

2018

# MATERIAL DE APOYO

## ÁREA: QUIMICA

### PROGRAMA ARTICULATORIO





## UNIDAD N° 4: ESTEQUIOMETRIA DE REACCIÓN

MATERIAL DE APOYO AL  
PROGRAMA ARTICULATORIO.



U.N.C.P.B.A.

## Guía de contenidos:

Estequiometría: cálculos. Reactivo limitante. Reactivo en exceso. Pureza de los reactivos. Rendimiento de una reacción.

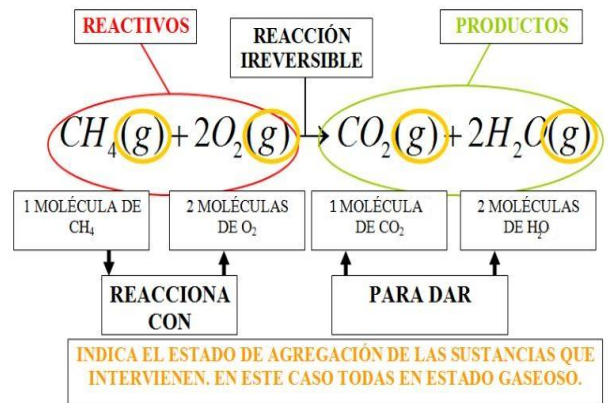


## Introducción:

El estudio de las cantidades de sustancia consumidas o producidas en una reacción química se conoce con el nombre de **estequiometría**.

**Los cálculos estequiométricos se refieren a las relaciones cuantitativas que se pueden establecer a partir de la información que brinda una ecuación química.** Dichas relaciones se pueden interpretar de dos maneras:

- **Microscópicamente:** como aparece en la imagen de la derecha, los coeficientes estequiométricos utilizados en el balanceo de la ecuación, indican el número de moléculas de cada reactivo, que reacciona para producir un número de moléculas de los productos.
- **Macroscópicamente:** en la vida cotidiana uno no se encuentra con un pequeño número de moléculas de reactivos y productos, sino con millones de éstas, por lo que según esta interpretación, los coeficientes estequiométricos del balanceo de la ecuación vinculan la cantidad en moles de reactivos y de productos, es decir, múltiplos de  $6,02 \times 10^{23}$ .

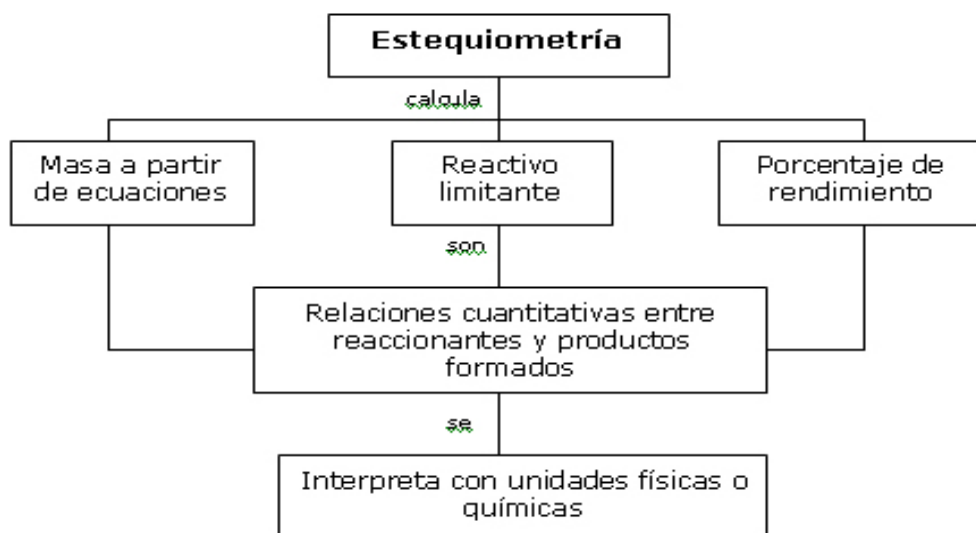
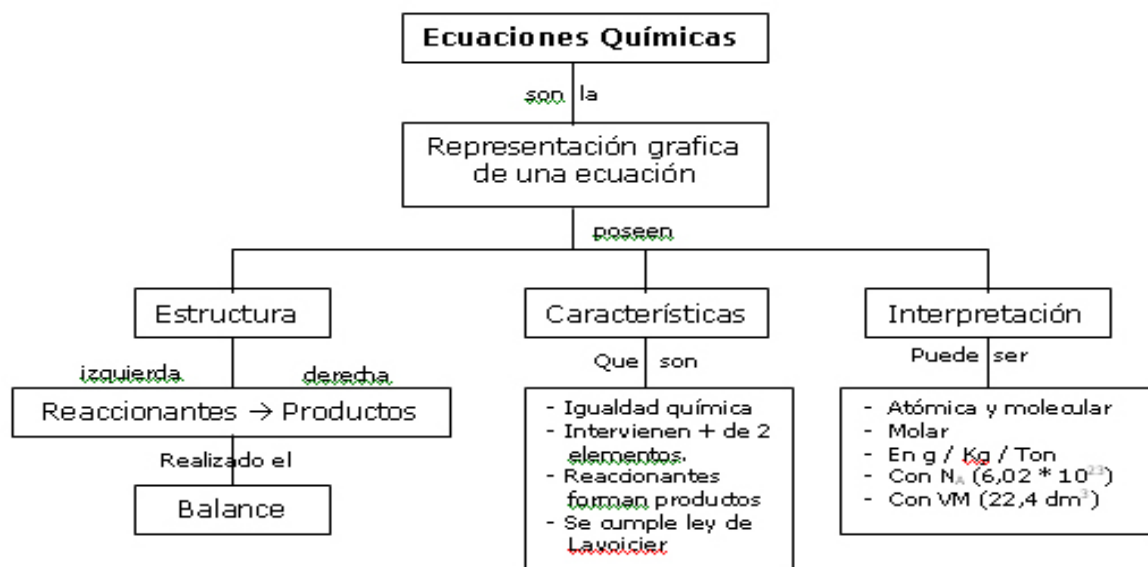


Así como en la cocina la receta provee las proporciones adecuadas de los ingredientes para elaborar una comida, en química es necesario contar con una ecuación balanceada para saber las proporciones en que interviene cada reactivo para transformarse en los productos.

