

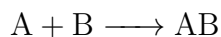
1. Reacciones químicas y su clasificación

1.1. Por su mecanismo

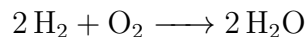
Reacciones de síntesis o combinación

Son aquellas reacciones donde dos o más sustancias se combinan para formar un único compuesto.

Forma general:

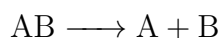


Ejemplo:

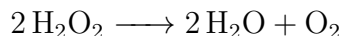


Reacciones de descomposición o análisis

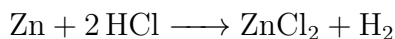
Forma general:



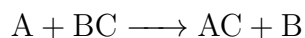
Ejemplo:



Reacciones de desplazamiento simple o sustitución

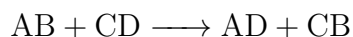


Forma general:

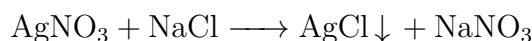


Reacciones de doble desplazamiento o metátesis

Forma general:

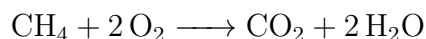


Ejemplo:

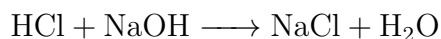


1.2. Por su naturaleza

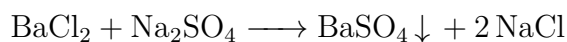
Reacciones de combustión



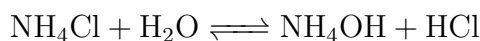
Reacciones de neutralización o ácido-base



Reacciones de precipitación



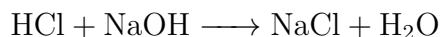
Reacciones de hidrólisis



1.3. Por su reactividad

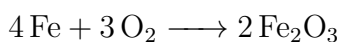
Reacciones rápidas

Ocurren casi instantáneamente.



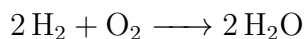
Reacciones lentas

Ocurren en largos periodos de tiempo.



Reacciones explosivas

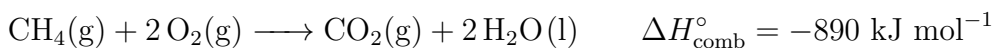
Liberan gran cantidad de energía en poco tiempo.



1.4. Por el intercambio calorífico

Reacciones exotérmicas

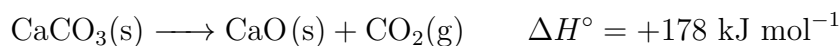
Liberan calor hacia el entorno. La entalpía de reacción es negativa ($\Delta H < 0$).



—

Reacciones endotérmicas

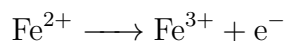
Absorben calor del entorno. La entalpía de reacción es positiva ($\Delta H > 0$).



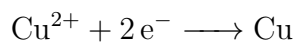
1.5. Por el cambio de estado de oxidación

Reacciones de oxidación–reducción (redox)

Oxidación:

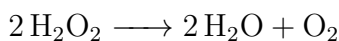


Reducción:



Reacciones de desproporción

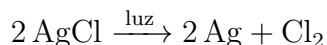
Una especie se oxida y se reduce simultáneamente.



1.6. Por la fuente de energía

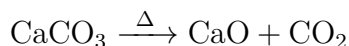
Reacciones fotoquímicas

Iniciadas por radiación luminosa.



Reacciones térmicas

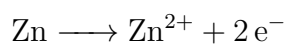
Requieren calentamiento.



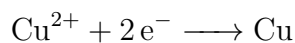
Reacciones electroquímicas

Ocurren mediante corriente eléctrica.

Ánodo:



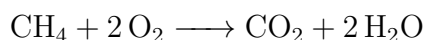
Cátodo:



1.7. Por su reversibilidad

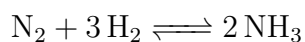
Reacciones irreversibles

Avanzan en un solo sentido.



Reacciones reversibles

Ocurren en ambos sentidos.



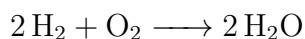
2. Ecuaciones químicas y balance de ecuaciones

2.1. Ecuación química

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química, donde se muestran:

- Reactivos (sustancias iniciales)
- Productos (sustancias finales)
- Coeficientes estequiométricos
- Estados físicos (opcional)
- Condiciones de reacción (opcional)

Ejemplo de ecuación balanceada:



2.2. Ley de conservación de la masa

El balance de ecuaciones químicas se basa en la **ley de conservación de la masa**, que establece que:

La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en reactivos y productos.

—

2.3. Balance de ecuaciones químicas

Balancear una ecuación consiste en ajustar los coeficientes estequiométricos para cumplir la conservación de la masa.

Reglas generales

1. No se modifican los subíndices de las fórmulas.
2. Solo se ajustan coeficientes delante de las especies.
3. El coeficiente 1 no se escribe.
4. El balance se realiza con los números enteros más pequeños posibles.

