

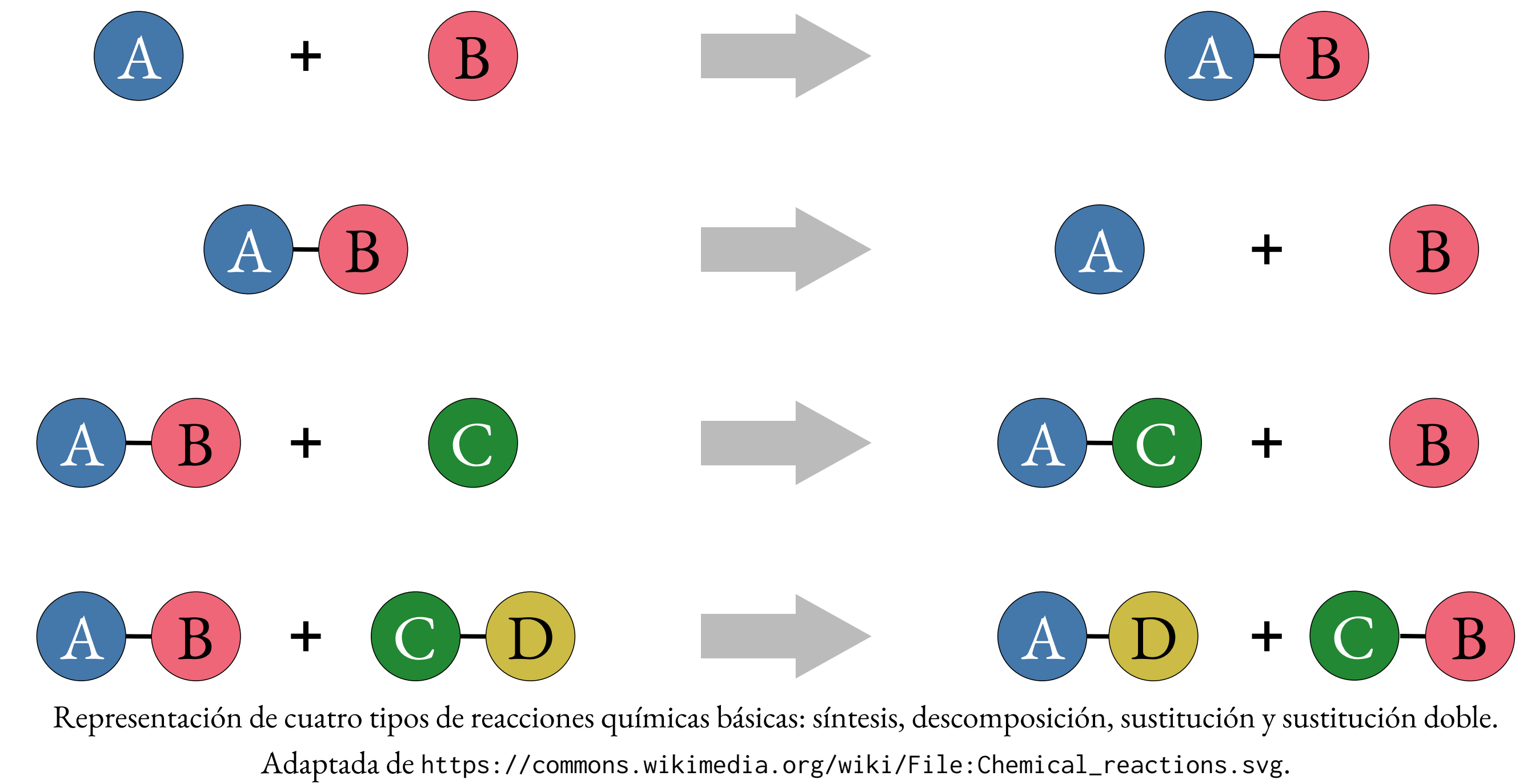
REACCIONES QUÍMICAS

1.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa

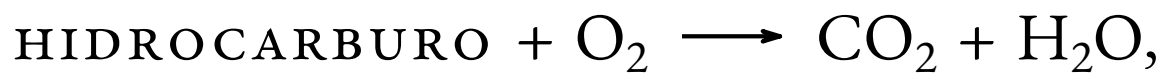
Clasificación de las reacciones químicas

