

## EL CONCEPTO DE MOL

El número  $6,02 \cdot 10^{23}$  es muy importante en química. Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro ( $N_A$ )**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12,0 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

**Masa de 1 átomo de C: 12,0 u**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**



**Amedeo Avogadro.**  
Italia (1776-1785)

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u

Masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de H: 1,0 g**

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O: 16,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de N: 14,0 g**

Y lo mismo pasaría si extendemos el razonamiento a moléculas:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$  : 18,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $CO_2$  : 44,0 g**



**Josef Loschmidt**  
Austria (1821-1895)

El primero que calculó el número de moléculas en  $1 \text{ cm}^3$  de gas ( $2,6 \cdot 10^{19}$ )



**Jean Perrin**  
Francia (1870 -1942)

El primero en utilizar el término "Número de Avogadro" (1909)

**Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades elementales.**

Cuando se usa el mol las unidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones...

**El mol es la unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)**

**La masa de un mol en gramos es igual al valor de la masa atómica o molecular.**

1 mol de (moléculas) de **agua**

es la cantidad de **agua**

que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  **moléculas de agua**

su masa es **18,00 g**

1 mol de (átomos) de **hierro**

es la cantidad de **hierro**

que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  **átomos de hierro**

su masa es **55,85 g**

1 mol de (moléculas) de **amoniaco**

es la cantidad de **amoniaco**

que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  **moléculas de amoniaco**

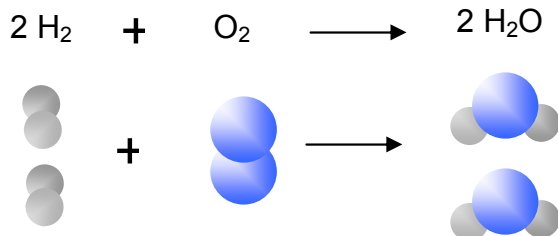
su masa es **17,00 g**

¿Por qué es tan importante el mol?

El mol, tal como se ha dicho más arriba, es una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (S.I.) y es, probablemente, la unidad más característica de la Química. Y es tan útil porque permite “contar” átomos o moléculas determinando la masa de sustancia.

Esto es básico porque las sustancias reaccionan en unas proporciones dadas.

Por ejemplo, dos moléculas de hidrógeno (gas) reaccionan con una de oxígeno (gas) para dar una molécula de agua:



Siempre que queramos obtener agua por reacción entre el hidrógeno y el oxígeno deberemos tomar ambos gases en la proporción de doble cantidad de moléculas de hidrógeno que de oxígeno. ¿Pero como “contar” las moléculas”?... usando el concepto de mol:

Un mol de hidrógeno, contiene el mismo número de moléculas de  $\text{H}_2$  que tiene un mol de  $\text{O}_2$ :  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Por tanto, para que reaccionen en proporción 2 :1 tendremos que coger 2 moles de  $\text{H}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$ . O lo que es lo mismo 4,0 g de  $\text{H}_2$  y 32,0 g de  $\text{O}_2$  que se combinarán para dar 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  (36,0 g)

### Ejemplo 1

¿Cuántos moles son:

- a) 7,0 g de Na?
- b) 20,5 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- c) 64,8 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

**Solución:**

- a)  $7,0 \text{ g Na} \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} = 0,304 \text{ moles Na}$
- b)  $20,5 \text{ g H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,139 \text{ moles H}_2\text{O}$
- c)  $64,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,661 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$

### Ejemplo 2.

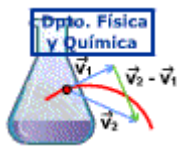
Necesitamos tener:

- a) 1,20 moles de Zn.
- b) 0,25 moles de  $\text{CH}_4$
- c) 3,40 moles de  $\text{H}_2\text{CO}_3$

¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia?

**Solución:**

- a)  $1,20 \text{ moles Zn} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 78,5 \text{ g Zn}$
- b)  $0,25 \text{ moles CH}_4 \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 4,0 \text{ g CH}_4$
- c)  $3,40 \text{ moles H}_2\text{CO}_3 \frac{62,0 \text{ g H}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3} = 210,8 \text{ g H}_2\text{CO}_3$



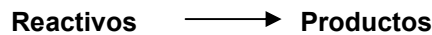
## REACCIONES QUÍMICAS

### Conceptos básicos

En un proceso químico (o reacción química) se produce una profunda alteración de la materia. Se parte de unas sustancias (reactivos) y lo que se obtiene después del proceso (productos) son unas sustancias completamente diferentes a las de partida.

