

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

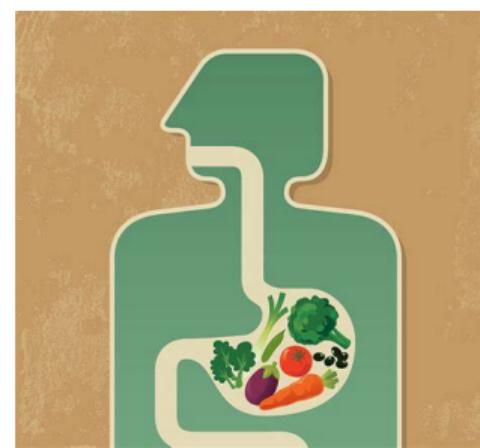
Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

- Oxidación del hierro



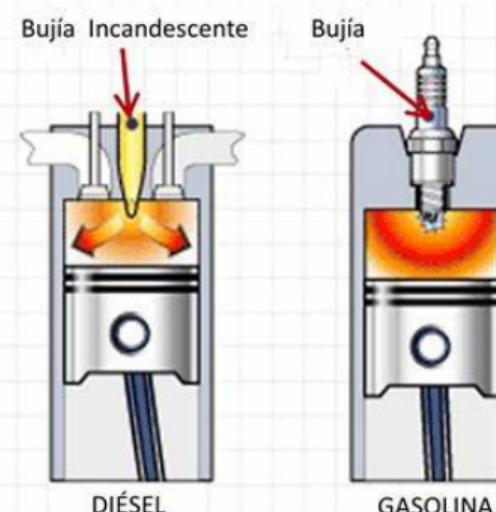
Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

- Oxidación del hierro
- Digestión de los alimentos



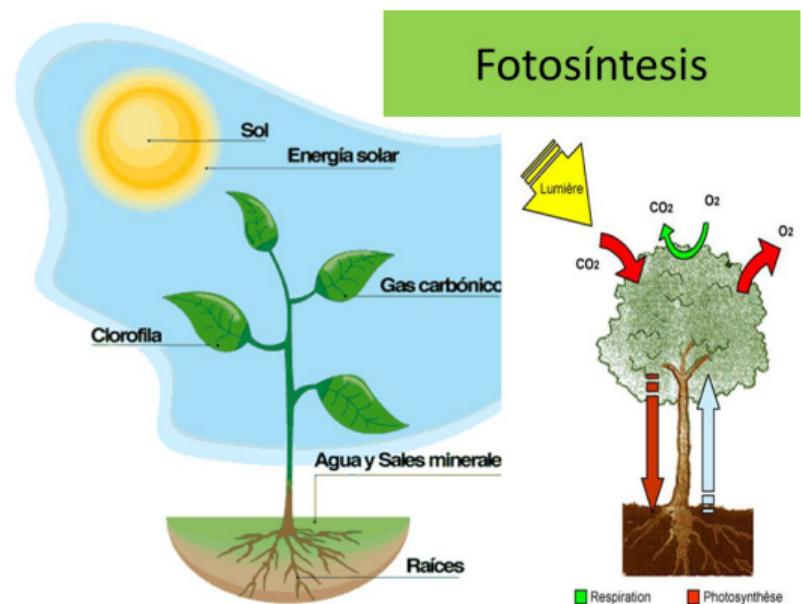
Ejemplos de reacciones químicas en la vida cotidiana

- 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

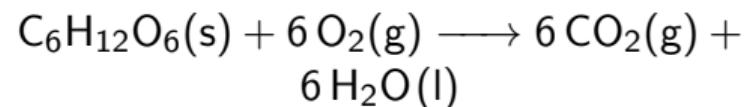


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

Identificación de los componentes de una ecuación química

- Representación simbólica de una reacción química
- Elementos clave:

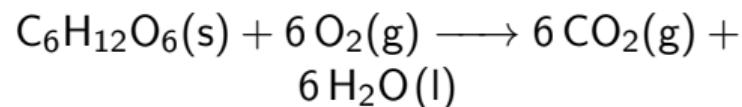


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

Identificación de los componentes de una ecuación química

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

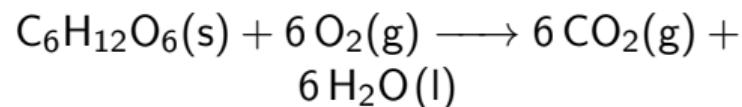


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

Identificación de los componentes de una ecuación química

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

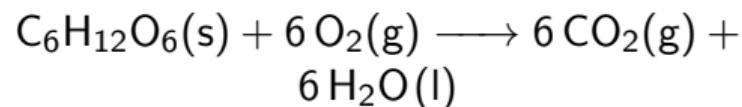


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

Identificación de los componentes de una ecuación química

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

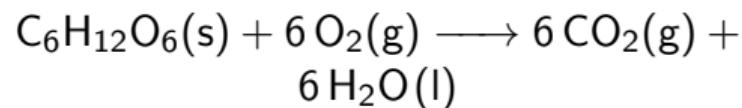
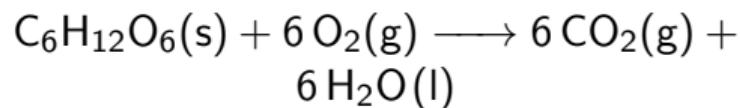


Figura: Ejemplo de ecuación química con sus componentes

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

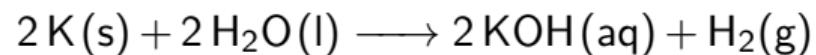


Figura: Estados físicos representados en una ecuación química

- Ejemplo de reacción con diferentes estados

Estados físicos en las ecuaciones químicas

- Indicación de estado físico:

- (s) sólido
 - (l) líquido

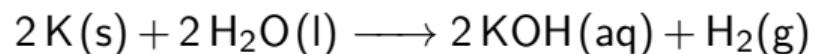


Figura: Estados físicos representados en una ecuación química

- Ejemplo de reacción con diferentes estados

Estados físicos en las ecuaciones químicas

- Indicación de estado físico:

- (s) sólido
- (l) líquido
- (g) gas

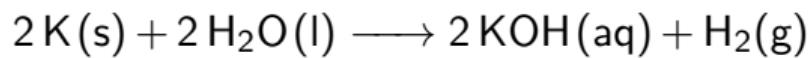


Figura: Estados físicos representados en una ecuación química

- Ejemplo de reacción con diferentes estados

Estados físicos en las ecuaciones químicas

■ Indicación de estado físico:

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

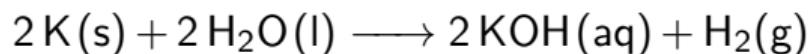


Figura: Estados físicos representados en una ecuación química

■ Ejemplo de reacción con diferentes estados

Tipos de reacciones químicas

■ Reacciones de combinación

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

Tipos de reacciones químicas

- Reacciones de combinación
- Reacciones de descomposición

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

Tipos de reacciones químicas

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

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

Tipos de reacciones químicas

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

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

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".

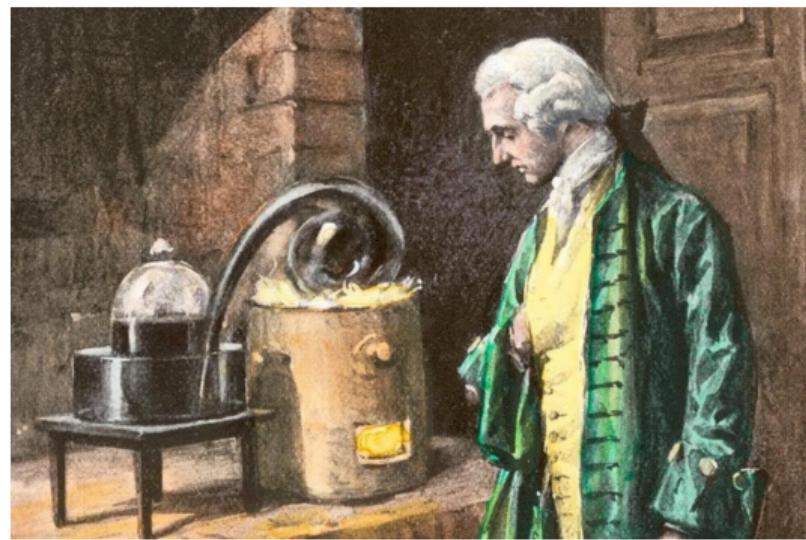


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

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.

