

REACCIONES QUÍMICAS Y TIPOS DE REACCIONES

Grado: 10°

Área: Química

Objetivo

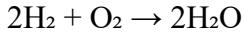
Reconocer qué es una reacción química, identificar sus características principales y clasificarla según su tipo con base en la transformación de la materia.

Recordemos primero

- Una **reacción química** es un proceso mediante el cual **una o más sustancias (reactivos)** se transforman en **nuevas sustancias (productos)**.
- En una reacción, **los átomos se reordenan**, pero **no se crean ni se destruyen**.
- Se representa mediante una **ecuación química**, que debe estar **balanceada**.

Ejemplo general:

Reactivos → Productos



Indicadores de una reacción química

Durante una reacción puedes observar uno o varios de los siguientes cambios:

- Cambio de color.
- Formación de un gas (efervescencia).
- Formación de un sólido (precipitado).
- Liberación o absorción de energía (cambio de temperatura o luz).
- Aparición de un olor nuevo.

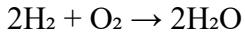
Tipos principales de reacciones químicas

A continuación se presentan los tipos más comunes con ejemplos balanceados:

1. Reacción de síntesis o combinación

Dos o más sustancias se unen para formar un solo producto.

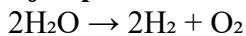
Ejemplo:



Explicación: el hidrógeno y el oxígeno se combinan para formar agua.

2. Reacción de descomposición

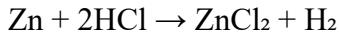
Una sustancia se separa en dos o más productos más simples.

Ejemplo:

Explicación: la molécula de agua se descompone en hidrógeno y oxígeno.

3. Reacción de desplazamiento simple (sustitución simple)

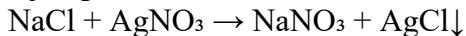
Un elemento reemplaza a otro dentro de un compuesto.

Ejemplo:

Explicación: el zinc reemplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico.

4. Reacción de doble desplazamiento (doble sustitución)

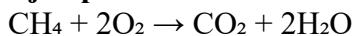
Ocurre un intercambio de iones entre dos compuestos.

Ejemplo:

Explicación: los iones se intercambian y se forma un precipitado de cloruro de plata.

5. Reacción de combustión

Una sustancia reacciona con oxígeno y produce dióxido de carbono y agua, liberando energía (calor y luz).

Ejemplo:

Explicación: el metano se quema en presencia de oxígeno.

Ejercicios para practicar

Clasifica cada reacción según su tipo:

1. $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
3. $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
4. $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Consejos

- Observa si hay **unión, separación o intercambio** entre los reactivos para determinar el tipo.
- Recuerda **balancear la ecuación** antes de clasificar.
- En combustiones de hidrocarburos, siempre aparecen **CO₂ y H₂O** como productos.
- Las reacciones de **doble desplazamiento** suelen ocurrir entre soluciones acuosas y pueden formar un **precipitado o gas**.

BALANCEO DE ECUACIONES MÉTODO DE TANTEO

Grado: 10°

Área: Química

Objetivo

Aplicar correctamente el **método de tanteo** para balancear ecuaciones químicas, siguiendo un orden lógico que garantice la conservación de la materia.

Recordemos primero

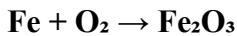
- En toda reacción química, **la masa se conserva**: los átomos no desaparecen ni aparecen, solo se reacomodan.
- Para **balancear**, ajustamos los **coeficientes** (números delante de las fórmulas), nunca los **subíndices**.
- Una ecuación balanceada tiene el **mismo número de átomos de cada elemento** a ambos lados.

Procedimiento del método de tanteo

1. **Escribe la ecuación sin balancear.**
Verifica que las fórmulas químicas estén correctas.
2. **Cuenta los átomos de cada elemento** en ambos lados de la ecuación.
3. **Sigue este orden recomendado:**
 - Primero balancea los **metales**.
 - Luego los **no metales**, excepto **hidrógeno (H)** y **oxígeno (O)**.
 - Despues balancea el **hidrógeno (H)**.
 - Por último, el **oxígeno (O)**.
4. **Tantea los coeficientes**, ajustando de manera que los números de átomos coincidan.
Si algún elemento sigue desbalanceado, **repite el proceso** siguiendo el mismo orden.
5. **Simplifica** los coeficientes si todos pueden dividirse por el mismo número.

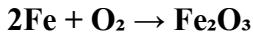
Ejemplo 1: formación de un óxido metálico

Balanceemos:



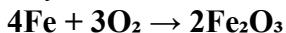
Paso 1. Metales → hierro (Fe):

Colocamos 2 delante del Fe en los reactivos:



Paso 2. Oxígeno (O):

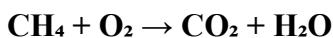
Hay 2 en los reactivos y 3 en los productos. Buscamos múltiplos comunes (6):



Ecuación balanceada: Fe = 4 en ambos lados; O = 6 en ambos lados.