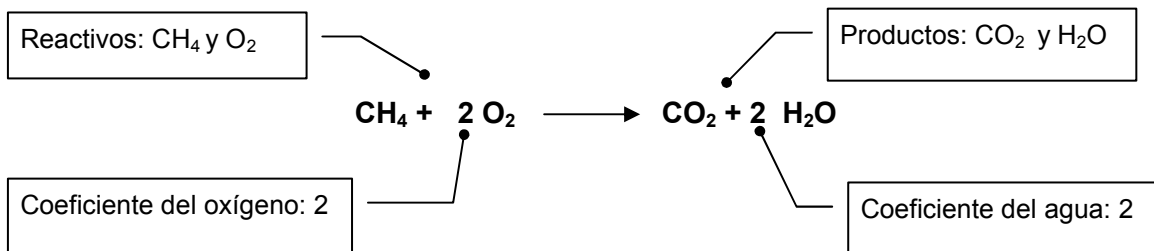
**Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas.**

En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha separados por una flecha:



El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación consiste en colocar números delante de las fórmulas (coeficientes) para garantizar que exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos. O lo que es lo mismo:

**En una reacción química la masa permanece constante** (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier)



Para que se verifique una reacción química ha de producirse:

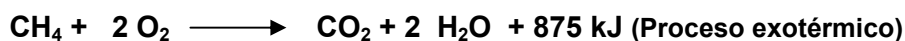
- **Una ruptura de los enlaces en los reactivos.** Lo que generalmente implica **aportar energía**.
- **Un reagrupamiento de los átomos de forma distinta.**
- **Una formación de nuevos enlaces para formarse los productos.** Lo que generalmente implica un **desprendimiento de energía**.

En el balance final de energía para el proceso puede ocurrir:

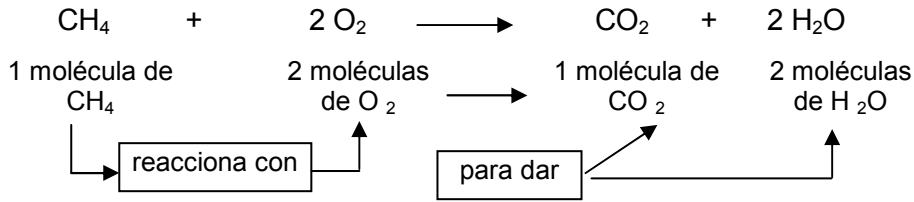
**Energía aportada > Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, absorbe energía (calor). **Reacción endotérmica.**

**Energía aportada < Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, desprende energía (calor). **Reacción exotérmica.**

El calor absorbido o desprendido puede añadirse a la ecuación química como un elemento más del proceso:



Una reacción química ajustada nos da, por tanto, la siguiente información:



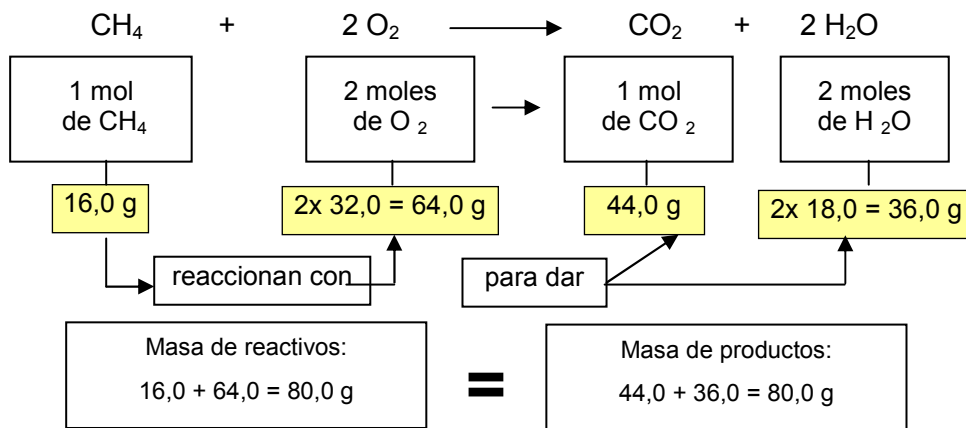
Observar que **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de “contar” moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O<sub>2</sub> por una de CH<sub>4</sub>, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de mol:

Un mol de CH<sub>4</sub> es la cantidad de metano que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de metano y, según se estableció (ver apuntes sobre el concepto de mol), su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 16,0 g. Por tanto, si tomamos 16,0 g de CH<sub>4</sub> estamos cogiendo 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de CH<sub>4</sub>.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O<sub>2</sub> es la cantidad de oxígeno que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub> y su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 32,0 g. Por tanto, si tomamos 32,0 g de O<sub>2</sub> estamos cogiendo 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub>. Si necesito coger el doble de moléculas debería de coger 2 moles. Esto es 64,0 g de O<sub>2</sub>

