



*Apuntes semana 4*

# Ecuaciones químicas y estequiometría

Química y medio ambiente

*Unidad 2: Relaciones de masas en  
las reacciones químicas*



UNIVERSIDAD  
AUTÓNOMA  
DE CHILE

MÁS UNIVERSIDAD

## Contenido

CONTENIDO.	2
INTRODUCCIÓN.	3
ECUACIONES QUÍMICAS.	4
ESTEQUIOMETRÍA.	8
CONCLUSIONES	18
REFERENCIAS.	19

## Introducción

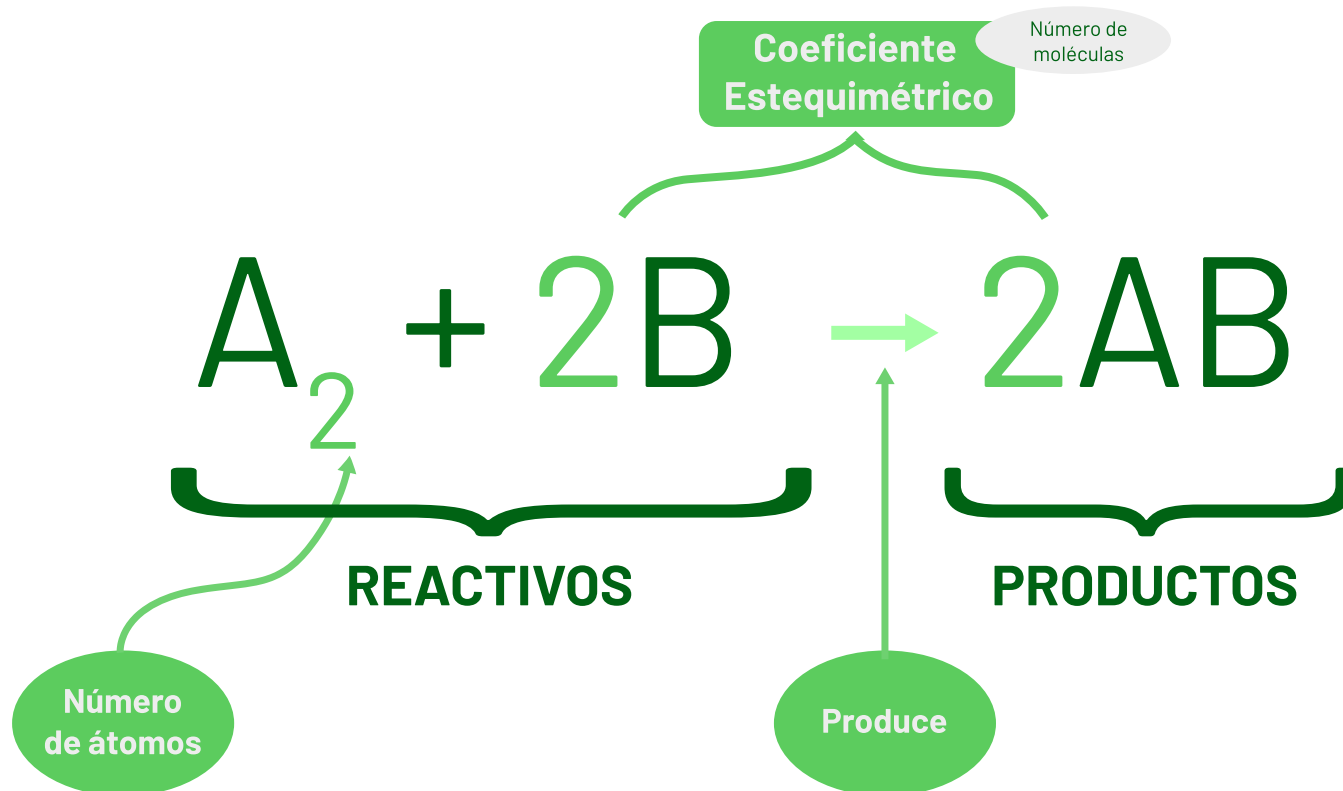
En esta unidad se estudiarán dos temas muy relevantes en la química: las ecuaciones químicas y la estequiometría. Ambos conceptos son fundamentales para comprender cómo se producen las reacciones químicas y cómo se pueden predecir los resultados de dichas reacciones. A través de un enfoque claro y asequible, se busca transformar estos temas, a veces intimidantes, en conceptos manejables y sencillos de entender, proporcionando una base sólida en estas áreas fundamentales de la química.

Las ecuaciones químicas son esenciales para describir las reacciones químicas, mostrando cuáles son los reactantes y cuáles son los productos en una reacción dada. Se tendrá una visión detallada de cómo se escriben y se balancean las ecuaciones químicas, y de cómo estas representaciones nos permiten prever las reacciones químicas.

Por su parte, la estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas. Este apunte busca apoyar cómo se pueden utilizar los coeficientes en las ecuaciones químicas para predecir la cantidad de reactantes necesarios o productos formados en una reacción. A través de la exploración de estos conceptos, los estudiantes comprenderán de mejor manera los principios que rigen las reacciones químicas y así aplicar estos conocimientos en contextos prácticos.

## Ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas son representaciones simbólicas de una reacción química. Las ecuaciones químicas describen las sustancias que reaccionan (reactivos) y las sustancias que se producen (productos), en una reacción química (Chang, 2002).



