

# REACCIONES QUÍMICAS

1.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa y Alba López Valenzuela



## Clasificación de las reacciones químicas

Las reacciones químicas pueden clasificarse según:

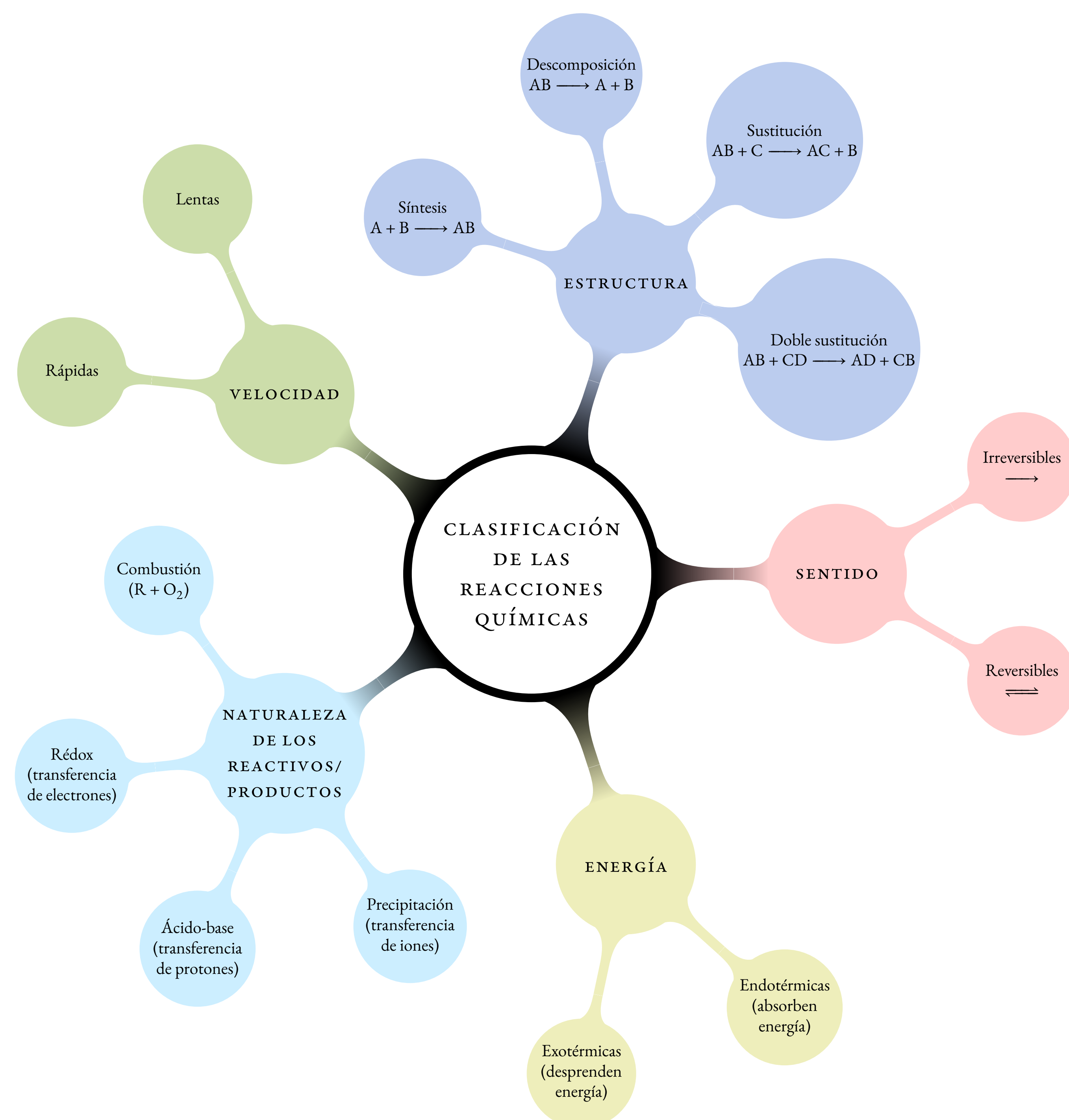
**Mecanismo de intercambio** Cuatro tipos básicos.

