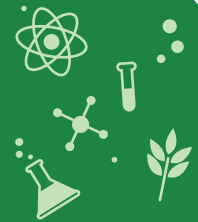


# ¿Cuál es el significado de los coeficientes estequiométricos en las ecuaciones químicas?



Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: \_\_\_\_\_

## Introducción

Muchos de los acontecimientos de nuestra vida cotidiana están directamente involucrados con reacciones químicas, los procesos de digestión, de locomoción, las sensaciones nerviosas, el movimiento de los autos, el crecimiento de las plantas etc. Son ejemplos claros de ello.

En todos esos procesos se cumple la ley de la conservación de la materia o ley de Lomonósov-Lavoisier que es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales y se puede enunciar como: *En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.* Figura 1

Esta ley es el punto de partida de la estequiometría, ciencia que estudia las relaciones cuantitativas que existen entre las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

Con este material del estudiante podrás afianzar los conocimientos adquiridos con las actividades propuestas para abordar estos temas.



Figura 1. Antoine Lavoisier

## Actividad Introdutoria: Práctica de laboratorio

A continuación encontrarás una serie de pasos para realizar una práctica de laboratorio. Recuerda seguir atentamente todas las instrucciones de tu docente. Tu seguridad y la de tus compañeros es lo más importante.

 El procedimiento se ha dividido en dos secciones:

1. Utilizando la espátula, el vidrio reloj y la balanza, pesa 5 gramos de cobre y 5 gramos de azufre. Toma apunte de las propiedades de estos dos elementos (color, textura, etc.).



Figura 2. Paso 1



## Propiedades del azufre

Blank writing area for properties of sulfur, featuring a red margin line on the left and five horizontal blue lines.

## Propiedades del cobre

Blank writing area for properties of copper, featuring a red margin line on the left and five horizontal blue lines.



Representa gráficamente las partículas que constituyen cada una de las muestras de los reactivos.

Cobre

Blank drawing area for representing the particles of copper.

Azufre

Blank drawing area for representing the particles of sulfur.



- Mezcla en un tubo de ensayo los dos componentes, y caliéntala hasta que observes cambios. Deja enfriar la muestra y describe de nuevo el compuesto formado.

Descripción del compuesto formado:

---

---

---

---

---

---

 Una vez finalizada la práctica, contesta las siguientes preguntas teniendo en cuenta lo que observaste. Redacta tus respuestas en mínimo un párrafo coherente y cohesivo:

- ¿Crees que sería fácil obtener el cobre y el azufre a partir del sulfuro de cobre?

---

---

---

---

---

---

- ¿Qué piensa que le pasa a las partículas de cobre y azufre en la reacción (átomos)?

---

---

---

---

---

---



3. ¿Este será el mismo proceso que se da cuando se funde el polvo de azufre? Explique su respuesta a nivel de átomos y moléculas (nivel submicroscópico).

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 3.

4. ¿Quedó restos de uno de los dos elementos sin reaccionar? Explica tu respuesta.

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 4.

 **Objetivos**

» Escribe los objetivos que consideras llegar a alcanzar durante la clase.

Blank writing area with horizontal lines for the student's objectives.



## Actividad 1: Combustión del etanol

Antes de experimentar es importante saber que los compuestos químicos son **eléctricamente neutros**, excepto los iones cuando los consideramos separadamente. Es decir, la carga que aporten todos los átomos de un compuesto tiene que ser globalmente nula, debemos tener en un compuesto tantas cargas positivas como negativas. Respecto a los iones, se dice que quedan con carga residual.

Para entender qué significa esto de que un compuesto sea **eléctricamente neutro (tabla 1)**, veamos un ejemplo: tomemos el caso del ácido sulfúrico (**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**):

+1	+6	-2	
H <sub>2</sub> =a	S=b	O <sub>4</sub> =c	
a +	b +	+ c	=0
+2	+6	-8	=0

(Tabla 1). Estados de oxidación del ácido sulfúrico.

El número que aparece sobre el símbolo del elemento debe colocarse como superíndice y con el signo más (+) o el menos (-) puesto a su izquierda, para diferenciarlo del **número de carga** de los iones en que el signo se pone a la derecha del dígito. Así, H<sup>+1</sup> para indicar el número de oxidación del Hidrógeno (+1) y Ca<sup>2+</sup> para indicar ión Calcio (2+).

Siguiendo la explicación de nuestro cuadro, los elementos se han identificado con las letras **a, b y c** para mostrar la ecuación que debe ser **igual a cero**.

Ahora bien, ese número de arriba representa algo que se llama **número de oxidación** o **estado de oxidación** y representa la carga eléctrica que aporta cada átomo en el compuesto y que sumadas debe ser igual a cero (eléctricamente neutro).

Pero, en nuestro ejemplo, +1 + 6 - 2 es igual a +7 - 2 = 5 (no es igual a cero como debería ser). Claro, pero debemos fijarnos en que son dos átomos de **hidrógeno (H<sub>2</sub>)**, un átomo de **azufre (S)** y cuatro átomos de **oxígeno (O<sub>4</sub>)**, así es que ese numerito de arriba se debe multiplicar por el número de átomos de cada elemento que participa en el compuesto, y nos quedará +2 + 6 - 8 = 0.