Algunos elementos de una ecuación química son:

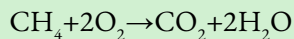
- **Reactivos:** son las sustancias que se combinan o se descomponen para formar otros compuestos. Estos se encuentran a la izquierda de la flecha ( $\rightarrow$ ) en la ecuación química.
- **Productos:** son los compuestos que se forman a partir de los reactivos. Estos se encuentran a la derecha de la flecha ( $\rightarrow$ ) en la ecuación química.
- **Coeficientes:** son los números que se colocan delante de los símbolos de las sustancias para indicar la cantidad de moléculas o átomos de cada sustancia involucrada en la reacción.
- **Flecha ( $\rightarrow$ ):** indica la dirección en la que ocurre la reacción química, es decir, de los reactivos a los productos.
- **Condiciones de la reacción:** pueden incluir información como la temperatura, la presión y el catalizador utilizado para la reacción.
- **Balanceo de la ecuación:** es la igualdad de la cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación química.

Es importante considerar que todas estas partes deben estar presentes y correctamente escritas en una ecuación química para que sea válida y represente, de manera precisa, la reacción química.

## Escritura de una ecuación química.

En una ecuación química, los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha ( $\rightarrow$ ) y los productos a la derecha. Los coeficientes que se encuentran delante de los símbolos de las sustancias indican la cantidad de moléculas o átomos de cada sustancia involucrada en la reacción.

**Ejemplo: la ecuación química de la reacción de combustión del metano es:**



**En esta ecuación:**

- $\text{CH}_4$  representa el metano.
- $\text{O}_2$  representa el oxígeno molecular
- $\text{CO}_2$  representa el dióxido de carbono.
- $\text{H}_2\text{O}$  representa el agua.

El coeficiente "2" delante del  $\text{O}_2$  indica que se necesitan dos moléculas de oxígeno molecular para que la reacción tenga lugar, mientras que el "2" del  $\text{H}_2\text{O}$  representa la formación de dos moléculas de agua.

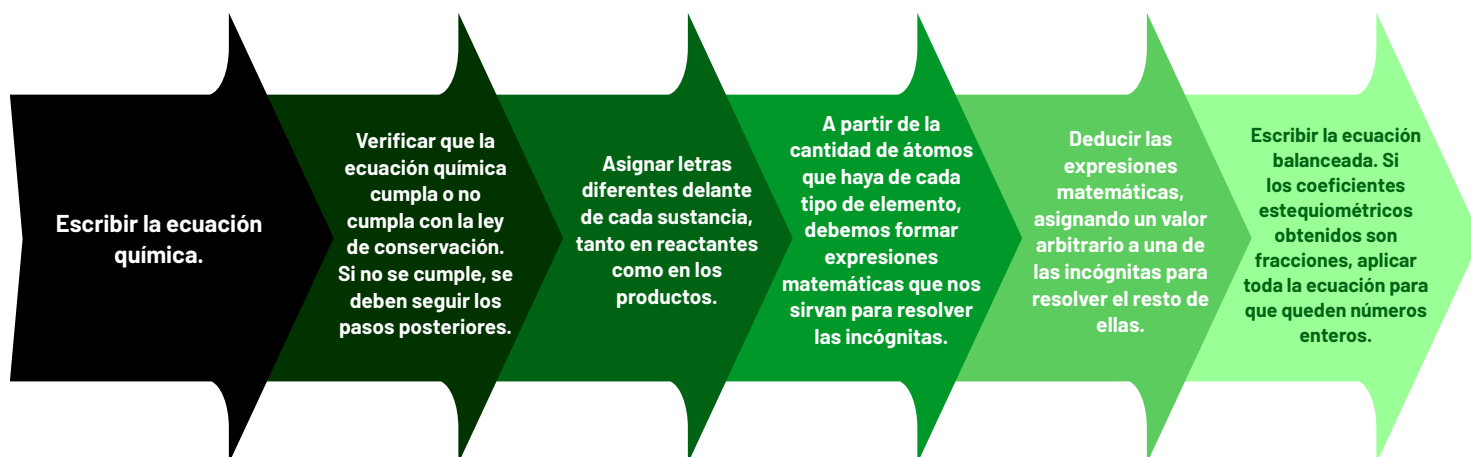
Es importante recordar que las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, lo que significa que la cantidad de átomos de cada elemento debe ser igual en los reactivos y en los productos. Esto se logra ajustando los coeficientes de la ecuación para que los números de átomos sean iguales en ambos lados de la flecha.

## Balanceo de ecuaciones químicas.

El balanceo de ecuaciones químicas es el proceso de ajustar los coeficientes de una ecuación química para que la cantidad de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. El objetivo del balanceo es asegurar que se cumpla la ley de conservación de la masa, que establece que la cantidad total de masa en un sistema cerrado se mantiene constante en una reacción química.

Existen diferentes métodos para balancear una ecuación química, que se describen a continuación.

