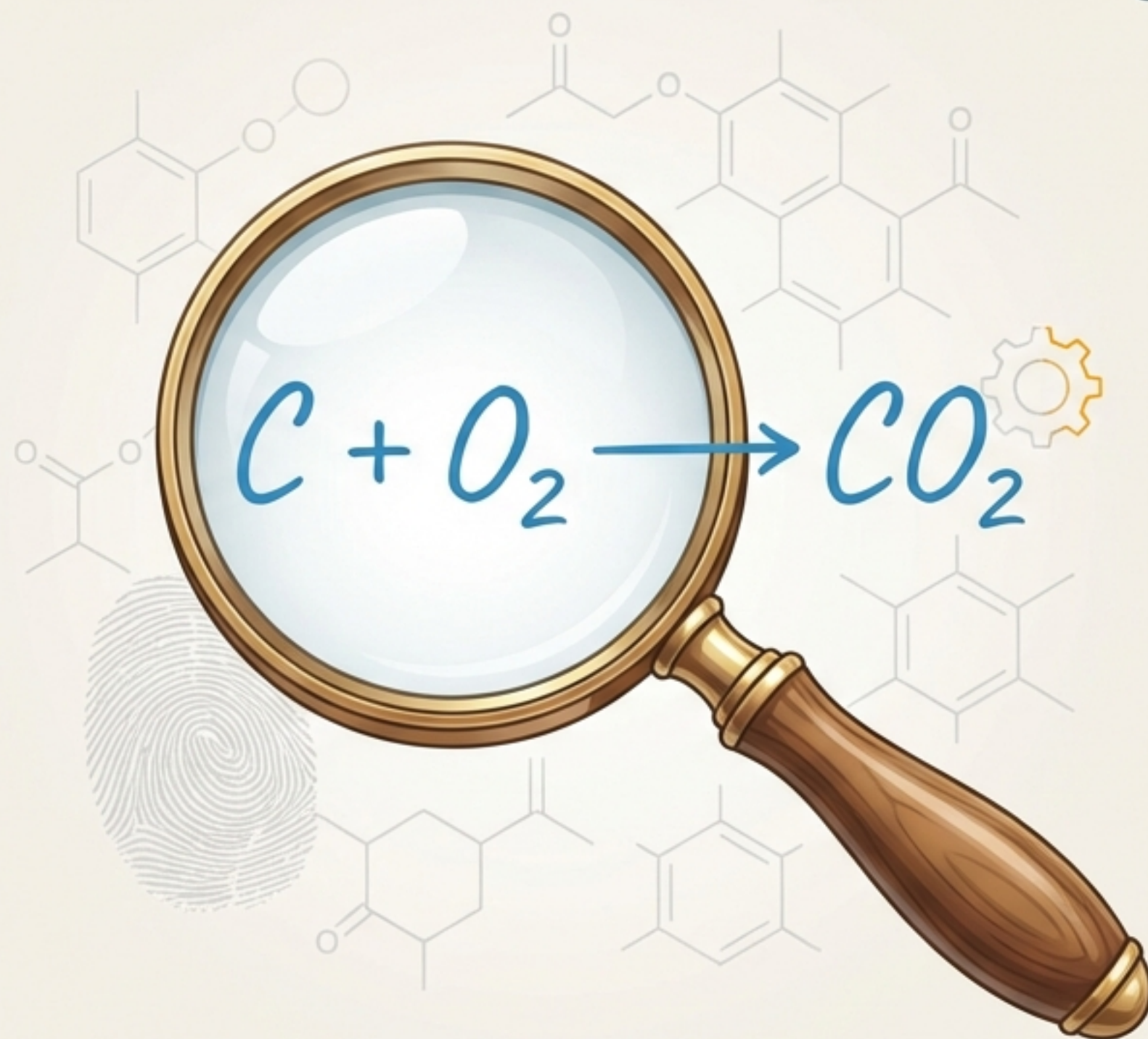
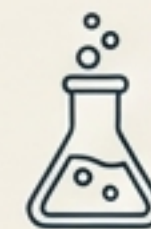


El Reactivo Limitante

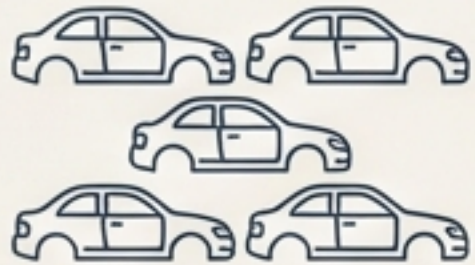
Resolviendo Misterios Químicos



Caso Prólogo: La Fábrica Misteriosa

Imagina que diriges una fábrica de automóviles. La receta es estricta:
1 Carrocería + 4 Llantas → 1 Automóvil.