**El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo recibe (signo menos) o que pone a disposición de otros (signo más) cuando forma un compuesto determinado.**

Eso significa que el número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será **negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

El número de oxidación se escribe en números romanos: +I, +II, +III, +IV, -I, -II, -III, -IV, etc. Pero en esta explicación usamos caracteres arábigos para referirnos a ellos: +1, +2, +3, +4, -1, -2, -3, -4 etcétera, lo cual nos facilitará los cálculos al tratarlos como números enteros.



## Experimentemos:

A continuación llevarás a cabo una práctica de laboratorio. Recuerda seguir atentamente las recomendaciones de tu docente para garantizar tu seguridad y la de tus compañeros.



(Figura 3). Combustión abierta del etanol



Organiza junto a tus compañeros pequeños grupos para realizar la práctica. Escribe aquí los nombres de cada estudiante:



## Práctica 1

### Combustión abierta del etanol. Figura 3



Analiza el mechero y observa las características a nivel macroscópico de dicha sustancia.




 A continuación deben de encender el mechero y comenzar a registrar sus observaciones durante la combustión.

Blank lined writing area for recording observations during combustion.

 Luego, se debe dar respuesta por escrito a los siguientes interrogantes utilizando párrafos con coherencia y cohesión.

1. Cuando el mechero está encendido, ¿qué le sucede al etanol?

Blank lined writing area for answering the question about ethanol combustion.



2. ¿Por qué se consume el etanol del mechero?

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 2.

3. Piensen en el aire alrededor de la mecha del mechero. ¿Qué sucede cuando se produce una combustión?

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 3.



4. ¿Qué sustancias se logran percibir durante el proceso de la combustión del etanol?

Handwriting practice area for question 4, featuring a red vertical margin line on the left and six horizontal blue lines for text.

5. ¿Será posible recuperar el etanol después del proceso de la combustión?

Handwriting practice area for question 5, featuring a red vertical margin line on the left and six horizontal blue lines for text.

6. Compara el proceso de la combustión del etanol con el de la disolución de la sal en agua.

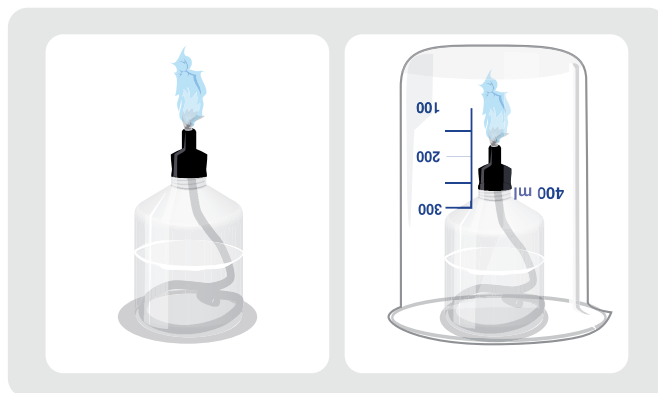
Handwriting practice area for question 6, featuring a red vertical margin line on the left and six horizontal blue lines for text.



## Práctica 2

### Combustión cerrada del etanol

Enciende un mechero con alcohol (etanol) y observa detalladamente los cambios que se dan alrededor de la mecha. Después de tres minutos cubre al mechero encendido con un recipiente (beaker) y, responde por escrito los siguientes interrogantes.



(Figura 4). Combustión cerrada

1. ¿Qué le sucede al mechero encendido después de ser cubierto? Explica.

Área de escritura con líneas horizontales para responder a la pregunta 1.

2. ¿Por qué se apaga el mechero de etanol?

Área de escritura con líneas horizontales para responder a la pregunta 2.



3. ¿Qué podemos observar en las paredes del vaso precipitado después de haber sido cubierto el mechero encendido?

Blank writing area for question 3, featuring a vertical red margin line on the left and seven horizontal blue lines for text.

4. ¿De dónde proviene el agua que humedece las paredes del vaso precipitado? Argumenta tu respuesta.

Blank writing area for question 4, featuring a vertical red margin line on the left and seven horizontal blue lines for text.

5. ¿Qué sustancias son necesarias para llevar a cabo el fenómeno de combustión abierta y cerrada?

Blank writing area for question 5, featuring a vertical red margin line on the left and seven horizontal blue lines for text.



6. ¿Cuáles son las sustancias que se forman durante la combustión abierta y cerrada?

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 6.

7. Consulta cómo los químicos representan a nivel submicroscópico y simbólico (átomo y moléculas) el fenómeno químico de la combustión del metanol. Adicionalmente, realiza un parafraseo por escrito del constructo ecuación química.

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 7.

 **Observa con atención el video Combustión de etanol.**

 Toma apuntes de los aspectos más relevantes para después contestar las preguntas relacionadas.

8.1. Representa el fenómeno de la combustión a través de una ecuación química. Luego, observa detalladamente cada una de las fórmulas químicas que constituyen ésta y responde: ¿en este fenómeno químico se mantiene la identidad de la molécula? Explica.



Blank writing area with horizontal lines and a red margin line on the left.

8.2. ¿Cuál es la proporción en la que deben interaccionar las moléculas de metanol con las de oxígeno, para que produzcan moléculas de dióxido de carbono y agua?

Blank writing area with horizontal lines and a red margin line on the left.

8.3. Si se tienen 8 moléculas de etanol interaccionando con 3 moléculas de oxígeno ( $O_2$ ), cuántas moléculas de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) y de agua ( $H_2O$ ) se producen.

Blank writing area with horizontal lines and a red margin line on the left.