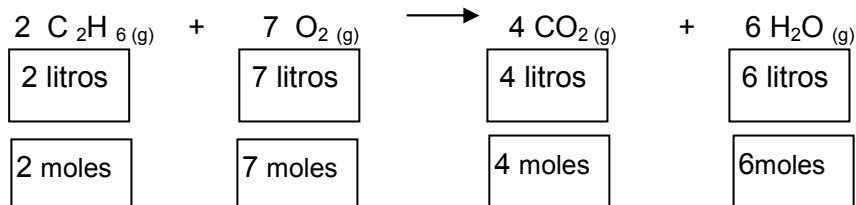
En resumen, si quiero que las moléculas de CH<sub>4</sub> y O<sub>2</sub> estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH<sub>4</sub> y 2 moles de O<sub>2</sub>, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH<sub>4</sub> y 64,0 g de O<sub>2</sub>.



Ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier) : **“En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”**

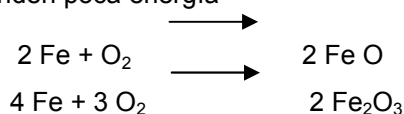
En el caso de que las sustancias sean gases, **y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura**, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen:

**“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles”** (Hipótesis de Avogadro)

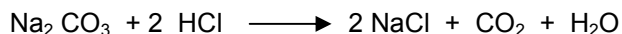


## Algunos tipos de reacciones químicas:

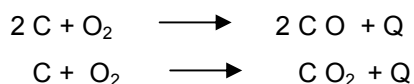
**Reacciones de oxidación.** Combinación con el oxígeno. Son reacciones lentas que desprenden poca energía



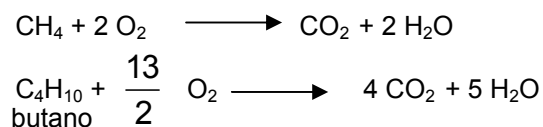
**Los carbonatos desprenden CO<sub>2</sub>** cuando son atacados por los ácidos (el desprendimiento de este gas es lo que provoca la característica "efervescencia")



**Reacciones de combustión.** Químicamente son oxidaciones, pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía

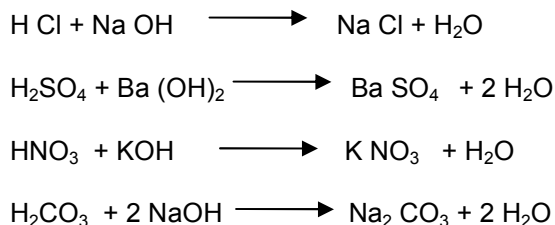


Siempre que se quemé un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO<sub>2</sub> y agua:

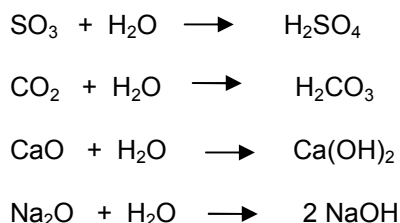


**Reacciones de neutralización.** Entre un ácido y una base. Se obtiene la sal del ácido y agua:

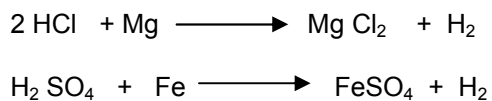
**Ácido + Base → Sal + Agua.**



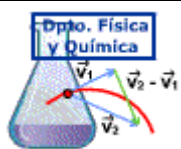
**Reacción de los óxidos con el agua.** El comportamiento es muy distinto cuando reacciona un óxido no metálico o uno metálico. En el primer caso se obtiene un ácido y en el segundo una base. Por esta razón se dice que **los óxidos no metálicos tienen un carácter ácido**, mientras que **los metálicos tienen un carácter básico**.



**Desplazamiento del hidrógeno de los ácidos por los metales.** La mayor parte de los metales reaccionan con los ácidos desplazando el hidrógeno (que se desprende como gas) y el metal se disuelve formando la sal correspondiente. Esta reacción se produce muy fácilmente en el caso de metales alcalinos y alcalino-térreos.



Algunos metales como la plata, el cobre o el mercurio no desplazan el hidrógeno de los ácidos.

