

# Química Unidad 2

Química, la ciencia del cambio y las transformaciones en la vida cotidiana

Prof. Daniel Muñoz  
daniel.munoz3@mail.udp

7 de abril de 2025

# ¿Qué es un cambio químico?

- Diferencia entre cambio físico y cambio químico
- Evidencias de un cambio químico:
  - Cambio de color



**Figura:** Diferencia entre cambios físicos y químicos

# ¿Qué es un cambio químico?

- Diferencia entre cambio físico y cambio químico
- Evidencias de un cambio químico:
  - Cambio de color
  - Formación de gas



**Figura:** Diferencia entre cambios físicos y químicos

# ¿Qué es un cambio químico?

- Diferencia entre cambio físico y cambio químico
- Evidencias de un cambio químico:
  - Cambio de color
  - Formación de gas
  - Liberación o absorción de energía



Figura: Diferencia entre cambios físicos y químicos

# ¿Qué es un cambio químico?

- Diferencia entre cambio físico y cambio químico
- Evidencias de un cambio químico:
  - Cambio de color
  - Formación de gas
  - Liberación o absorción de energía
  - Formación de precipitado



**Figura:** Diferencia entre cambios físicos y químicos

# Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

## ■ Oxidación del hierro



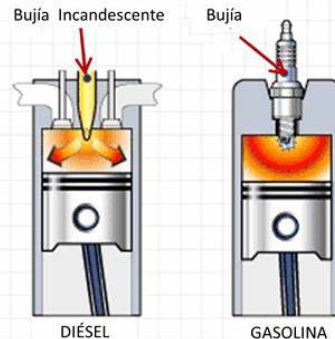
# Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

- Oxidación del hierro
- Digestión de los alimentos



# Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

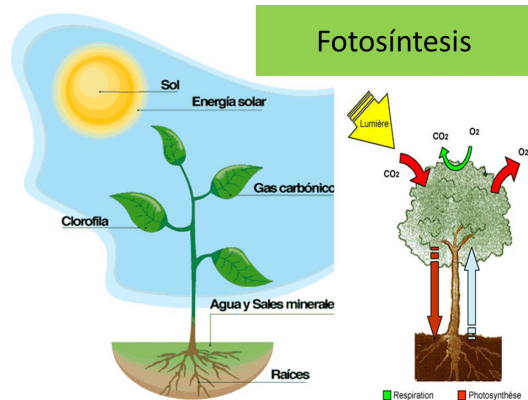
- Oxidación del hierro
- Digestión de los alimentos
- Combustión de gasolina





# Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

- Oxidación del hierro
- Digestión de los alimentos
- Combustión de gasolina
- Fotosíntesis



# Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química

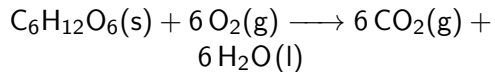


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

# Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química
- Elementos clave:

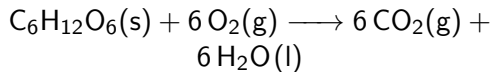


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

# Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química
- Elementos clave:
  - Reactantes

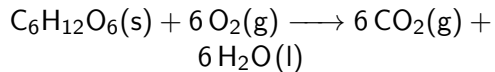


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

# Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química
- Elementos clave:
  - Reactantes
  - Productos

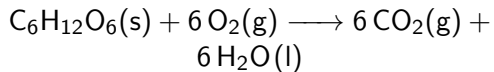


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

# Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química
- Elementos clave:
  - Reactantes
  - Productos
  - Coeficientes estequiométricos

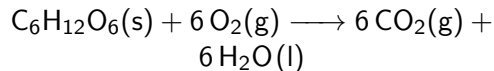


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

# Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química
- Elementos clave:
  - Reactantes
  - Productos
  - Coeficientes estequiométricos
  - Estado físico

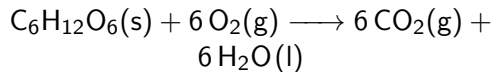
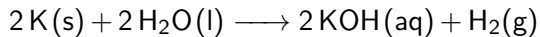


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

# Estados físicos en las ecuaciones químicas

- Indicación de estado físico:

- (s) sólido



**Figura:** Estados físicos representados en una ecuación química

- Ejemplo de reacción con diferentes estados



# Estados físicos en las ecuaciones químicas

- Indicación de estado físico:

- (s) sólido
- (l) líquido

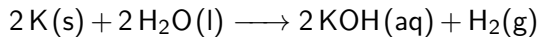


Figura: Estados físicos representados en una ecuación química

- Ejemplo de reacción con diferentes estados

# Estados físicos en las ecuaciones químicas

## ■ Indicación de estado físico:

- (s) sólido
- (l) líquido
- (g) gas

## ■ Ejemplo de reacción con diferentes estados

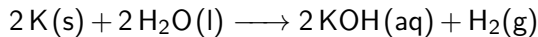


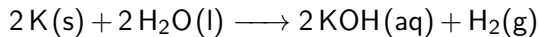
Figura: Estados físicos representados en una ecuación química

# Estados físicos en las ecuaciones químicas

## ■ Indicación de estado físico:

- (s) sólido
- (l) líquido
- (g) gas
- (aq) disolución acuosa

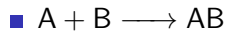
## ■ Ejemplo de reacción con diferentes estados



**Figura:** Estados físicos representados en una ecuación química

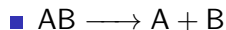
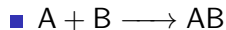
# Tipos de reacciones químicas

## ■ Reacciones de combinación



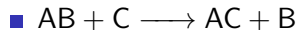
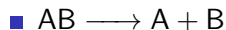
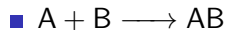
# Tipos de reacciones químicas

- Reacciones de combinación
- Reacciones de descomposición



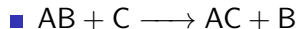
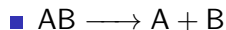
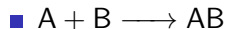
# Tipos de reacciones químicas

- Reacciones de combinación
- Reacciones de descomposición
- Reacciones de desplazamiento



# Tipos de reacciones químicas

- Reacciones de combinación
- Reacciones de descomposición
- Reacciones de desplazamiento
- Reacciones de doble sustitución



# Tipos de reacciones químicas

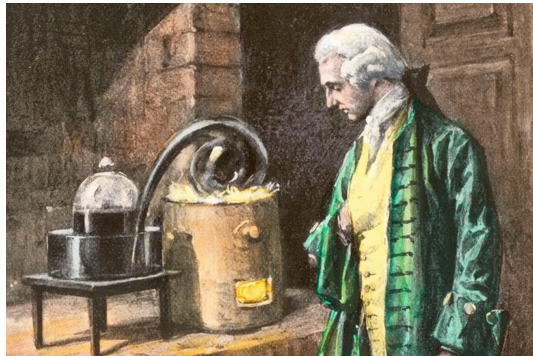
- Reacciones de combinación
- Reacciones de descomposición
- Reacciones de desplazamiento
- Reacciones de doble sustitución
- Reacciones de combustión

- $A + B \longrightarrow AB$
- $AB \longrightarrow A + B$
- $AB + C \longrightarrow AC + B$
- $AB + CD \longrightarrow AC + BD$
- $A + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$



# Antoine Lavoisier (1743 - 1794) y la Ley de Conservación de la Masa

- Considerado el "padre de la química moderna".



**Figura:** Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

# Antoine Lavoisier (1743 - 1794) y la Ley de Conservación de la Masa

- Considerado el "padre de la química moderna".
- Formuló la ley de conservación de la masa en el siglo XVIII.

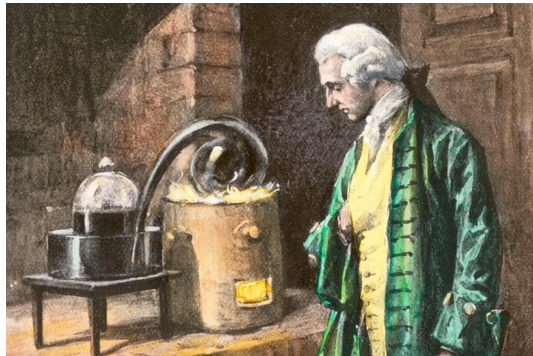


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

# Antoine Lavoisier (1743 - 1794) y la Ley de Conservación de la Masa

- Considerado el "padre de la química moderna".
- Formuló la ley de conservación de la masa en el siglo XVIII.
- Realizó experimentos de combustión y calcinación.