## Actividad 2: Métodos de balanceo de ecuaciones

### EL BALANCEO DE ECUACIONES

El balanceo de ecuaciones químicas se utiliza para hacer cálculos de las cantidades de reactivos necesarios en una reacción y la cantidad y características de los productos que se obtendrán en esta.

Las ecuaciones químicas se pueden balancear de diferentes métodos, los más comunes son:

- **Método de Tanteo**

Consiste en ir cambiando los coeficientes de los reactivos y productos hasta lograr una igualdad en ambos lados de la ecuación.

- **Métodos de óxido reducción**

En este método se utilizan los números de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción y cálculos algebraicos que permiten determinar una relación entre los coeficientes de las moléculas y la transferencia de electrones.

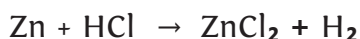
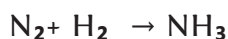
- **Métodos de Ion electrón**

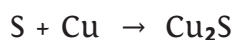
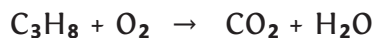
Este método es utilizado cuando las ecuaciones son demasiado complejas y en donde el método del tanteo u oxido reducción resulta poco práctico. En él se determina mediante cálculos matemáticos la media de la reacción entre los iones y electrones que intervienen. Para entender este método se debe entender claramente las disociaciones de ácidos, bases y sales.

- **Método Algebraico**

En este método se les asignan letras a los coeficientes y luego se encuentran los valores de esas variables con métodos algebraicos.

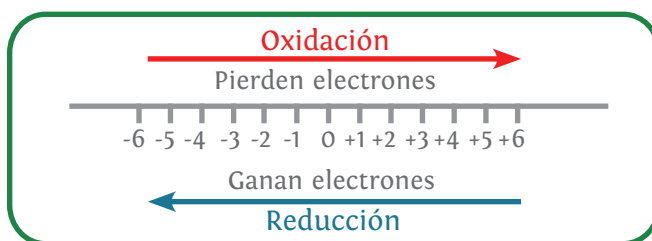
De acuerdo a lo observado en las actividades anteriores, balancea por tanteo las siguientes ecuaciones químicas. Después selecciona la respuesta correcta en el recurso interactivo que muestra tu docente.





### Actividad 3: Reglas para la asignación de los números o estados de oxidación

El método de balanceo de ecuaciones por oxido reducción se aplica a reacciones en las que hay una evidente transferencia de electrones. Cuando un átomo pierde electrones se ha oxidado y cuando los gana se ha reducido (figura 5).



(Figura 5). Proceso de oxidación y reducción

Para poder balancear ecuaciones por el método de por oxido reducción se tienen que estudiar las reglas para la asignación de estados de oxidación.

Estas son las reglas del juego (Garritz & Rincón, 1997)

1. En las sustancias simples, es decir las formadas por un solo elemento, el número de oxidación es 0. Por ejemplo: Au, Cl, S.

Cabe resaltar que el Oxígeno comúnmente tiene un estado de oxidación de -2, a excepción de los siguientes casos: compuestos binarios con el flúor (+2), Peróxidos (-1) y en el ion su peróxido en el que el número de oxidación es de (-1/2)



2. El oxígeno, cuando está combinado, actúa frecuentemente con -2.
3. El Hidrógeno actúa con número de oxidación +1 cuando está combinado con un no metal, por ser éstos más electronegativos; y con -1 cuando está combinado con un metal, por ser éstos más electropositivos.
4. En los iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ión.
5. La suma de todos los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es cero.



Forma equipos y Establece el número de oxidación de los siguientes ejemplos:

- |                               |                                 |
|-------------------------------|---------------------------------|
| a. $\text{AgNO}_3$            | i. $\text{KCl}$                 |
| b. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ | j. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| c. $\text{AgNO}_3$            | k. $\text{H}_2\text{O}$         |
| d. $\text{MnSO}_4$            | l. $\text{O}$                   |
| e. $\text{K}_2\text{SO}_4$    | m. $\text{Cl}$                  |
| f. $\text{KMnO}_4$            | n. $\text{C}$                   |
| g. $\text{H}_2\text{SO}_4$    | o. $\text{Mg}$                  |
| h. $\text{K}_2\text{CrO}_4$   | p. $\text{Cr}$                  |

Después de discutir con tu profesor los elementos teóricos que proporcionan la animación y el juego interactivo, lee los siguientes conceptos y propón un ejemplo que explique cada uno.



- **Oxidación – Reducción:** Es un tipo de reacción química en la que hay transferencia de electrones entre los reactivos lo cual genera un cambio en sus estados de oxidación en los productos.
- **Agente oxidante:** es el que se reduce tomando electrones del medio y disminuyendo su estado de oxidación.
- **Agente reductor:** es el que se oxida debido a que suministra electrones al medio, esto hace que su número de oxidación aumente.



## Actividad 4: Proceso de óxido reducción a nivel atómico (video animación)

 4.1. Observa el video y toma apuntes.

Handwriting practice area for question 4.1, featuring a red vertical margin line on the left and seven horizontal blue lines for writing.

4.2. Escribe varios ejemplos cotidianos de reacciones químicas de óxido reducción.

Handwriting practice area for question 4.2, featuring a red vertical margin line on the left and seven horizontal blue lines for writing.

4.3. ¿Qué ejemplos de reacciones cotidianas no serían ejemplos de óxido reducción?

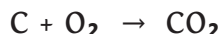
Handwriting practice area for question 4.3, featuring a red vertical margin line on the left and seven horizontal blue lines for writing.



