

BLOQUE II-C

REACCIONES QUÍMICAS-CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1.- Materia y cambio químico

- **Materia**
Es **todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio (volumen)**. Está formada por **partículas** (átomos, moléculas o iones) y puede presentarse en distintos **estados de agregación** (sólido, líquido, gas, etc.).
- **Cambio químico**
Es una transformación en la que **la materia cambia su composición**: se **rompen y/o forman enlaces** y aparecen **sustancias nuevas** con propiedades distintas a las iniciales (reactivos → productos).
Ejemplos: oxidación del hierro (herrumbre), combustión de papel, reacción vinagre + bicarbonato (libera CO₂), cocer un huevo.

1.1.- Sustancia, reactivo y producto

- **Sustancia**: Tipo de materia con **composición química fija y propiedades características** (densidad, punto de fusión, etc.). Puede ser:
 - a) Sustancia simple (elemento): formada por un solo tipo de átomo (Fe, O₂, Cu).
 - b) Sustancia compuesta (compuesto): formada por átomos de distintos elementos unidos químicamente en proporción fija (H₂O, CO₂, NaCl).
(Una mezcla no es sustancia pura porque su composición puede variar.)
- **Reactivo**:
Sustancia(s) **inicial(es)** que **se consumen total o parcialmente** en una reacción química para formar otras nuevas. Están a la **izquierda** en una ecuación química.

Ej.: en $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, **H₂** y **O₂** son reactivos.
- **Producto**
Sustancia(s) **final(es)** que **se forman** como resultado de la reacción química. Están a la **derecha** en la ecuación.

Ej.: en $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, **H₂O** es el producto.

1.2.- Cambio físico vs cambio químico

- **Cambio físico**: no aparecen sustancias nuevas (solo cambia estado, forma, disolución física, etc.).
- **Cambio químico**: aparecen sustancias nuevas con propiedades distintas.
- **Criterios observables (indicios)**: cambio de color, formación de gas, precipitado, emisión/absorción de calor o luz... (no son prueba absoluta, pero orientan).

2.- Reacción química: concepto y ecuación química

2.1.- Definición de reacción química

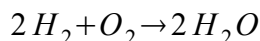
Una **reacción química** es un proceso en el que los átomos de los reactivos **se reordenan** (se rompen/forman enlaces) para producir nuevas sustancias.

- **Clave**: los átomos se conservan; cambia su combinación.

2.2.- Ecuación química (lenguaje simbólico)

Una **ecuación química** representa reactivos y productos mediante fórmulas y coeficientes.

Ejemplo general: $aA + bB \rightarrow cC + dD$



2.3.- Estados físicos y símbolos

- (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (aq) disuelto en agua
- ↓ precipitado (sólido insoluble), ↑ gas desprendido
- Condiciones sobre la flecha: Δ (calor), catalizador, luz, etc.

Ejemplo: $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) \downarrow + NaNO_3(aq)$

3.- Leyes ponderales y fundamento cuantitativo

Son un conjunto de leyes experimentales de la Química que describen **relaciones de masa** (de ahí “ponderales”) en las reacciones químicas. Explican que, cuando una reacción ocurre, **las masas de reactivos y productos siguen proporciones definidas**.

3.1.- Ley de conservación de la masa (Lavoisier)

En un sistema cerrado, **la masa total se conserva**:

- No “desaparece” materia: solo se transforma.
- Esto exige **igual número de átomos de cada elemento** a ambos lados de la ecuación ajustada.

$$m_{\text{reactivos}} = m_{\text{productos}}$$

Interpretación “en partículas”:

Aunque las masas se conserven, lo esencial es:

- Se conserva el **número de átomos** de cada elemento,
- Se conservan las **cargas** (en reacciones iónicas/redox, si se tratan).

3.2.- Ley de las proporciones definidas (Proust)

Un compuesto puro siempre contiene los mismos elementos en **la misma proporción en masa**, independientemente de cómo se obtenga.

- **Si un compuesto está formado por A y B:**

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante}$$

3.3.- Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

Si dos elementos A y B forman **más de un compuesto**, las masas de B que se combinan con una masa fija de A están en una **relación de números enteros sencillos**.