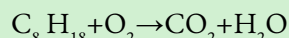
**El método algebraico** para balancear una ecuación química se basa en la resolución de un sistema de ecuaciones lineales, donde cada ecuación representa el balance de los átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación química. Los pasos para balancear una ecuación química mediante el método algebraico son los siguientes:



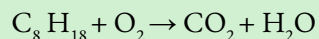
**Figura 1:** Pasos del método algebraico para el balanceo de ecuaciones. Elaboración Propia

**Ejemplo:** el combustible utilizado en muchos automóviles tiene como componente principal el octano ( $C_8H_{18}$ ), que se quema en presencia de oxígeno ( $O_2$ ), produciendo una combustión completa que da como producto dióxido de carbono ( $CO_2$ ) y agua ( $H_2O$ ).

**Paso 1:** escribir la ecuación química .



**Paso 2:** verificar que la ecuación cumpla o no con la ley de la conservación.

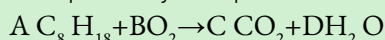


**Conclusión:**

Elemento	Reactantes	Productos
C	8	1
H	18	2
O	2	3

En este caso, la cantidad total de átomos de C, H y O en reactantes y productos es diferente, por ende, se confirma que esta ecuación química no cumple con la ley de la conservación de la masa.

**Paso 3:** asignar letras delante de cada compuesto y/o especie.



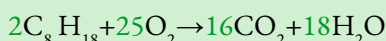
**Paso 4:** ahora, para deducir las expresiones matemáticas, se recomienda disponer los datos en una tabla en la que se muestren los átomos que participan en la reacción, su cantidad y la letra que fue asociada en el paso anterior.

Elemento	Reactantes	Productos	Igualdad
Carbono	$8 \cdot A$	C	$8 \cdot A = C$
Hidrógeno	$18 \cdot A$	$2 \cdot D$	$18 \cdot A = 2D$ $9 \cdot A = D$
Oxígeno	$2 \cdot B$	$2 \cdot C + D$	$2 \cdot B = 2 \cdot C + D$

**Paso 5:** para realizar este paso, puedes considerar asignarle un valor arbitrario a aquella incógnita que permita resolver la mayor cantidad de igualdades. En este caso, podemos definir  $A=2$ . De esta manera:

Elemento	Reactantes	Productos	Igualdad
Carbono	$8 \cdot A = C$	$8 \cdot 2 = C$	$C = 16$
Hidrógeno	$9 \cdot A = D$	$9 \cdot 2 = D$	$D = 18$
Oxígeno	$2 \cdot B = 2 \cdot C + D$	$2 \cdot B = 2 \cdot 16 + 18$	$B = 25$

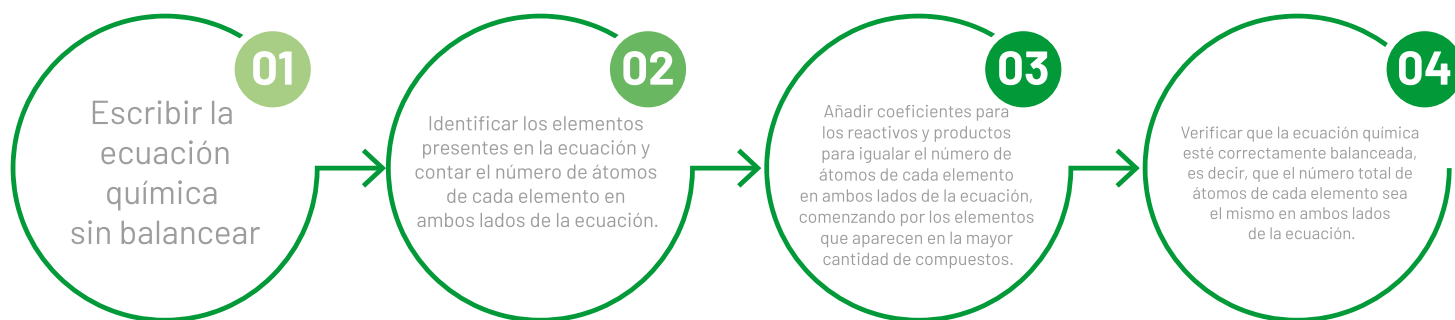
**Paso 6:** escribimos la ecuación reemplazando las letras con los números obtenidos.



**Paso 7:** comprobar que se cumpla con la ley de conservación de masa.

En ambos lados de la ecuación hay 16 carbonos, 36 hidrógenos y 50 oxígenos cumpliéndose así la ley de la conservación de la masa.

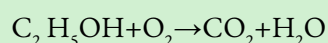
**El método por tanteo** es una técnica de balanceo de ecuaciones químicas que implica adivinar los coeficientes necesarios para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Los pasos para balancear una ecuación química mediante el método por tanteo son los siguientes:



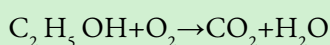
**Figura 2:** Pasos del método por tanteo para el balanceo de ecuaciones.

**Ejemplo:** balancear la ecuación química de la reacción de combustión del etanol:

**Paso 1:** escribir la ecuación química

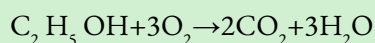


**Paso 2:** se identifican los elementos y el número de átomos de cada lado de la ecuación química.



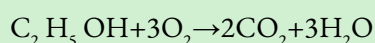
Elementos	Reactantes	Productos
C	2	1
H	6	2
O	1 + 2	2 + 1

**Paso 3:** asignar coeficientes a los reactivos que, multiplicados, permitan balancear cada uno de los elementos presentes en la ecuación:



$\text{C} = 2$	$\text{C} = 1 \cdot 2 = 2$
$\text{H} = 6$	$\text{H} = 2 \cdot 3 = 6$
$\text{O} = 1 + 2 \cdot 3$	$\text{O} = 2 \cdot 2 + 1 \cdot 3 = 6$

**Paso 4:** verificar que la ecuación química esté correctamente balanceada:





## Estequiometría.

La estequiometría es la rama de la química que se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química. En otras palabras, la estequiometría es el cálculo de las cantidades de reactivos necesarias para obtener una cantidad determinada de producto, y viceversa.

