



Ministerio  
del Poder Popular  
para la **Educación**  
Inclusión y Calidad



## Educación Media General

Octubre de 2023

Docentes:

**Fernando Salazar**

4to Año

Secciones: "A" y "B"

### Área de formación: Química

#### *Tema Indispensable*

Preservación de la vida en el planeta, salud y vivir bien

#### *Tema Generador*

La agricultura como proceso fundamental para la independencia alimentaria.

#### *Referentes Teóricos-Prácticos*

Estequiometría:

Balaceo de Ecuaciones químicas.

Reactivo limitante.

Reactivo exceso.

Rendimiento de las reacciones químicas.



## Educación Media General

### Desarrollo del Tema

Si revisamos las cajas, frascos y envolturas de cereales, medicinas, jabones, desinfectantes, abonos y una gran variedad de productos de uso diario veremos que contienen una gran cantidad de sustancias químicas y las etiquetas de esos productos especifican el nombre de los ingredientes.



Sin embargo, para elaborarlos no es suficiente conocer las sustancias contenidas en los productos. La clave de la elaboración o fabricación reside en la cantidad o proporción de cada ingrediente.

Las cantidades o proporciones de los ingredientes de un producto industrial son muy importantes para garantizar la calidad y eficacia del mismo. Desviaciones en las proporciones de los diferentes productos alteran sus propiedades y acción, lo que puede causar daño a las personas que las consumen o utilizan, y al ambiente en general.

En química, la **estequiometría** (del griego στοιχειον, stoikheion, 'elemento' y μετρον, métron, 'medida') es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.

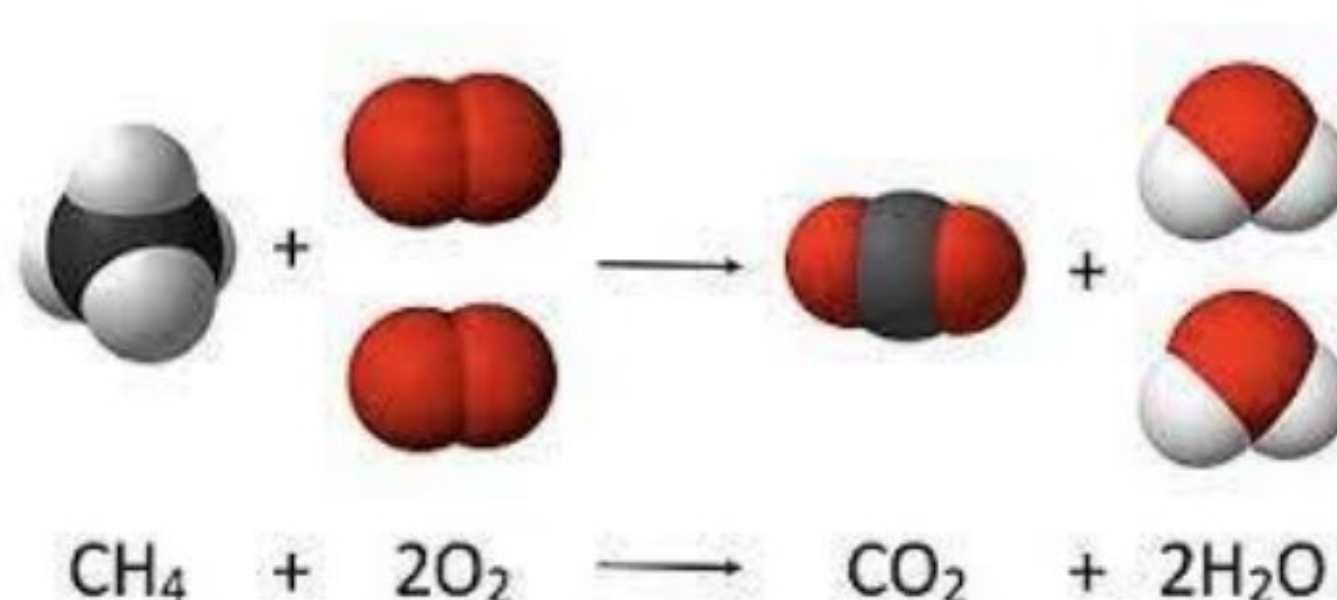
Estas relaciones se pueden deducir a partir de la teoría atómica, aunque históricamente no se enunciaron sin hacer referencia a la composición de la materia, según distintas leyes y principios.