Ejemplo (CO y CO₂): Fijamos 12 g de C (1 mol de C)

- En CO: se combina con 16 g de O (1 mol de O)
- En CO₂: se combina con 32 g de O (2 moles de O)

- **Relación de masas de O con la misma masa de C:**

$$16:32 = 1:2 \quad (\text{enteros sencillos})$$

3.4.- Ley de las proporciones recíprocas (Richter)

Si A se combina por separado con B y con C, entonces las masas de B y C que se combinan con una masa fija de A guardan la misma relación (o una relación simple) que las masas en que B y C se combinan entre sí.

Ejemplo típico (conceptual):

- Si 1 g de H se combina con 8 g de O (agua) y con 35,5 g de Cl (HCl), entonces O y Cl guardan una relación 8:35,5; y cuando O y Cl forman compuestos entre sí, sus proporciones se relacionan con esa razón (según el compuesto concreto).

Fundamento cuantitativo

Es la idea de que las reacciones químicas se rigen por una **contabilidad numérica y de masas** a nivel de partículas:

- En una reacción, los **átomos no se crean ni se destruyen**, solo se reorganizan.
- Por eso, al ajustar una ecuación química se iguala el **número de átomos** de cada elemento a ambos lados.
- Esa "igualdad de átomos" implica la **conservación de la masa** y permite calcular **cuánto** reacciona y **cuánto** se forma (estequiometría).

En una frase:

El fundamento cuantitativo es que **la materia se conserva y las sustancias reaccionan en proporciones fijas**, porque las partículas se combinan en **relaciones enteras** (átomos/moléculas), lo que se traduce en **proporciones de masa medibles**.

4.- Ajuste (balanceo) de ecuaciones químicas

Ajustar es elegir coeficientes para que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados.

Regla:

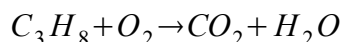
- se cambian **coeficientes**
- no se cambian **subíndices**

4.1.- Método de tanteo (procedimiento estándar)

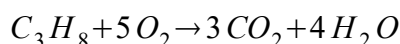
Pasos:

- Escribe fórmulas correctas.
- Cuenta átomos en reactivos y productos.
- Ajusta coeficientes (empieza por elementos que aparezcan en menos compuestos; deja H y O para el final en combustiones).
- Verifica y simplifica si procede.

Ejemplo (combustión del propano):



- **Ajuste:**



- **Clave:** En cada lado de la ecuación ajustamos los coeficientes hasta que haya el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados, entonces estará ajustada

5.- Clasificación de reacciones (por tipo de transformación)

5.1.- Síntesis (combinación)

Es un tipo de reacción química en la que **dos o más sustancias (reactivos)** se combinan para **formar una sola sustancia** más compleja (producto).

Esquema general: $A+B+C \rightarrow ABC$

Ejemplos típicos:

- Formación de agua: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
- Formación de cloruro de sodio: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$
- Óxido de magnesio: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
- **Idea clave:** en una síntesis **disminuye el número de sustancias** (pasas de varias a una), porque los reactivos **se unen** formando un compuesto.

5.2.- Descomposición

Es una reacción química en la que **una sola sustancia (compuesto)** se rompe y da lugar a **dos o más sustancias más simples** (elementos y/o compuestos). Es, en cierto modo, la "inversa" de una síntesis.

Esquema general: $ABC \rightarrow A+B+C$

Ejemplos:

- Descomposición del peróxido de hidrógeno: $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
- Descomposición térmica del carbonato de calcio: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
- Electrólisis del agua: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
- **Idea clave:** se parte de **un reactivo** y se obtienen **varios productos** porque se **rompen enlaces**; a menudo requiere energía (calor, electricidad, luz) según el caso.

5.3.- Sustitución simple (desplazamiento)

Es una reacción química en la que **un elemento libre** reacciona con un **compuesto** y **desplaza (sustituye)** a uno de sus elementos, formando **un nuevo compuesto** y liberando **otro elemento**.