Tanto en la industria como en los laboratorios químicos se efectúan cálculos para conocer:

- Cantidad de productos obtenidos: Cuánto se puede obtener de un determinado producto en una reacción química, a partir de cantidades conocidas de los reactivos.
- Cantidad de reactivos necesarios: Qué cantidad de reactivos hay que poner a reaccionar para obtener una determinada cantidad de producto.

La estequiometría de reacciones permite realizar cálculos de cantidades de las sustancias implicadas en las reacciones químicas.



### ¿Cómo resolver un ejercicio de estequiometría de reacciones?

Si por ejemplo nos presentan el siguiente ejercicio para resolver:

Se ponen a reaccionar 10 moles de ácido clorhídrico (HCl) con suficiente cantidad de dióxido de manganeso (MnO<sub>2</sub>), produciendo cloruro de manganeso (MnCl<sub>2</sub>), agua y cloro gaseoso.

**Calcular:**

- a) la cantidad en moles de MnO<sub>2</sub> que reaccionó.
- b) la masa en gramos de H<sub>2</sub>O que se formó.
- c) el volumen en litros de Cl<sub>2</sub> gaseoso obtenido en CNPT.

**Resolución:**

Para resolver este tipo de problemas se siguen los siguientes pasos:

- 1) **Escribir la ecuación balanceada** que representa la reacción, y colocar arriba de la fórmula de cada sustancia, los moles correspondientes, los cuales coinciden con los coeficientes estequiométricos.
- 2) Dichos moles se pueden expresar en la unidad de masa (gramos o equivalentes); aplicando lo aprendido en Estequiometría atómico-molecular, podés calcular la masa en gramos que tiene un mol de cualquier sustancia, utilizando los datos de las masas atómicas que nos da la Tabla Periódica y la fórmula del compuesto.

También se pueden indicar el número de moléculas, ya que un mol es una cantidad igual a  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas, y en los casos donde la sustancia es gaseosa en CNPT (Condiciones Normales de Presión y Temperatura) también se puede indicar el volumen, ya que para un mol de cualquier sustancia que cumpla con dichas condiciones, el mismo ocupa un volumen de 22,4 litros.

Por lo tanto para nuestro enunciado nos quedaría así:

|                            |                                                                                          |                                                       |  |                                |                                                       |                       |
|----------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------|--|--------------------------------|-------------------------------------------------------|-----------------------|
| Moles                      | 1 mol de moléculas                                                                       | 4 moles de moléculas                                  |  | 1 mol de moléculas             | 2 moles de moléculas                                  | 1 mol de moléculas    |
| Masa                       | 1 mol = 55 g + 16 g x2= 87 g                                                             | 1 mol = 1g + 35g= 36 g<br>4 moles=36 g x 4=144g       |  | 1 mol = 55 g + (35g x2)= 125 g | 1 mol =1g x2 + 16g= 18 g<br>2 moles=18g x 2= 36g      | 1 mol= 35g x 2= 70 g  |
| Moléculas                  | $6,02 \times 10^{23}$                                                                    | $6,02 \times 10^{23} \times 4 = 2,408 \times 10^{24}$ |  | $6,02 \times 10^{23}$          | $6,02 \times 10^{23} \times 2 = 1,204 \times 10^{24}$ | $6,02 \times 10^{23}$ |
| Volumen                    | ----                                                                                     | ----                                                  |  | ----                           | ----                                                  | 22,4 litros           |
| <b>Ecuación balanceada</b> | <b>MnO<sub>2</sub> + 4 HCl → MnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O + Cl<sub>2</sub>(g)</b> |                                                       |  |                                |                                                       |                       |

- 3) **Escribir** del lado de abajo de los compuestos correspondientes, **los datos e incógnitas que presenta el problema**. En el caso del inciso a) sería:

|       |                              |                                          |  |                                |                                           |                      |
|-------|------------------------------|------------------------------------------|--|--------------------------------|-------------------------------------------|----------------------|
| Moles | 1 mol de moléculas           | 4 moles de moléculas                     |  | 1 mol de moléculas             | 2 moles de moléculas                      | 1 mol de moléculas   |
| Masa  | 1 mol = 55 g + 16 g x2= 87 g | 1 mol = 1g + 35g= 36 g<br>4 moles=36 g x |  | 1 mol = 55 g + (35g x2)= 125 g | 1 mol =1g x2 + 16g= 18 g<br>2 moles=18g x | 1 mol= 35g x 2= 70 g |

|                           |                                                                                                        |                                                              |  |                       |                                                              |                       |
|---------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|--|-----------------------|--------------------------------------------------------------|-----------------------|
|                           |                                                                                                        | 4=144g                                                       |  |                       | 2= 36g                                                       |                       |
| Moléculas                 | $6,02 \times 10^{23}$                                                                                  | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>4=<br>$2,408 \times 10^{24}$ |  | $6,02 \times 10^{23}$ | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>2=<br>$1,204 \times 10^{24}$ | $6,02 \times 10^{23}$ |
| Volumen                   | ----                                                                                                   | ----                                                         |  | ----                  | ----                                                         | 22,4 litros           |
| Ecuación balanceada       | $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$ |                                                              |  |                       |                                                              |                       |
| <b>Datos e incógnitas</b> | ¿moles?                                                                                                | 10,0 moles                                                   |  |                       |                                                              |                       |

- 4) **Plantear las reglas de tres simple para averiguar la incógnita pedida**, teniendo en cuenta que de la parte de arriba (interpretación de la ecuación) debo utilizar la misma unidad en la que se encuentra el dato y la incógnita. Ese es el primer renglón de la regla de tres simple, ya que expresa las proporciones en que reaccionan los reactivos para producir una determinada cantidad de productos.

|                           |                                                                                                        |                                                              |  |                                      |                                                              |                            |
|---------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|--|--------------------------------------|--------------------------------------------------------------|----------------------------|
| Moles                     | 1 mol de moléculas                                                                                     | 4 moles de moléculas                                         |  | 1 mol de moléculas                   | 2 moles de moléculas                                         | 1 mol de moléculas         |
| Masa                      | 1 mol = 55 g +<br>16 g x2= 87 g                                                                        | 1 mol = 1g + 35g=<br>36 g<br>4 moles=36 g x<br>4=144g        |  | 1 mol = 55 g +<br>(35g x2)= 125<br>g | 1 mol =1g x2 +<br>16g= 18 g<br>2 moles=18g x<br>2= 36g       | 1 mol= 35g<br>x 2=<br>70 g |
| Moléculas                 | $6,02 \times 10^{23}$                                                                                  | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>4=<br>$2,408 \times 10^{24}$ |  | $6,02 \times 10^{23}$                | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>2=<br>$1,204 \times 10^{24}$ | $6,02 \times 10^{23}$      |
| Volumen                   | ----                                                                                                   | ----                                                         |  | ----                                 | ----                                                         | 22,4 litros                |
| Ecuación balanceada       | $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$ |                                                              |  |                                      |                                                              |                            |
| <b>Datos e incógnitas</b> | ¿moles?                                                                                                | 10,0 moles                                                   |  |                                      |                                                              |                            |