Una reacción química se produce por la colisión de las partículas que intervienen ya sean moléculas, átomos o iones, aunque puede producirse también por el choque de algunos átomos o moléculas con otros tipos de partículas, tales como electrones o fotones. Este choque provoca que las uniones que existían previamente entre los átomos se rompan y facilite que se formen nuevas uniones, es decir que, a escala atómica, es un reordenamiento de los enlaces entre los átomos que intervienen. Este ordenamiento se produce por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, sin embargo los átomos implicados no desaparecen, ni se crean nuevos átomos. Esto es lo que se conoce como ley de conservación de la masa, e implica los dos principios siguientes:

forman, sin embargo los átomos implicados no desaparecen, ni se crean nuevos átomos. Esto es lo que se conoce como ley de conservación de la masa, e implica los dos principios siguientes:

- El número total de átomos antes y después de la reacción química no cambia.
- El número de átomos de cada tipo es igual antes y después de la reacción.





## Educación Media General

En el transcurso de las reacciones químicas las partículas subatómicas tampoco desaparecen, el número total de protones, neutrones y electrones permanece constante. Y como los protones tienen carga positiva y los electrones tienen carga negativa, la suma total de cargas no se modifica. Esto es especialmente importante tenerlo en cuenta para el caso de los electrones, ya que es posible que durante el transcurso de una reacción química salten de un átomo a otro o de una molécula a otra, pero el número total de electrones permanece constante. Esto que es una consecuencia natural de la ley de conservación de la masa se denomina ley de conservación de la carga e implica que:

“La suma total de cargas antes y después de la reacción química permanece constante”.

Las relaciones entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y por lo tanto pueden ser determinadas por una ecuación (igualdad matemática) que las describa. A esta igualdad se le llama ecuación estequiométrica.

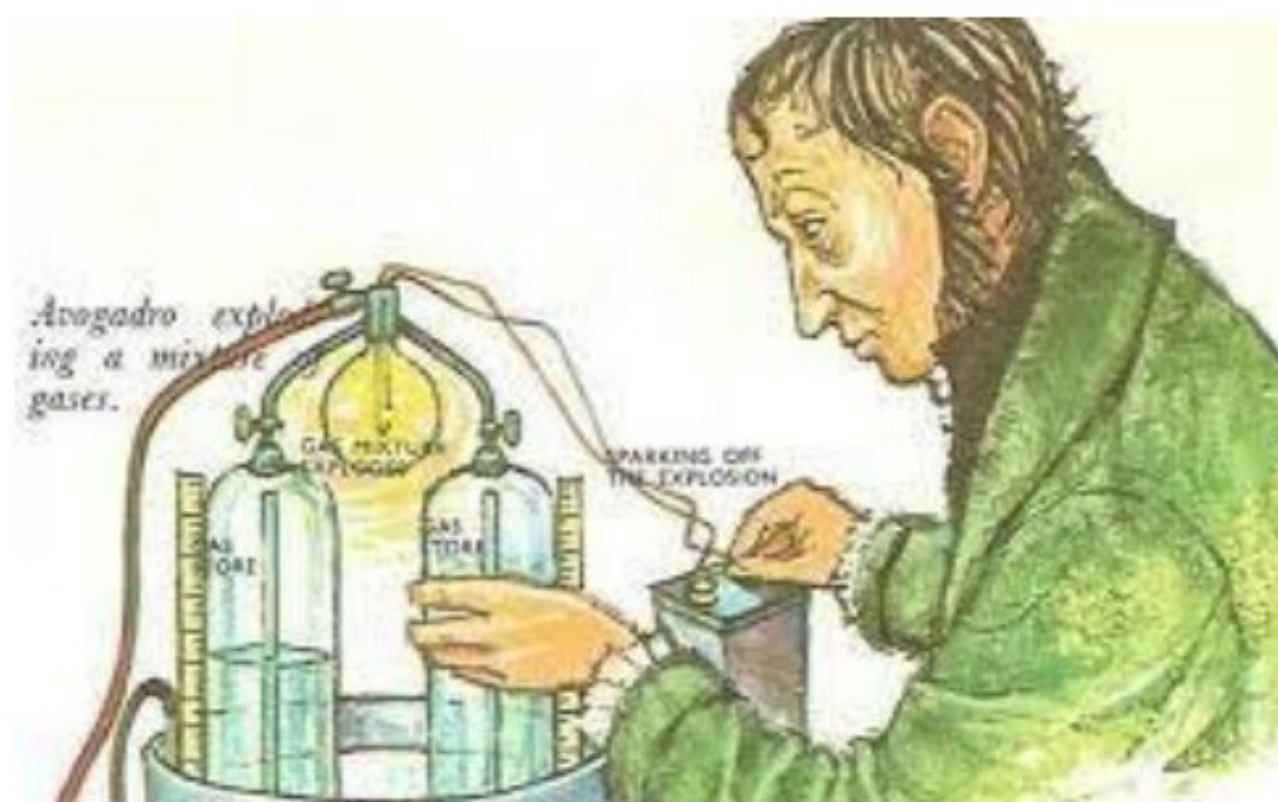
Una ecuación química es una representación escrita de una reacción química. Se basa en el uso de símbolos químicos que identifican a los átomos que intervienen y como se encuentran agrupados antes y después de la reacción. Cada grupo de átomos se encuentra separado por símbolos (+) y representa a las moléculas que participan, cuenta además con una serie de números que indican la cantidad de átomos de cada tipo que las forman y la cantidad de moléculas que intervienen, y con una flecha que indica la situación inicial y la final de la reacción. Así por ejemplo en la reacción:

### Mol

Antes de 2019, un mol se definía como la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado como átomos hay en doce gramos de carbono-12. Esta definición no aclara a qué se refiere cantidad de sustancia y su interpretación es motivo de debates,<sup>5</sup> aunque normalmente se da por hecho que se refiere al número de entidades, como parece confirmar la propuesta de que a partir de 2011 la definición se basa directamente en el número de Avogadro (de modo similar a como se define el metro a partir de la velocidad de la luz).



Diagrama que muestra la relación entre el mol, la masa molar, la masa en gramos, el número de partículas, la molaridad de una disolución, la ecuación de estado de la ley de los gases ideales y el número de Avogadro.





## Educación Media General

El número de unidades elementales —átomos, moléculas, iones, fotones, electrones, radicales u otras partículas o grupos específicos de estas— existentes en un mol de sustancia es, por definición, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada número de Avogadro ( $N_A$ ) y equivale a:  **$1\text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}$  entidades elementales.**

### + Masa molar

La masa molar representa los gramos que hay por en unidades de mol. En un mol de cualquier sustancia hay los mismos números de partículas reales y ese número es, precisamente el número de **Avogadro**.

Para calcular la masa molar de un compuesto, simplemente sumamos las masas molares atómicas (datos suministrados en la tabla periódica) de todos los átomos que constituyen el compuesto químico.

### Ejemplo:

#### Calcular la masa molar del compuesto $\text{HClO}_3$

Lo primero que debemos tomar en cuenta a la hora de resolver este tipo de actividad, debemos tener a la mano una tabla periódica para ubicar las masas atómicas de cada uno de los elementos presentes en dicho compuesto.

El procedimiento es el siguiente:

$$\text{H: } 1 \times 1 \text{ g/mol} = 1 \text{ g/mol}$$

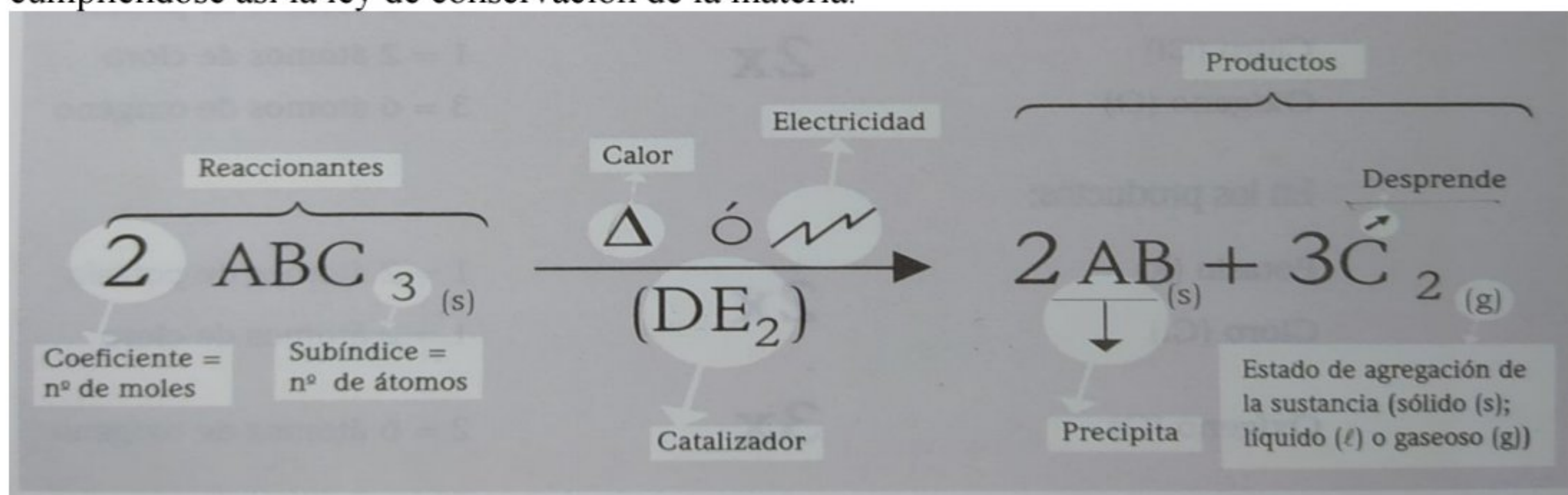
$$\text{Cl: } 1 \times 35,5 \text{ g/mol} = 35,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{O: } 3 \times 16 \text{ g/mol} = 48 \text{ g/mol.}$$

Luego sumamos cada uno de los resultados y obtendremos 84,5 g/mol.

### + Balanceo de ecuaciones químicas

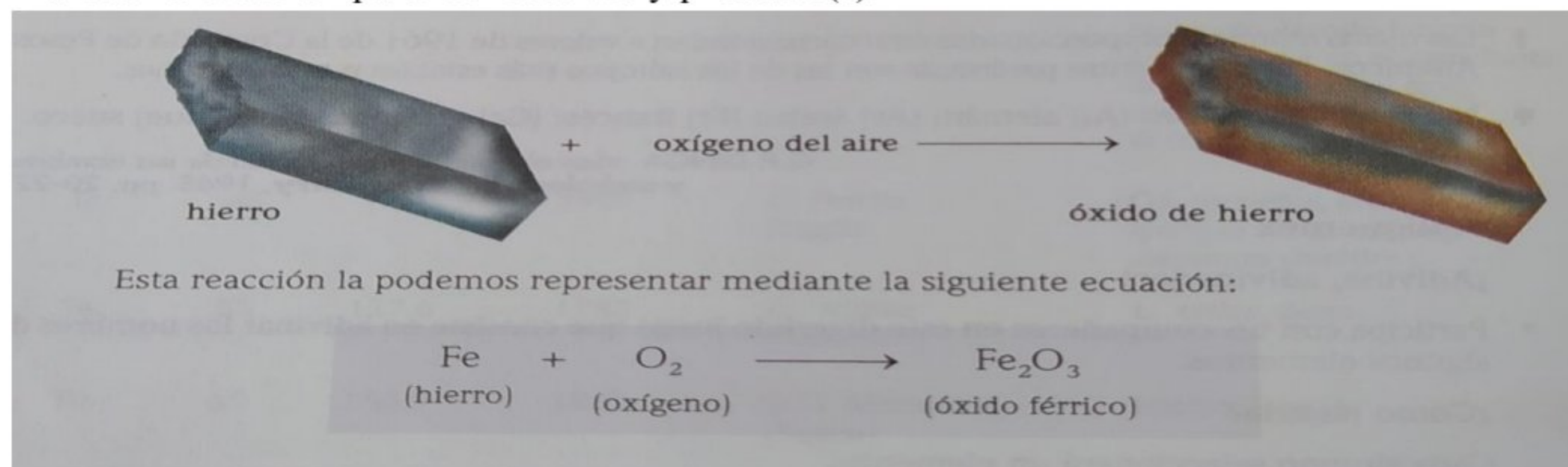
Las reacciones químicas que se efectúan entre sí se representan gráficamente mediante las ecuaciones químicas. Toda ecuación química debe ser balanceada o igualada, es decir, colocar coeficientes (números de moles) delante de los elementos y sustancias hasta que el número de átomos del lado izquierdo sea igual al número de átomos del lado derecho de la ecuación, cumpliéndose así la ley de conservación de la materia.