Esquema general:

- Si desplaza a un **metal**: $A + BC \rightarrow AC + B$
- Si desplaza a un **no metal** (por ejemplo, un halógeno): $A + BC \rightarrow BA + C$

Ejemplos:

- Metal desplaza a otro metal (redox): $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$

(Zn desplaza al Cu del sulfato de cobre)

- Metal desplaza al hidrógeno de un ácido: $Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ (se libera H_2)
- Halógeno desplaza a otro halógeno (más reactivo): $Cl_2 + 2 KBr \rightarrow 2 KCl + Br_2$
(Cl_2 desplaza al Br^-)

- **Idea clave (condición):** no siempre ocurre; depende de la **reactividad**. Solo se produce si el elemento que entra es **más reactivo** que el que intenta desplazar (serie de reactividad de metales / reactividad de halógenos).

5.4.- Doble sustitución (metátesis)

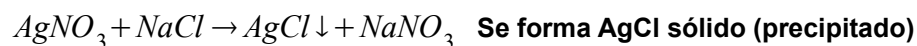
Es una reacción en la que **dos compuestos iónicos** intercambian sus iones (cationes y aniones), formando **dos compuestos nuevos**. Es como un “cambio de parejas” iónico.

Esquema general: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

- (donde A,C, suelen ser cationes y B,D, aniones)

Ejemplos típicos:

a) Formación de precipitado (reacción de precipitación):



b) Neutralización ácido–base:

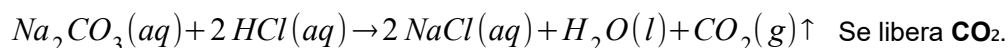
Es una reacción en la que un **ácido** reacciona con una **base** y se forman, típicamente, **una sal y agua**, porque los iones H^+ (del ácido) y OH^- (de la base) se combinan:



Ecuación general (caso típico): $\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal} + H_2O$



c) Formación de gas:



Idea clave: suele ocurrir “de verdad” (avanza) si se produce alguno de estos “motores”:

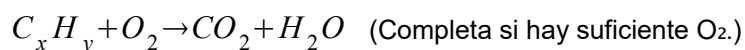
- **un precipitado** (sólido insoluble)
- **un gas**
- **agua** (en neutralizaciones)
- porque eso “saca” productos del medio y desplaza el equilibrio hacia la derecha

5.5.- Combustión

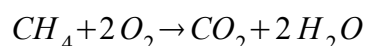
Es una reacción química en la que una sustancia (el combustible) reacciona con un comburente, normalmente oxígeno (O₂), produciendo óxidos y liberando mucha energía (reacción exotérmica, en forma de calor y a veces luz).

Forma típica (combustión completa de compuestos orgánicos)

Si el combustible es un **hidrocarburo** o un compuesto orgánico con C y H, la combustión completa produce **CO₂ y H₂O**:

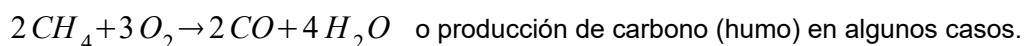


Ejemplo (metano):



Combustión incompleta

Si falta oxígeno, puede formarse **CO** (monóxido de carbono) y/o **C(s)** (hollín), además de agua:



Idea clave

- **Siempre hay oxidación** del combustible (es una reacción **redox**).
- Suele identificarse por: **O₂ como reactivo + liberación intensa de energía**.

6.- Energía en las reacciones: exotérmicas y endotérmicas

En una reacción química se rompen enlaces (eso consume energía) y se forman enlaces nuevos (eso libera energía). La diferencia entre ambas determina si la reacción libera o absorbe energía del entorno, normalmente en forma de calor.