**Inciso a)-**

Por lo tanto el cálculo sería:

4 moles de moléculas de HCl -----> 1 mol de moléculas  $\text{MnO}_2$

10,0 moles de moléculas de HCl -----> **x= 2,5 moles de moléculas  $\text{MnO}_2$**

**Inciso b)-**

|       |                    |                      |  |                    |                      |                    |
|-------|--------------------|----------------------|--|--------------------|----------------------|--------------------|
| Moles | 1 mol de moléculas | 4 moles de moléculas |  | 1 mol de moléculas | 2 moles de moléculas | 1 mol de moléculas |
| Masa  | 1 mol = 55 g +     | 1 mol = 1g + 35g=    |  | 1 mol = 55 g +     | 1 mol =1g x2 +       | 1 mol= 35g         |

|                           |                                                                                                        |                                                              |  |                       |                                                              |                       |
|---------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|--|-----------------------|--------------------------------------------------------------|-----------------------|
|                           | 16 g x2= 87 g                                                                                          | 36 g<br>4 moles=36 g x<br>4=144g                             |  | (35g x2)= 125<br>g    | 16g= 18 g<br>2 moles=18g x<br>2= 36g                         | x 2=<br>70 g          |
| Moléculas                 | $6,02 \times 10^{23}$                                                                                  | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>4=<br>$2,408 \times 10^{24}$ |  | $6,02 \times 10^{23}$ | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>2=<br>$1,204 \times 10^{24}$ | $6,02 \times 10^{23}$ |
| Volumen                   | ----                                                                                                   | ----                                                         |  | ----                  | ----                                                         | 22,4 litros           |
| Ecuación balanceada       | $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$ |                                                              |  |                       |                                                              |                       |
| <b>Datos e incógnitas</b> |                                                                                                        | 10,0 moles                                                   |  |                       | ¿gramos?                                                     |                       |

4 moles de moléculas de HCl -----→ 36 gramos de H<sub>2</sub>O

10,0 moles de moléculas de HCl -----→ x= **90 gramos de H<sub>2</sub>O**

**Inciso c)-**

|                           |                                                                                                        |                                                              |  |                                      |                                                              |                            |
|---------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|--|--------------------------------------|--------------------------------------------------------------|----------------------------|
| Moles                     | 1 mol de moléculas                                                                                     | 4 moles de moléculas                                         |  | 1 mol de moléculas                   | 2 moles de moléculas                                         | 1 mol de moléculas         |
| Masa                      | 1 mol = 55 g +<br>16 g x2= 87 g                                                                        | 1 mol = 1g + 35g=<br>36 g<br>4 moles=36 g x<br>4=144g        |  | 1 mol = 55 g +<br>(35g x2)= 125<br>g | 1 mol=1g x2 +<br>16g= 18 g<br>2 moles=18g x<br>2= 36g        | 1 mol= 35g<br>x 2=<br>70 g |
| Moléculas                 | $6,02 \times 10^{23}$                                                                                  | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>4=<br>$2,408 \times 10^{24}$ |  | $6,02 \times 10^{23}$                | $6,02 \times 10^{23} \times$<br>2=<br>$1,204 \times 10^{24}$ | $6,02 \times 10^{23}$      |
| Volumen                   | ----                                                                                                   | ----                                                         |  | ----                                 | ----                                                         | 22,4 litros                |
| Ecuación balanceada       | $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$ |                                                              |  |                                      |                                                              |                            |
| <b>Datos e incógnitas</b> |                                                                                                        | 10,0 moles                                                   |  |                                      |                                                              | ¿litros?                   |

4 moles de moléculas de HCl -----→ 22,4 litros de Cl<sub>2</sub>

10,0 moles de moléculas de HCl -----→ x= **56 litros de Cl<sub>2</sub>**

A continuación veremos **un ejemplo de cómo se calcula la cantidad de reactivo necesaria para obtener una determinada cantidad de producto.**

**PROBLEMA:**

**Calcular cuántos moles de MnO<sub>2</sub> y cuántos gramos de HCl deben ponerse a reaccionar para obtener 630 gramos de MnCl<sub>2</sub>, con la reacción del ejemplo previamente resuelto.**

**Resolución:**

De acuerdo con los pasos sugeridos en el ejemplo:

➤ **Cálculo de moles de MnO<sub>2</sub>**

|                     |                                                                                         |                                                       |  |                                |                                                       |                         |
|---------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------|--|--------------------------------|-------------------------------------------------------|-------------------------|
| Moles               | 1 mol de moléculas                                                                      | 4 moles de moléculas                                  |  | 1 mol de moléculas             | 2 moles de moléculas                                  | 1 mol de moléculas      |
| Masa                | 1 mol = 55 g + 16 g x2= 87 g                                                            | 1 mol = 1g + 35g= 36 g<br>4 moles=36 g x 4=144g       |  | 1 mol = 55 g + (35g x2)= 125 g | 1 mol =1g x2 + 16g= 18 g<br>2 moles=18g x 2= 36g      | 1 mol= 35g x 2= 70 g    |
| Moléculas           | 6,02 x 10 <sup>23</sup>                                                                 | 6,02 x 10 <sup>23</sup> x 4= 2,408 x 10 <sup>24</sup> |  | 6,02 x 10 <sup>23</sup>        | 6,02 x 10 <sup>23</sup> x 2= 1,204 x 10 <sup>24</sup> | 6,02 x 10 <sup>23</sup> |
| Volumen             | ----                                                                                    | ----                                                  |  | ----                           | ----                                                  | 22,4 litros             |
| Ecuación balanceada | MnO <sub>2</sub> + 4 HCl → MnCl <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O + Cl <sub>2</sub> (g) |                                                       |  |                                |                                                       |                         |
| Datos e incógnitas  | ¿moles?                                                                                 |                                                       |  | 630 gramos                     |                                                       |                         |