Según Chang (2002), la estequiometría se basa en la ley de conservación de la masa, que establece que, en una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. A partir de esta ley, se pueden calcular las cantidades de reactivos y productos que participan en una reacción química.

### Concepto de mol.

Un mol es la unidad básica de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional de Unidades (SI). Un mol se define como la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12g de carbono 12.

La constante de Avogadro, que se expresa como  $6,022 \cdot 10^{23}$ , es el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) presentes en un mol de cualquier sustancia. Esta constante es una de las constantes fundamentales de la física y de la química, siendo esencial para relacionar la cantidad de sustancia con la cantidad de entidades elementales.

El concepto de mol es fundamental en la química, porque permite medir y relacionar la cantidad de sustancia, la masa y el número de partículas de una sustancia determinada. También es esencial para la estequiometría, pues permite establecer relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos de una reacción química, junto con calcular las cantidades necesarias de cada sustancia para obtener una cantidad determinada de producto.

Para determinar el mol de una sustancia, es necesario conocer la masa de esta y su peso molecular (o masa molar). A partir de estos datos, se puede calcular la cantidad de sustancia en moles utilizando la siguiente fórmula:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$n$  = cantidad de sustancia (mol)  
 $m$  = masa de la especie (g)  
 $MM$  = masa molecular (g/mol)

**Ejemplo:** si se tienen 5 g de cloruro de sodio (NaCl), cuyo peso molecular es de 58,44 g/mol, se puede calcular la cantidad de sustancia en moles de la siguiente manera:

$$n = \frac{5\text{g}}{58,44\text{g/mol}} = 0,0854 \text{ mol}$$

Es importante recordar que el peso molecular de una sustancia se calcula sumando las masas atómicas de todos los átomos presentes en la molécula, y que esta información se puede encontrar en la tabla periódica de los elementos.



### Ley de conservación de la masa.

La ley de la conservación de la masa establece que, en una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Esto significa que la cantidad total de materia en un sistema cerrado se mantiene constante antes y después de una reacción química (Petrucchi, 2011).

La ley de la conservación de la masa es una de las leyes fundamentales de la química, y se basa en la idea de que la materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma. En una reacción química, los átomos de los reactivos se reordenan para formar los productos, pero la masa total de los átomos no cambia.

Esta ley es esencial en la estequiometría, porque permite establecer relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos de una reacción química, junto con calcular las cantidades necesarias de cada sustancia para obtener una cantidad determinada de producto.

### Relaciones estequiométricas.

Las relaciones estequiométricas son las proporciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química. Estas relaciones estequiométricas se establecen a partir de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, que indican el número de moles de cada sustancia que intervienen en la reacción.

Las relaciones estequiométricas son fundamentales en la estequiometría, porque permiten calcular las cantidades de reactivos y productos necesarios para provocar una reacción química con una eficiencia máxima. Al conocer las relaciones estequiométricas, es posible determinar la cantidad de un reactivo que se necesita para obtener una cantidad determinada de producto, o la cantidad de producto que se obtendrá a partir de una cantidad determinada de reactivo.

En la estequiometría, también se utilizan las relaciones estequiométricas para realizar cálculos estequiométricos y resolver problemas relacionados con la cantidad de sustancias involucradas en una reacción química. Por ejemplo, si se sabe la cantidad de un reactivo que se tiene, se puede calcular la cantidad de otro reactivo necesario para generar una reacción química completa.

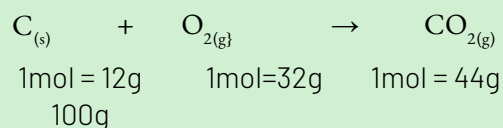
### Reactivos de una reacción química: reactivo limitante y reactivo en exceso.

Los cálculos estequiométricos permiten determinar las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química. Para realizar estos cálculos, es necesario conocer la ecuación química balanceada, las masas molares de los reactivos y productos, así como las unidades de medida de las cantidades involucradas.

Cuando los reactivos de una reacción están en cantidades proporcionales a sus coeficientes estequiométricos, se dice que los reactivos están en proporciones estequiométricas, o la reacción tiene lugar en condiciones estequiométricas. Ambas expresiones tienen el mismo significado. En estas condiciones, si la reacción es completa, todos los reactivos se consumirán dando las cantidades estequiométricas de productos correspondientes.

**Ejemplo:** ¿Qué cantidad de oxígeno es necesaria para reaccionar con 100 g de carbono produciendo dióxido de carbono? Sabiendo que masa atómica relativa del oxígeno O= 16g/mol. Masa atómica relativa del carbono = 12g/mol.

