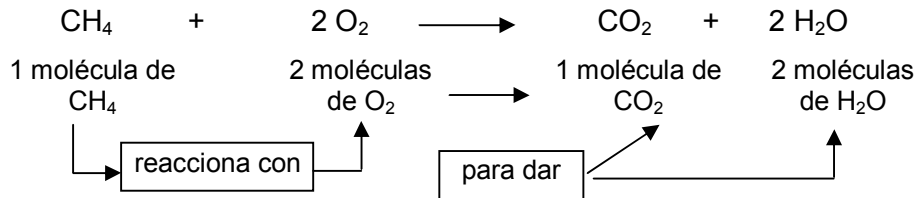


## REACCIONES QUÍMICAS. CÁLCULOS

**IES La Magdalena  
Avilés. Asturias**

Una reacción química ajustada nos da información sobre las proporciones en las que reaccionan las sustancias



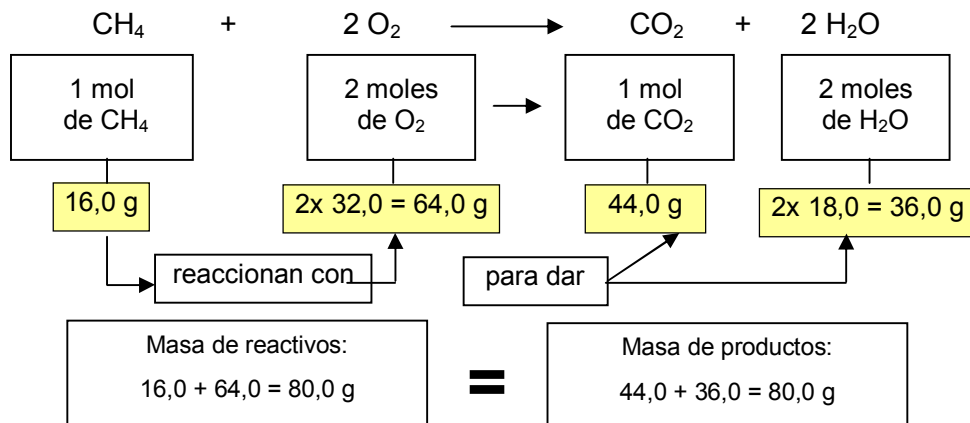
Por tanto **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de “contar” moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O<sub>2</sub> por una de CH<sub>4</sub>, pero ¿cómo contar moléculas?

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>

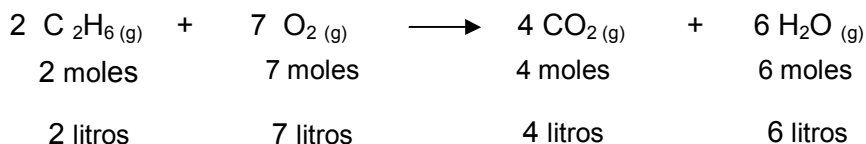
**En resumen, si quiero que las moléculas de CH<sub>4</sub> y O<sub>2</sub> estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH<sub>4</sub> y 2 moles de O<sub>2</sub>, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH<sub>4</sub> y 64,0 g de O<sub>2</sub>.**



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

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).



**Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales o estándar), 1 mol ocupa 22,4 litros (volumen molar).**

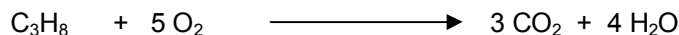
## Ejemplo 1

Se queman 0,34 moles de propano ( $C_3H_8$ ).

- Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular los moles de oxígeno necesarios.
- Determinar los moles de dióxido de carbono que se obtienen.

**Solución:**

Siempre que se quema un compuesto formado por C e H se obtiene  $CO_2$  y  $H_2O$



Moles de oxígeno necesarios para la combustión:

$$0,34 \text{ moles } C_3H_8 \frac{5 \text{ moles } O_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 1,70 \text{ moles } O_2$$

Factor que transforma dato en incógnita. Se lee en la ecuación ajustada.

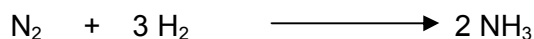
Moles de  $CO_2$  obtenidos:

$$0,34 \text{ moles } C_3H_8 \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 1,02 \text{ moles } CO_2$$

## Ejemplo 2

Reaccionan 1,3 litros de nitrógeno (gas) con hidrógeno (gas) para dar amoníaco (gas), todos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- Escribir y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular los litros de hidrógeno necesarios para la reacción.
- Determinar los litros de amoníaco que se obtienen

**Solución:**

Como son gases y están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura podemos establecer la relación en litros:

$$1,3 \text{ litros } N_2 \frac{3 \text{ litros } H_2}{1 \text{ litro } N_2} = 3,9 \text{ litros } H_2$$

$$1,3 \text{ litros } N_2 \frac{2 \text{ litros } NH_3}{1 \text{ litro } N_2} = 2,6 \text{ litros } NH_3$$

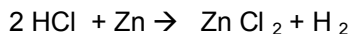
## Ejemplo 3

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

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

**Solución:**

Ácido clorhídrico + Cinc → Cloruro de cinc + Hidrógeno



- **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.

- **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

- **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:

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

Pasa gramos a moles

Pasa de dato (HCl) a incógnita (Zn)

Pasa moles a gramos

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)

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

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