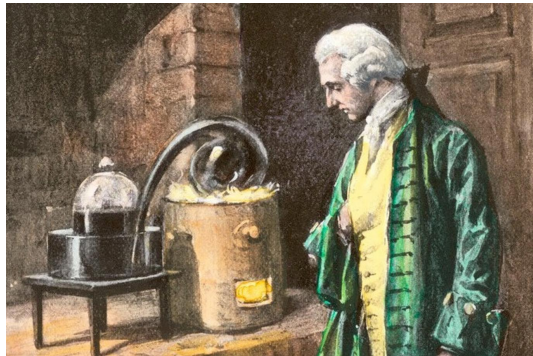


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

# Antoine Lavoisier (1743 - 1794) y la Ley de Conservación de la Masa

- Considerado el "padre de la química moderna".
- Formuló la ley de conservación de la masa en el siglo XVIII.
- Realizó experimentos de combustión y calcinación.
- Demostró que la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

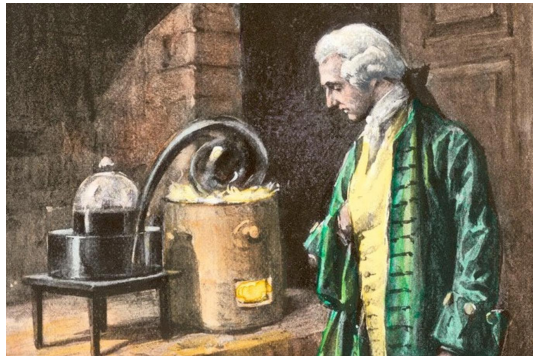


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

# Balanceo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:

Balanceo de la formación de agua  
$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

# Balaneo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos

Balaneo de la formación de agua  
$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

# Balanceo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos
  - Ajustar coeficientes

Balanceo de la formación de agua

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

# Balanceo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos
  - Ajustar coeficientes
  - Verificar la conservación de la masa

Balanceo de la formación de agua

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$



# Balaneo de ecuaciones químicas

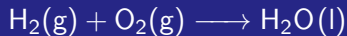
- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos
  - Ajustar coeficientes
  - Verificar la conservación de la masa
- Ejemplo paso a paso

Balaneo de la formación de agua  
$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

# Balanceo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos
  - Ajustar coeficientes
  - Verificar la conservación de la masa
- Ejemplo paso a paso

Balanceo de la formación de agua

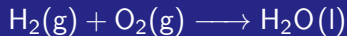


1 H:2|2; O:2|1

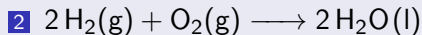
# Balaneo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos
  - Ajustar coeficientes
  - Verificar la conservación de la masa
- Ejemplo paso a paso

## Balaneo de la formación de agua



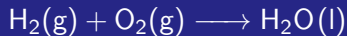
1 H:2|2; O:2|1



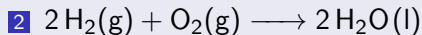
# Balanceo de ecuaciones químicas

- Reglas del balanceo:
  - Contar átomos en reactantes y productos
  - Ajustar coeficientes
  - Verificar la conservación de la masa
- Ejemplo paso a paso

## Balanceo de la formación de agua



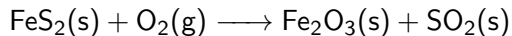
1 H:2|2; O:2|1



3 H:4|4; O:2|2

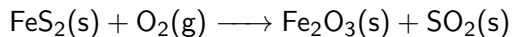
# Métodos de balanceo de ecuaciones

## ■ Método de tanteo (anterior)



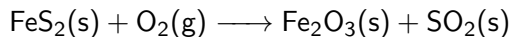
# Métodos de balanceo de ecuaciones

- Método de tanteo (anterior)
- Método algebraico (ejemplo)

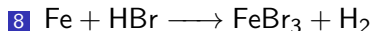
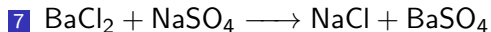
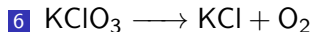
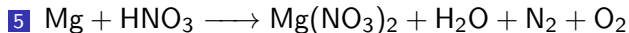
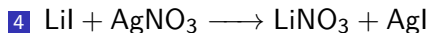
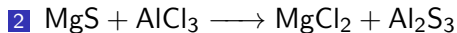
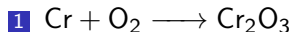


# Métodos de balanceo de ecuaciones

- Método de tanteo (anterior)
- Método algebraico (ejemplo)
- Método de óxido-reducción (redox)  
(Unidad 4)



## Ejercicios de Balance de ecuaciones





# Historia del mol y del $N_A$

- 1811 Primer acercamiento, *Volumenes iguales de gases a la misma temperatura poseen el mismo número de moléculas.*



**Figura:** Amadeo Avogadro, científico italiano  
1776 - 1856

# Historia del mol y del $N_A$

- 1811 Primer acercamiento, *Volumenes iguales de gases a la misma temperatura poseen el mismo número de moléculas.*
- 1865 Johann Josef Lischmidt llegó a un número de moléculas para un gas a 0°C, 1 atm.