Inventario



5 Carrocerías



16 Llantas

La Pregunta Clave



¿Cuántos automóviles completos puedes fabricar?

El Cálculo

Con 5 carrocerías → podrías hacer 5 autos.

Con 16 llantas → solo puedes hacer 4 autos ($16 \div 4 = 4$).

Solo puedes fabricar **4 autos**. En ese momento, se te acaban las llantas.
Solo puedes fabricar 4 autos. En ese momento, se te acaban las llantas.
Las **Llantas** son tu **Reactivo Limitante**: ellas deciden cuándo se detiene la producción.

¿Por qué es crucial resolver este caso?



El Caso del Fármaco Millonario

En la síntesis de un fármaco, un ingrediente puede costar **miles de dólares** por gramo. Al convertirlo en el **reactivo limitante**, nos aseguramos de que cada molécula se aproveche, **ahorrando millones** y haciendo los tratamientos más accesibles.





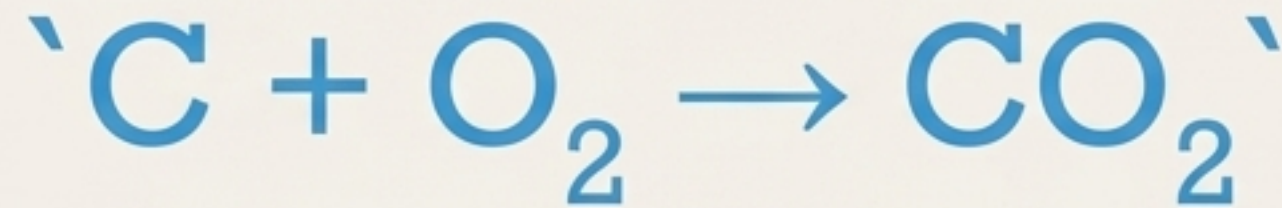
El Reto de la Pureza Industrial

Calcular el **reactivo limitante** es clave para **maximizar el rendimiento** y **minimizar los residuos**. Un exceso mal calculado puede **contaminar** el producto final, generando **altos costos de purificación**.

La Escena del Crimen: Combustión de Carbono

Apliquemos nuestra lógica de detectives a una reacción real.

| | | | |
|---|---------------------|---|-----------------------------------|
|  | EVIDENCIA #1 |  | EVIDENCIA #2 |
| | 12 g de Carbono (C) | | 64 g de Oxígeno (O ₂) |