Ejemplo 2: combustión de metano

Balanceemos:

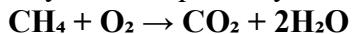


Paso 1. Metales → no hay.

Paso 2. No metales (excepto H y O) → carbono (C): ya está balanceado (1 a cada lado).

Paso 3. Hidrógeno (H):

Hay 4 a la izquierda y 2 a la derecha, por lo tanto:

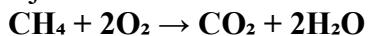


Paso 4. Oxígeno (O):

Derecha: 2 (en CO_2) + 2 (en $2\text{H}_2\text{O}$) = 4.

Izquierda: 2 (en O_2).

Ajustamos con un 2:



Ecuación balanceada.

Ejercicios para practicar

Balancea las siguientes ecuaciones siguiendo el orden:

1. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
2. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
3. $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Consejos

- Sigue siempre el orden: **metales → no metales → H → O**.
- Ajusta los gases diatómicos (O_2 , H_2 , Cl_2) al final.
- No modifiques los subíndices.
- Verifica al final que todos los elementos estén balanceados y los coeficientes sean los más simples posibles.

ESTEQUIOMETRÍA

Grado: 10°

Área: Química

OBJETIVO

Comprender la relación cuantitativa entre reactivos y productos en una reacción química, aplicando los principios de la **estequiometría** para interpretar, predecir y resolver problemas químicos.

¿QUÉ ES LA ESTEQUIOMETRÍA?

La **estequiometría** es la parte de la química que estudia las **relaciones cuantitativas** entre las sustancias que participan en una reacción química.

En otras palabras, permite responder preguntas como:

- ¿Cuánta cantidad de producto se puede obtener a partir de cierta cantidad de reactivo?
- ¿Qué cantidad de reactivo se necesita para producir una cantidad deseada de producto?
- ¿Qué reactivo se agota primero durante una reacción?

Estas relaciones se basan en la **ley de conservación de la masa**:

“La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.”

2. BASES FUNDAMENTALES

a) Masa molar (g/mol):

Es la masa de un mol de átomos o moléculas de una sustancia.

Ejemplo:

- H = 1 g/mol
- O = 16 g/mol
- $\text{H}_2\text{O} = 2(1) + 16 = 18 \text{ g/mol}$

b) Mol:

Unidad básica que representa 6.022×10^{23} partículas (átomos, moléculas o iones).

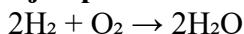
c) Ecuación química balanceada:

Debe estar correctamente balanceada antes de hacer cualquier cálculo estequiométrico, ya que los **coeficientes** indican la proporción molar de las sustancias.

3. RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

En una ecuación balanceada, los **coeficientes** indican la proporción entre los moles de reactivos y productos.

Ejemplo:



- 2 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de O_2
- para producir 2 moles de H_2O

4. PASOS PARA REALIZAR UN CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

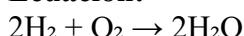
1. Escribir y **balancear** la ecuación química.
2. Convertir las masas dadas a moles (usando la masa molar).
3. Usar la **proporción molar** de la ecuación para encontrar los moles de la sustancia deseada.
4. Convertir **nuevamente** a gramos o a la unidad que se solicite.

5. EJEMPLO EXPLICADO

Ejemplo:

¿Cuántos gramos de H₂O se obtienen al reaccionar 4 g de H₂ con oxígeno en exceso?

Ecuación:



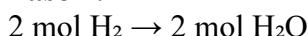
Paso 1.

Calcular moles de H₂

$$\text{Moles} = \text{masa} / \text{masa molar} = 4 \text{ g} / 2 \text{ g/mol} = \mathbf{2 \text{ mol H}_2}$$

Paso 2.

Relación molar (de la ecuación)



Por tanto

$$2 \text{ mol H}_2 \frac{2 \text{ H}_2\text{O}}{2 \text{ H}_2} = 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Paso 3.

Calcular masa de H₂O producida

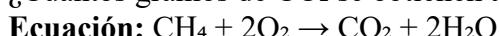
$$\text{Masa} = \text{moles} \times \text{masa molecular} = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = \mathbf{36 \text{ g H}_2\text{O}}$$

Respuesta: 36 gramos de agua.

6. EJERCICIO PARA PRACTICAR

Ejercicio:

¿Cuántos gramos de CO₂ se obtienen al quemar completamente 10 g de CH₄ (metano)?



7. RECUERDA

- Siempre **balancea la ecuación** antes de cualquier cálculo.
- Usa **unidades coherentes** (gramos ↔ moles).
- Revisa que las proporciones sean **mol a mol**, no gramo a gramo.
- El reactivo que **se agota primero** es el **reactivo límite**, y define cuánto producto se forma.