La ecuación química que representa la reacción química es:

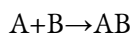


Entonces, para determinar la masa de oxígeno, podemos realizar la siguiente operación:

$$m_{\text{O}_2} = 100\text{g C} \cdot \frac{32\text{g O}_2}{12\text{g C}} = 266,6\text{g O}_2$$

El reactivo limitante es el reactivo que, en una reacción química determinada, informa o limita, la cantidad de producto formado, y provoca una concentración específica o limitante. Cuando una ecuación está balanceada, la estequiometría se emplea para saber la cantidad de materia (mol) de un producto obtenido a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de cantidad de materia (mol) entre el reactivo y producto se obtiene de la ecuación balanceada.

Dada la siguiente ecuación balanceada:



En este ejemplo, la relación estequiométrica indica que 1 mol de A reacciona con 1 mol de B, para dar 1 mol de AB. Si se ponen a reaccionar 3 moles del gas A con 5 moles del gas B, como máximo se pueden obtener 3 moles del producto AB y quedará un exceso de 2 moles de B.



Generalmente, cuando se efectúa una reacción química, los reactivos no se encuentran en cantidades estequiométricamente 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, porque 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.

En el ejemplo propuesto, A es el reactivo limitante y B el reactivo que está en exceso.

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

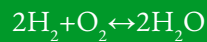
Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo limitante consiste en calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción. El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

Regla práctica para evaluar el reactivo limitante (RL) y el reactivo en exceso (RE): para cada reactante, se plantea la siguiente proporción:

$$\text{Reactivo limitante} = \frac{\text{Cantidad de reactivo}}{\text{Cantidad obtenida de la ecuación química}}$$

- La cantidad menor en la relación es para el reactivo limitante y todos los cálculos se hacen con él.
- La mayor relación es para el R.E.

**Ejemplo:** dada la siguiente reacción:

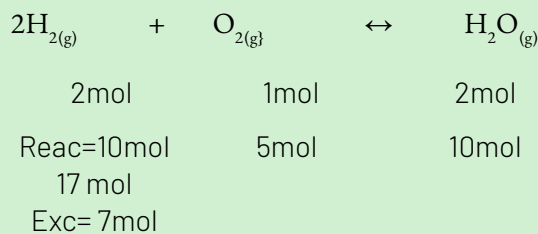


Se hacen reaccionar en el laboratorio 5 moles de  $\text{O}_2$  con 17 mol de  $\text{H}_2$ , la estequiometría de la reacción indica:

- Que 1 mol de  $\text{O}_2$  reacciona con 2 moles de  $\text{H}_2$ .
- Si se hacen reaccionar 5 moles de  $\text{O}_2$  con 17 moles de  $\text{H}_2$ .

Entonces:

- 5 moles de  $\text{O}_2$  reaccionarán con el doble de moles de hidrógeno, 10 moles de  $\text{H}_2$ .
- Y el resto de  $\text{H}_2$ , es decir 7 mol será el exceso.



En conclusión:

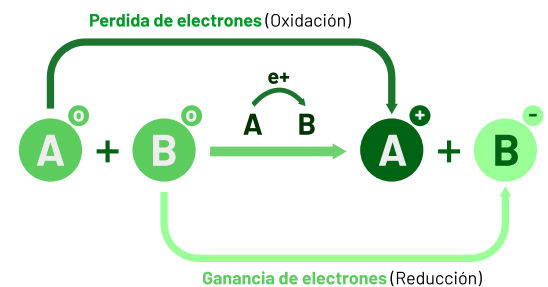
- El  $\text{O}_2$  es el reactivo limitante.
- El  $\text{H}_2$  es el reactivo en exceso.

### Reacciones redox.

Las reacciones redox, también conocidas como reacciones de oxidación-reducción, son procesos químicos en los que se produce una transferencia de electrones entre especies químicas. En una reacción redox, una especie química pierde electrones (se oxida), y otra especie química gana electrones (se reduce).

Las reacciones redox se pueden identificar por cambios en el estado de oxidación de los átomos implicados, así como por la transferencia de electrones. Las reacciones redox se pueden equilibrar mediante la asignación de números de oxidación a los átomos y el balanceo de electrones y átomos en las ecuaciones químicas.

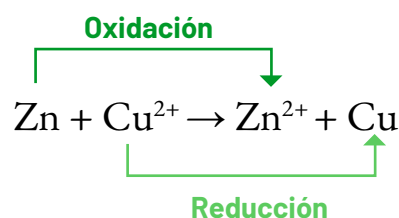
### Reacción Redox



**Procesos que ocurren en una reacción redox.**

**La oxidación** es un proceso químico en el que una sustancia pierde electrones, aumentando su estado de oxidación. En la oxidación, los átomos de una sustancia pierden electrones y pueden perder hidrógenos, ganar oxígenos o perder electrones en un enlace covalente con un átomo más electronegativo.