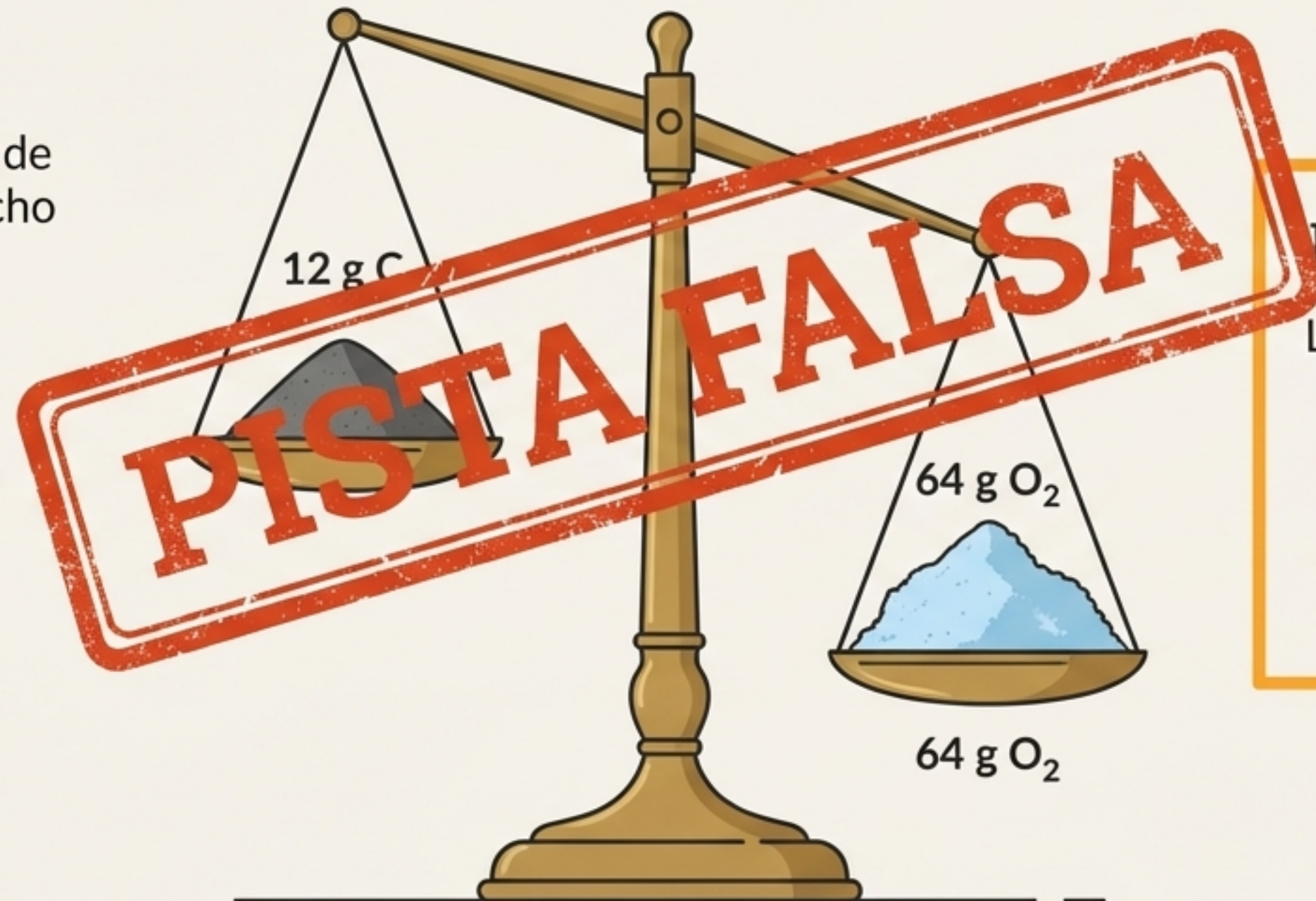


¿Quién detendrá la reacción?

¡Cuidado, Detective! No te fíes de las apariencias

A simple vista, 64 g de oxígeno parece mucho más que 12 g de carbono. Podrías pensar: "Seguro el carbono se acaba primero porque hay menos".

¡Alto ahí!



La Clave del Caso

Las reacciones químicas no "ven" el peso en gramos; ellas "cuentan" partículas. Para ser justos, debemos hablar su idioma.

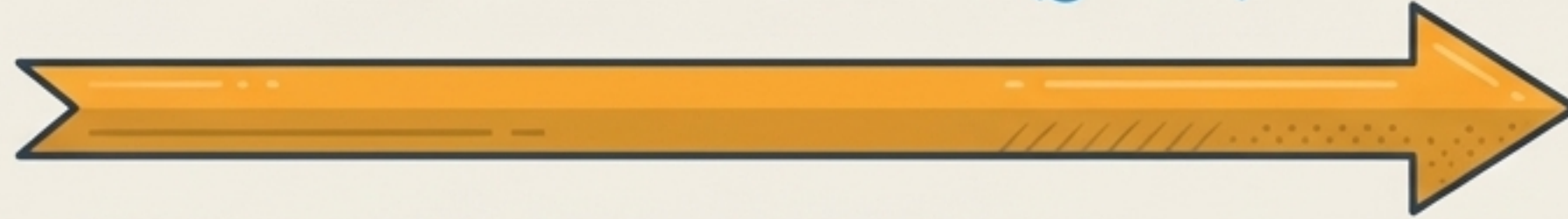
La Herramienta Forense: El Mol

El mol es la única forma de “contar” partículas químicas y comparar reactivos de manera justa.



Gramos (Masa)

Usando la Masa Molar (g/mol)



Moles (Cantidad de Partículas)

Convertir gramos a moles es como cambiar divisas antes de un viaje. Es el paso indispensable para poder comparar.

Análisis de la Evidencia: Traduciendo a Moles

Evidencia #1: Carbono

$$12 \text{ g C} \div 12.01 \text{ g/mol}$$

$$\approx 1 \text{ mol de C}$$

Evidencia #2: Oxígeno

$$64 \text{ g O}_2 \div 32.00 \text{ g/mol}$$

$$= 2 \text{ moles de O}_2$$



Nuestra evidencia actualizada:
Tenemos **1 mol de Carbono** y **2 moles de Oxígeno**.

Interrogando al Libro de Reglas



1 parte de
Carbono

1 parte de
Oxígeno

La ecuación es nuestra receta infalible.
Nos dice la proporción exacta en moles:

**Por cada 1 mol de Carbono, necesito
exactamente 1 mol de Oxígeno.**

¿Tenemos lo que la receta exige?