Cuatro tipos básicos

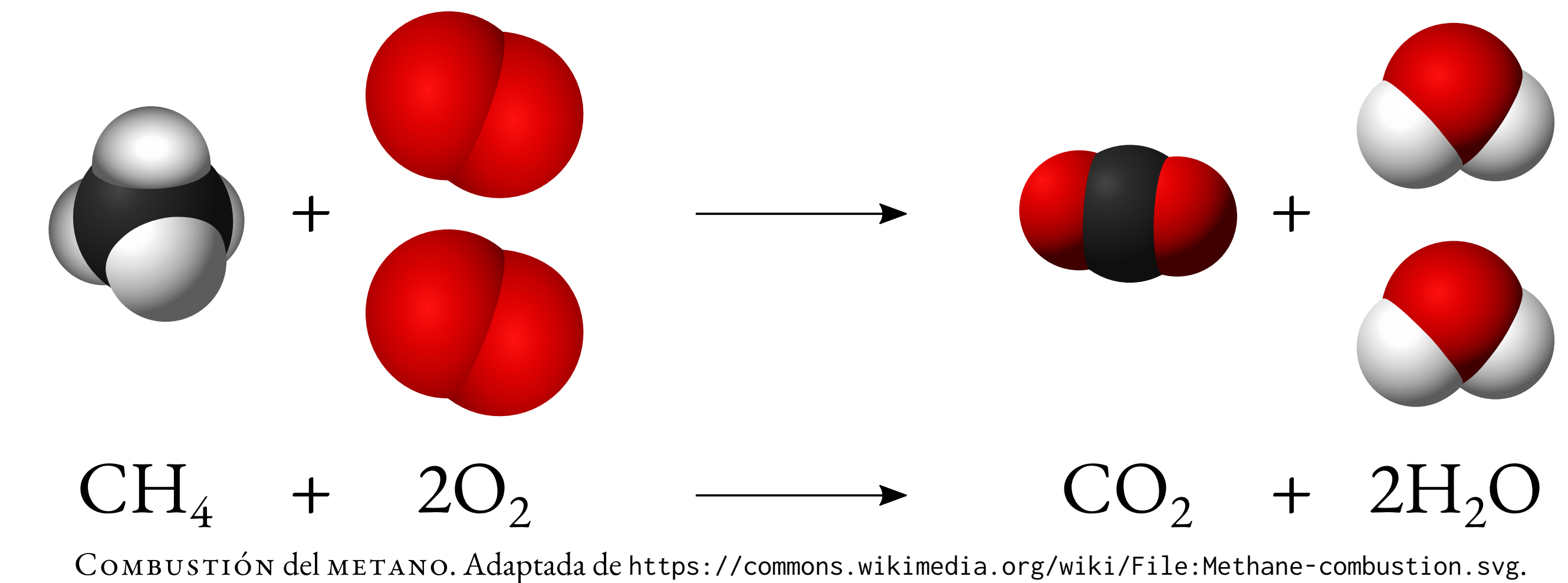


Combustión

En una COMBUSTIÓN, un elemento o compuesto reacciona con un oxidante, típicamente oxígeno, a menudo produciendo energía en forma de luz y/o calor. En el caso habitual de la combustión de un hidrocarburo (compuesto orgánico formado por H y C), tenemos:



razón por la que QUEMAR COMBUSTIBLES FÓSILES libera cantidades ingentes de CO₂ a la atmósfera, gas de EFECTO INVERNADERO responsable del CALENTAMIENTO GLOBAL y del CAMBIO CLIMÁTICO.



Rédox

Se trata de REACCIONES de TRANSFERENCIA de ELECTRONES, en las que una sustancia (el agente reductor) se oxida, liberando electrones que otra sustancia (el agente oxidante) capta, reduciéndose a su vez.