125 gramos de MnCl<sub>2</sub> -----→ 1 mol de moléculas de MnO<sub>2</sub>

630 gramos de MnCl<sub>2</sub> -----→ x= 5 moles de moléculas de MnO



➤ **Cálculo de gramos de HCl**

| Moles               | 1 mol de moléculas                                                                                     | 4 moles de moléculas                                 |  | 1 mol de moléculas             | 2 moles de moléculas                                 | 1 mol de moléculas    |
|---------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------|--|--------------------------------|------------------------------------------------------|-----------------------|
| Masa                | 1 mol = 55 g + 16 g x2= 87 g                                                                           | 1 mol = 1g + 35g= 36 g<br>4 moles=36 g x 4=144g      |  | 1 mol = 55 g + (35g x2)= 125 g | 1 mol =1g x2 + 16g= 18 g<br>2 moles=18g x 2= 36g     | 1 mol= 35g x 2= 70 g  |
| Moléculas           | $6,02 \times 10^{23}$                                                                                  | $6,02 \times 10^{23} \times 4= 2,408 \times 10^{24}$ |  | $6,02 \times 10^{23}$          | $6,02 \times 10^{23} \times 2= 1,204 \times 10^{24}$ | $6,02 \times 10^{23}$ |
| Volumen             | ----                                                                                                   | ----                                                 |  | ----                           | ----                                                 | 22,4 litros           |
| Ecuación balanceada | $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$ |                                                      |  |                                |                                                      |                       |
| Datos e incógnitas  |                                                                                                        | ¿gramos?                                             |  | 630 gramos                     |                                                      |                       |

125 gramos de  $\text{MnCl}_2$  -----→ 144 gramos de HCl

630 gramos de  $\text{MnCl}_2$  -----→ **x= 730 gramos de HCl**

**El reactivo limitante:**

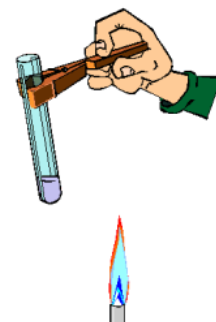
En una ecuación balanceada, los Coeficientes estequiométricos indican las cantidades exactas en que intervienen las distintas sustancias que participan en la reacción.

Si **la reacción es completa**, siempre se produce de acuerdo con las proporciones estequiométricas.

A menudo **alguno de los reactivos se encuentra en exceso** respecto de dichas proporciones y cuando la reacción concluye, además de los productos formados, queda parte del reactivo en exceso, sin reaccionar.

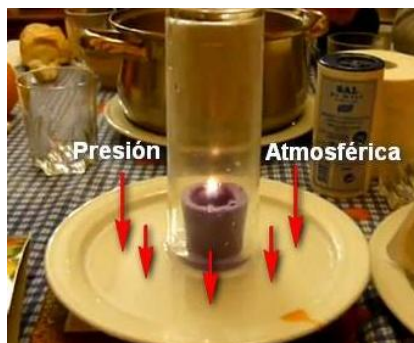
Hasta aquí hemos visto un conjunto de reacciones en las cuales los reactivos se colocaban en proporciones estequiométricas y se consumían totalmente al finalizar la reacción. Sin embargo, frecuentemente se llevan a cabo reacciones en las cuales los reactivos no se hallan en las proporciones estequiométricas.

**Por ejemplo**, si encendemos una vela de parafina, que está formada por una mezcla de hidrocarburos saturados sólidos, se produce la reacción de combustión con oxígeno del aire:



La reacción continúa hasta que la vela se consume totalmente y en ese momento finaliza la reacción. Uno de los reactivos (la parafina de la vela) se agotó y el otro (el oxígeno del aire) está en exceso y ya no reacciona.

*¿Qué ocurre si efectuamos la misma reacción pero tapando la vela con un recipiente?*



Observamos que luego de transcurrido un tiempo la vela se apaga. Esto se debe a que todo el oxígeno del aire disponible en el recipiente fue consumido y por lo tanto la parafina que está en exceso, deja de reaccionar.

**En ambas experiencias, observamos que uno de los reactivos se consume antes que el otro y en ese momento la reacción concluye.**

**El reactivo que se consume primero es denominado Reactivo Limitante (RL), porque limita la cantidad de productos que puede obtenerse. Los demás reactivos se hallan en exceso, y se los denomina Reactivo en exceso (RE).**

En la resolución de problemas que involucren reactivos colocados en cantidades arbitrarias, es esencial identificar cuál de los reactivos es el limitante, puesto que **todos los cálculos deben efectuarse a partir de él.**

**El reactivo limitante es el que se encuentra en menor proporción en relación a los coeficientes estequiométricos, y no necesariamente es el que está en menor cantidad.**



[http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1168/html/3\\_reactivos\\_limitante\\_y\\_en\\_exceso.html](http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1168/html/3_reactivos_limitante_y_en_exceso.html)



**Un ejemplo casero** de Reactivo Limitante, aunque en este caso, sin presencia de reacción química.

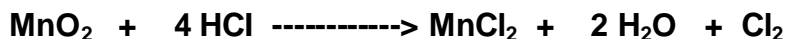
Si contamos con 7 panes y 5 fetas de queso, ¿cuántos sandwiches de queso se pueden formar (producto final)?

Considerando que cada sandwich requiere 1 feta de queso, sólo se formarán 5 sandwiches, ya que cuando se terminan las fetas de queso, cesa el armado de los mismos, independientemente que disponga de panes.

En este caso, las fetas de queso son el RL (Reactivo Limitante) y los panes, el RE (Reactivo en Exceso).

Ejemplo (más químico o menos casero):

La reacción del  $MnO_2$  con el ácido clorhídrico es representada por:



Identificar el reactivo limitante (RL) y calcular la masa que sobra del reactivo que está en exceso, si se ponen a reaccionar:

a)- 2,00 mol de  $MnO_2$  con 6,00 mol de HCl.

b)- 174 g de  $MnO_2$  con 365 g de HCl.

c)- 1,50 mol de  $MnO_2$  con 219 g de HCl.