El Veredicto: El Carbono es el Culpable

Lo que **TENEMOS**



1 mol de C



2 moles de O₂

Tenemos 2 moles de O₂ pero solo necesitamos 1. ¡Tenemos oxígeno de sobra!

Lo que **NECESITAMOS**

Para reaccionar con nuestro 1 mol de C, necesitamos...

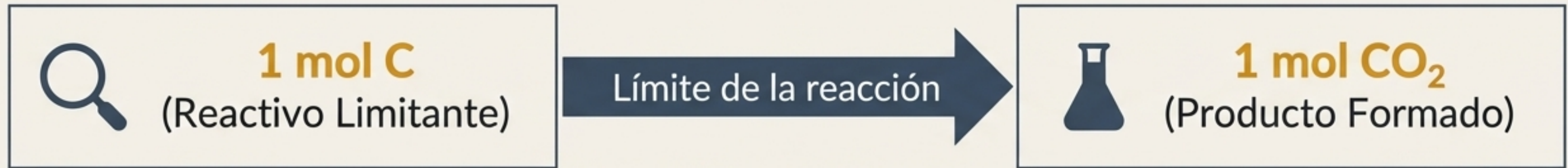
1 mol de O₂



El Carbono (C) es el Reactivo Limitante.

Reporte del Caso, Parte 1: El Botín (Producto)

El reactivo limitante dicta la máxima cantidad de producto que se puede formar.
Usamos el Carbono para el cálculo.



Cálculo del Producto

La receta: **1 mol de C** → **1 mol de CO₂**

El cálculo: Como partimos de 1 mol de Carbono, produciremos **1 mol de CO₂**.

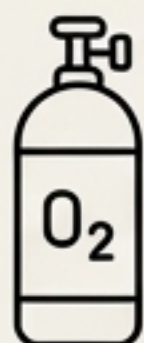
Traducción a gramos: **(1 mol CO₂) × (44.01 g/mol) = 44.01 g de CO₂**

Reporte del Caso, Parte 2: Cabos Sueltos (Excedente)



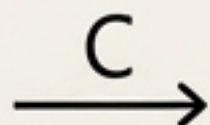
Excedente = (Lo que tenía al inicio) - (Lo que se consumió)

Cálculo del Exceso de Oxígeno



Inicial

Teníamos 2 moles de O_2 .



Consumido

La receta 1:1 nos dice que 1 mol de C consumió 1 mol de O_2 .

Sobrante

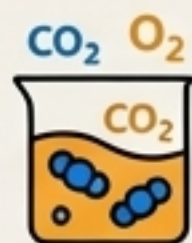
$$\begin{array}{r} 2 \text{ moles} - 1 \text{ mol} \\ - \text{ (inicial)} \quad \text{ (consumido)} \end{array}$$

1 mol de O_2 de exceso



En gramos

$$1 \text{ mol } O_2 \times 32.00 \text{ g/mol} = \textbf{32.00 g de } O_2 \text{ sobran}$$




El Reto de la Pureza: Este “sobrante” no desaparece. Queda mezclado con el producto, y separarlos tiene un costo. En la industria, cada gramo cuenta.