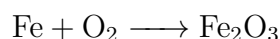
—

2.4. Métodos de balanceo

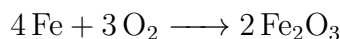
1. Método por tanteo (inspección)

Se ajustan los coeficientes observando el número de átomos.

Ejemplo: Ecuación sin balancear:



Ecuación balanceada:

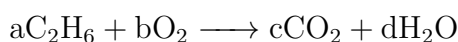


—

2. Método algebraico

Se asignan incógnitas a los coeficientes.

Ejemplo:



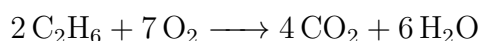
Sistema de ecuaciones:

$$\text{C: } 2a = c$$

$$\text{H: } 6a = 2d$$

$$\text{O: } 2b = 2c + d$$

Solución mínima:



—

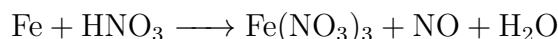
3. Método de estados de oxidación (números de valencia)

Este método se basa en identificar los cambios en los números de oxidación de los elementos que participan en una reacción química, garantizando que la cantidad total de electrones perdidos en la oxidación sea igual a la cantidad total de electrones ganados en la reducción.

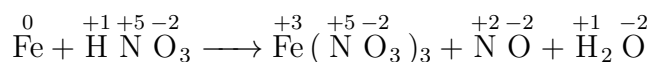
Pasos del método

1. Escribir la ecuación química sin balancear.
2. Asignar los números de oxidación a todos los elementos en reactivos y productos.
3. Identificar qué especies se oxidan (aumentan su número de oxidación) y cuáles se reducen (disminuyen su número de oxidación).
4. Calcular la variación del número de oxidación (Δ) para cada elemento que cambia.
5. Igualar el número total de electrones cedidos y aceptados, ajustando los coeficientes estequiométricos.
6. Balancear los demás elementos distintos del oxígeno y del hidrógeno.
7. Balancear oxígeno e hidrógeno:
 - En medio ácido, añadir H_2O para balancear O y H^+ para balancear H.
 - En medio básico, usar H_2O y OH^- .
8. Verificar que la ecuación final cumpla conservación de masa y carga.

Ejemplo: reacción entre hierro y ácido nítrico Ecuación sin balancear:



Asignación de números de oxidación

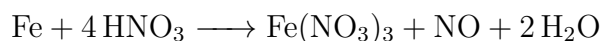


Cambios de número de oxidación

- $\text{Fe}^0 \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$ (oxidación, pierde 3 electrones)
- $\text{N}^{+5} \longrightarrow \text{N}^{+2}$ (reducción, gana 3 electrones)

La transferencia de electrones es equivalente, por lo que la relación molar entre Fe y N reducido es 1:1.

Ecuación balanceada



Verificación

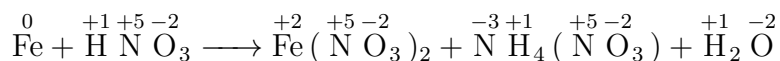
- Fe: $1 = 1$
- N: $4 = 3 + 1$
- H: $4 = 4$
- O: $12 = 9 + 1 + 2$

Ejemplo: Formación de NH_4NO_3 en la reacción $\text{Fe} + \text{HNO}_3$

La formación de nitrato de amonio ocurre cuando el ácido nítrico es muy diluido y el metal se encuentra en exceso, permitiendo la reducción profunda del nitrógeno.

Ecuación sin balancear

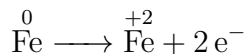
—

Asignación de números de oxidación

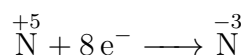
—

Cambios de número de oxidación

- Oxidación:



- Reducción:



Para igualar electrones:

$$\text{m.c.m.}(2, 8) = 8 \Rightarrow 4 \text{ Fe por cada 1 N reducido}$$

—

Ecuación balanceada

—

Verificación

- Fe: $4 = 4$
- N: $10 = 8 + 2$
- H: $10 = 4 + 6$
- O: $30 = 24 + 3 + 3$

—

4. Método ion–electrón (reacciones redox)

Este método se emplea para balancear reacciones de oxidación–reducción en disolución acuosa, ya sea en medio ácido o básico. Se basa en separar la reacción global en semirreacciones de oxidación y reducción, equilibrando masa y carga mediante electrones.

