

¿Qué significa balancear una ecuación química?

Balancear una ecuación química significa ajustar los coeficientes (los números delante de las fórmulas) para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en los reactivos y en los productos. Esto respeta la **ley de conservación de la masa**: la materia no se crea ni se destruye.

Reglas importantes (recuerda siempre):

- No cambies los subíndices (los números dentro de la fórmula). Eso cambiaría la sustancia.
- Sólo puedes colocar coeficientes (números delante de las fórmulas).
- Usa los coeficientes más pequeños enteros posibles.

Método todo paso a paso (sencillo):

1. Escribe la ecuación sin coeficientes: ejemplo: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
2. Cuenta cuántos átomos de cada elemento hay en ambos lados.
3. Empieza balanceando los elementos que aparecen en una sola sustancia a cada lado (usualmente metales o elementos complejos). Deja H y O para el final si aparecen en varios compuestos.
4. Coloca coeficientes delante de las fórmulas para igualar el número de átomos. Cada vez que pongas un coeficiente, vuelve a contar.
5. Cuando todos los elementos estén iguales en ambos lados, revisa si puedes dividir todos los coeficientes por un mismo número para simplificarlos.

Ejemplos resueltos paso a paso

Ejemplo 1: Agua (síntesis simple)

Ecuación: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

1. Cuenta átomos: Izquierda H = 2, O = 2. Derecha H = 2, O = 1.
2. Oxígeno está desbalanceado (2 a la izquierda, 1 a la derecha). Para igualarlo, coloca coeficiente 2 delante de H_2O : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
3. Ahora cuenta: Derecha H = 4 (porque $2 \times \text{H}_2 = 4$), izquierda H = 2. Pon coeficiente 2 delante de H_2 : $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
4. Revisa: H izquierda 4 = derecha 4, O izquierda 2 = derecha 2. ¡Balanceada!

Ejemplo 2: Combustión del metano

Ecuación: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1. Cuenta átomos iniciales: C:1/1, H:4/2, O:2/3 (izq/der) si contamos 1 O_2 y 1 $\text{CO}_2 + 1 \text{H}_2\text{O}$.
2. Balancea el carbono: ya hay 1 C en ambos lados (OK).
3. Balancea el hidrógeno: hay 4 H en la izquierda y 2 en la derecha (en H_2O). Pon coeficiente 2 delante de H_2O : $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
4. Ahora cuenta oxígeno: derecha tiene 2 (en CO_2) + 2×1 (en $2 \text{H}_2\text{O}$) = 4 átomos de O. Para tener 4 átomos en la izquierda con O_2 , necesitas 2 moléculas de O_2 : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
5. Revisa: C 1=1, H 4=4, O 4=4. ¡Balanceada!

Ejemplo 3: Óxido de hierro (más números)

Ecuación: $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$

1. Cuenta Átomos iniciales: Fe izquierda 1, derecha 2; O izquierda 2, derecha 3.
2. Balancea Fe poniendo coeficiente 2 delante de Fe: $2 \text{ Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$. Ahora Fe está balanceado ($2 = 2$).
3. Oxígeno: izquierda 2, derecha 3. Para igualar 2 y 3 necesitas que el total de oxígenos sea múltiplo común (6). Multiplica Fe_2O_3 por 2 (para tener 6 oxígenos) y O_2 por 3 ($3 \times 2 = 6$): $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$.
4. Revisa: Fe $4=4$, O $6=6$. ¡Balanceada!

Ejemplo 4: Descomposición del clorato de potasio

Ecuación: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

1. Cuenta: K $1=1$, Cl $1=1$, O 3 en la izquierda, en la derecha O aparece como O_2 (2 Átomos por molécula).
2. Para convertir 3 oxígenos en un número par (múltiplo de 2), pon coeficiente 2 delante de KClO_3 : $2 \text{ KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$. Ahora O total = $2 \times 3 = 6$ Átomos a la izquierda.
3. Para tener 6 Átomos de O en O_2 necesitas 3 O_2 : $2 \text{ KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3 \text{ O}_2$.
4. Ahora K y Cl a la derecha deben ser 2 cada uno (porque hay 2 KClO_3): pon coeficiente 2 delante de KCl: $2 \text{ KClO}_3 \rightarrow 2 \text{ KCl} + 3 \text{ O}_2$.
5. Revisa: K $2=2$, Cl $2=2$, O $6=6$. ¡Balanceada!

Consejos prácticos y errores comunes

- Balancea primero elementos que aparecen en una sola molécula a cada lado.
- Si hay un ion poliatómico (por ejemplo SO_4) que aparece igual en ambos lados, trátalo como una sola "pieza" para simplificar el balanceo.
- No uses fracciones en la respuesta final; si obtienes fracciones, multiplica todos los coeficientes por un número para hacerlos enteros.
- Siempre verifica sumando Átomos al final.

Ejercicios para practicar (intenta resolverlos)

- $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$

Si quieres, puedo resolver uno por uno contigo mostrando cada paso.

¿Listo para practicar? Dime cuál ejercicio quieres que resolvamos juntos y lo hacemos paso a paso.