**Expedientes
Clasificados**

Tu Turno, Detective: Resuelve Nuevos Casos

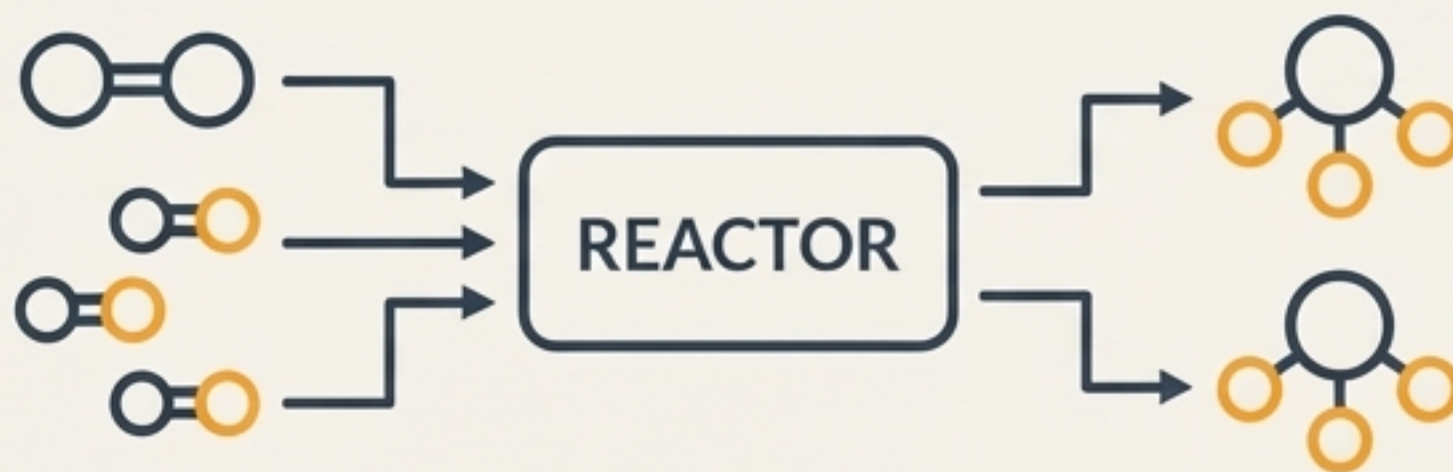
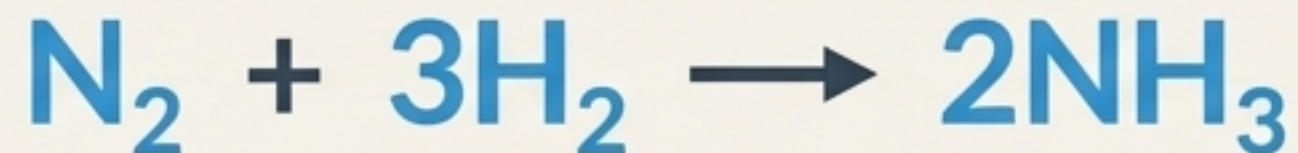
Has dominado la técnica. Ahora, aplica tu conocimiento para resolver estos expedientes. Analiza la evidencia, interroga a la receta y entrega tu veredicto.



Toma tu cuaderno  y un lápiz. Intenta resolver el caso antes de ver la solución.

Expediente #002: La Síntesis de Amoníaco




1: Reacción



2: La Evidencia

Se hacen reaccionar **50.0 g de Nitrógeno (N₂)** ** con **10.0 g de Hidrógeno (H₂)** **.

3: Las Misiones del Detective

-  1. ¿Cuál es el reactivo limitante?
-  2. ¿Cuántos gramos de amoníaco (NH₃) se producen?
-  3. ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso sobran?

Expediente #002: Análisis y Resolución

Paso 1: Traducción a Moles (La Evidencia Real)



$$\text{Moles N}_2 = \frac{50.0 \text{ g}}{28.014 \text{ g/mol}} = 1.785 \text{ mol}$$

$$\text{Moles H}_2 = \frac{10.0 \text{ g}}{2.016 \text{ g/mol}} = 4.960 \text{ mol}$$

Paso 2: El Interrogatorio (La Prueba del "Si...")



La receta es 1 mol N₂ : 3 moles H₂.

Si uso todo el N₂ (1.785 mol), necesito $1.785 \times 3 = 5.355$ mol de H₂.

Comparación: Necesito **5.355 mol de H₂**, pero solo tengo 4.960 mol.

Paso 3: El Veredicto y el Reporte



Reactivo Limitante

El **Hidrógeno (H₂)** se acaba primero.

Producto (Botín)

El cálculo se basa en H₂.

$$10.0 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2.016 \text{ g H}_2} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \times \frac{17.031 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 56.32 \text{ g NH}_3$$

Exceso (Cabos Sueltos)

$$\text{N}_2 \text{ consumido} = 4.960 \text{ mol H}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2} = 1.653 \text{ mol N}_2$$

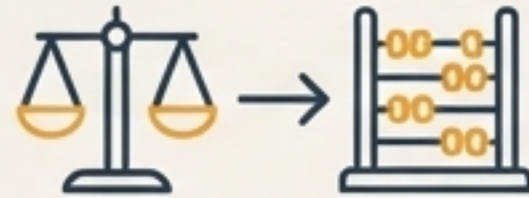
$$\text{Exceso} = 50.0 \text{ g (inicial)} - (1.653 \text{ mol} \times 28.014 \text{ g/mol}) = 50.0 \text{ g} - 46.31 \text{ g} = 3.69 \text{ g N}_2$$

El Código del Detective Químico



Escribe la Ecuación Balanceada.

Es tu “Libro de Reglas”.



Convierte Gramos a Moles.

Es tu “Herramienta Forense”.



Compara lo que Tienes vs. lo que Necesitas.

Es el “Interrogatorio”.



El que se Acaba Primero es el Limitante.

Es el “Veredicto” final y la clave para todos los demás cálculos.