Las REACCIONES ELECTROQUÍMICAS son especialmente importantes bien para la PRODUCCIÓN de ELEMENTOS QUÍMICOS, como el cloro o el aluminio, o bien para PRODUCIR ENERGÍA ELÉCTRICA, como se hace en las PILAS.

Ácido-base

Son EQUILIBRIOS QUÍMICOS que involucran una TRANSFERENCIA de PROTONES (H⁺) de una especie química (el ÁCIDO) a otra (la BASE).



Un caso especial es la NEUTRALIZACIÓN, una reacción química irreversible en la que un ácido y una base reaccionan en cantidades estequiométricas formando una sal neutra y agua:



La LLUVIA ÁCIDA (formación de ácidos en la atmósfera) y el ESMOG (niebla contaminante) son graves PROBLEMAS MEDIOAMBIENTALES asociados a las REACCIONES ÁCIDO-BASE.

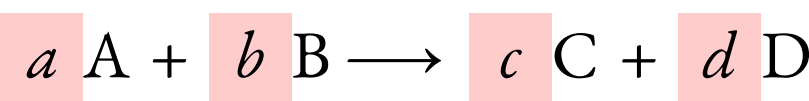
La OXIDACIÓN y la HIDRÓLISIS (reacción entre iones de sales y agua) son las principales reacciones químicas que afectan a la ESTABILIDAD de los FÁRMACOS.

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.

Cálculos masa-masa

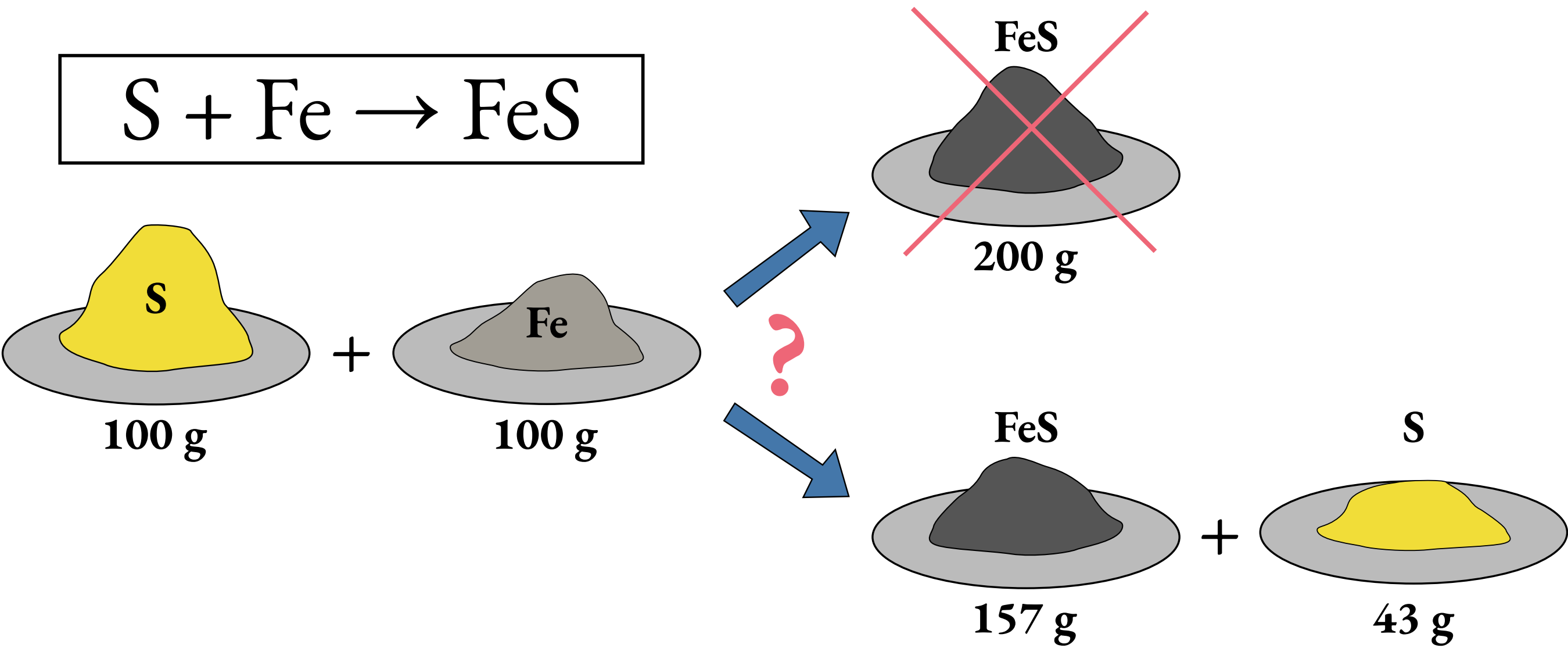
Se trata de situaciones en las que nos dan la masa (típicamente en g) de un compuesto químico y nos piden la masa (también en g) de otro compuesto químico.

