

# LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

1.º Bach

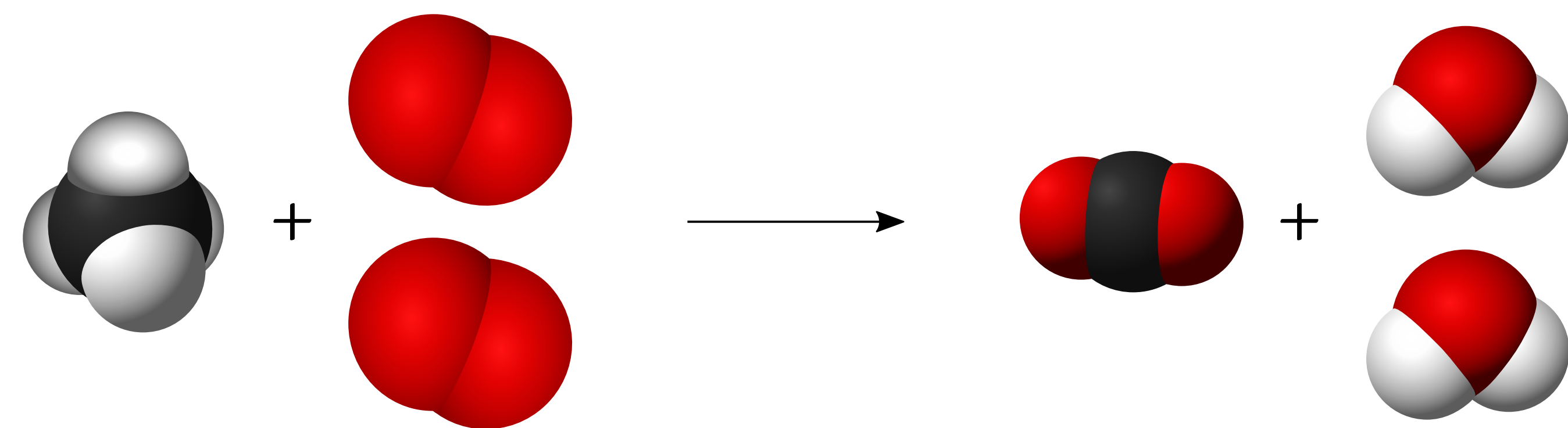
Rodrigo Alcaraz de la Osa



## Ley de conservación de la masa

También **ley de Lomonósov-Lavoisier**, ya que fue enunciada independientemente por Mijaíl Lomonósov en 1748 y por Antoine Lavoisier en 1785:

*“En un sistema aislado, durante toda reacción química ordinaria, la masa total en el sistema permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos.”*