## 4.4. Las reacciones de combustión

Una reacción de combustión ( Figura 6 ), es un tipo de reacción redox en la que un material combustible se combina con el oxígeno del aire para formar, entre otros productos, dióxido de carbono con desprendimiento de energía (reacción exotérmica).

Un ejemplo típico es la reacción del carbono con el oxígeno:



En esta reacción, el carbono cede electrones y el oxígeno los gana. El carbono se oxida y su número de oxidación pasa de 0 a + 4 cediendo cuatro electrones, mientras que el oxígeno se reduce y su número de oxidación pasa de 0 a -2 ganando dos electrones.

Normalmente, en una reacción de combustión se combina el oxígeno con un hidrocarburo para formar dióxido de carbono y agua.



(Figura 6). Reacciones de combustión



Escribe la ecuación química que representa la combustión del butano:

Respuesta:



Otro ejemplo es la respiración de los seres vivos,  
Escribe la ecuación química que representa la respiración.



### Actividad 5: Método de balanceo por óxido - reducción

En el proceso de interacción entre los átomos de elementos diferentes, se genera una transferencia de energía, la cual se manifiesta en ciertas ocasiones en un flujo de electrones de una serie de átomos a otros. En ese sentido, los átomos que pierden electrones sufren un proceso de oxidación causándole la reducción a los átomos que ganan electrones (agente reductor), en tanto estos últimos le causan la oxidación a los primeros, dado que le reciben los electrones de éstos (agente oxidante). A dicho proceso se lo denomina oxidación-reducción o reacciones químicas REDOX. ( Figura 7 ).





(Figura 7). Proceso de oxidación de una llave

Los siguientes ejercicios muestran la manera de encontrar el agente reductor y el agente oxidante en una reacción química ya balanceada, con el siguiente ejercicio se muestra como balancear una ecuación utilizando los principios de la oxidación-reducción.

Al balancear una ecuación química, se deben de igualar el número de átomos o iones en ambos lados de la ecuación. Esto se logra siguiendo los siguientes pasos. (Martínez Delgado, 2013)

1. Escribir la ecuación de la reacción.
2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar la reglas de asignación del número de oxidación).
3. Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen.
4. Intercambiar los números de electrones (los electrones ganados deben ser igual a los electrones perdidos). El número de electrones ganados se coloca como coeficiente del elemento que pierde electrones.

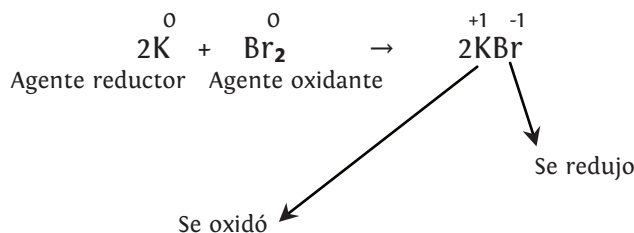
La siguiente reacción química es un ejemplo del procedimiento generalmente utilizado para balancear reacciones REDOX:

### Pasos

1. Determinar cuál es el agente oxidante y el agente reductor de la siguiente ecuación.



2. Con base en la información del aumento o disminución del estado de oxidación se determina cuál es el agente oxidante y el agente reductor.





Determinar cuál es el agente oxidante y el agente reductor de la siguiente ecuación balanceada.



### Pasos

1. Ubicar los números de oxidación.

El número de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción, son los siguientes:

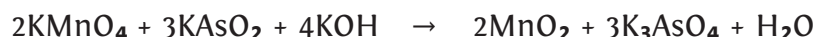
K = +1. Este valor de su número de oxidación se mantiene igual en reactivos y productos

O = -2. Este valor de su número se mantiene igual en reactivos y productos

H = +1. Este valor de su número se mantiene igual en reactivos y productos

Mn paso de +7 a + 4, disminuye su número de oxidación ya que ganó electrones y por lo tanto se reduce.

As paso de +3 a + 5, aumento su número de oxidación ya que perdió electrones y por lo tanto se



2. Con base en la información del aumento o disminución del estado de oxidación se determina cuál es el agente oxidante y el agente reductor.

Por lo tanto el  $2\text{KMnO}_4$  es el agente oxidante y el  $3\text{KAsO}_2$  el agente reductor.

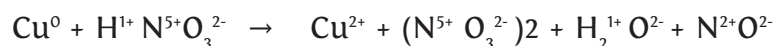
Ejemplo balanceado por oxidación y reducción:

### Paso 1

Asignar el número de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción y reconocer los elementos que se oxidan y reducen.

Nota: Todo elemento libre tiene número de oxidación cero.

Por ejemplo:



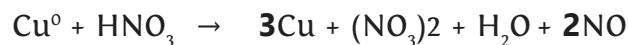
### Paso 2

Revisar que elementos químicos cambiaron sus estado de oxidación; en este caso el cobre pasa de 0 a +2 ((haciendo un proceso de oxidación) y el nitrógeno pasa de +5 a +2 (haciendo un proceso de reducción). En el caso del cobre perdió 2 electrones y el nitrógeno gana 3 electrones.



### Paso 3


A partir de los electrones ganados y perdidos, estos se asignan como coeficientes en donde se presentó la modificación:



### Paso 4

Verificamos el balanceo de la ecuación por el método del tanteo.

