

**CIENCIAS NATURALES QUÍMICA**  
**GUÍA DE ESTUDIO: BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS**

PROFESOR(A): CAROLAINE URRRA C.

**INSTRUCCIONES:** La presente guía es un material complementario y de apoyo a lo abordado en clases.

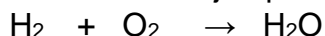


**¡OJO!** Cuando se escribe una ecuación química, se debe comprobar que esta cumpla con la ley de la conservación de la masa, es decir, que el número de átomos que hay de cada elemento debe ser el mismo en ambos lados de la ecuación. Para lograr este equilibrio, se antepone a cada fórmula o símbolo un número entero y sencillo. Llamado *coeficiente estequiométrico*.

Balance de ecuaciones

▪ **Metodo por tanteo**

Se ensayan coeficientes multiplicadores de los reactantes y productos para que en ambos lados de la ecuación exista el mismo número de átomos. Por ejemplo:



Primero, se cuenta la cantidad de átomos de cada elemento que hay en ambos lados de la ecuación (antes y después de la  $\rightarrow$ )

Reactantes	Productos
H: 2	H: 2
O: 2	O: 1

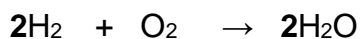
Esta ecuación no está equilibrada, ya que existen 2 átomos de oxígeno en los reactantes y 1 en los productos. Para equilibrarlo se debe multiplicar al oxígeno de los productos por algún número que me iguale a los de los reactantes, en este caso por 2, el cual será el coeficiente estequiométrico.

Reactantes	Productos
H: 2	H: 2
O: 2	O: 1 x 2 = 2 ✓

Quedando la ecuación así:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

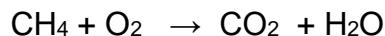
Sin embargo, al anteponer el 2 en la molécula de agua, se ve afectado el átomo de hidrógeno, teniendo 4 (ya no 2 átomos) en los productos y 2 en los reactivos. Entonces se multiplica por 2 el hidrógeno de los reactivos para igualarlos con los productos. Quedando la ecuación finalmente equilibrada.

Reactantes	Productos
H: 2 x 2 = 4 ✓	H: 2 x 2 = 4
O: 2	O: 1 x 2 = 2 ✓

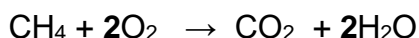


## EJERCICIO RESUELTO

Equilibrar la ecuación química de la combustión del gas natural.



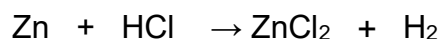
Reactantes	Productos
C: 1	C: 1 ✓
H: 4	H: 2 x 2 = 4 ✓
O: 2x2=4 ✓	O: 3 = 4



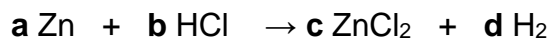
**Nota:** Se recomienda que a la hora de equilibrar siempre se deje para el final el hidrógeno y el oxígeno, para facilitar los procedimientos.

### ▪ Método algebraico

En este método se establece un sistema de ecuaciones, el cual se resuelve asignando un valor arbitrario para uno de los coeficientes. Por ejemplo;



Primero, se anteponen letras a cada una de las formulas. Estas representaran los coeficientes estequiométricos. Luego, se anotan los elementos que participan en la reacción y la cantidad de átomos de cada uno.



$$\text{Zinc:} \quad 1a \quad = \quad 1c \quad (1)$$

$$\text{Hidrogeno:} \quad \quad 1b \quad = \quad \quad 2d \quad (2)$$

$$\text{Cloro:} \quad \quad 1b \quad = \quad 2c \quad (3)$$

Para resolver las ecuaciones se siguen estos pasos:

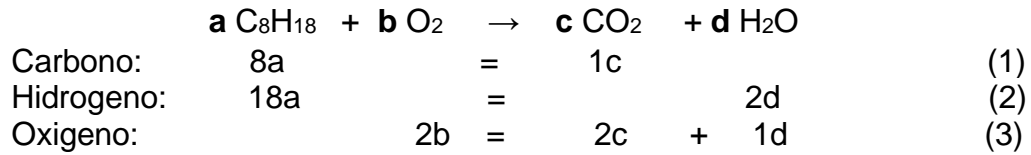
- ✓ Se asigna arbitrariamente el valor 1 para a  $a=1$
- ✓ De la primera ecuación (1) se obtiene c  $c=1$
- ✓ De la tercera ecuación (3) se obtiene b  $b=2$
- ✓ De la segunda ecuación (2) se obtiene d  $d=1$

Finalmente, se reemplazan los valores en la ecuación inicial y se comprueba que este equilibrada. Los valores iguales a 1 no se anotan.



## EJERCICIO RESUELTO

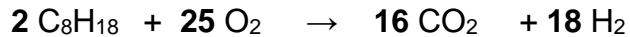
Equilibrar la ecuación química por metodo algebraico



a=1 de (1) de obtiene c=8                      de (2) se obtiene d=9                      de (3) se obtiene b= 25/2

En este caso, donde existe un numero fraccionario, todos los coeficientes se deben miltiplicar por un factor que se entregue números enteros, en este caso 2. Luego, se reemplazan en la ecuación.

a=2 de (1) de obtiene c=16                      de (2) se obtiene d=18                      de (3) se obtiene b= 25



**Nota:** La ecuación final puede quedar expresada con coeficientes estquiometricos fraccionarios. El cambio a un número entero solo se hace para facilitar los calculos estequiométricos.