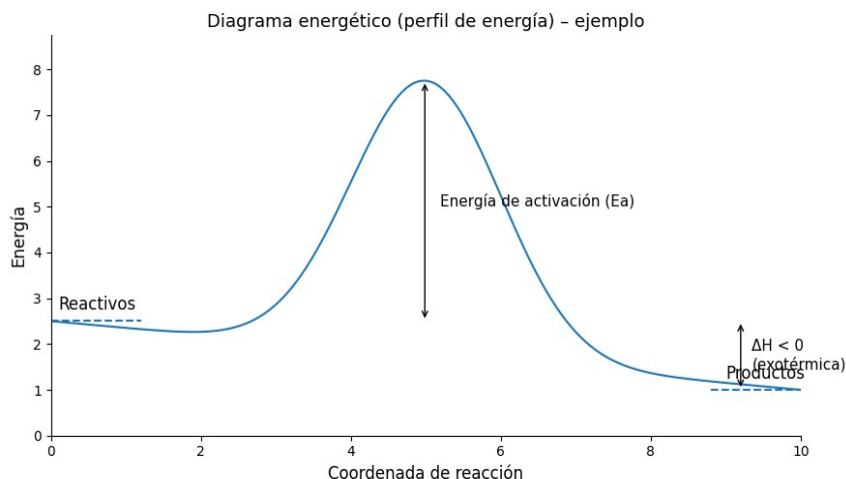
Se describe con el **cambio de entalpía** de reacción, ΔH :

- ΔH es el calor intercambiado a presión constante
- Si $\Delta H < 0 \rightarrow$ la reacción **libera** energía.
- Si $\Delta H > 0 \rightarrow$ la reacción **absorbe** energía.

6.1.- Interpretación cualitativa de diagramas energéticos

Son representaciones gráficas que muestran cómo cambia la **energía** de un sistema químico a lo largo de la **coordenada de reacción** (progreso desde reactivos hasta productos). Permiten visualizar:

- Nivel de energía de reactivos y productos
- Energía de activación (Ea): la “barrera” que hay que superar para que la reacción ocurra (máximo del diagrama).



7.- Magnitudes químicas imprescindibles para estequiometría

7.1.- Mol

Definición: cantidad de sustancia que contiene: $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ entidades/mol

7.2.- Masa molar (M)

Definición: masa de 1 mol: $M (g \cdot mol^{-1})$

7.3.- Relaciones fundamentales – Factores de Conversión

- **Masa ↔ moles** $n = \frac{m}{M}$ $m = n M$
- **Partículas ↔ moles** $n = \frac{N}{N_A}$ $N = n N_A$

Ejemplo: $3,01 \times 10^{23}$ moléculas $n = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23}} = 0,500$ mol

- **Cálculos Volumen–Volumen (V–V) en gases**

A misma temperatura y presión (misma T y P), el volumen de un gas es proporcional a sus moles:

$$V \propto n$$

Por tanto, en una reacción gaseosa, los **coeficientes estequiométricos** se pueden leer como **relación de volúmenes** (ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación).

- **Regla clave (para V–V)**

Si todos los gases están a la **misma T y P**: $\frac{V_2}{V_1} = \frac{n_2}{n_1} = \frac{v_2}{v_1}$

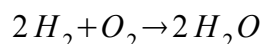
donde v son los coeficientes de la ecuación ajustada.

8.- Estequiometría: relación cuantitativa en reacciones

La **estequiometría** es la parte de la química que estudia y permite calcular las **relaciones cuantitativas** entre **reactivos y productos** en una reacción química. En la práctica responde a preguntas del tipo: ¿cuánta masa/volumen/moles de reactivo se necesitan? o ¿cuánta cantidad de producto se obtiene?

Base de la relación cuantitativa

a) La ecuación química ajustada representa una “receta” a nivel de partículas: los **coeficientes** indican la proporción en **moles (o moléculas)** en la que reaccionan las sustancias.



Significa: **2 mol** H_2 de reaccionan con **1 mol** de O_2 para formar **2 mol** de H_2O

b) Como el mol conecta partículas con magnitudes macroscópicas, esa proporción en moles se traduce a:

- **masa–masa** (usando masas molares)
- **masa–volumen** (si hay gases y condiciones conocidas)
- **volumen–volumen** (gases a la misma T y P)
- **moles–moles**, etc

- **Idea clave**

La relación cuantitativa viene de que, en una reacción, los átomos **se conservan** y por eso la ecuación debe estar **ajustada**; a partir de ahí, los coeficientes fijan las **proporciones** exactas de consumo y formación.