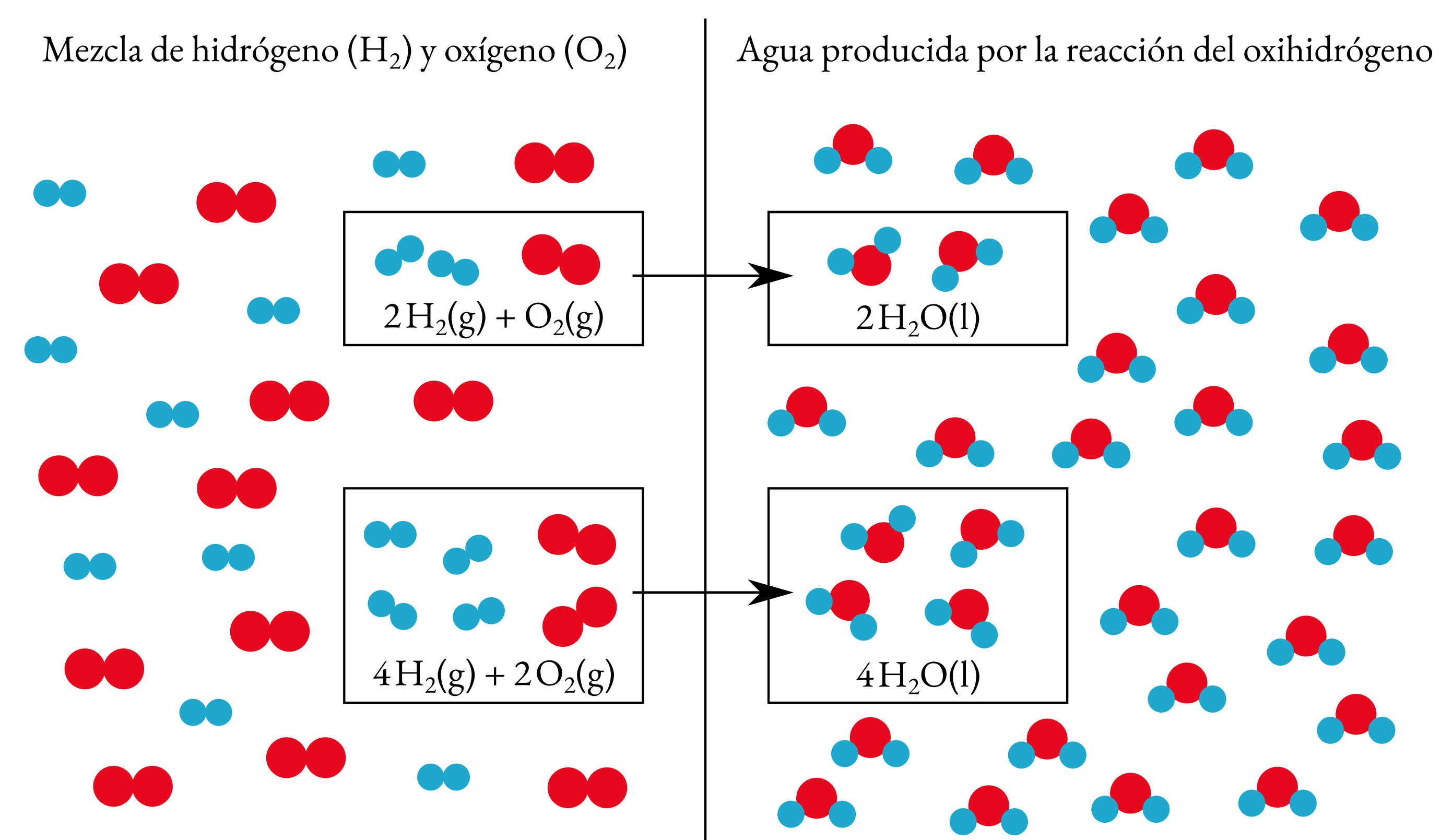
Reacción de COMBUSTIÓN del METANO, donde cuatro átomos de hidrógeno, cuatro átomos de oxígeno y uno de carbono están presentes antes y después de la reacción. La masa total después de la reacción es la misma que antes de la reacción. Adaptada de

<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Methane-combustion.svg>.

## Ley de las proporciones definidas o ley de Proust

Enunciada por Louis Proust en 1799:

*“Cuando se combinan dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una relación constante de masas.”*



LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS basada en la combustión de hidrógeno en oxígeno (reacción del oxihidrógeno). El hidrógeno y el oxígeno siempre reaccionan en una proporción 2:1. Se producen tantas moléculas de agua como moléculas de hidrógeno reaccionan.