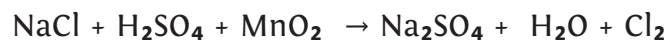


 Para poner en práctica el método de balanceo por oxidación-reducción el profesor les entrega los siguientes problemas:

Balacear las siguientes reacciones químicas:

Ejercicio

Ecuación balanceada



 Escribe aquí el proceso:

---

---

---

---

---

---

---

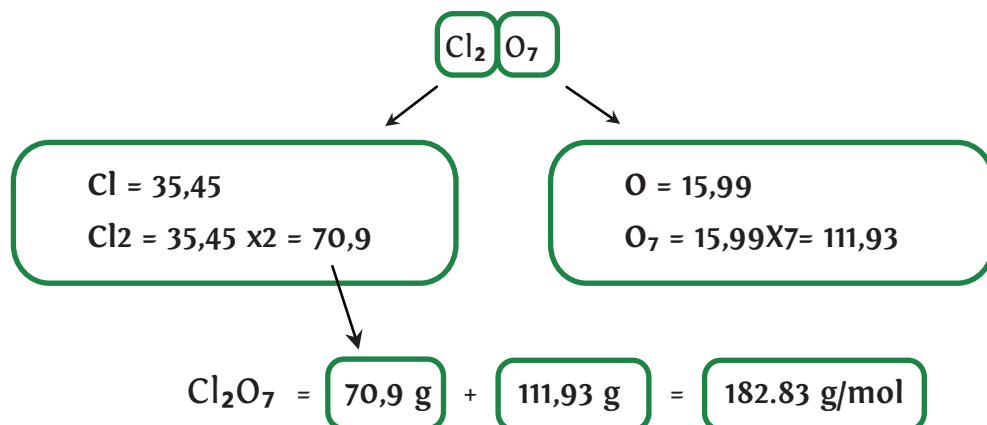
---



## Actividad 6: Cálculo de moles y gramos de un compuesto

Para el cálculo de moles y gramos de un compuesto se toman como referencia los valores suministrados en la tabla periódica para la masa atómica de cada elemento, luego este peso se multiplica por los coeficientes y subíndices presentes en cada molécula.

Ejemplo:

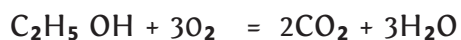


Tomando como referencia el video de combustión abierta del etanol resuelve los siguientes ejercicios:

Determina el peso molecular para los elementos y compuestos de la siguiente tabla.

Sustancia	Masa (g/mol)
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	
$\text{O}_2$	
$\text{CO}_2$	
$\text{H}_2\text{O}$	

En la siguiente ecuación química determina el peso total de los reactivos y de los productos.



Considerando los resultados de la actividad anterior, responde los siguientes interrogantes, además que explica de manera escrita la estrategia que se siguió para darle solución a la situación en cuestión:



1. ¿Para producir 8 moles de  $\text{CO}_2$ , cuántas moles de  $\text{CH}_3\text{OH}$  y  $\text{O}_2$  se requieren?

Handwriting practice area for question 1, featuring a red vertical margin line on the left and six horizontal blue lines for writing.

2. ¿10 moles de etanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) con cuántas moles de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) reaccionan?

Handwriting practice area for question 2, featuring a red vertical margin line on the left and six horizontal blue lines for writing.

3. ¿128 gramos de etanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) con cuántos gramos de oxígeno reaccionan?

Handwriting practice area for question 3, featuring a red vertical margin line on the left and six horizontal blue lines for writing.



4. ¿Cuántos gramos de oxígeno y etanol se requieren para producir 264 de CO<sub>2</sub>?

Blank writing area for the solution to question 4.

5. ¿Si se tiene en un recipiente 4 moles de etanol interaccionando con 14 moles de oxígeno, cuál de los dos reactivos se consumen primero y por qué? ¿Cuántas moles del reactivo en exceso quedan sin reaccionar, por qué?

Blank writing area for the solution to question 5.

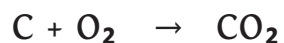
Otro ejemplo de resolución de cálculos estequiométricos gramo a gramo:

¿Qué cantidad de **oxígeno** es necesaria para reaccionar con 100 gramos de **carbono** produciendo **dióxido de carbono**?

Masa atómica del oxígeno = 15,9994.

Masa atómica del carbono = 12,0107.

La reacción es:



Para formar una molécula de dióxido de carbono, hacen falta un átomo de carbono y dos de oxígeno, o lo que es lo mismo, un mol de carbono y dos mol de oxígeno.

<b>1 mol de carbono</b>	→	<b>2 mol de oxígeno</b>
<b>12,0107 gramos de carbono</b>	→	<b>2 • 15,994 gramos de oxígeno</b>
<b>100 gramos de carbono</b>	→	<b>x gramos de oxígeno</b>

Despejando x:

$$x = \frac{2 \cdot 15,9994 \text{ gramos de oxígeno} \cdot 100 \text{ gramos de carbono}}{12,0107 \text{ gramos de carbono}}$$

Realizadas las operaciones:

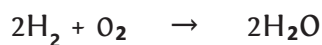
$$x = 266,41 \text{ gramos de oxígeno}$$

### Actividad 7: Reactivo límite

El reactivo límite es el reactante que se consume primero en una reacción química, por lo tanto limita los productos que se pueden producir con esas cantidades de reactivos.

#### Ejemplo 1

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?

Necesitamos 2 moléculas de H<sub>2</sub> por cada molécula de O<sub>2</sub>

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H<sub>2</sub> y 10 moléculas de O<sub>2</sub>.