**Sentido** Completas (o irreversibles) o reversibles.

**Energía** Si desprenden o absorben energía.

**Partículas intercambiadas** Naturaleza de los reactivos/productos.

**Velocidad** Rápidas o lentas.

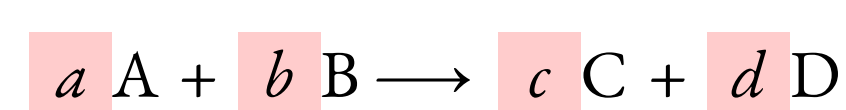


## Ajuste de ecuaciones químicas

La **ley de conservación de la masa** implica dos principios:

- El número total de átomos antes y después de una reacción no cambia.
- El número de átomos de cada tipo es igual antes y después.

En una **ecuación química** general:



• A, B, C y D representan los **símbolos químicos** de los átomos o la **fórmula molecular** de los compuestos que reaccionan (lado izquierdo) y los que se producen (lado derecho).

• **a**, **b**, **c** y **d** representan los **coeficientes estequiométricos**, que deben ser ajustados según la **ley de conservación de la masa** (comparando de izquierda a derecha átomo por átomo el número que hay de estos a cada lado de la flecha).

Los **coeficientes estequiométricos** indican el número de átomos/moléculas/**moles** que reaccionan/se producen de cada elemento/compuesto (o volumen si las sustancias intervinientes son gases en las mismas condiciones de presión y temperatura).

## Cálculos masa-masa

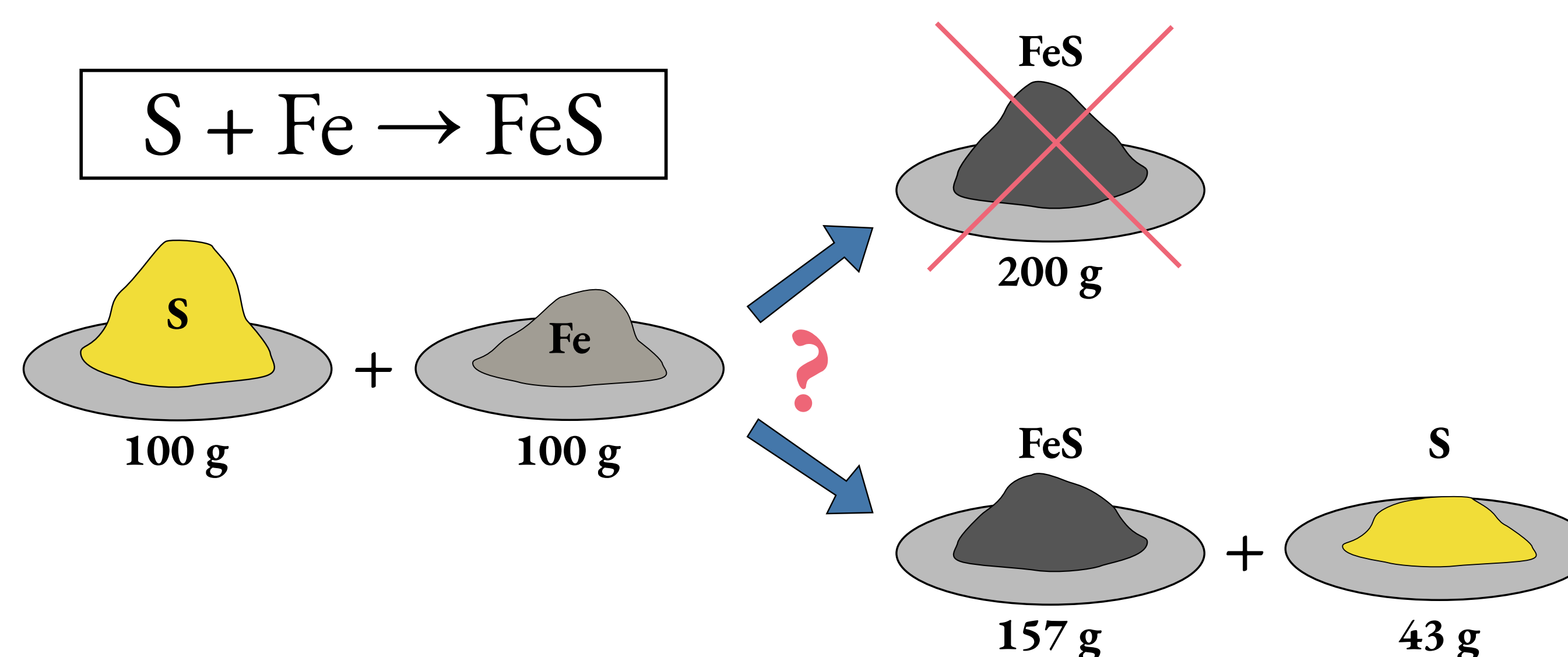
Se trata de situaciones en las que nos dan la masa (típicamente en g) de un compuesto químico y nos piden la masa (también en g) de otro compuesto químico.