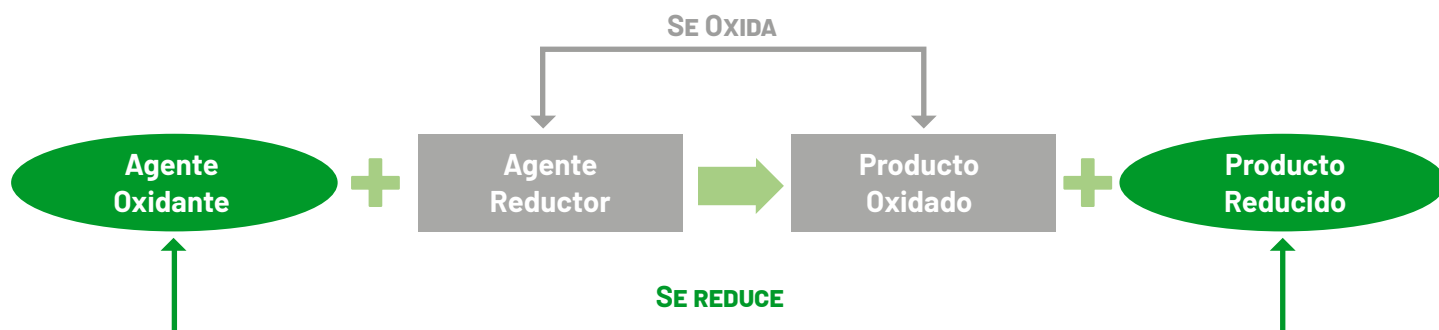
**La reducción** es el proceso contrario, en el que una sustancia gana electrones, disminuyendo su estado de oxidación. En la reducción, los átomos de una sustancia ganan electrones y pueden ganar hidrógenos, perder oxígenos o ganar electrones en un enlace covalente con un átomo menos electronegativo.



Destaquemos que la oxidación y la reducción siempre ocurren simultáneamente en una reacción redox. En esta, existen dos especies químicas involucradas conocidas como agentes reductores y agentes oxidantes.

**El agente reductor** es una especie química que dona electrones y se oxida durante la reacción redox. En otras palabras, el agente reductor pierde electrones y se convierte en una especie química con un estado de oxidación más elevado. Es el compuesto que reduce al otro compuesto, al ceder electrones.

**El agente oxidante** es una especie química que acepta electrones y se reduce durante la reacción redox. En otras palabras, el agente oxidante gana electrones y se convierte en una especie química con un estado de oxidación más bajo. Es el compuesto que oxida al otro compuesto, al recibir electrones.



**Figura 3:** Proceso de óxido reducción de una reacción química. Elaboración Propia.

### Estado de oxidación.

El estado de oxidación es una medida de la carga eléctrica que tendría un átomo si todos los electrones compartidos en sus enlaces covalentes estuvieran asignados al átomo más electronegativo. En otras palabras, es el número de electrones que un átomo comparte o gana/perdida en un compuesto, lo que le permite evaluar su capacidad para ceder o aceptar electrones en una reacción química.

El estado de oxidación se puede asignar a un átomo en un compuesto según las siguientes reglas generales:

Regla	Ejemplo
El número de oxidación de los elementos o moléculas neutras es cero. Por ejemplo: metales sólidos (Fe, Cu, Zn...), moléculas (O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> ).	$\frac{0}{\text{Fe}}$ ; $\frac{0}{\text{O}_2}$
Un ion monoatómico tiene un número de oxidación igual a su carga. Por ejemplo, el número de oxidación del Cu <sup>2+</sup> es 2+, y el número de oxidación del Br <sup>-</sup> es -1.	$\frac{+3}{\text{Fe}^{3+}}$ ; $\frac{-5}{\text{Cl}^{5-}}$
El estado de oxidación del hidrógeno en la mayoría de los compuestos es +1, y en los hidruros metálicos es -1.	$\frac{+1}{\text{HCl}}$ ; $\frac{-1}{\text{NaH}}$
El estado de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos es -2, excepto en los peróxidos, donde puede ser -1.	$\frac{-2}{\text{H}_2\text{O}}$ ; $\frac{-1}{\text{Na}_2\text{O}_2}$
Cuando se combinan con otros elementos, los metales alcalinos (grupo 1A) siempre tienen un número de oxidación +1, mientras que los metales alcalinotérreos (grupo 2A) siempre tienen un número de oxidación de +2.	$\frac{+1}{\text{Li}_2\text{O}}$ ; $\frac{+2}{\text{CaO}}$
El flúor tiene un número de oxidación -1 en todos sus compuestos.	$\frac{-1}{\text{HF}}$
Los halógenos cloro, yodo y bromo, tienen número de oxidación -1, excepto cuando se combinan con oxígeno.	$\frac{+7}{\text{Cl}_2\text{O}_7}$ ; $\frac{-1}{\text{HCl}}$
En un compuesto neutro, la suma de los estados de oxidación de todos los átomos es cero y, en un ion, la suma de los estados de oxidación de todos los átomos es igual a su carga.	$\frac{2-2=0}{\text{Li}_2\text{O}}$ ; $\frac{5-6=-1}{\text{NO}_3^{-}}$

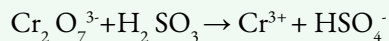
**Tabla 1:** Reglas para conseguir el estado de oxidación de los elementos.

El estado de oxidación es útil para balancear ecuaciones químicas, identificar reacciones redox y predecir la reactividad de los compuestos en función de su capacidad para ceder o aceptar electrones.

### Balance método de Ion electrón.

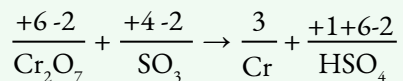
#### Ejemplo: balanceo método ion-electrón

**Paso 1:** se escribe una reacción desequilibrada

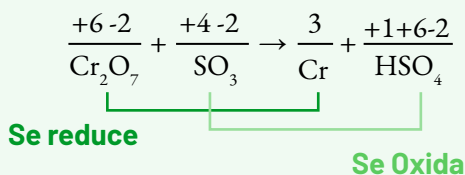


**Paso 2:** se divide la reacción redox a las semirreacciones

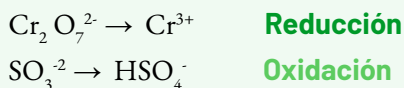
a) Se determinan los números de la oxidación de cada átomo respectivo.



b) Se identifican los pares redox en la reacción.