## ✚ Método simple o de tanteo

1. Plantear la ecuación para los reactivos y producto(s):



2. Comprobar si la ecuación química esta balanceada. Para ello se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en el producto, en nuestro ejemplo tenemos:

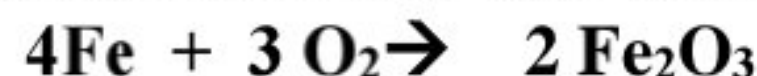
Reactivos: 1 átomo de Fe, 2 átomos de O

Producto: 2 átomos de Fe, 3 átomos de O

Vemos que la ecuación química no está balanceada.

3. Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos, a su vez, es multiplicado por los subíndices de la fórmula. En este caso como existen 2 átomos de oxígeno en los reactivos y **3 átomos de oxígeno** en el producto, se coloca un **2** como coeficiente del producto, multiplicando el coeficiente con el subíndice del hierro y del oxígeno respectivamente (**2Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**), ahora tenemos en el producto **4 átomos de hierro** y **6 átomos de O**.

A continuación, se colocan los coeficientes a los reactivos; **4 como coeficiente para el Fe** y **3 como coeficiente del O<sub>2</sub>**. Con estos coeficientes a ecuación queda:



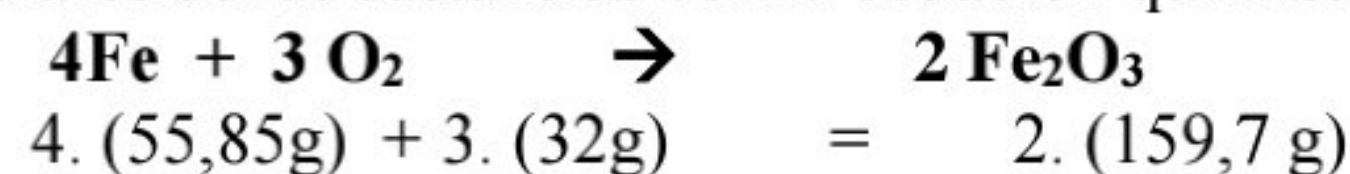
**Nota:** Es importante tener presente que por ningún motivo se puedan variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues de lo contrario estaríamos alterando la constitución química de las sustancias y por consiguiente, los materiales involucrados en la reacción perderían su identidad.

4. Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada.

Reactivos: 4 átomos de Fe, 6 átomos de O.

Producto: 4 átomos de Fe, 6 átomos de O.

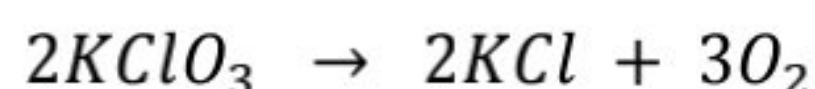
Relacionando las masas molares de las sustancias con la ecuación química balanceada tenemos:



$$319,4\text{g} = 319,4\text{g}$$

Calcule el volumen de oxígeno gaseoso O<sub>2</sub> en condiciones normales, que se producirán por la descomposición de 56g de clorato de potasio KClO<sub>3</sub>

Paso1: planteamiento y balanceo de la ecuación química



Paso 2: se determinan las masas molares de los compuestos mencionados en el planteamiento