La proporción requerida es de 2: 1

Pero la proporción que tenemos es de 1: 1



Es claro que el reactivo en exceso es el  $O_2$  y el reactivo limitante es el  $H_2$

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 15 moles de  $H_2$  con 5 moles de  $O_2$  entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de  $O_2$  reaccionan con 2 moles de  $H_2$ , entonces el número de moles de  $O_2$  necesarias para reaccionar con todo el  $H_2$  es 7,5, y el número de moles de  $H_2$  necesarias para reaccionar con todo el  $O_2$  es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El  $O_2$  es el reactivo limitante.

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es:

Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción.

El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.



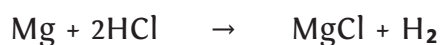
Observa el siguiente video. Toma nota de los aspectos más relevantes

A large rounded rectangular area with a vertical red margin line on the left and horizontal light blue lines for writing.



Blank lined area for writing.

 Luego de ver el video contesta las siguientes preguntas teniendo en cuenta la reacción vista en el video.



1. ¿En la reacción química que se dio en el Erlenmeyer con la bomba amarilla, cuál es el reactivo límite? Explica tu respuesta.



Blank lined area for writing.



2. ¿Cuál es el reactivo en exceso en la reacción química del erlenmeyer de la bomba amarilla? Argumenta tu respuesta.

Blank lined area for writing the answer to question 2.

3. ¿Identifica el reactivo en exceso de la reacción química del Erlenmeyer rojo ¿Cuántos moles del reactivo en exceso reaccionan y que cantidad en moles de éste queda sin reaccionar?

Blank lined area for writing the answer to question 3.

 Resuelve los siguientes problemas :

1. Interpretar en términos de moles y gramos los siguientes ejemplos.



Una mol de nitrógeno interacciona con 3 moles de oxígeno para producir 2 moles de amoníaco. Si se tienen 12 moles de hidrógeno con cuatro moles de nitrógeno, cuántas moles de amoníaco se produce.



Blank lined writing area for the student's response to the first question.

2. Si se tiene una mol de nitrógeno ésta representa 28g de este elemento, el cual interacciona con 6 gr de hidrógeno para producir 34g de amoníaco. ¿cuál es la relación estequiométrica de la reacción?

Blank lined writing area for the student's response to the second question.

### Actividad 8: Pureza de los reactivos y rendimiento

Resuelve junto con tu docente el siguiente ejemplo:

Rendimiento de una reacción se define como la cantidad de producto obtenido a partir de determinados reactivos. Este rendimiento puede clasificarse en dos tipos: el rendimiento teórico y el rendimiento real, el primero hace referencia a el rendimiento obtenido con ayuda de los cálculos químicos de gramos y moles, el real es el que se obtiene después de realizar la práctica de laboratorio.

Cuando se divide el con el real (lo que se obtuvo en el laboratorio) entre el rendimiento teórico (lo que debería obtenerse en el laboratorio) y se multiplica esa fracción por 100, obtenemos entonces el % de rendimiento.

Lo ideal de este valor seria un 100%, pero este nunca se obtiene.



 Después de observar el video realiza los siguientes cálculos de rendimiento:

Los cálculos teóricos para determinado producto en una reacción química da como resultado 50 g y en el laboratorio después de hacer la práctica se obtuvieron 45 g. Calcula el % de rendimiento.

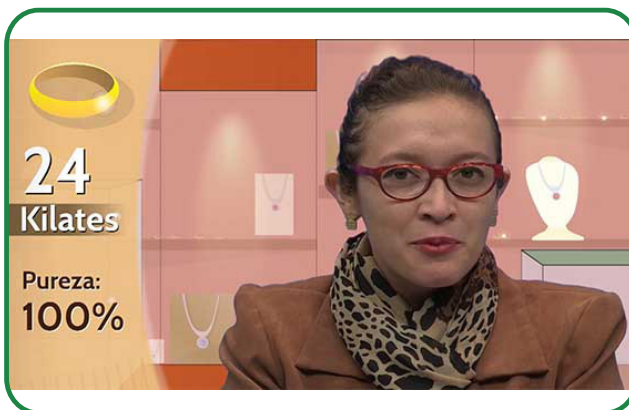
Para calcular el porcentaje de rendimiento ten en cuenta:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Masa del producto} \times 100}{\text{masa del producto teórico}}$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \underline{\hspace{2cm}} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \underline{\hspace{2cm}} \%$$

 Observa el video El anillo de bodas que trata sobre impurezas. Toma nota de los aspectos más relevantes y posteriormente contesta las preguntas relacionadas.



1. Escribe un texto en donde expliques por qué el error humano, los instrumentos de medida utilizados y las condiciones ambientales pueden influir en el rendimiento de una reacción.

---

---

---

---

---

---

---

---



Blank writing area with horizontal lines and a red margin line on the left.

2. ¿Porque es importante hacer un cálculo de impurezas antes de la reacción?

Blank writing area with horizontal lines and a red margin line on the left.

3. ¿Que problemas pueden generar las distintas impurezas en las empresas que trabajan con grandes cantidades de reactivos químicos?

Blank writing area with horizontal lines and a red margin line on the left.



4. ¿Qué cantidad de impurezas tendrá un anillo de 14 kilates que pesa 15 gramos?

Handwriting practice area for question 4, featuring a vertical red margin line on the left and six horizontal blue lines for text.