8.1.- Definición de relación estequiométrica

En: $aA + bB \rightarrow cC + dD$, los coeficientes son proporciones en **moles**:

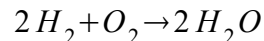
$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c} = \frac{n(D)}{d}$$

8.2.- Método general

- Ajustar
- Convertir el dato a **moles**
- Aplicar proporción con coeficientes
- Convertir a la unidad pedida.

9.- Cálculos estequiométricos

9.1.- Masa de reactivo → masa de producto



- Dado $m(H_2) = 4,00 \text{ gr}$ (O_2 en exceso)

a) moles de H_2 : $n(H_2) = \frac{4,00}{2,00} = 2,00 \text{ mol}$

b) Proporción: $2 \rightarrow 2 \Rightarrow 1:1$: $n(H_2 O) = 2,00 \text{ mol}$

c) Masa de agua: $m(H_2 O) = 2,00 \cdot 18,0 = 36,0 \text{ g}$

9.2.- Masa de producto → masa de reactivo necesario

Mismo ejemplo: ¿qué masa de H_2 necesito para formar 9,00 g de agua?

a) Moles de agua: $n(H_2 O) = \frac{9,00}{18,0} = 0,500 \text{ mol}$

b) Relación 1:1: $n(H_2) = 0,500 \text{ mol}$

c) Masa de H_2 : $m(H_2) = 0,500 \cdot 2,00 = 1,00 \text{ g}$

10.- Reactivo limitante y exceso

Reactivo limitante

Es el reactivo que está en **menor cantidad “estequiométrica”** (respecto a la proporción que exige la ecuación ajustada) y por eso **se consume por completo primero**.

- **Determina la cantidad máxima de producto** que puede formarse (rendimiento teórico).
- Cuando se agota, **la reacción se detiene**, aunque queden otros reactivos.

Reactivo en exceso

Es el reactivo que está en **más cantidad de la necesaria** según la proporción estequiométrica.

- **No se consume totalmente**.
- **Sobra** al finalizar la reacción, porque el limitante ya se ha agotado.

Cómo identificarlos (idea operativa):

- Ajustas la ecuación.
- Calculas los **moles** (o usas volúmenes en gases a misma T y P).
- Comparas **“lo disponible”** con **“lo necesario”** según los coeficientes.
- → El que **no alcanza** para reaccionar con todo el otro es el **limitante**; el otro queda **en exceso**.

10.1.- Método matemático completo

- Pasa ambos reactivos a moles
- Calcula el producto posible desde cada uno
- El que produce menos → limitante
- Calcula exceso sobrante si lo piden

Ejemplo: $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$ $n(N_2) = 1,00, n(H_2) = 2,00$

a) H_2 limitante (faltan 3,00 para 1,00 N_2)

b) Producto: $n(NH_3) = 2,00 \times \frac{2}{3} = 1,333$

c) N_2 consumido: $n(N_2) = 2 \times \frac{1}{3} = 0,667$

d) N_2 sobrante: $1,00 - 0,667 = 0,333$

11.- Estequiometría con gases

11.1.- Volumen molar: $n = \frac{V}{V_m}$

- (Usa el V_m y condiciones que te indiquen en el enunciado.)

11.2.- Gas ideal (general): $P V = n R T$

- **Despeje para moles:** $n = \frac{P V}{R T}$

Condiciones:

- T en kelvin: $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$

12.- Disoluciones y estequiometría (molaridad)

- **Molaridad (concentración molar):** $M = \frac{n}{V}$ $n = M \cdot V$ (Con V en L.)
- **Neutralización (aplicación típica):** $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
Relación 1:1 en moles entre HCl y NaOH

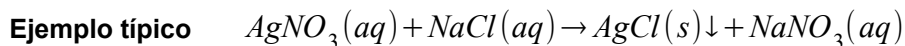
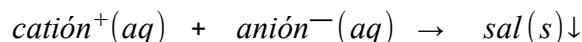
13.- Reacciones en disolución: precipitación y ecuaciones iónicas

Concepto de precipitación

Es el proceso por el cual, al mezclar dos disoluciones (normalmente acuosas), se forma un **sólido insoluble** que aparece como “nube” o depósito y se separa del líquido. Ese sólido se llama **precipitado**.