Ministerio  
del Poder Popular  
para la Educación  
Inclusión y Calidad



## Educación Media General

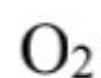


$$\text{K: } 1 \times 39\text{g/mol} = 39\text{g/mol}$$

$$\text{Cl: } 1 \times 35,5\text{g/mol} = 35,5\text{g/mol}$$

$$\text{O: } 3 \times 16\text{ g/mol} = 48\text{ g/mol}$$

$$122,5\text{ g/mol}$$



$$\text{O: } 2 \times 16 = 32\text{ g/mol}$$

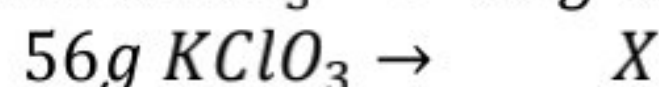
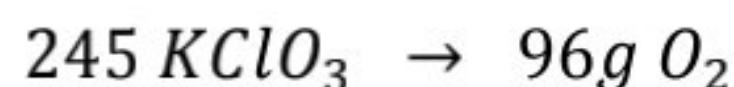
Paso 3: convertir los moles provenientes del balanceo a gramos

$$\text{mol} = \frac{m}{MM} \rightarrow m = \text{mol} \times MM$$

$$m\text{KClO}_3 = 2\text{ mol} \times 122,5\text{ g/mol} = 245\text{g}$$

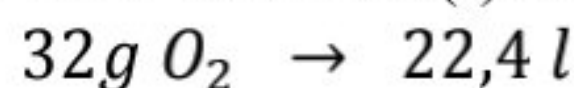
$$m\text{O}_2 = 3\text{mol} \times 32\text{ g/mol} = 96\text{g}$$

Paso 4: se determinan las relaciones necesarias, partiendo de la ecuación química balanceada.



$$X = \frac{56\text{g} \cdot 96\text{g}}{245\text{g}} = 21,943\text{ g de O}_2$$

Paso 5: convertir los gramos obtenidos de O<sub>2</sub> a volumen (l) en condiciones normales



$$X = \frac{21,943\text{g} \cdot 22,4\text{ l}}{32\text{ g}} = 15,36\text{ l de O}_2$$

### Reactivo limitante y reactivo en exceso

El reactivo limitante da a conocer o *limita* la cantidad de producto conformado, y provoca una concentración específica o limitante ya que este puede dar "un salto" a las cantidades.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber los moles de un producto obtenido a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre el reactivo y producto al obtenerse de la ecuación balanceada.



## Educación Media General

Generalmente cuando se efectúa una reacción química los reactivos no se encuentran en cantidades simétricamente exactas, es decir, en las proporciones que indica su ecuación balanceada. En consecuencia, algunos reactivos se consumen totalmente, mientras que otros son recuperados al finalizar la reacción. El reactivo que se consume en primer lugar es llamado reactivo limitante, ya que la cantidad de este determina la cantidad total del producto formado. Cuando este reactivo se consume, la reacción se detiene. El o los reactivos que se consumen parcialmente son los reactivos en exceso.

La cantidad de producto que se obtiene cuando reacciona todo el reactivo limitante se denomina rendimiento teórico de la reacción.

El concepto de reactivo limitante, permite a los químicos asegurarse de que un reactivo, el más costoso, sea completamente consumido en el transcurso de una reacción, aprovechándose así al máximo.

Ejemplo:

Se hacen reaccionar 60 g de óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) con 100g de agua. Calcule la cantidad de reactivo en exceso

Paso 1: se plantea y se balancea la ecuación química



Paso 2: determinar la masa molar de los compuestos descritos en el planteamiento.

$\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159,7 \text{ g/mol}$

$\text{H}_2\text{O} = 18\text{g/mol}$

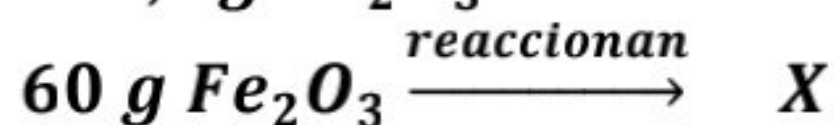
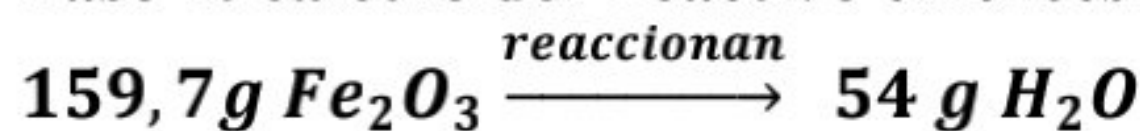
Paso 3: convertir los moles a gramos