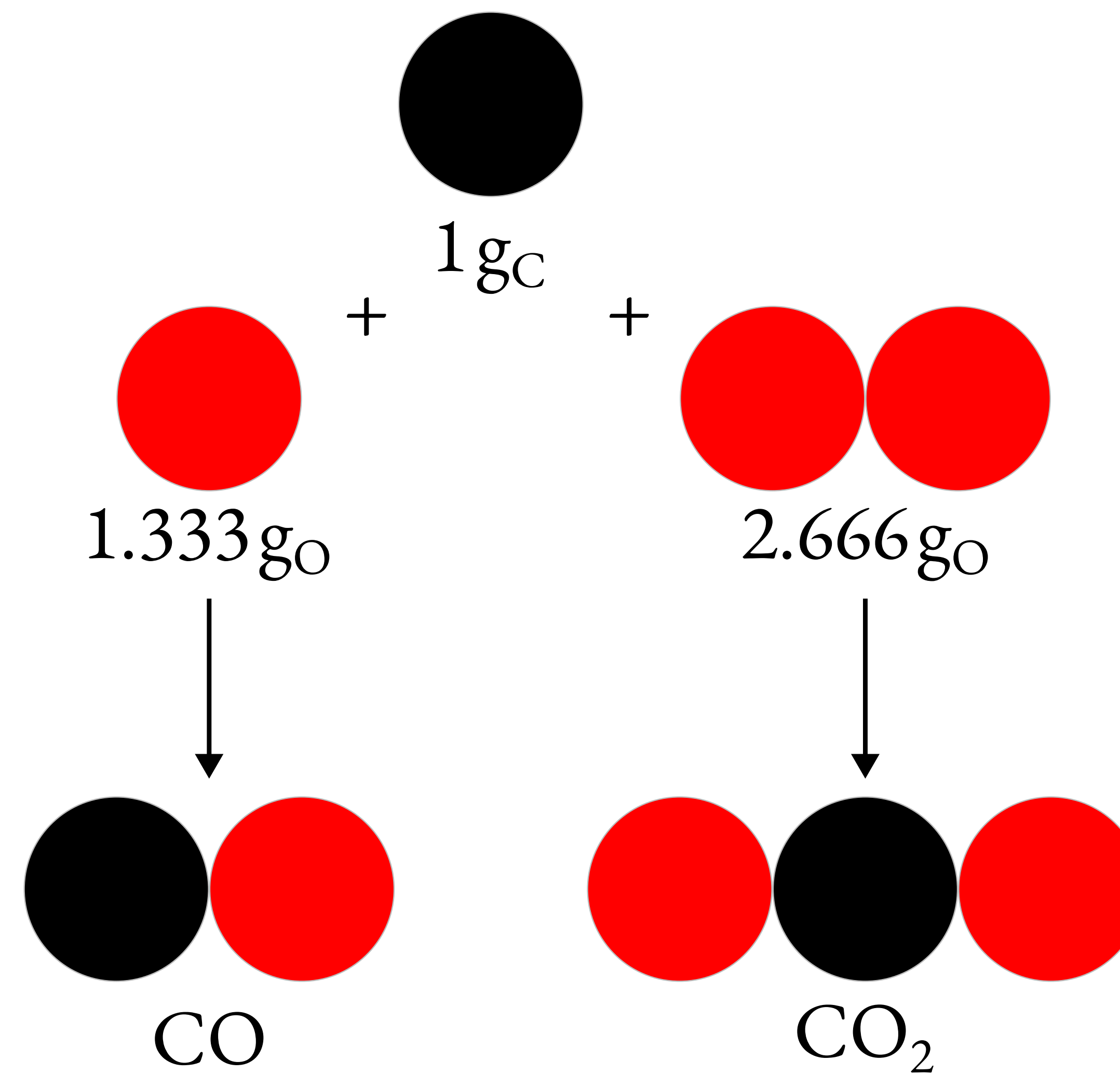
Traducida y adaptada de

[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Gesetz\\_der\\_multiplen\\_Proportionen.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Gesetz_der_multiplen_Proportionen.svg).

## Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton

Enunciada por John Dalton en 1803:

*“Cuando dos o más elementos se combinan para dar más de un compuesto, una cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro, en una relación de números enteros sencillos.”*



El carbono puede formar dos compuestos diferentes con el oxígeno. Adaptada de [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory\\_Chemistry/Introductory\\_Chemistry\\_\(CK-12\)/04%3A\\_Atomic\\_Structure/4.03%3A\\_Law\\_of\\_Multiple\\_Proportions](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Introductory_Chemistry_(CK-12)/04%3A_Atomic_Structure/4.03%3A_Law_of_Multiple_Proportions).

## Ley de los volúmenes de combinación o ley de Gay-Lussac

Enunciada por Gay-Lussac en 1808:

*“Cuando los gases se combinan a temperatura y presión constantes, los volúmenes implicados están siempre en la relación de números enteros simples.”*

## Hipótesis de Avogadro

Tras introducir el concepto de **molécula** como la partícula integrante de los gases, en 1812 **Avogadro** formuló la ley que lleva su nombre:

*“Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.”*

## Mol

Tras la última redefinición del Sistema Internacional (SI), el MOL se define como:

*“La cantidad de sustancia de un sistema que contiene  $6.022\,140\,76 \times 10^{23}$  entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.) especificadas.”*

## Gases ideales

Gay-Lussac combinada  
Boyle  
Charles  
Avogadro  
ideal

$$\frac{P}{T} \cdot \frac{V}{N} = k_B$$

Relación entre las leyes de Boyle, Charles, Gay-Lussac, Avogadro, combinada e ideal, donde  $k_B = R/N_A = nR/N$  es la constante de Boltzmann. En cada ley, las magnitudes resaltadas son variables, mientras que las otras se mantienen constantes. Traducida y adaptada de [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ideal\\_gas\\_law\\_relationships.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ideal_gas_law_relationships.svg).