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.

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.

Rendimiento químico

Es una medida de la cantidad de producto obtenida en una reacción química en relación con el reactivo consumido, generalmente expresado en porcentaje y denotado por η :

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

donde el rendimiento real es la cantidad real de producto obtenida en laboratorio y el rendimiento teórico es la cantidad de producto que se obtendría si todo el reactivo limitante reaccionara.

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

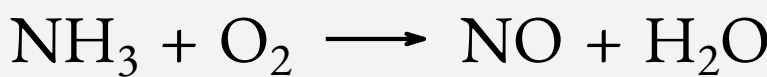
Cuando alguno de los compuestos que intervienen en la reacción es un **gas**, necesitamos hacer uso de la **ecuación de los gases ideales**:

$$pV = nRT$$

- 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: $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$.

Ejemplo

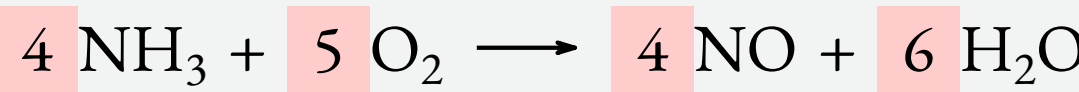
El amoníaco reacciona con el oxígeno según la siguiente reacción:



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:

$$\begin{aligned} M(\text{NH}_3) &= M(\text{N}) + 3 \cdot M(\text{H}) = 14 \text{ g/mol} + 3 \cdot 1 \text{ g/mol} = 17 \text{ g/mol} \\ M(\text{O}_2) &= 2 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol} \\ M(\text{NO}) &= M(\text{N}) + M(\text{O}) = 14 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} = 30 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\frac{\text{Identificamos el REACTIVO LIMITANTE calculando la cantidad}}{\text{moles del reactivo X}} \quad \frac{\text{coeficiente estequiométrico del reactivo X}}{\text{moles del reactivo X}}$$

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

$$\begin{aligned} 200 \text{ g}_{\text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{NH}_3}}{17 \text{ g}_{\text{NH}_3}} &= 11.76 \text{ mol}_{\text{NH}_3} \rightarrow \frac{11.76 \text{ mol}_{\text{NH}_3}}{4} = 2.94 \\ 200 \text{ g}_{\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{O}_2}}{32 \text{ g}_{\text{O}_2}} &= 6.25 \text{ mol}_{\text{O}_2} \rightarrow \frac{6.25 \text{ mol}_{\text{O}_2}}{5} = 1.25 \end{aligned}$$

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

$$6.25 \text{ mol}_{\text{O}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol}_{\text{NO}}}{5 \text{ mol}_{\text{O}_2}} = 5 \text{ mol}_{\text{NO}} \text{ teóricos}$$

Calculamos el RENDIMIENTO REAL aplicando la definición de RENDIMIENTO:

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

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 $p = 1 \text{ atm}$):

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