5. ¿Cuál es la razón de la dureza del oro de menor pureza?

Handwriting practice area for question 5, featuring a vertical red margin line on the left and six horizontal blue lines for text.

5. ¿Qué relación tendrá la pureza del oro con su conductividad y valor comercial?

Handwriting practice area for question 5, featuring a vertical red margin line on the left and six horizontal blue lines for text.



7. Investiga la pureza y propiedades de las siguientes aleaciones: Acero, Acero inoxidable, Alnico, Alpaca, Bronce, Latón, Peltre.

### Actividad 9 : Temas de interés para socialización

Junto con un grupo de compañeros escoge uno de los siguientes temas y prepara una exposición en donde se vea su aplicación en diferentes campos.

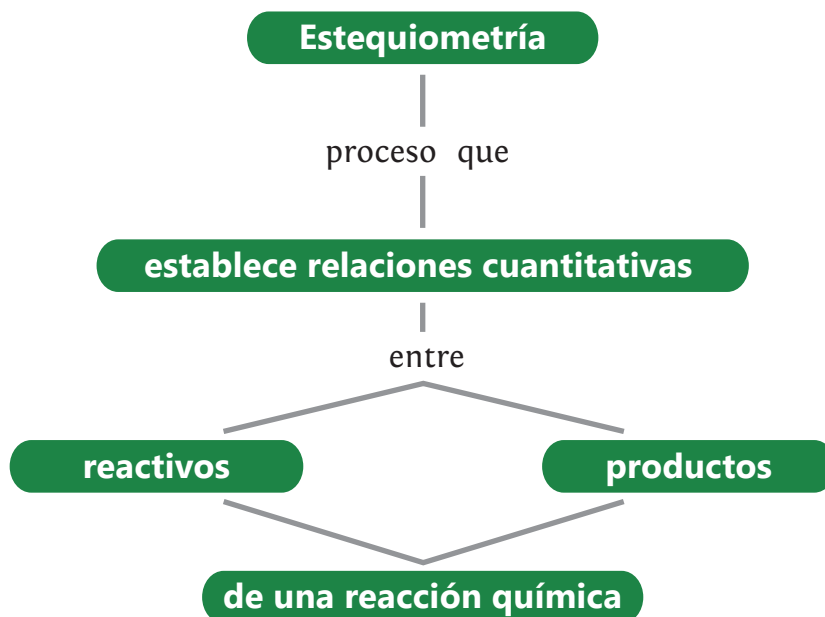
- Ley de la conservación de la materia
- Aplicación industrial de la conservación de la materia
- Cálculos de números de moléculas y masas moleculares en reactivos y productos
- Obtención industrial de minerales
- Purificación de reactivos

### Resumen

Los siguientes mapas conceptuales resumen la información suministrada durante todo el desarrollo de este objeto de aprendizaje.

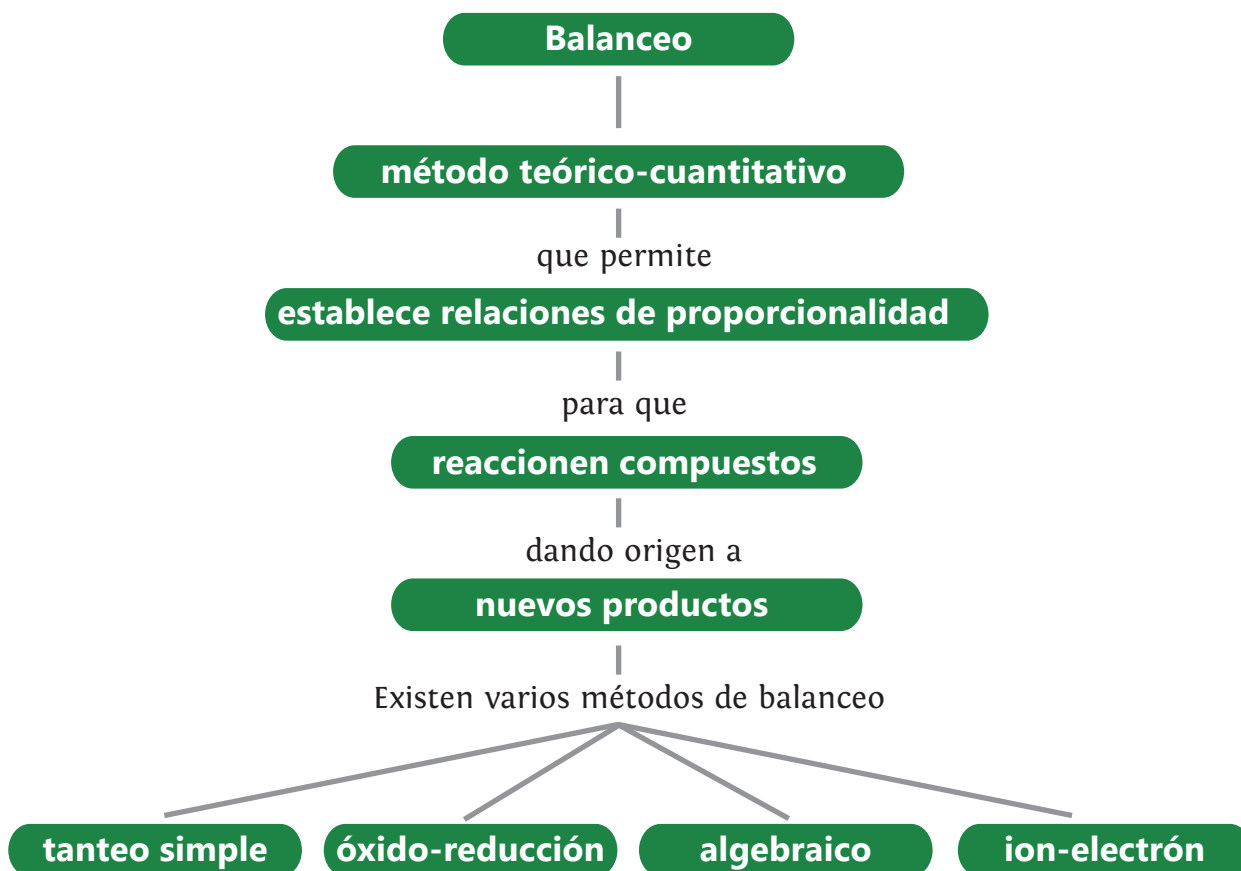
Ubica los siguientes términos dentro del mapa conceptual.

