

# Leyes de las Proporciones Químicas

Fundamentos de la Estequiometría Química



Conservación de la Masa



Proporciones Definidas

">Proporciones  
Múltiples  
 $X^1$



# Introducción a las Leyes Ponderales

## ¿Qué son las leyes ponderales?

Principios fundamentales que rigen las relaciones cuantitativas de masa en las reacciones químicas. Establecen cómo las masas de los reactivos y productos guardan relaciones constantes y definidas.

## Transformación de la química

Cruciales para transformar la química de una práctica empírica a una ciencia exacta y predictiva, sentando las bases para el desarrollo de la teoría atómica moderna y la estequiometría.



### Ley de Conservación de la Masa

Masa no se crea ni se destruye en las reacciones



### Ley de Proporciones Definidas

Composición constante en masa de los compuestos



### Ley de Proporciones Múltiples

Relaciones de números enteros en la formación de compuestos

“Estas leyes sentaron las bases para la comprensión cuantitativa de las reacciones químicas y la teoría atómica moderna.”

# Ley de Conservación de la Masa

## Postulado de Lavoisier

La masa no se crea ni se destruye durante una reacción química, solo se transforma.

La masa total de las sustancias reaccionantes (reactivos) es siempre igual a la masa total de las sustancias producidas (productos).

## Importancia histórica

- Permitió el estudio cuantitativo de las reacciones químicas
- Sentó las bases para la estequiometría
- Transformó la química de una práctica empírica a una ciencia exacta

## Conservación de la Masa



Reactivos  $\text{H}_2 + \text{O}_2$

Productos  $\text{H}_2\text{O}$

💡 Esta ley es fundamental para balancear ecuaciones químicas y para calcular las masas de productos formados a partir de reactivos dados.

“ Antoine Lavoisier sentó las bases de la química moderna con su principio de conservación de la masa.”

# Ejemplo Práctico: Conservación de la Masa



## ← Reactivos

Sustancia	Masa Molar (g/mol)	Coeficiente	Masa Total (g)
H <sub>2</sub>	2	2	4
O <sub>2</sub>	32	1	32
<b>Masa total de reactivos</b>			<b>36 g</b>

## → Productos

Sustancia	Masa Molar (g/mol)	Coeficiente	Masa Total (g)
H <sub>2</sub> O	18	2	36
<b>Masa total de productos</b>			<b>36 g</b>

## Conservación de la Masa

La masa total de los reactivos (36 g) es igual a la masa total de los productos (36 g), confirmando la Ley de Conservación de la Masa.



# Ley de las Proporciones Definidas



## Postulado de Proust

La Ley de las Proporciones Definidas, formulada por Joseph Louis Proust en 1799, establece que un compuesto químico puro siempre contiene los mismos elementos combinados en la misma proporción en masa, sin importar su origen o el método de preparación.

Esto significa que la composición elemental de una sustancia pura es constante y característica de esa sustancia.

**“ Por ejemplo, si se analiza una muestra de agua de un río y otra de un laboratorio, ambas tendrán la misma proporción de hidrógeno y oxígeno. ”**

## Contexto Histórico



**Joseph Louis Proust**  
Químico francés (1799)

## Composición Constante

**H** Hidrógeno

**O** Oxígeno



$\text{H}_2\text{O}$   
Agua

Misma proporción en masa, independientemente del origen



La proporción en masa de los elementos en un compuesto es constante y característica de esa sustancia.

# Ejemplo Práctico: Proporciones Definidas

## ⚠ Composición del Agua

El agua (H2O) siempre contiene los mismos elementos combinados en la misma proporción en masa, sin importar su origen.

Muestra de Agua	Masa Total (g)	Masa de Hidrógeno (g)	Masa de Oxígeno (g)
Muestra 1	100	11.19	88.81
Muestra 2	18	2.016	15.999

Proporción H:O (en masa): **1:7.94** en ambas muestras

## -Calculo de Proporciones

Masa molar del H: **1.008 g/mol**

Masa molar del O: **15.999 g/mol**

Masa molar del H2O:  $(2 \times 1.008) + 15.999 = 18.015 \text{ g/mol}$

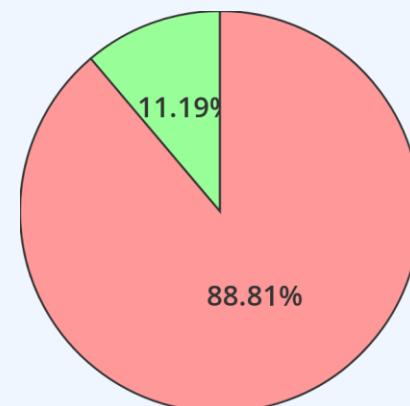
**Porcentaje de H:**

$$(2 \times 1.008) / 18.015 \times 100\% = \\ \mathbf{11.19\%}$$

**Porcentaje de O:**

$$15.999 / 18.015 \times 100\% = \\ \mathbf{88.81\%}$$

## Proporción en Masa del Agua



# Ley de las Proporciones Múltiples

## Postulado de Dalton

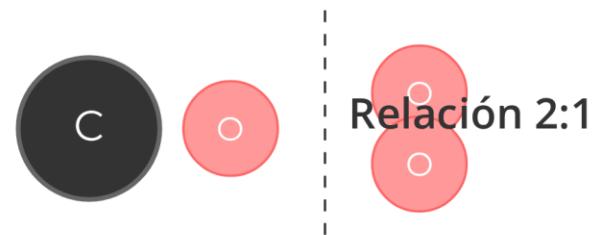
Si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