Seguimos estos **tres pasos**:

- Pasar de g a mol** utilizando la **masa molar**.
- Relacionar moles** de un compuesto con moles de otro, a partir de los **coeficientes estequiométricos**.
- Pasar de mol a g** utilizando la **masa molar**.

## Reactivo limitante

El **reactivo limitante** es el reactivo que se agota por completo en una reacción y, por lo tanto, determina cuándo se detiene la reacción.



Masas iguales de hierro (Fe) y azufre (S) reaccionan para formar sulfuro de hierro(II) (FeS) pero, debido a su mayor peso atómico, el HIERRO es el **REACTIVO LIMITANTE** y, una vez que todo el hierro se consume, algo de azufre queda sin reaccionar.

Adaptada de [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Reagente\\_limitante.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Reagente_limitante.svg).

Para **identificar el reactivo limitante** podemos calcular la cantidad:

$$\frac{\text{moles del reactivo X}}{\text{coeficiente estequiométrico del reactivo X}}$$

para cada reactivo y el reactivo que tenga el valor más bajo será el reactivo limitante.

## Pureza química

Es una medida de la cantidad de **IMPUREZAS** que contiene una muestra química. En función de la aplicación (investigación científica, farmacia, alimentación o industria) se utilizan distintos **GRADOS** de **PUREZA**, siendo los más altos por encima del 95%. Como en la ecuación química aparecen sustancias puras, al realizar los cálculos estequiométricos **eliminaremos** la contribución de las impurezas. En estos cálculos supondremos que las impurezas son inertes, es decir, que no reaccionan.

$$\text{PUREZA} = \frac{\text{masa sustancia pura}}{\text{masa muestra impura}} \times 100$$

## Rendimiento químico

Es una medida de la cantidad de producto obtenida en una reacción química en relación con el reactivo consumido. Generalmente se expresa en porcentaje y se denota por  $\eta$ :

$$\eta = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100,$$

donde el **rendimiento real** es la cantidad real (masa, moles o volumen) de producto obtenida en laboratorio y el **rendimiento teórico** es la cantidad de producto que se obtendría si todo el reactivo limitante reaccionara.

El rendimiento es uno de los principales factores que la comunidad científica debe tener en cuenta en los procesos de síntesis química inorgánica y orgánica. Las principales **RAZONES** por las que una reacción no produce la cantidad teórica (predicha) de producto son:

- Reacciones incompletas en las que algunos reactivos no reaccionan para formar productos.
- Errores experimentales, como por ejemplo derrames.
- Reacciones secundarias no deseadas.
- Reacciones reversibles.
- Impurezas en los reactivos.