Figura: Johan Lischmidt, científico checo 1821 - 1895

# Historia del mol y del $N_A$

- 1811 Primer acercamiento, *Volumenes iguales de gases a la misma temperatura poseen el mismo número de moléculas.*
- 1865 Johann Josef Lischmidt llegó a un número de moléculas para un gas a 0°C, 1 atm.
- 1893 Wilhelm Ostwald propone el *mol* como unidad de cantidad de partículas.



**Figura:** Wilhelm Ostwald, científico ruso-aleman 1853 - 1932

# Historia del mol y del $N_A$

- 1811 Primer acercamiento, *Volumenes iguales de gases a la misma temperatura poseen el mismo número de moléculas.*
- 1865 Johann Josef Lischmidt llegó a un número de moléculas para un gas a 0°C, 1 atm.
- 1893 Wilhelm Ostwald propone el *mol* como unidad de cantidad de partículas.
- 1971 Finalmente en el SXX se determina un valor el cual es admitido como unidad del SI;  
 $6,022 \times 10^{23}$

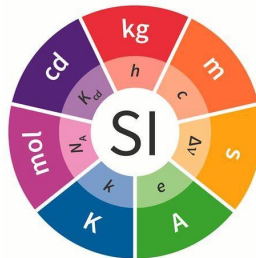


Figura: Sistema Internacional de Unidades

# Historia del mol y del $N_A$

- 1811 Primer acercamiento, *Volumenes iguales de gases a la misma temperatura poseen el mismo número de moléculas.*
- 1865 Johann Josef Lischmidt llegó a un número de moléculas para un gas a 0°C, 1 atm.
- 1893 Wilhelm Ostwald propone el *mol* como unidad de cantidad de partículas.
- 1971 Finalmente en el SXX se determina un valor el cual es admitido como unidad del SI;  $6,022 \times 10^{23}$
- 2019 Se fija el valor del mol a  $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$

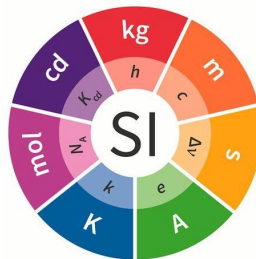


Figura: Sistema Internacional de Unidades

# Cálculos con mol

- Actualmente el mol es aceptado como la única unidad de “cantidad de materia”

# Cálculos con mol

- Actualmente el mol es aceptado como la única unidad de “cantidad de materia”
- El número de moles ( $n$ ), mediante los cálculos adecuados, se puede convertir en:

# Cálculos con mol

- Actualmente el mol es aceptado como la única unidad de “cantidad de materia”
- El número de moles ( $n$ ), mediante los cálculos adecuados, se puede convertir en:
  - Masa

$$\blacksquare \quad m = MM \times n$$



# Cálculos con mol

- Actualmente el mol es aceptado como la única unidad de “cantidad de materia”
  - El número de moles ( $n$ ), mediante los cálculos adecuados, se puede convertir en:
    - Masa
    - Volumen (a CNPT)
- $m = MM \times n$
  - $V = n \times 22,4 \text{ L}$

# Cálculos con mol

- Actualmente el mol es aceptado como la única unidad de “cantidad de materia”
- El número de moles ( $n$ ), mediante los cálculos adecuados, se puede convertir en:
  - Masa
  - Volumen (a CNPT)
  - Cantidad de átomos, moléculas, iones, etc.

$$\blacksquare m = MM \times n$$

$$\blacksquare V = n \times 22,4 \text{ L}$$

$$\blacksquare n_a = n \times N_A$$

# Ejercicios

- 1 Calcular el peso molecular (MM) del hidróxido de calcio  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 2 ¿Cuanto masa en gramos 5 moles de ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ ?
- 3 ¿Cuántos átomos de nitrógeno habrán en 68 g de amoníaco  $\text{NH}_3$ ?
- 4 ¿Qué cantidad de moléculas de oxígeno habrá en 6 L a CNPT?
- 5 ¿Cuántos átomos habrán en 46 g de nitrógeno  $\text{N}_2$ ?
- 6 Calcular la cantidad de gramos de óxido de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) que se formara a partir de 42 g de sodio (Na).
- 7 Un hidrocarburo que contiene 92.3 % de C y 7,74 % de H tiene una masa molar aproximada de  $79 \text{ g mol}^{-1}$  ¿Cuál es su fórmula molecular?

# Densidad

## Ejemplo

Para la reacción  $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$  Se desea generar 3,36 L de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) a condiciones normales (CN). ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico (densidad = 1,19 g/mL) se necesitan, si el rendimiento es del 80 %?