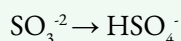
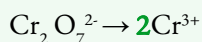


c) Se combinan los pares redox en dos semirreacciones



**Paso 3:** se equilibran los átomos en las semirreacciones.

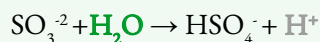
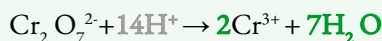
a) Se equilibran todos los átomos excepto del H y del O



b) Se equilibran los átomos del oxígeno añadiendo  $\text{H}_2\text{O}$

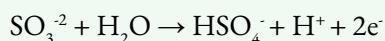


c) Se equilibran los átomos del hidrógeno añadiendo el ion  $\text{H}^+$

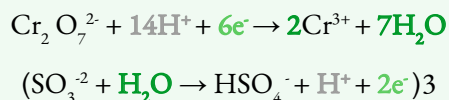


\*En el medio de base, se añade un  $\text{OH}^-$  respectivo, a cada lado, para cada  $\text{H}^+$

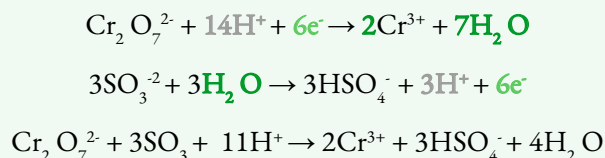
**Paso 4:** se equilibran las cargas añadiendo  $e^-$



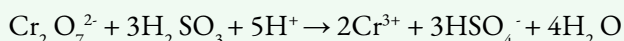
**Paso 5:** se iguala el número de los electrones perdidos y recibidos en las semirreacciones



**Paso 6:** se suman las semirreacciones



**Paso 7:** se acorta la ecuación

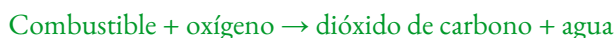


**\*Y, al final, siempre se verifica el equilibrio de las cargas y de los elementos**

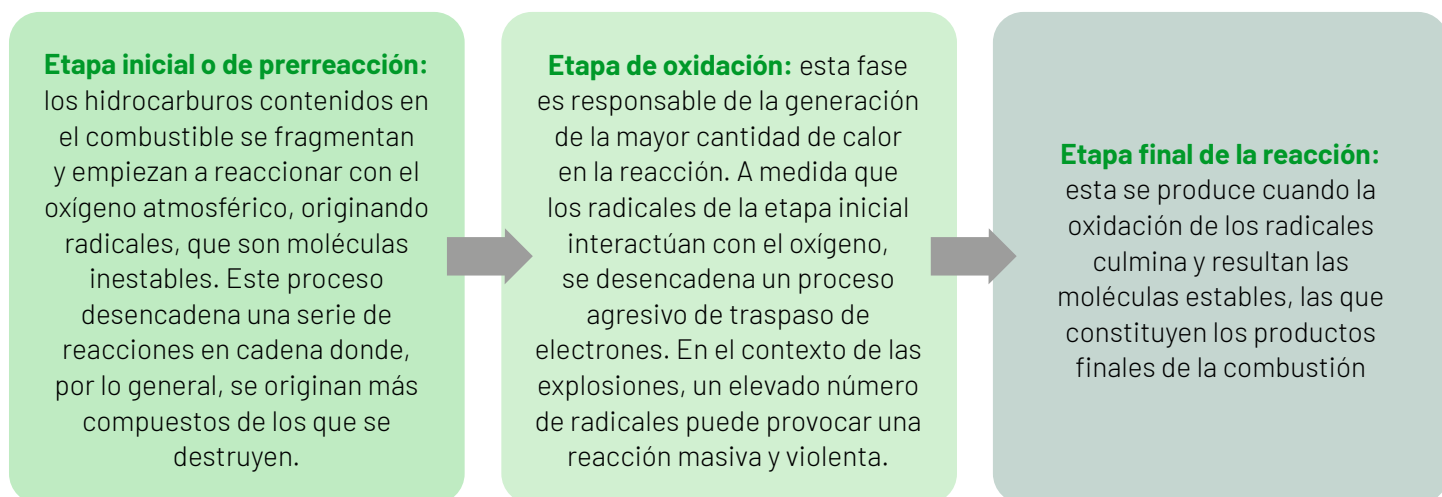
### Reacciones de combustión.

Las reacciones de combustión son aquellas en las que un compuesto orgánico e inorgánico reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Estas reacciones son altamente exotérmicas, lo que significa que liberan una gran cantidad de energía en forma de calor y luz.

La fórmula general de una reacción de combustión es:



Los procesos de combustión comprenden en realidad un conjunto de reacciones químicas rápidas, las que ocurren de forma simultánea. A cada una de estas reacciones se les puede llamar etapa o fase. Las tres etapas fundamentales de la combustión son:



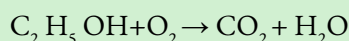
**Figura 4:** Proceso de la combustión. Basado en Chang (2002).