Se necesita conocer quiénes se ionizan y quiénes no

Se ionizan:

- ácidos hidrácidos, oxácidos y ácidos orgánicos
- hidróxidos o bases,
- sales en general

No se ionizan:

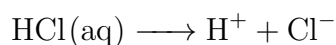
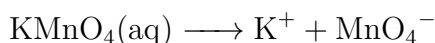
- óxidos en general,
- hidruros,
- elementos,
- compuestos orgánicos (excepto sales y ácidos orgánicos)

Ejemplo Balancear la siguiente ecuación química



Ionización de las especies Antes de aplicar el método, es necesario identificar qué sustancias se ionizan en disolución acuosa:

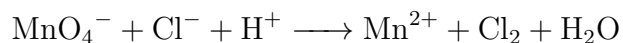
- **Se ionizan (electrolitos fuertes):**



- **No se ionizan:**

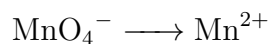
- $\text{Cl}_2(\text{g})$ (sustancia molecular)
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Ecuación iónica sin balancear Eliminando los iones espectadores (K^+):

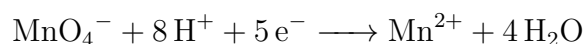
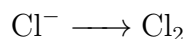


Pasos del método ion–electrón en medio ácido

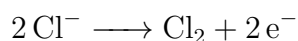
1. Separar la reacción en semirreacciones de oxidación y reducción.
 2. Balancear todos los elementos excepto O y H.
 3. Balancear O agregando H_2O .
 4. Balancear H agregando H^+ .
 5. Balancear la carga agregando electrones (e^-).
 6. Igualar el número de electrones transferidos.
 7. Sumar las semirreacciones y simplificar.
-

Semirreacción de reducción (radical permanganato)

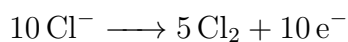
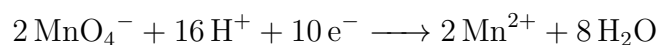
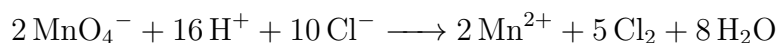
Balanceando en medio ácido:

**Semirreacción de oxidación (ión cloruro)**

Balanceando carga y masa:



Igualación de electrones Mínimo común múltiplo de electrones: 10

**Ecuación iónica global balanceada**

Ecuación molecular balanceada Reincorporando los iones espectadores:

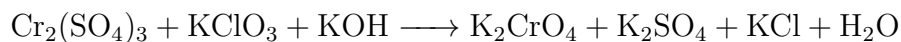


Método ion–electrón en medio básico

Este método se utiliza para balancear reacciones de oxidación–reducción en disolución básica, empleando OH^- y H_2O para balancear oxígeno e hidrógeno.

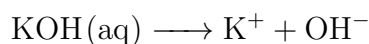
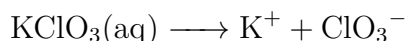
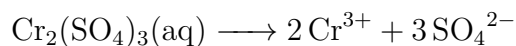
Ejemplo:

Balancear la siguiente ecuación química en medio básico



1. Ionización de las especies En disolución acuosa:

■ Se ionizan:

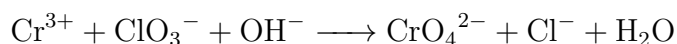


■ Iones espectadores:



—

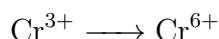
2. Ecuación iónica sin balancear Eliminando los iones espectadores:



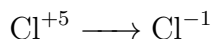
—

3. Identificación de procesos redox

■ Oxidación:

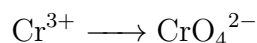


■ Reducción:



—

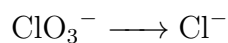
4. Semirreacción de oxidación (Cr) Balanceo en medio básico:



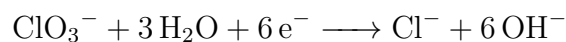
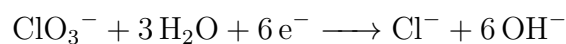
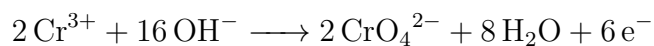
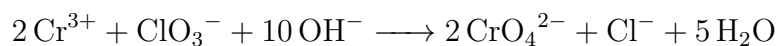
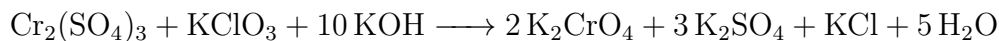
Balanceando O y H:



—

5. Semirreacción de reducción (ClO_3^-)

Balanceando en medio básico:

**6. Igualación de electrones** Mínimo común múltiplo de electrones: 6**7. Suma de semirreacciones****8. Ecuación molecular balanceada** Reincorporando los iones espectadores:**9. Verificación**

- Cr: $2 = 2$
- Cl: $1 = 1$
- S: $3 = 3$
- K: $11 = 11$
- H: $10 = 10$
- O: $25 = 25$

Observaciones

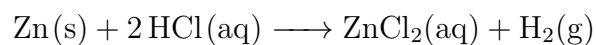
- El manganeso se reduce de $+7$ a $+2$.
 - El cloruro se oxida de -1 a 0 .
 - El ácido clorhídrico actúa como agente reductor.
 - El permanganato es un agente oxidante fuerte en medio ácido.
-

2.5. Balance de ecuaciones con estados físicos

Los estados físicos se indican entre paréntesis:

(s) (l) (g) (aq)

Ejemplo:



—

2.6. Errores comunes en el balanceo

- Cambiar subíndices en lugar de coeficientes.
- No verificar todos los elementos.
- Usar coeficientes fraccionarios finales.
- Omitir la carga en ecuaciones iónicas.