## Importancia para la Teoría Atómica

Esta ley fue fundamental para el desarrollo de la teoría atómica, ya que sugería que los átomos se combinan en proporciones discretas y definidas, apoyando la idea de que la materia está compuesta por átomos.

## Ejemplo Ilustrativo

La formación de óxidos de carbono: monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). Con una masa fija de carbono (12 g), las masas de oxígeno que se combinan son 16 g y 32 g respectivamente, en una relación de 2:1.



Carbono fijo átomo de 1 O átomos de O



Sugerencia de proporciones discretas



Relaciones de números enteros



Base para la estequiometría

# Ejemplo Práctico: Proporciones Múltiples

## Óxidos de Carbono

Monóxido de carbono (CO) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) ilustran la ley de proporciones múltiples.

## Masa Fija de Carbono

Con 12 gramos de carbono:

- En CO: se combinan con 16 gramos de oxígeno
- En  $\text{CO}_2$ : se combinan con 32 gramos de oxígeno

## Relación de Masas

La relación de masas de oxígeno es:

$$32 \text{ g} / 16 \text{ g} = 2/1$$

Una relación de números enteros sencillos.

## Monóxido de Carbono (CO)



Masa de C: 12 g  
Masa de O: 16 g

## Dióxido de Carbono ( $\text{CO}_2$ )

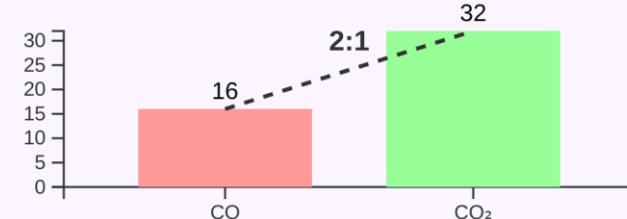


Masa de C: 12 g  
Masa de O: 32 g

## Tabla de Proporciones

Compuesto	Masa de C (g)	Masa de O (g)
CO	12	16
$\text{CO}_2$	12	32

## Visualización de la Relación



## Conclusión

La relación de masas de oxígeno (32:16) se simplifica a 2:1, una relación de números enteros sencillos, confirmando

# Fundamento de la Teoría Atómica

Las leyes ponderales proporcionaron la base empírica que permitió a Dalton formular su teoría atómica, transformando la química en una ciencia cuantitativa y predictiva.



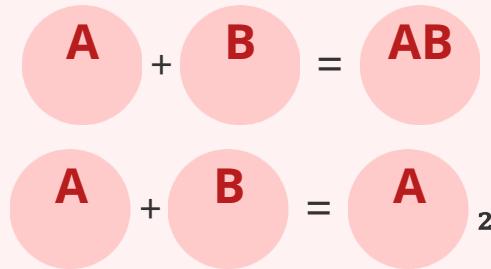
## Ley de Conservación de la Masa

Apoya el postulado de Dalton de que los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química, sino que se reorganizan para formar nuevas sustancias.



## Ley de Proporciones Definidas

Se explica por el postulado de Dalton de que un compuesto químico se forma por la combinación de átomos de diferentes elementos en proporciones fijas y enteras.



## Ley de Proporciones Múltiples

Es una consecuencia directa del postulado de Dalton de que los átomos se combinan en relaciones de números enteros sencillos para formar diferentes compuestos.



La relación entre cada ley y los postulados de la teoría atómica de Dalton demostró que la materia está formada por átomos discretos que se combinan en proporciones definidas, sentando las bases para la química moderna.

# Conclusiones y Aplicaciones

“Las leyes de las proporciones químicas constituyen los pilares fundamentales de la estequiometría y la química cuantitativa, transformando la química de una práctica empírica en una ciencia exacta y predictiva”



## Base para la Estequiometría

Permiten calcular las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos, fundamental para la predicción y control de las reacciones químicas.



## Fundamento de la Teoría Atómica

Proporcionaron evidencia cuantitativa que respaldó la existencia de átomos y su estructura, sentando las bases para la teoría atómica de Dalton.



## Transformación de la Química

Transformaron la química de una disciplina cualitativa y a menudo asociada con la alquimia, en una ciencia cuantitativa y experimental moderna.

## Aplicaciones Modernas



### Cálculos Estequiométricos



### Análisis Cuantitativo



### Estudio de Reacciones



### Educación Química