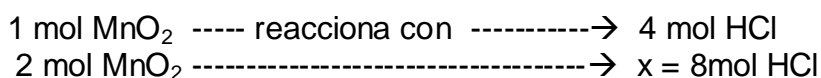
Resolución:

Escribimos la ecuación igualada correspondiente a la reacción y luego toda la información de los dos (2) reactivos:

| Moles               | 1 mol de moléculas                                          | 4 moles de moléculas                                                 |  | 1 mol de moléculas                          | 2 moles de moléculas                                          | 1 mol de moléculas                       |
|---------------------|-------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------|--|---------------------------------------------|---------------------------------------------------------------|------------------------------------------|
| Masa                | 1 mol = 55 g +<br>16 g x2 = <b>87 g</b>                     | 1 mol = 1g +<br>35,45g= 36,45 g<br>4 moles=36 g x<br>4= <b>146 g</b> |  | 1 mol = 55 g<br>+ (35g x2)=<br><b>126 g</b> | 1 mol =1g x2 +<br>16g= 18 g<br>2 moles=18g x<br>2= <b>36g</b> | 1 mol=<br>35,45 g x<br>2=<br><b>71 g</b> |
| Ecuación balanceada | $MnO_2 + 4 HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2 H_2O + Cl_{2(g)}$ |                                                                      |  |                                             |                                                               |                                          |
| Datos               | a)- 2 moles<br>b)- 174 g<br>c)- 1,5 moles                   | a)- 6 moles<br>b)- 365 g<br>c)- 219 g                                |  | -----                                       | -----                                                         | -----                                    |

Ahora planteamos las reglas de tres simple, relacionando las cantidades de los reactivos que se ponen a reaccionar:

a)- Como los **datos** de los dos reactivos **están en moles**, trabajamos con las relaciones molares:



Lo calculado, significa que: para consumir los 2 moles de  $\text{MnO}_2$  se requieren 8 moles de  $\text{HCl}$ . Como sólo disponemos de 6 moles de  $\text{HCl}$ , éste es el reactivo que se consume totalmente y por lo tanto es el reactivo limitante: **RL = HCl**. En consecuencia, el  $\text{MnO}_2$  es el reactivo que está en exceso (RE). **RE =  $\text{MnO}_2$**

**Notar que el HCl es el reactivo que está en mayor cantidad (6,00 mol) y sin embargo es el Reactivo Limitante, porque es el que está en menor proporción estequiométrica.**

Para **conocer la masa** de  $\text{MnO}_2$  que sobra, calculamos primero los moles que reaccionan, partiendo del reactivo limitante:

$$\begin{array}{l} 4 \text{ mol HCl} \text{ ---- reaccionan con ----} \rightarrow 1 \text{ mol MnO}_2 \\ 6 \text{ mol HCl} \text{ -----} \rightarrow x = 6 \text{ mol} \times \frac{1 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = 1,50 \text{ mol MnO}_2 \end{array}$$

Como teníamos 2,00 mol de  $\text{MnO}_2$  y se consumieron 1,50 mol, sobran:

$$\text{RE} = (2,00 \text{ mol} - 1,50 \text{ mol}) = 0,50 \text{ mol de MnO}_2 \text{ cuya masa es:}$$

$$m = 0,50 \text{ mol} \times 87 \text{ g/mol} = 43,5 \text{ g}$$

$$\text{masa excedente de MnO}_2 = 43,5 \text{ g MnO}_2$$

**b)-** Aquí es conveniente trabajar con **relaciones de masa** ya que los datos están en gramos:

$$\begin{array}{l} 87 \text{ g MnO}_2 \text{ ---- reaccionan con ----} \rightarrow 146 \text{ g HCl} \\ 174 \text{ g MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow x = \frac{174 \text{ g} \times 146 \text{ g}}{87 \text{ g}} = 292 \text{ g HCl} \end{array}$$

Es claro que si disponemos de 365 g de  $\text{HCl}$  y sólo se necesitan 292 g, el **HCl está en exceso** y el  $\text{MnO}_2$  es el reactivo limitante: **R.L. =  $\text{MnO}_2$**

Para calcular la masa de  $\text{HCl}$  que sobra una vez que ha concluido la reacción, efectuamos la diferencia:  $365 \text{ g HCl} - 292 \text{ g HCl} = 73,0 \text{ g HCl}$

$$\text{masa de HCl en exceso} = 73,0 \text{ g HCl}$$

**c)-** Como los datos están dados en moles de  $\text{MnO}_2$  y gramos de  $\text{HCl}$ , planteamos:

$$\begin{array}{l} 1,00 \text{ mol MnO}_2 \text{ ----- reacciona con ----} \rightarrow 146 \text{ g de HCl} \\ 1,50 \text{ mol MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow x = \frac{1,5 \text{ mol} \times 146 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 219 \text{ g HCl} \end{array}$$

Dado que también disponemos de 219 g de HCl, es evidente que ambos reactivos están en proporción estequiométrica y por lo tanto ninguno de los dos está en exceso ni es limitante.



**No olvidar, para tener éxito en la resolución:**

- escribir la ecuación igualada (balanceada) correspondiente al proceso y la información disponible, incluyendo los datos e incógnitas.
- identificar el reactivo limitante (RL) y referir todos los cálculos a él.

**EJERCICIOS PARA RESOLVER:**

1)- Se ponen a reaccionar 174 g de  $\text{MnO}_2$ , con 10 moles de HCl. Calcular:

- a)- la masa que quedó sin reaccionar del reactivo en exceso.
- b)- la masa de  $\text{MnCl}_2$  formada.

2)- Calcular los gramos de óxido de sodio que pueden obtenerse a partir de:

- a)- 5 moles de sodio.
- b)- 80 gramos de oxígeno.
- c)-  $3,01 \times 10^{25}$  átomos de sodio.

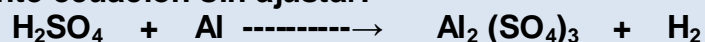
3)-a)- ¿Qué volumen de óxido carbónico se puede obtener partir de 120 gramos de carbono, en CNPT?

- b)- ¿Cuál será el volumen que se obtiene del mismo óxido a 20 °C y 725 mmHg?
- c)- ¿En cuánto varió el volumen?

4)- Se combinan hierro y oxígeno para obtener óxido férrico. Calcular:

- a)- Los gramos de hierro que deben utilizarse para obtener 210 gramos de óxido férrico, suponiendo máximo rendimiento.
- b)- Los moles de oxígeno que se consumen.

5)- Reaccionan 50 gramos de ácido sulfúrico con suficiente cantidad de aluminio, según lo indica la siguiente ecuación sin ajustar:

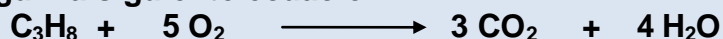


- a)- Realizar el ajuste de la ecuación.
- b)- Calcular la masa de aluminio que reacciona.
- c)- Calcular la masa de sulfato de aluminio que se forma.
- d)- Calcular el volumen de hidrógeno que se obtiene en CNPT.

6)- Se hacen reaccionar 6 gramos de zinc con 30 gramos de ácido nítrico. Calcular:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  se obtienen?

