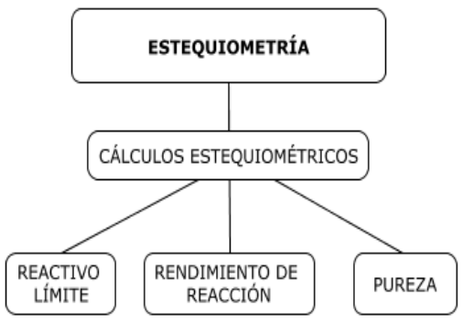
	COLEGIO DEL SAGRADO CORAZÓN DE JESÚS BETHLEMITAS PASTO	**Código:** M1-FO07
	DISEÑO DEL SERVICIO	**Versión:** 03
	GUÍA DE NIVELACIÓN	**Fecha:** 01/08/2025
		AÑO ESCOLAR: 2026 - 2027

Docente: Andrea Rosero Bernal	**Asignatura:** Química	**Grado:** Décimo	**Periodo:** I	**Mes:** Noviembre
Nombre:				

TEMA: Estequiometría

A continuación, se muestran los conceptos fundamentales para una mejor comprensión de la temática trabajada durante el periodo.



Cada vez que los químicos trabajan con sistemas de reacciones se hacen preguntas como: ¿qué cantidad de cada reactivo debe emplearse y dejarse reaccionar para producir la cantidad deseada de producto?, ¿qué ocurre si en el sistema de reacción se coloca una cantidad mayor de un reactante que del otro? Pues bien, vamos a responder algunas de estas preguntas…

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de moléculas, de moles y de masas, así como de volúmenes cuando están implicados gases.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$$

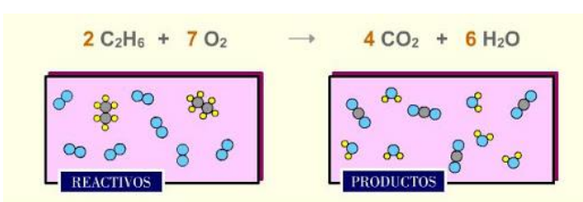
Cada	Puede relacionarse con	Para dar
2 moléculas de SO_2	1 molécula de O_2	2 moléculas de SO_3
2 moles de SO_2	1 mol de O_2	2 moles de SO_3
128 g de SO_2	32 g de O_2	160 g de SO_3
2 volúmenes de SO_2 (medidos a 0 °C y 1 atm)	1 volumen de O_2	2 volúmenes de SO_3

De la información se deduce que una ecuación química balanceada, contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

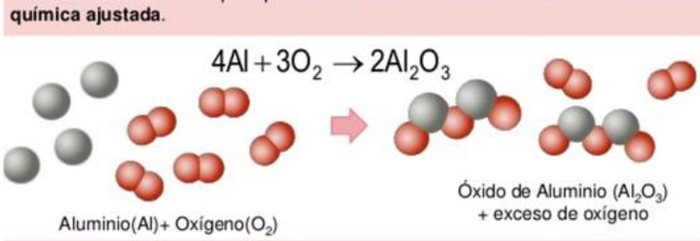
Estos cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan cálculos estequiométricos y se basan en las leyes ponderales: **ley de la conservación de la masa y ley de las proporciones definidas.**

Para **resolver** problemas que impliquen cálculos estequiométricos se precisan cuatro etapas:

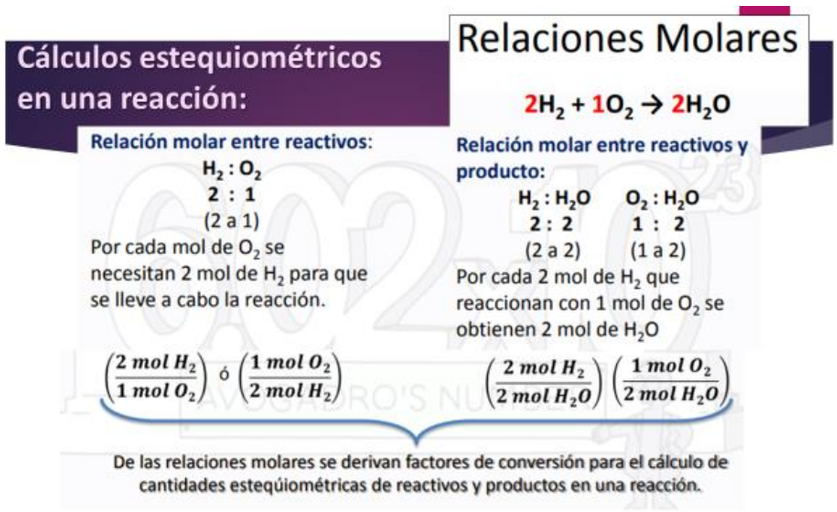
1. Se escribe la ecuación química balanceada.
2.Se convierte a moles la información suministrada en el problema.
3. Se analizan las relaciones molares en la ecuación química
4. Se pasa de moles a la unidad deseada.



Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama **reactivo limitante**.
Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.
Reactivo limitante es aquel que se encuentra en **defecto** basado en la **ecuación química ajustada**.



Los reactivos reaccionan según la estequiometría de la reacción, cumpliendo la ley de proporciones definidas. En este caso existe oxígeno en exceso o no llega el aluminio para reaccionar con todo el oxígeno…el **aluminio es el reactivo limitante** en este caso



A continuación, se indica un ejemplo resuelto que puedes tomarlo como referencia para estudiar la temática

Calcule el número total de moléculas gaseosa producidas por la combustión de 2,5 mol de sulfuro de carbono, de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$CS_2\ (l) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + SO_2\ (g)$$

Solución

Al igualar la ecuación

$$CS_2\ (l) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ SO_2\ (g)$$

$$\frac{1 \text{ mol de } CS_2}{3 \text{ mol de gases} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = \frac{2{,}5 \text{ mol de } CS_2}{\text{x moléculas de gases}}$$

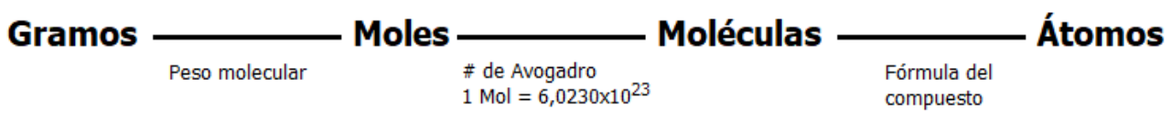
$$x = 4{,}52 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de gases}$$

TALLER DE APLICACIÓN

1. Establece la diferencia entre:

   a) Reactivos y productos.
   b) Coeficientes estequiométricos, relaciones estequiométricas y factores estequiométricos.

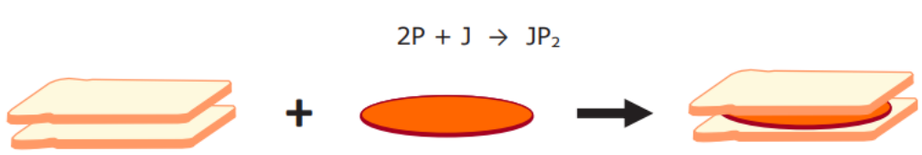
2. Teniendo en cuenta el siguiente diagrama, realice los cálculos.



   Para el ácido propanoico cuya fórmula es **CH_3CH_2COOH**, determinar:

   a) Cuántos átomos de carbono (C) hay en una molécula del compuesto.
   b) Cuántos átomos de carbono (C) hay en 2,5 moles del compuesto.
   c) Cuántos gramos de carbono (C) hay en 750 g del compuesto.
   d) Cuántos kg del compuesto se pueden obtener a partir de $6{,}56 \times 10^{28}$ átomos de hidrógeno (H)

3. A continuación, se presenta la analogía de la preparación de un sándwich: dos rodajas de pan y una feta de jamón forman un sándwich de jamón:



   Las unidades P y J se reagrupan para formar la unidad JP_2 o sándwich. El sándwich constituye una nueva entidad distinta al pan y al jamón. En esa ecuación se aprecia que para formar un sándwich se cumple la relación 2 a 1 (2P a 1J). Esta relación de cantidades nos permite hacer cálculos "estequiométricos".
   Con base en la información anterior responde las siguientes preguntas:

a. ¿Cuántas rodajas de pan se necesitan para 10 fetas de jamón?
b. ¿Cuántos sándwiches se pueden preparar con 10 rodajas de pan y 5 rodajas de jamón?
c. ¿Cuántos sándwiches se pueden preparar con 20 rodajas de pan y 14 fetas de jamón? ¿Sobra alguno de los ingredientes?
d. ¿Cuántos sándwiches se pueden preparar con 8 paquetes de pan (de 2 rodajas c/u) y suficiente jamón? (6) Para la preparación de sándwich JP_2?

