

**GUÍA Nº 4 CIENCIAS NATURALES EJE QUÍMICA PRIORIZACIÓN
CURRICULAR NIVEL 1 SEMANA 29 DE MARZO- 2 ABRIL 2021**

Alumno(a):	Curso: 2ª MEDIO	Nota:
Profesor(a):	Puntaje:	

OA 20: Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis

1. Eje Temático:

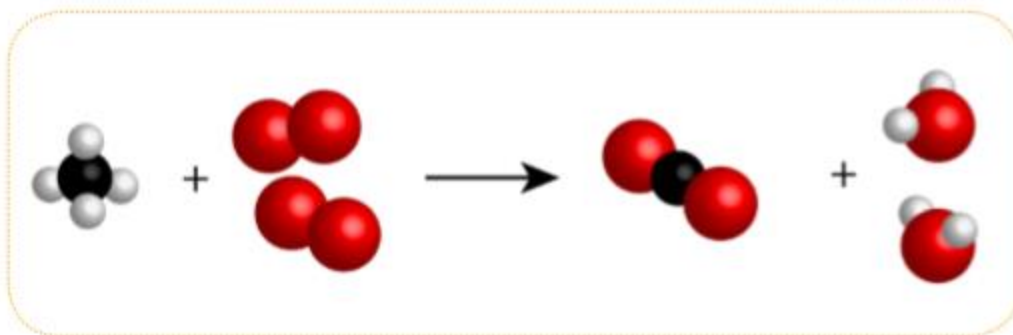
2. Habilidades a medir:

a) Interpretar modelos químicos

b) Comparar la cantidad de átomos de reactantes y productos y formular una conclusión de la reacción química

ACTIVIDAD Nº 1

El siguiente modelo representa la reacción de combustión del gas metano (CH_4) cuando se combina con el oxígeno del aire (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).



1 ¿Cuántas moléculas de CH_4 , O_2 , CO_2 y H_2O participan?

CH_4

O_2

CO_2

H_2O

2 ¿Cuántos átomos de cada elemento hay en los reactantes y en los productos?

C en reactantes.

H en reactantes.

O en reactantes.

C en productos.

H en productos.

O en productos.



- 3** Compara la cantidad de átomos presentes en reactantes y productos, y plantea una conclusión al respecto.

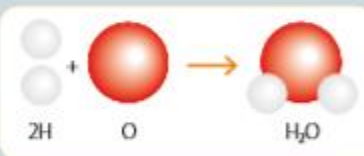
La ley de conservación de la materia, planteada por Antoine Lavoisier en 1722, incentivó a muchos científicos a estudiar los aspectos cuantitativos de las reacciones químicas para establecer las leyes de combinación química; por ejemplo: la ley de las proporciones definidas, formulada por Joseph Louis Proust en 1799, y la ley de las proporciones múltiples, enunciada por John Dalton en 1808.

Lee con atención los postulados de estas leyes y analiza los ejemplos para cada una de ellas.

La ley de las proporciones definidas postula: «Cuando dos elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en la misma proporción en masa, cualquiera sea el método de obtención del compuesto».



En la formación de agua participan dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, como muestra esta imagen:



Relacionando sus masas molares, tenemos:

$$\frac{2\text{H}}{10} = \frac{2 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = \frac{1}{8} \text{ o } 1:8$$

Esta proporción (1: 8) es constante para cualquier muestra de agua. Si la proporción cambia, el compuesto ya no es agua, sino que uno diferente con los mismos elementos.

La ley de las proporciones múltiples postula: «Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos, que se une a una masa fija del otro, están en una relación de números enteros y sencillos».



El carbono se une al oxígeno formando dos compuestos, el monóxido de carbono y el dióxido de carbono, como muestra esta imagen:



Relacionando sus masas molares, para el CO tenemos:

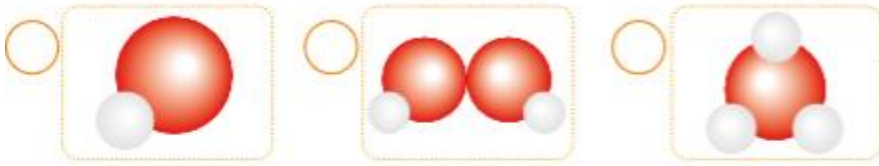
$$\frac{1\text{C}}{10} = \frac{12 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = \frac{1}{1} \text{ o } 1:1$$

Para el CO₂ tenemos:

$$\frac{1\text{C}}{20} = \frac{12 \text{ g/mol}}{32 \text{ g/mol}} = \frac{1}{2} \text{ o } 1:2$$

Las proporciones entre las masas molares de oxígeno, que reaccionan con una masa fija de carbono, son 1:1 para el CO y 1:2 para el CO₂. Estas son relaciones de números enteros y sencillos.

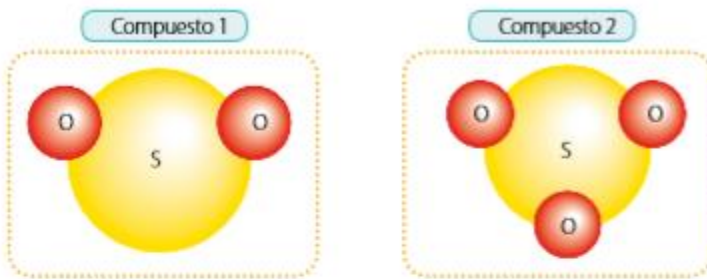
1. ¿Cuál de estos modelos representa el H₂O₂? Marca.



Si se escribe la relación en función de sus masas molares a partir de los mismos átomos que constituyen el H₂O₂ (H y O), ¿cuál opción es correcta? Marca.

$\frac{2H}{2O} = \frac{2 \text{ g/mol}}{32 \text{ g/mol}} = \frac{1}{16}$ o 1:16
 $\frac{3H}{1O} = \frac{3 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = \frac{3}{16}$ o 3:16

2. El azufre y el oxígeno se combinan para formar dos compuestos distintos, como lo representan los siguientes modelos. Obsérvalos y luego responde.



a. De los átomos de azufre y oxígeno presentes en estos compuestos, ¿cuál mantiene su masa fija en ambos compuestos? Marca.



b. ¿Cuál es la proporción entre la masa de azufre respecto a la de oxígeno en ambos compuestos? Analiza.

Para SO₂
 $\frac{1S}{2O} = \frac{32 \text{ g/mol}}{32 \text{ g/mol}} = \frac{1}{1}$ o 1:1

Para SO₃
 $\frac{3S}{1O} = \frac{96 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = \frac{6}{1}$ o 6:1

Para SO₂
 $\frac{2S}{1O} = \frac{64 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = \frac{4}{1}$ o 4:1

Para SO₃
 $\frac{1S}{3O} = \frac{32 \text{ g/mol}}{48 \text{ g/mol}} = \frac{2}{3}$ o 2:3

c. ¿Estos compuestos son iguales o distintos? Argumenta.

COLEGIO SAN FELIPE

RBD 24966-1

Avda. Laguna Sur 7241

Fono: 232753100

PUDAHUEL

direccion24966@gmail.com



Corporación Educacional A y G

*“Familia y Colegio, pilar de
formación de nuestros
niños y jóvenes”*