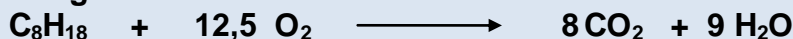
7)- Se queman en combustión completa 8,8 gramos de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) con 1,5 moles de oxígeno, según la siguiente ecuación:



Considerando que todas las sustancias que intervienen son gaseosas, calcular:

- Los moles en exceso
  - Los moles de productos formados.
- c) La presión que alcanzará el recipiente, de  $6 \text{ dm}^3$ , luego de producida la reacción, a  $127^\circ \text{C}$ .

8)- Se realiza la combustión completa de 10 g de nafta (considerarla formada solamente por octano líquido), obteniéndose dos productos gaseosos, según la siguiente ecuación:



Si en el recipiente se habían colocado 33,6 litros de oxígeno gaseoso (a 2 atm y 546 K), determinar:

- Los moles del reactivo en exceso.
- Los moles de productos obtenidos.
- El volumen del recipiente, si la presión final es de 5 atm, y la temperatura es de  $127^\circ \text{C}$ .

9)- Cuando se hacen reaccionar 9 moles de ácido sulfúrico con aluminio, se observa que quedan en exceso 4 moles del metal. ¿Cuántos gramos de aluminio había inicialmente?

10)- Se hacen reaccionar 80 litros de anhídrido sulfúrico a  $27^\circ \text{C}$  y 2 atm de presión, con 40 gramos de agua. Calcular:

- ¿Cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos de ácido se forman?

### Pureza de los Reactivos:

La mayoría de los reactivos que son utilizados en las reacciones químicas no son sustancias puras, sino que contienen impurezas que no reaccionan.

Por ejemplo, si tenemos una muestra de 100 g de plata comercial que contiene 80% de plata, significa que sólo hay 80 g de plata y el resto son impurezas.

**El porcentaje de sustancia contenido en una muestra impura de dicha sustancia, se conoce como *pureza de la muestra* y se calcula mediante la expresión:**

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa de sustancia}}{\text{masa de muestra}} \times 100 \quad (\text{I})$$

**Por ejemplo**, para determinar la pureza de una muestra de 250 g de plata comercial que contiene 225 g de plata, efectuamos:

$$\text{Pureza} = \frac{225 \text{ g} \times 100}{250 \text{ g}} = 90 \%$$

Por lo tanto, hay 90 g de plata por cada 100 g de muestra impura; los 10 g restantes son otras sustancias, distintas a plata.

La masa de sustancia que hay en una muestra cuya pureza es conocida, puede obtenerse calculando el porcentaje correspondiente sobre la masa de muestra.

Por ejemplo, si se tienen 500 g de una muestra de caliza, cuya pureza en carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) es 80%, la masa de carbonato de calcio presente en la muestra se puede despejar de la Ecuación (I), o calcular como el 80% de 500 g, es decir:

$$\text{masa}_{\text{CaCO}_3} = 500 \text{ g} \times 80/100 = 400 \text{ g}$$

### **Rendimiento de una reacción**

Hasta ahora hemos supuesto que cuando se produce una reacción química los reactivos se consumen totalmente transformándose en productos, de acuerdo con las proporciones estequiométricas.

Decimos que la **reacción** ocurre en forma **completa o con un rendimiento del 100%**.

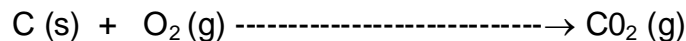
No obstante, cuando se produce una reacción química, casi siempre se obtiene menor cantidad de productos que la calculada según la estequiometría de la reacción.

Hay varias razones por las cuales no se obtiene el 100% de los productos esperados:

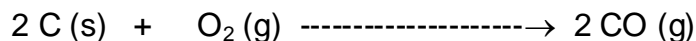
- **Impurezas de los reactivos.** Como hemos visto, los reactivos difícilmente se hallan en estado puro. Frecuentemente contienen impurezas inertes que no forman parte de la reacción. Cuando una muestra de un reactivo es impura, para determinar cuánto reacciona del reactivo puro, es necesario conocer su pureza.
- **Pérdidas mecánicas.** Durante una reacción se pueden producir pérdidas por manipulación de los reactivos. También se producen pérdidas cuando es necesario separar un producto de los demás

componentes del sistema. Además, cuando el producto obtenido es envasado, inevitablemente se pierde una pequeña parte. Este tipo de pérdidas se conoce genéricamente como pérdidas mecánicas.

- **Reacciones secundarias.** A veces puede ocurrir que alguno de los reactivos reaccione con alguna otra sustancia o impureza, formando otro producto. También los reactivos pueden reaccionar entre sí para formar un producto distinto del esperado, disminuyendo la cantidad de productos de la reacción principal. Por ejemplo, si la reacción principal es la combustión del carbón con oxígeno del aire, representada por:



Si el oxígeno es insuficiente, se producirá una *reacción secundaria*, que requiere menor cantidad de oxígeno, representada por:

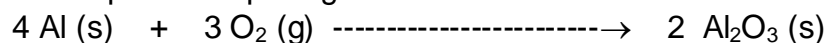


De esta manera, parte del carbono reacciona formando CO en lugar del CO<sub>2</sub> de la reacción principal, obteniéndose menor cantidad que la esperada. Las reacciones secundarias disminuyen la cantidad de producto esperado de la reacción principal.

- **Reacciones reversibles.** Muchas reacciones no alcanzan a completarse, debido a que a medida que avanza la reacción los productos formados reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos.

Este tipo de reacciones se denominan reacciones reversibles o invertibles.

- **Pasividad de algún reactivo.** Algunas reacciones concluyen antes de completarse, debido a que algunos de los reactivos pierden la capacidad de seguir reaccionando. Por ejemplo, cuando el aluminio se oxida en presencia del oxígeno del aire, se va recubriendo de una película dura de óxido de aluminio que evita que siga reaccionando:



Se dice que el aluminio "se pasiva" y a partir de ese instante la reacción finaliza sin haberse completado.

Por las razones expuestas, la cantidad de productos obtenida en forma experimental, es menor que la calculada estequiométricamente, y el rendimiento de la reacción es menor que el 100%.

**El rendimiento de una reacción suele expresarse como porcentaje de la cantidad de un producto calculada según las relaciones estequiométricas.**

**Definimos rendimiento porcentual (R%) de una reacción**, mediante la relación:



(II)

$$R (\%) = \frac{\text{cantidad obtenida experimentalmente}}{\text{cantidad calculada estequiométricamente}} \times 100$$

Esa expresión indica que si el rendimiento de una reacción es 75%, en la práctica se obtiene el 75% de la cantidad calculada estequiométricamente de cada producto. Ambas cantidades pueden ser expresadas en moles, gramos o litros.

