $248 L$

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'}; \quad V = \frac{P'V'T}{PT'} = \frac{0.500 \cancel{atm} \times 248 L \times 273 \cancel{K}}{1 \cancel{atm} \times 573 \cancel{K}} = 59.1 L HCl(g)$$

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.