REACTIVO LÍMITE

Grado: 10°

Área: Química

Objetivo de aprendizaje

Determinar el **reactivo límite** en una reacción química, tanto con cantidades expresadas en **moles** como en **gramos**, aplicando relaciones estequiométricas para calcular el producto formado.

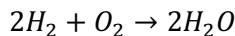
¿Qué es el reactivo límite?

Es el reactivo que **se gasta primero** en una reacción química y **limita la cantidad de producto** que se puede formar. El otro reactivo se llama **reactivo en exceso**, porque sobra cuando la reacción termina.

Procedimiento general

1. Calcular cuántos **moles de producto** puede formar cada reactivo, esta es una relación que se obtiene a partir de los coeficientes estequiométricos que aparecen en la reacción (los números al lado de cada compuesto, recuerda que si no tiene este es 1)
2. Comparar los resultados:
 - El que produce **menos cantidad de producto** es el **reactivo límite**.
 - El otro es el **reactivo en exceso**.

Ejemplo con moles



Dispones de **5 mol de H₂** y **2 mol de O₂**.

Determina cuál es el reactivo límite.

Cálculo del producto:

a) A partir del H₂:

$$5 \text{ mol } H_2 \frac{2 \text{ } H_2O}{2 \text{ } H_2} = 5 \text{ mol } H_2O$$

b) A partir del O₂:

$$2 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ } H_2O}{1 \text{ } O_2} = 4 \text{ mol } H_2O$$

Comparación:

- H₂ → 5 mol de agua
- O₂ → 4 mol de agua

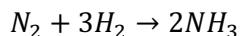
El que produce **menos producto (4 mol)** es el **reactivo límite: O₂**.

Conclusión:

- Reactivo límite: O₂
- Reactivo en exceso: H₂

- Moles de agua formadas: **4 mol**

Ejercicio para practicar (con moles)



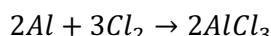
Si hay **6 mol de N₂** y **10 mol de H₂**, determina:

- Cuántos moles de NH₃ puede producir cada reactivo.
- Cuál es el reactivo límite.
- Cuántos moles de amoníaco se forman.

Reactivo límite con datos en masa (gramos)

Cuando los datos están en gramos, el proceso es el mismo, pero **primero se convierten a moles**, y luego los moles de producto se pueden convertir a **gramos de producto**.

Ejemplo 2



Tienes **54 g de Al** y **160 g de Cl₂**.

Determina cuál es el reactivo límite y cuántos gramos de AlCl₃ se forman.

Masa molecular: Al=27 g/mol, Cl₂=71 g/mol, AlCl₃=133 g/mol

Paso 1. Convertir los gramos a moles

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}}$$

$$\text{moles Al} = \frac{54 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 2.0 \text{ mol Al}$$

$$\text{moles Cl}_2 = \frac{160 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 2.25 \text{ mol Cl}_2$$

Paso 2. Calcular cuántos moles de AlCl₃ puede formar cada reactivo

a) A partir del Al:

$$2.0 \text{ mol Al} \times \frac{2 \text{ AlCl}_3}{2 \text{ Al}} = 2 \text{ mol AlCl}_3$$

b) A partir del Cl₂:

$$2.25 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{2 \text{ AlCl}_3}{3 \text{ Cl}_2} = 1.5 \text{ mol AlCl}_3$$

Paso 3. Comparar resultados

- Al → 2.0 mol de AlCl₃

- $\text{Cl}_2 \rightarrow 1.5 \text{ mol de AlCl}_3$

El **Cl₂** produce menos producto, por tanto es el **reactivo límite**.

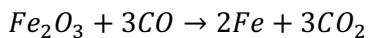
Paso 4. Calcular los gramos de AlCl₃ producidos

$$1.5 \text{ mol AlCl}_3 * 133 \text{ g/mol} = 199.5 \text{ g AlCl}_3$$

Conclusión final:

- Reactivo límite: **Cl₂**
- Reactivo en exceso: **Al**
- Moles de AlCl₃ formadas: **1.5 mol**
- Gramos de AlCl₃ producidos: **≈ 200 g**

Ejercicio para practicar (con masas)



Con **100 g de Fe₂O₃** y **50 g de CO**, determina:

- Cuántos moles de Fe puede producir cada reactivo.
- Cuál es el reactivo límite.
- Cuántos gramos de hierro se formarían.

masas molares: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g/mol}$, $\text{CO} = 28 \text{ g/mol}$, $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$

Recomendaciones

- **Convierte a moles** antes de comparar.
- El reactivo que **produce menos producto** es el límite.
- No confundas “menor masa” con “reactivo límite”.
- Cuida las proporciones según la ecuación balanceada.