### Cálculo del rendimiento de la reacción

Para calcular el rendimiento de una reacción, es necesario conocer la cantidad de algún producto obtenida experimentalmente. Después se calcula la cantidad teórica de ese producto mediante las relaciones estequiométricas y finalmente se efectúa la relación porcentual entre estas dos cantidades.

#### Ejemplo:

Se ponen a reaccionar 365 g de HCl con 5 moles de  $\text{MnO}_2$  y se obtienen 72 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

#### **Calcular:**

- el rendimiento de la reacción.
- la masa de  $\text{Cl}_2$  que se obtiene.

#### Resolución

a)- En primer lugar completamos el cuadro con todos los datos disponibles:

|                           |                                                                                                        |                                                            |           |                                       |                                                             |                              |
|---------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------|-----------|---------------------------------------|-------------------------------------------------------------|------------------------------|
| Moles                     | 1 mol de moléculas                                                                                     | 4 moles de moléculas                                       |           | 1 mol de moléculas                    | 2 moles de moléculas                                        | 1 mol de moléculas           |
| Masa                      | 1 mol = 55 g<br>+ 16 g x2 =<br>87 g                                                                    | 1 mol = 1g +<br>35g = 36 g<br>4 moles = 36 g<br>x 4 = 144g |           | 1 mol = 55 g<br>+ (35g x2) =<br>125 g | 1 mol = 1g x2<br>+ 16g = 18 g<br>2 moles = 18g<br>x 2 = 36g | 1 mol = 35g x<br>2 =<br>70 g |
| Ecuación balanceada       | $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(\text{g})$ |                                                            |           |                                       |                                                             |                              |
| <b>Datos e incógnitas</b> | <b>5 moles</b>                                                                                         | <b>365 gramos</b>                                          | a) ¿R(%)? |                                       | <b>72 gramos</b>                                            | b) ¿gramos?                  |

Como se pusieron a reaccionar cantidades cualesquiera de ambos reactivos debemos identificar el reactivo limitante, relacionando los moles de  $\text{MnO}_2$  con los gramos de HCl que se pusieron a reaccionar (datos), según:

$$1 \text{ mol MnO}_2 \text{ ----- reacciona con -----} \rightarrow 146 \text{ g HCl}$$

$$5 \text{ mol MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow X = \frac{5 \text{ mol} \times 146 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 730 \text{ g HCl}$$

1 mol

Se requieren 730 g de HCl para consumir los 5 moles de MnO<sub>2</sub>. Como sólo tenemos 365 g de HCl, éste es el reactivo limitante.

Seguidamente calculamos la cantidad estequiométrica de H<sub>2</sub>O que se forma, según:

$$\begin{array}{l} 146 \text{ g HCl} \text{ ----- producen -----} \rightarrow 36 \text{ g H}_2\text{O} \\ 365 \text{ g HCl} \text{ ----- producen -----} \rightarrow \frac{X = 365 \text{ g} \times 36 \text{ g}}{146 \text{ g}} = 90 \text{ g H}_2\text{O} \end{array}$$

Esta es la masa de agua calculada estequiométricamente, que se obtendría si el rendimiento de la reacción fuera del 100%. Como en el enunciado del problema nos dicen que sólo se obtuvieron 72 g de H<sub>2</sub>O, aplicando la fórmula de rendimiento (II) obtenemos:

$$R = \frac{72 \text{ g}}{90 \text{ g}} \times 100 = 80 \%$$

**Rendimiento = 80 %**

**b)-** Como en el dato de la masa de agua obtenida experimentalmente ya está considerado el rendimiento, para calcular la masa de cloro que se obtiene, planteamos la relación entre los productos:

$$\begin{array}{l} \text{Cl}_2 \text{ junto con } 36 \text{ g H}_2\text{O} \text{ ----- se obtienen -----} \rightarrow 71 \text{ g Cl}_2 \\ \text{Cl}_2 \text{ junto con } 72 \text{ g H}_2\text{O} \text{ -----} \rightarrow x = \frac{72 \text{ g} \times 71 \text{ g}}{36 \text{ g}} = 142 \text{ g} \end{array}$$

**Masa de Cl<sub>2</sub> = 142 g Cl<sub>2</sub>**

En los ejemplos que se presentan a continuación, veremos cómo se procede cuando algún **reactivo es impuro** y el **rendimiento de la reacción no es 100%**.

**Otro ejemplo:**

Se ponen a reaccionar 150 g de una muestra de MnO<sub>2</sub> impura (87% de pureza) con suficiente cantidad de ácido clorhídrico. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es 80%, calcular:

- la masa de agua que se forma.
- la cantidad de cloro que se obtiene.

**Resolución:**

En primer lugar debemos calcular la masa de MnO<sub>2</sub> puro contenida en los 150 g de muestra:

$$m \text{ MnO}_2 = 150 \times 87/100 \text{ g} = 130,5 \text{ g}$$

Ahora escribimos la ecuación balanceada y debajo toda la información que nos suministra el enunciado del problema.

|                     |                                                                                                 |                                                 |       |                                |                                                  |                      |
|---------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------|-------|--------------------------------|--------------------------------------------------|----------------------|
| Moles               | 1 mol de moléculas                                                                              | 4 moles de moléculas                            |       | 1 mol de moléculas             | 2 moles de moléculas                             | 1 mol de moléculas   |
| Masa                | 1 mol = 55 g + 16 g<br>x2= 87 g                                                                 | 1 mol = 1g + 35g= 36 g<br>4 moles=36 g x 4=144g |       | 1 mol = 55 g + (35g x2)= 125 g | 1 mol =1g x2 + 16g= 18 g<br>2 moles=18g x 2= 36g | 1 mol= 35g x 2= 70 g |
| Ecuación balanceada | $\text{MnO}_2 + \text{Cl}_2(\text{g}) + 4 \longrightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ |                                                 |       |                                |                                                  |                      |
| Datos e incógnitas  | 130,5 gramos                                                                                    | suficiente                                      | 80% R |                                | a)¿gramos ?                                      | b)¿moles ?           |

a)- Para calcular la masa de agua que se forma, debemos tener en cuenta que sólo se obtiene el 80% de los productos. En lugar de los 36 g de agua correspondientes a la estequiometría de la reacción, realmente se obtiene el 80%:

$$36 \text{ g H}_2\text{O} \times 80/100 = 28,8 \text{ g H}_2\text{O}$$

Ahora planteamos las reglas de tres necesarias, teniendo en cuenta las unidades requeridas, y que se obtendrá el 80% de los productos de acuerdo con el cálculo anterior.