$$\text{mol} = \frac{m}{MM} \rightarrow m = \text{mol} \times MM$$

$$m\text{Fe}_2\text{O}_3 = 1\text{mol} \times 159,7 \text{ g/mol} = 159,7 \text{ g}$$

$$m\text{H}_2\text{O} = 3\text{mol} \times 18 \text{ g/mol} = 54 \text{ g}$$

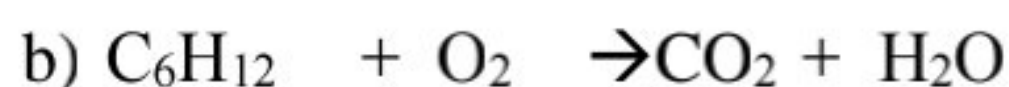
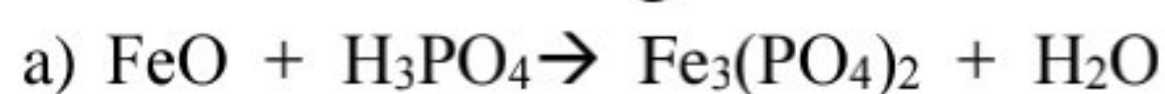
Paso 4: calculo del reactivo en exceso



$$X = \frac{60 \text{ g} \cdot 54 \text{ g}}{159,7 \text{ g}} = 20,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

El reactivo en exceso es el agua. Cantidad:  $100\text{g} - 20,28\text{g} = 79,72$

1. Balancear las siguientes ecuaciones químicas:



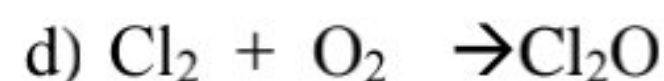




*Educación Media General*



Ministerio  
del Poder Popular  
para la Educación  
Inclusión y Calidad



2. Realice las siguientes conversiones:

- a) 25g de Ca a átomos de Ca.
- b) 3,5 moles de  $\text{SO}_2$  a g
- c)  $1,68 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  a ml.

3. Calcule la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos:

- a.  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- b.  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- c.  $\text{PbO}_2$
- d.  $\text{C}_7\text{H}_{12}\text{O}_2$

4. Calcule la masa y los átomos presentes en una esfera de plomo de 32 cm de diámetro y de  $11,4\text{g/cm}^3$  de densidad

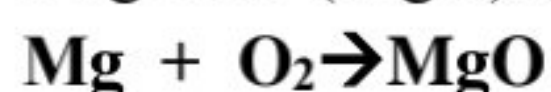
5. Determine la fórmula empírica del  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  y el número de moléculas que hay en 60g de dicho compuesto.

6. El clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ , se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio  $\text{KOH}$  en caliente, según la reacción:



Calcule los gramos de clorato de potasio  $\text{KClO}_3$  se obtendrán al reaccionar 10 moles de  $\text{KOH}$ , el volumen de cloro  $\text{Cl}_2$  que reaccionó en condiciones normales y las partículas de cloruro de potasio  $\text{KCl}$  que se formaron.

7. 36 g de magnesio ( $\text{Mg}$ ) reaccionan con suficiente oxígeno ( $\text{O}_2$ ) para producir 60 g de óxido de magnesio ( $\text{MgO}$ ). ¿Qué cantidad de oxígeno reaccionó?



8. Al descomponer 32 g de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) se liberan 9 g de  $\text{O}_2$ . ¿Qué cantidad de cloruro de potasio ( $\text{KCl}$ ) se forma?



**Masas molares:**

**Mg: 24g/mol**

**O: 16g/mol**

**Cl: 35,5g/mol**

**Ca: 40gg/mol**

**K: 39g/mol**

**Al: 27g/mol**





*Educación Media General*



Ministerio  
del Poder Popular  
para la Educación  
Inclusión y Calidad



## *Orientaciones Generales*

- **Leer cuidadosamente el instrumento pedagógico.**
  - **Leer cuidadosamente las orientaciones generales.**
  - **Es una guía de estudio para todos los estudiantes de 4to año.**
  - **La evaluación de este contenido es netamente presencial.**
  - **Cualquier duda o inquietud comuníquese conmigo.**
- Prof. Fernando Salazar (número provisional 04147706174)**