4. Realice los siguientes ejercicios **(VERIFICAR QUE LA ECUACIÓN ESTÉ BALANCEADA)**:

1. El nitrato de plata se utiliza asiduamente en la medicina como desinfectante a través de la piel, la reacción de formación del mismo es la siguiente:

$$Ag_{(s)} + HNO_{3\,(ac)} \rightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(L)} + AgNO_{3(ac)}$$

a. Si se han producido 68 g de $AgNO_3$ ¿cuántos gramos de HNO_3 reaccionaron?
b. ¿Qué cantidad de H_2O (en gramos) se formará si se parte de 54,9 g de Ag $_{(s)}$?

2. El hidróxido de potasio KOH, es un compuesto esencial en la fabricación de pilas alcalinas y se puede obtener de la siguiente manera:

$$K_{(s)} + H_2O_{(L)} \dashrightarrow KOH_{(ac)} + H_{2\,(g)}$$

1. Si se parte de 500 g de potasio sólido, ¿cuántos gramos de hidrógeno molecular se producen?
2. Para formar 800g de KOH, ¿cuántos gramos de agua se necesita?

5. Preguntas tipo **SABER**

1. Ley de conservación de la materia, ley de conservación de la masa o ley de Lomonósov-Lavoisier es una ley fundamental de las ciencias naturales. ¿Cuál es el postulado que rige esta ley?

A. Que todo tiende al desorden.
B. Que nada se crea ni se destruye, solo se transforma.
C. La entropía del universo aumenta.
D. Que la materia está formada solo por protones.

2. El hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, es utilizado para reducir la acidez en suelos agrícolas. Al disolverse en agua, se ioniza (sus iones se separan) según la reacción:

$$\mathbf{Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-}$$

Con base en esta reacción, ¿qué implica la estequiometría de la fórmula respecto a los iones liberados?

A. Que cada mol de base produce un mol de iones OH^-.
B. Que se producen dos moles de Ca^{2+} por mol de base.
C. Que cada mol de base produce dos moles de iones OH^-.
D. Que se producen tres moles de iones totales en solución.

3. ¿Cuál es el número de moléculas que se encuentran presentes en 40 gramos de CO_2? (CO_2 = 44 gramos)

A. 4,80 x10^{23} **B.** 5,40 x10^{23}
C. 6,30 x10^{23} **D.** 8,80 x10^{23}

4. El dióxido de carbono (CO_2) es un gas que contribuye al efecto invernadero. Una de las reacciones en las que se obtiene este gas es la combustión del propano como se muestra a continuación:

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

Al quemar 10 g de gas propano (C_3H_8) se producirán:

A. 30 g de CO_2
B. 132 g de CO_2
C. 3,3 g de CO_2
D. 10 g de CO_2

5. El fosfato de potasio K_3PO_4 es un compuesto que se usa comúnmente en la preparación de ciertos fertilizantes. Una de las formas de obtener K_3PO_4 es haciendo reaccionar ácido fosfórico con carbonato de potasio como se muestra en la ecuación. Si se hace reaccionar 828g de carbonato de potasio con ácido fosfórico en exceso, el número de moles de fosfato de potasio obtenido es:

$$\mathbf{2H_3PO_4 + 3K_2CO_3 \rightarrow 2K_3PO_4 + 3CO_2 + 3H_2O}$$

Masa molar (g/mol)	
H_3PO_4	98
K_2CO_3	138
K_3PO_4	212
CO_2	44
H_2O	18

A. 2 B. 3 C. 4 D. 6

6. Cuantas moles de azufre (S) están contenidas en una muestra de 128 gramos del elemento. Peso atómico del azufre = 32 uma

A. 0.5
B. 0.4
C. 4
D. 40