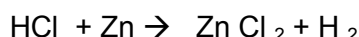


## Cómo efectuar cálculos en reacciones químicas (Conceptos básicos)

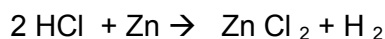
El zinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de zinc e hidrógeno gas. Si hacemos reaccionar 6,0 g de ácido:

- a) ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan?
- b) ¿Cuál sería el volumen de H<sub>2</sub> obtenido si se mide en c. n.?

1. **Identifica reactivos y productos. Plantea la ecuación** y a continuación formula las sustancias que intervienen:



2. **Ajusta la ecuación:**



3. **Pasa el dato que te dan a moles:**

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 0,16 \text{ moles de HCl}$$

Para plantear este factor de conversión debes obtener la masa molecular del compuesto.

4. **Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita** leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0,16 \text{ moles de HCl} \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,08 \text{ moles de Zn}$$

Lee el factor en la ecuación ajustada

5. **Transforma moles en gramos** usando la masa atómica o molecular:

$$0,08 \text{ moles de Zn} \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = \boxed{5,2 \text{ g de Zn}}$$

Esto se puede hacer de forma directa "empatando" unos factores de conversión con otros:

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 5,2 \text{ g Zn}$$

Convierte gramos a moles

Convierte moles a gramos

Permite relacionar dato (HCl) con la incógnita (Zn)

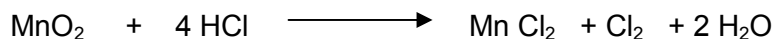
6. **Si la sustancia es un gas y está medido en c.n. (0°C y 1atm)**, se puede obtener el volumen teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros (volumen molar)

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{22,4 \text{ litros H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,84 \text{ litros H}_2$$

Factor que convierte moles en litros (sólo para gases medidos en c.n.)



## Cómo efectuar cálculos en reacciones químicas



### Cálculos masa - masa

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?

$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \frac{126,0 \text{ g de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnCl}_2} = 6,5 \text{ g de MnCl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl<sub>2</sub>)

### Cálculos masa - volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros

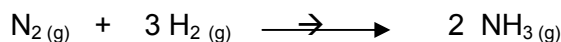
Ejemplo: ¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen (ecuación anterior) 7,5 g de ácido clorhídrico, medidos en c.n.?

a) Cálculo del volumen de Cl<sub>2</sub> medido en c.n.

$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \frac{22,4 \text{ litros de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 1,2 \text{ litros de Cl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada

Esta relación se puede usar únicamente cuando el gas esté medido en c. n.

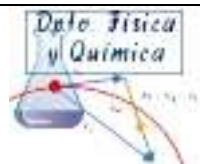


### Cálculos volumen - volumen

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T** (volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles)

Ejemplo: Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H<sub>2</sub> (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T)

$$0,5 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 0,333 \text{ L NH}_3$$



## Cómo efectuar cálculos en reacciones químicas

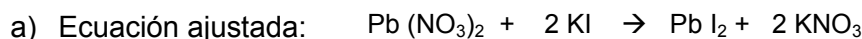
### Cálculos con rendimiento distinto del 100%

Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

Ejemplo: El nitrato de plomo (II) reacciona con el yoduro potásico para dar un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II).

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo (II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo (II) ¿Cuál es el rendimiento del proceso?



b) Gramos de yoduro de plomo (II) que deberían obtenerse teóricamente:

$$15,0 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol de } \text{PbI}_2}{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g de } \text{PbI}_2}{1 \text{ mol de } \text{PbI}_2} = 20,9 \text{ g de } \text{PbI}_2$$

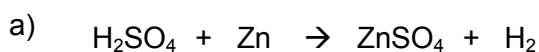
✓ Cálculo del rendimiento:

$$\frac{18,5 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g } \text{PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

Factor para calcular el tanto por ciento  
**No se divide por el 100 del denominador,**  
 ya que forma parte de la unidad solicitada.

Ejemplo: 10,3 g de zinc reaccionan con ácido sulfúrico para dar sulfato de zinc e hidrógeno

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento para el proceso es de un 75 %



b) Cantidad de sulfato de zinc obtenida

$$10,30 \text{ g de } \text{Zn} \frac{1 \text{ mol } \text{Zn}}{65,4 \text{ g } \text{Zn}} \frac{1 \text{ mol } \text{ZnSO}_4}{1 \text{ mol } \text{Zn}} \frac{151,5 \text{ g } \text{ZnSO}_4}{1 \text{ mol } \text{ZnSO}_4} \frac{75,0 \text{ g } \text{ZnSO}_4 \text{ reales}}{100,0 \text{ g } \text{ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g } \text{ZnSO}_4 \text{ reales}$$

Factor que considera el rendimiento de la reacción