## Reactivos en disolución

Cuando los **reactivos** se encuentran en **disolución**, tenemos que relacionar el número de moles,  $n$ , con el volumen,  $V$ , a través de la concentración molar o **molaridad**:

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = cV \quad (V \text{ en L})$$

## Cálculos masa-volumen

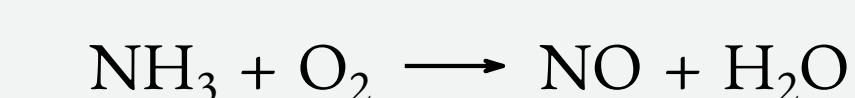
Cuando alguno de los compuestos que intervienen en la reacción es un **gas**, necesitamos hacer uso de la **ecuación de los gases ideales**:

$$pV = nRT$$

- $p$  es la **presión** a la que se encuentra el gas, medida en atm.
- $V$  es el **volumen** que ocupa el gas, medido en L.
- $n$  es el **número de moles** que tenemos del gas, que lo podemos relacionar con los gramos a través de la **masa molar**.
- $R = 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$  es la **constante universal de los gases ideales**.
- $T$  es la **temperatura** a la que se encuentra el gas, medida en K:  $T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$ .

## Ejemplo

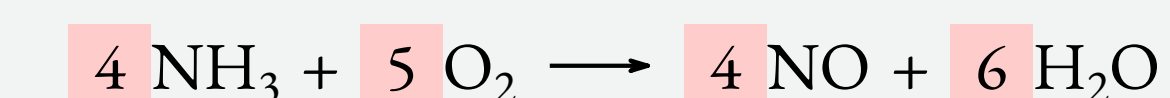
El amoníaco reacciona con el oxígeno según la siguiente reacción:



En un recipiente cerrado introducimos 200 g de amoníaco y 200 g de oxígeno. Determina el volumen de monóxido de nitrógeno, medido en c.n., que se obtiene supuesto un rendimiento de la reacción del 70%.

**Solución**

Lo primero **AJUSTAMOS** la **ECUACIÓN**:



A continuación **CALCULAMOS** las **MASAS MOLARES** de todos los compuestos químicos involucrados:

$$M(NH_3) = M(N) + 3 \cdot M(H) = 14 \text{ g/mol} + 3 \cdot 1 \text{ g/mol} = 17 \text{ g/mol}$$

$$M(O_2) = 2 \cdot M(O) = 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

$$M(NO) = M(N) + M(O) = 14 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} = 30 \text{ g/mol}$$

Identificamos el **REACTIVO LIMITANTE** calculando la cantidad

$$\frac{\text{moles del reactivo X}}{\text{coeficiente estequiométrico del reactivo X}}$$

para cada reactivo y viendo cuál tiene el valor más bajo:

$$200 \text{ g}_{NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{NH_3}}{17 \text{ g}_{NH_3}} = 11.76 \text{ mol}_{NH_3} \rightarrow \frac{11.76 \text{ mol}_{NH_3}}{4} = 2.94$$

$$200 \text{ g}_{O_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{O_2}}{32 \text{ g}_{O_2}} = 6.25 \text{ mol}_{O_2} \rightarrow \frac{6.25 \text{ mol}_{O_2}}{5} = 1.25$$

Por lo que el **REACTIVO LIMITANTE** es el **OXÍGENO**. Calculamos el **RENDIMIENTO TEÓRICO**:

$$6.25 \text{ mol}_{O_2} \cdot \frac{4 \text{ mol}_{NO}}{5 \text{ mol}_{O_2}} = 5 \text{ mol}_{NO} \text{ teóricos}$$

Calculamos el **RENDIMIENTO REAL** aplicando la definición de **RENDIMIENTO**:

$$\eta = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

$$\text{rendimiento real} = \frac{\eta}{100} \cdot \text{rendimiento teórico} = \frac{70}{100} \cdot 5 \text{ mol}_{NO} = 3.5 \text{ mol}_{NO} \text{ reales}$$

Para relacionar la cantidad de monóxido de nitrógeno que se obtiene (medida en mol) con el volumen (medido en L), utilizamos la **ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES**, despejando el volumen y sustituyendo c.n. ( $T = 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$  y  $p = 1 \text{ atm}$ ):

$$pV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{p} = \frac{3.5 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 78.4 \text{ L}_{NO}$$