- Estequiometria
- Establece relaciones cuantitativas
- Reactivos
- Productos
- De una reacción química



Ubica los siguientes términos dentro del mapa conceptual.

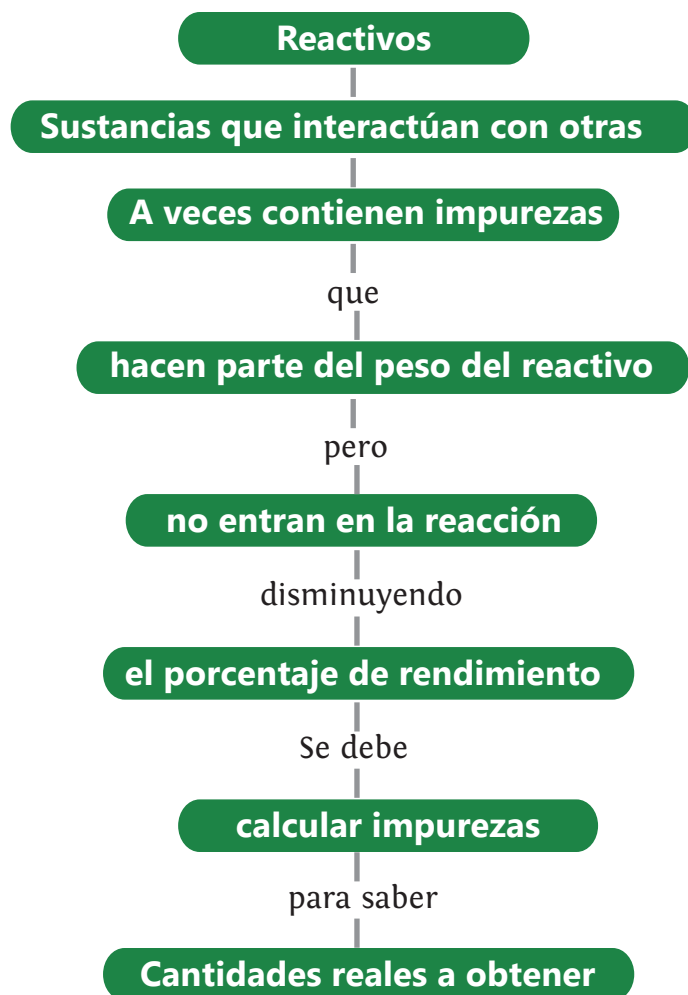
- a) Balanceo
- b) Tanteo simple
- c) Oxido reducción
- d) Algebraico
- e) Ion electrón



Ubica las siguientes palabras dentro del mapa conceptual.

- a) Reactivos
- b) Que
- c) Pero
- d) Disminuyendo
- e) Para saber
- f) Se debe





### Tarea

Al final de este objeto de aprendizaje podrás resolver problemas químicos relacionados con actividades de la vida cotidiana como el que se encuentran a continuación.

El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es un compuesto muy utilizado en una amplia variedad de procesos industriales. En este sentido, dicha materia prima es muy solicitada a los laboratorios de química. Para cumplir con esta solicitud los químicos combinan cantidades del elemento nitrógeno con el hidrógeno de acuerdo a una proporción estequiométrica como lo representa la siguiente ecuación química:



1. Balancea la ecuación química.
2. Interpreta a nivel submicroscópico (átomos, moléculas) y macroscópico (moles y gramos) la ecuación química que representa la síntesis del amoníaco. Además, expresa por escrito dicha interpretación.
3. Si se tienen 12 moles de hidrógeno con cuatro moles de nitrógeno, cuántas moles de amoníaco se produce. ¿Qué cantidad de reactivo en exceso reacciona con el reactivo límite?
4. ¿Para producir 300 g de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), cuántos gramos de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) e hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) se requieren poner a interaccionar?

### Lista de referencias

Garriz , A., & Rincón, C. (1997). Valencia y números de oxidación. Corolario para docentes. PROFESORES AL DÍA [QUÍMICA GENERAL], 130 - 140.

Martínez Delgado, J. E. (2015, Marzo 9). Propuesta metodológica para mejorar el aprendizaje del tema de electroquímica en estudiantes de 10 grado de la Institución Educativa Cañaveral a través del estudio de sus ideas previas. Retrieved from Biblioteca digital Universidad Nacional : <http://www.bdigital.unal.edu.co/12029/1/8411511.2013.pdf>