### Existen tres tipos de combustión:

- **Combustiones completas o perfectas:** estas reacciones se producen cuando el material combustible se oxida completamente, resultando en la formación de otros compuestos oxigenados, como el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) o dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).
- **Combustiones estequiométricas o neutras:** se refiere a las combustiones ideales completas, que utilizan la cantidad exacta de oxígeno necesaria para la reacción. Por lo general, estas reacciones ocurren en el entorno controlado de un laboratorio.
- **Combustiones incompletas:** son las reacciones en las que se generan compuestos que no se oxidaron completamente en los gases resultantes de la combustión. Tales compuestos pueden ser monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ), hidrógeno, partículas de carbono, entre otros.

#### Ejemplo de la combustión del etanol:



Esta reacción libera una gran cantidad de energía, lo que la hace útil como fuente de combustible en motores de combustión interna, así como en la producción de energía eléctrica en centrales eléctricas.

### Rendimiento de reacción.

El rendimiento, también referido como rendimiento químico y rendimiento de reacción, es la cantidad de producto obtenido en una reacción química. El rendimiento absoluto puede ser dado como la masa en gramos o en moles. En tanto, el rendimiento porcentual, que sirve para medir la efectividad de un procedimiento de síntesis, es calculado al dividir la cantidad de producto obtenido en moles por el rendimiento teórico en moles.

$$\% \text{Rendimiento} = 100 * \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}}$$

Uno o más reactivos en una reacción química suelen ser usados en exceso. El rendimiento teórico es calculado basado en la cantidad molar del reactivo limitante, considerando la estequiometría de la reacción. Para el cálculo, se suele asumir que hay una sola reacción involucrada.

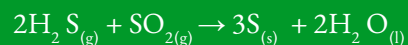
La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico. A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad.

Rendimiento de la reacción  $\leq$  Rendimiento teórico

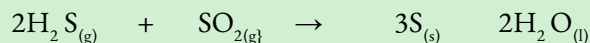
Razones de este hecho:

- Es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado.
- La recuperación del 100% del producto obtenido es prácticamente imposible.

**Ejemplo:** si se ponen a reaccionar 6,8 g de  $\text{H}_2\text{S}$  con exceso de  $\text{SO}_2$ , según la siguiente reacción, se producen 8,2 g de azufre. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción? (masas atómicas:  $\text{H}=1,00\text{g/mol}$ ,  $\text{S}=32,00\text{g/mol}$ ,  $\text{O}=16,00\text{g/mol}$ ).



En esta reacción, 2 moles de  $\text{H}_2\text{S}$  reaccionan para dar 3 moles de S. 1º) Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de  $\text{H}_2\text{S}$ .



$$\begin{array}{ccccccc} 2\text{mol}=2 \cdot 34\text{g} & 1\text{mol} & 3\text{mol}=3 \cdot 32\text{g} & 2\text{mol} & & & \\ 6,8\text{g} & & ?\text{g} & & & & \end{array}$$

$$m_s = 6,8 \text{ gH}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{S}}}{34\text{g}_{\text{H}_2\text{S}}} \cdot \frac{3 \text{ mol}_s}{2\text{mol}_{\text{H}_2\text{S}}} \cdot \frac{32\text{g}_s}{1\text{mol}_s} = 9,6 \text{ g}_s$$

Se divide la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica, y se multiplica por 100.

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{8,2 \text{ g}}{9,6 \text{ g}} \times 100 = 85,4\%$$

## Conclusiones

Los contenidos abordados durante este apunte han servido para entender las proporciones y relaciones cuantitativas que rigen los procesos químicos. Comenzando con las ecuaciones químicas, la habilidad de escribir y balancear ecuaciones es fundamental, ya que estas ecuaciones representan de forma simbólica las transformaciones de la materia. Los métodos algebraicos y de tanteo ofrecen herramientas para asegurar que estas ecuaciones sean representaciones fieles de las reacciones reales, respetando la ley de conservación de la masa.

El concepto del mol, junto con las relaciones estequiométricas, brinda una perspectiva cuantitativa de cómo los reactivos y productos se relacionan entre sí en una reacción química. Estas herramientas permiten predecir con precisión las cantidades de sustancias involucradas, identificar el reactivo limitante y, por ende, optimizar los procesos industriales. Además, al adentrarse en temas como las reacciones redox, los estados de oxidación y las reacciones de combustión, se han proporcionado las bases para comprender y manejar una amplia variedad de reacciones químicas que son fundamentales en la industria.

El estudio de estas relaciones de masas en las reacciones químicas es de vital importancia para la Ingeniería Industrial. No solo proporciona el conocimiento teórico necesario para entender las transformaciones químicas, sino que también aporta con herramientas prácticas para mejorar el rendimiento, la eficiencia y la sostenibilidad de los procesos productivos. Estas competencias son esenciales para garantizar la innovación y la excelencia en cualquier ámbito industrial relacionado con la química.

## Referencias

Brown, T. Lemay, H. Bursten, B. (2004). Química. La ciencia central. Novena edición. México. Pearson Educación.

Chang. R. (2002). Química. Séptima edición. México. McGraw Hill.

Petrucci, R. Herring, F. (2011). Química general. Octava edición. México. Pearson Hall.

Rodríguez, R. (2017). Fundamento de la química general. Ecuador. Universidad Estatal de la Península de Santa Elena.