Qué ocurre a nivel de partículas

- En disolución, muchos compuestos iónicos están como iones libres. Si al combinar dos disoluciones se forma una combinación de iones que da un compuesto con **solubilidad muy baja**, los iones se unen y pasan a fase sólida:



- El **AgCl** es insoluble y precipita.

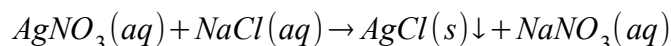
Idea clave

- Hay precipitación cuando el producto iónico supera la solubilidad del compuesto

13.1.- Ecuación molecular, iónica total e iónica neta

- Ecuación molecular (o global)

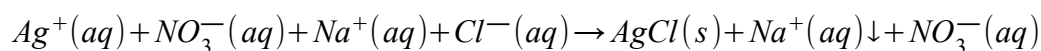
Es la ecuación química escrita con las **sustancias tal como se nombran** (compuestos completos), indicando su estado físico cuando procede. No separa los electrolitos en iones.



- Ecuación iónica total

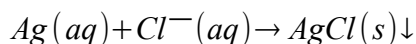
Es la ecuación en la que se **disocian en iones** todas las sustancias **acuosas** que sean **electrolitos fuertes** (sales solubles, ácidos fuertes, bases fuertes).

No se disocian: sólidos (s), líquidos puros (l), gases (g) ni **electrolitos débiles** (ácidos/bases débiles).



- Ecuación iónica neta (o iónica simplificada)

Se obtiene al **cancelar los iones espectadores**, es decir, los que aparecen **igual** a ambos lados y **no participan** en el cambio químico. Muestra solo lo que realmente ocurre.



Resumen rápido:

- **Molecular:** compuestos completos
- **Iónica total:** separas en iones lo que está disuelto y es fuerte
- **Iónica neta:** quitas iones espectadores y te quedas con la reacción "real"

14.- Rendimiento de reacción

Porcentaje del producto teórico que se obtiene realmente:

$$\% \text{rendimiento} = \frac{\text{cantidad}_{\text{real}}}{\text{cantidad}_{\text{teórica}}} \cdot 100$$

Teórica se calcula por estequiometría (normalmente desde el limitante)

- **Ejemplo:** Teórica 25,0 g; real 20,0 g: $\% = \frac{20,0}{25,0} \cdot 100 = 80,0 \%$

15.- Pureza de reactivos

Una muestra impura contiene solo una fracción de reactivo útil:

$$\% \text{ pureza} = \frac{m_{\text{puro}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100$$

- **Despeje:** $m_{\text{puro}} = m_{\text{muestra}} \frac{\% \text{ pureza}}{100}$

Uso correcto en problemas

- Primero se corrige la masa a “masa pura”, luego se hace estequiometría

Ejemplo: 50,0 g al 80%: $m_{\text{puro}} = 50,0 \cdot 0,80 = 40,0 \text{ g}$

16.- Estructura de problemas reales combinados (orden de resolución)

Este es el orden correcto en ejercicios de examen:

- Ajustar la ecuación
- Si hay pureza: calcular m_{puro}
- Convertir datos a moles (masa/volumen/partículas/molaridad/gases)
- Si hay dos reactivos: determinar limitante
- Calcular producto **teórico**
- Si hay rendimiento: calcular producto **real**
- Convertir a la unidad pedida (g, L, mol, partículas, M...)
- Si lo piden: calcular exceso sobrante

17.- Errores típicos

- No ajustar antes de calcular
- Usar gramos en proporciones de coeficientes (coeficientes = **moles**)
- Olvidar mL → L en molaridad
- Olvidar °C → K en gases
- No identificar limitante cuando hay dos reactivos
- Cambiar subíndices para “ajustar” (incorrecto)
- Confundir ecuación molecular con iónica neta