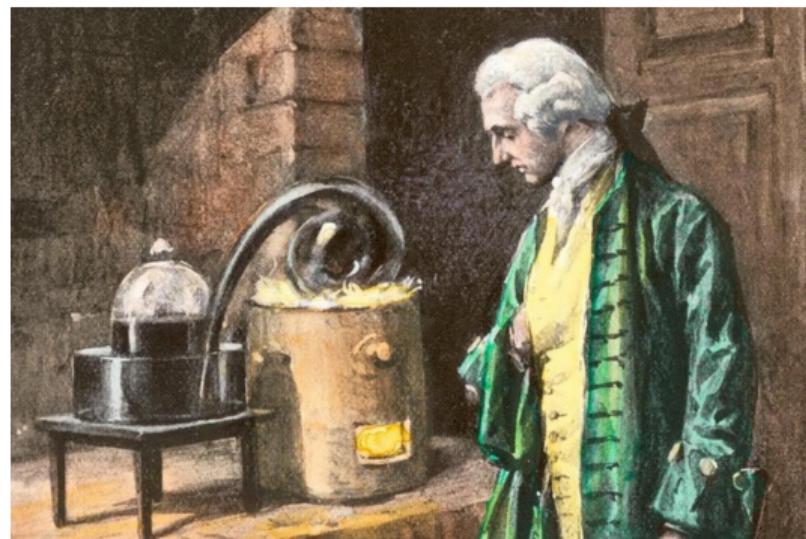


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

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.

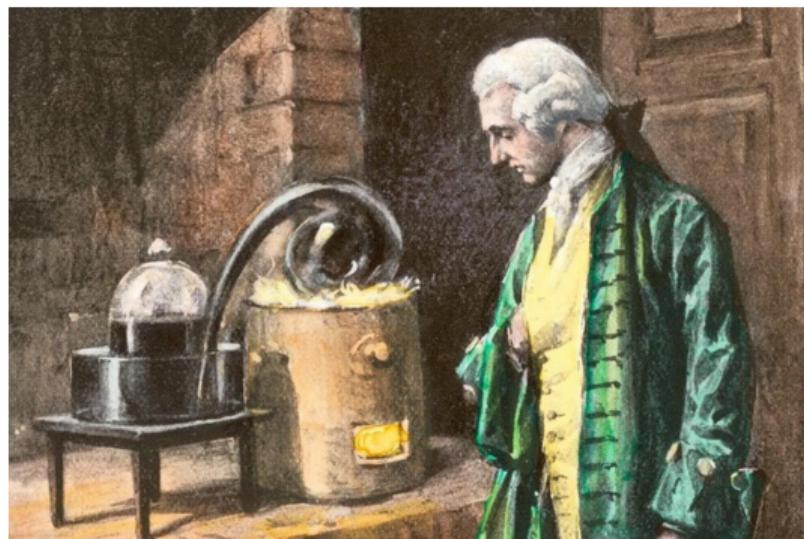


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

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.