$$\begin{array}{l} 87 \text{ g MnO}_2 \text{ ----- } 80 \% \text{ -----} \rightarrow 36 \text{ g H}_2\text{O} \times 80/100 = 28,8 \text{ g} \\ \text{H}_2\text{O} \\ 130,5 \text{ g MnO}_2 \text{ ----- } 80 \% \text{ -----} \rightarrow x = 130,5 \text{ g} \times 28,8 \text{ g} = \\ 43,2 \text{ g H}_2\text{O} \end{array}$$


---

87 g

$$\text{Masa de agua formada} = 43,2 \text{ g H}_2\text{O}$$

Del mismo modo procedemos con la parte b)

$$\text{Cantidad de cloro molecular obtenido} = 1,20 \text{ mol Cl}_2$$

Otra manera muy utilizada para resolver este tipo de problemas es calcular cuánto producto se obtendría si el rendimiento fuera 100% y después aplicarle el rendimiento al resultado obtenido:

$$\text{a)- } 87 \text{ g MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow 100 \% \text{ -----} \rightarrow 36 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\begin{array}{l} 130,5 \text{ g MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow 100 \text{ \%} \text{ -----} \rightarrow x = 130,5 \text{ g MnO}_2 \times 36 \text{ g H}_2\text{O} = 54 \text{ g} \\ \text{H}_2\text{O} \hspace{14em} \underline{\hspace{2em}} \\ \hspace{15em} 87 \text{ g MnO}_2 \end{array}$$

Esta es la masa de agua que se obtendría si el rendimiento de la reacción fuera 100%. La masa de agua que se obtiene realmente es el 80% de 54 g:

**m H<sub>2</sub>O = 54 g x 80/100 = 43,2 g H<sub>2</sub>O**, que es el mismo resultado obtenido anteriormente.

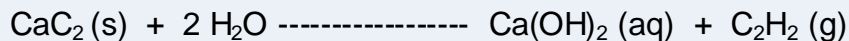
$$\begin{array}{l} \text{b)- } 87 \text{ g MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow 100 \text{ \%} \text{ -----} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ 130,5 \text{ g MnO}_2 \text{ -----} \rightarrow 100 \text{ \%} \text{ -----} \rightarrow x = 130,5 \text{ g} \times 1 \text{ mol} = 1,50 \text{ mol} \\ \text{Cl}_2 \hspace{14em} \underline{\hspace{2em}} \\ \hspace{15em} 87 \text{ g} \end{array}$$

Si aplicamos el rendimiento a este resultado obtenemos:

$$\mathbf{mol \text{ Cl}_2 = 1,50 \text{ mol} \times 80/100 = 1,20 \text{ mol Cl}_2}$$
, igual que antes.

### Ejercicios integrados:

1)- El etino o acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) es un gas que reacciona con oxígeno del aire formando una mezcla oxietilénica utilizada en sopletes para soldaduras. Se obtiene por la acción del agua sobre el carburo de calcio (CaC<sub>2</sub>), según la ecuación:



Se ponen a reaccionar 140 g de una muestra impura de CaC<sub>2</sub> con exceso de H<sub>2</sub>O; el acetileno desprendido se recoge en un recipiente de 40,0 dm<sup>3</sup> a 32°C, donde ejerce una presión de 1,00 atm. La reacción ocurre con un rendimiento de 95% atribuible a pérdidas mecánicas.

- Calcular los moles de H<sub>2</sub>O que reaccionaron.
- Calcular la pureza de la muestra de CaC<sub>2</sub>.

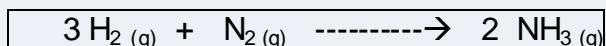
2)- Para obtener óxido sulfúrico, SO<sub>3</sub>, se mezclaron 18 g de S con un 90% de pureza y 0,25 moles de O<sub>2</sub>. Si se obtuvieron 7g de producto, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

3)- Si reaccionan 10 g de Zn con HCl en exceso, calcular:

- El volumen de H<sub>2</sub> que se obtiene a 2 atm de presión y una temperatura de 70 °C.
- Los moles de sal que se forman si el rendimiento de la reacción es del 80%.

4)- A fines del siglo XIX, la obtención de amoníaco o Nitruro de hidrógeno ( $\text{NH}_3$ ) era uno de los procesos más investigados, ya que dicha sustancia era materia prima para la elaboración de fertilizantes y de explosivos. El científico Haber, fue uno de los estudiosos de esta reacción, que tenía como principal problema el bajo rendimiento, ya que, a medida que se formaba el producto buscado, se producía también la reacción inversa de descomposición.

Teniendo en cuenta la ecuación química que representa el proceso, responder las siguientes cuestiones:



a)- ¿Cuántos moles de hidrógeno serán necesarios para reaccionar con 7 g de nitrógeno?

b)- ¿Cuántos litros de amoníaco (en CNPT) se obtendrían con 15 g de hidrógeno?

c)- ¿Cuántos mililitros de  $\text{NH}_3$  se obtendrían con 30 milimoles de  $\text{H}_2$  a 500 °C y 20 atm?

d)- ¿Cuántos gramos de  $\text{NH}_3$  se obtendrían con 200 litros de  $\text{H}_2$  a 27 °C y 2 atm?

e)- Si el rendimiento de la reacción a 27 °C fuera del 60 %, ¿qué masa se obtendría en el inciso anterior?

f)- Si a otra temperatura, se obtienen 5 g de  $\text{NH}_3$ , a partir de 5,1 g de  $\text{N}_2$ , ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

g)- Si se desean obtener 50 moles de  $\text{NH}_3$ , y el rendimiento es del 80 %, ¿son suficientes 100 moles de  $\text{H}_2$ ?

h)- Si se hacen reaccionar 50 g de hidrógeno con 224 g de nitrógeno, ¿cuántos gramos sobran del reactivo en exceso? Y ¿cuántos gramos de amoníaco se obtendrán a 127°C? (rendimiento del 70 %).

i)- Si se hacen reaccionar 18 g de  $\text{H}_2$  con 70 litros de  $\text{N}_2$  (en CNPT), ¿cuántos milimoles sobran del reactivo en exceso? Y ¿cuántos litros de  $\text{NH}_3$  se obtendrán a 127 °C y 2 atm (rendimiento del 70%)?

Sobran del reactivo en exceso? Y ¿cuántos litros de  $\text{NH}_3$  se obtendrán a 127 °C y 2 atm? (rendimiento del 70 %).