## Densidad de un gas ideal

A partir de la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT = \frac{m}{M} \cdot RT \Rightarrow p = \frac{mRT}{V M} = d \cdot \frac{RT}{M}$$
$$d = \frac{pM}{RT} \quad \text{o} \quad M = \frac{dRT}{p},$$

donde  $M$  es la masa molar del gas.

## Ley de las presiones parciales o ley de Dalton

Enunciada por John Dalton en 1802:

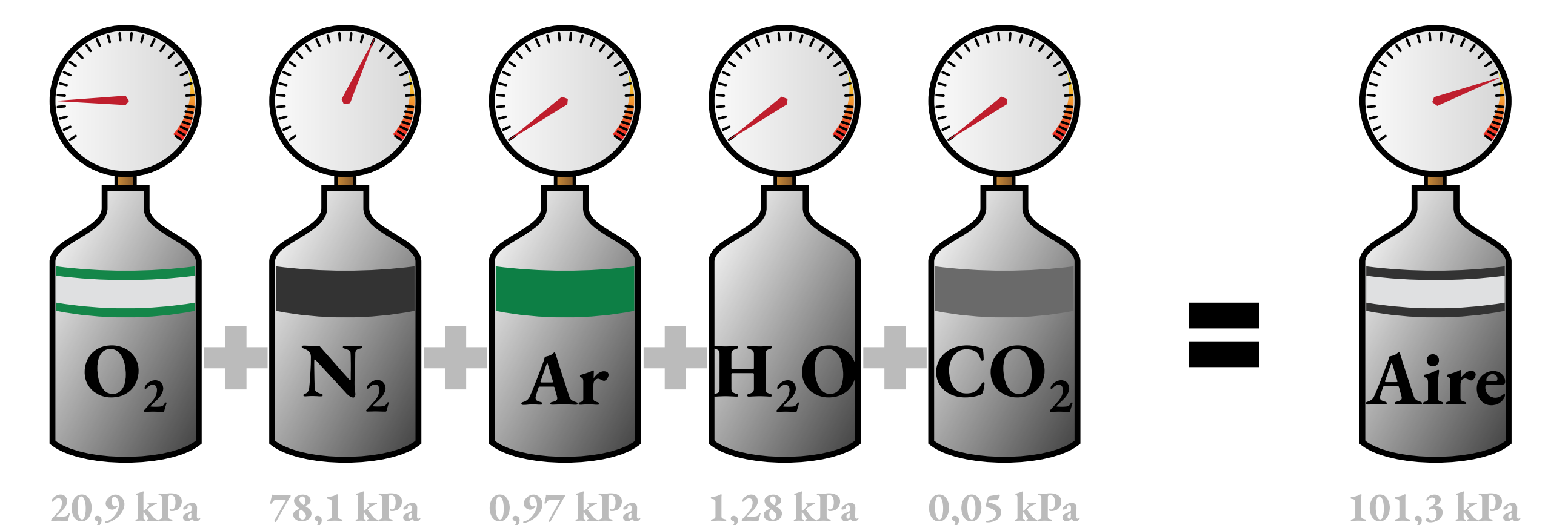
*“En una mezcla de gases que no reaccionan, la presión total ejercida es igual a la suma de las presiones parciales que ejercerían los gases individuales si ocuparan ellos solos todo el volumen de la mezcla.”*

$$p_t = \sum_{i=1}^n p_i = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n,$$

donde  $p_i$  representa la PRESIÓN PARCIAL del gas  $i$ :

$$p_i = \chi_i \cdot p_v$$

donde  $\chi_i = n_i/n_t$  es la FRACCIÓN MOLAR del gas  $i$ .



Traducida y adaptada de

[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dalton%27s\\_law\\_of\\_partial\\_pressures.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dalton%27s_law_of_partial_pressures.svg).