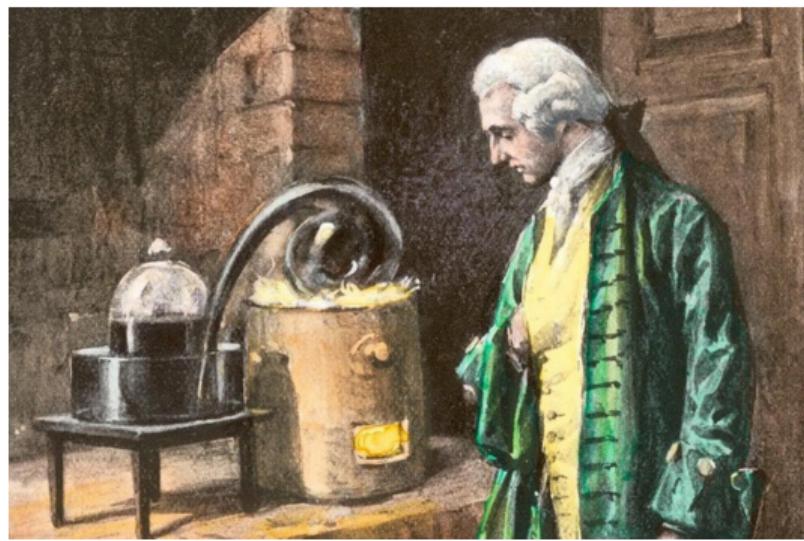


Figura: Antoine Lavoisier y esquema de su experimento sobre la conservación de la masa.

Balanceo de ecuaciones químicas

■ Reglas del balanceo:

Balanceo de la formación de agua
 $H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$

Balanceo de ecuaciones químicas

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

Balanceo de la formación de agua



Balanceo de ecuaciones químicas

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

Balanceo de la formación de agua



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



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



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

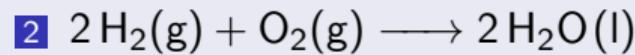
Balanceo de ecuaciones químicas

- 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



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



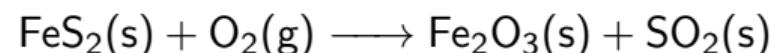
1 H:2|2; O:2|1

2 2 H₂(g) + O₂(g) → 2 H₂O(l)

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

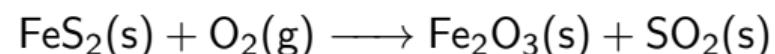
Métodos de balanceo de ecuaciones

■ Método de tanteo (anterior)



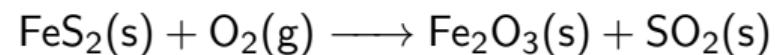
Métodos de balanceo de ecuaciones

- 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

- 1 $\text{Cr} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$
- 2 $\text{MgS} + \text{AlCl}_3 \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Al}_2\text{S}_3$
- 3 $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$
- 4 $\text{LiI} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{LiNO}_3 + \text{AgI}$
- 5 $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{O}_2$
- 6 $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- 7 $\text{BaCl}_2 + \text{NaSO}_4 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{BaSO}_4$
- 8 $\text{Fe} + \text{HBr} \longrightarrow \text{FeBr}_3 + \text{H}_2$
- 9 $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \text{O}_2$

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 SXI se determina un valor el cual es admitido como unidad del SI; $6,022 \times 10^{23}$

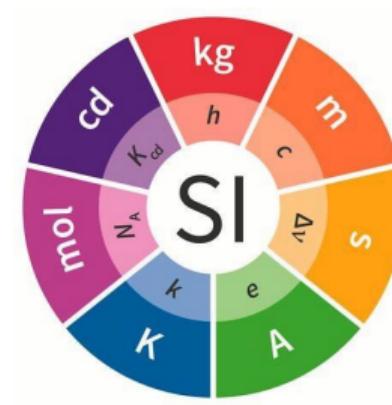


Figura: Sistema Internacional de Unidades

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 SXI 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

$$m = MM \times n$$

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.
- $m = MM \times n$
- $V = n \times 22,4 \text{ L}$
- $n_a = n \times N_A$

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 nitrico HNO_3 ?
- 3 ¿Cuantos átomos de nitrógeno habrán en 68 g de amoniaco NH_3 ?
- 4 ¿Qué cantidad de moléculas de oxígeno habrá en 6 L a CNPT?
- 5 ¿Cuántos átomos habrán en 46 g de nitrógeno N_2 ?
- 6 Calcular la cantidad de gramos de óxido de sodio (Na_2O) 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 g mol^{-1} ¿Cuál es su fórmula molecular?

Densidad

Ejemplo

Para la reacción $Zn + 2 HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$ Se desea generar 3,36 L de hidrógeno (H_2) a condiciones normales (CN). ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico (densidad = 1,19 g/mL) se necesitan, si el rendimiento es del 80 %?