

# Estequiometría



La Receta Química y el Método Molar

# Todo comienza con una receta simple.

Imagina que estás en la cocina. Tu receta es muy clara:



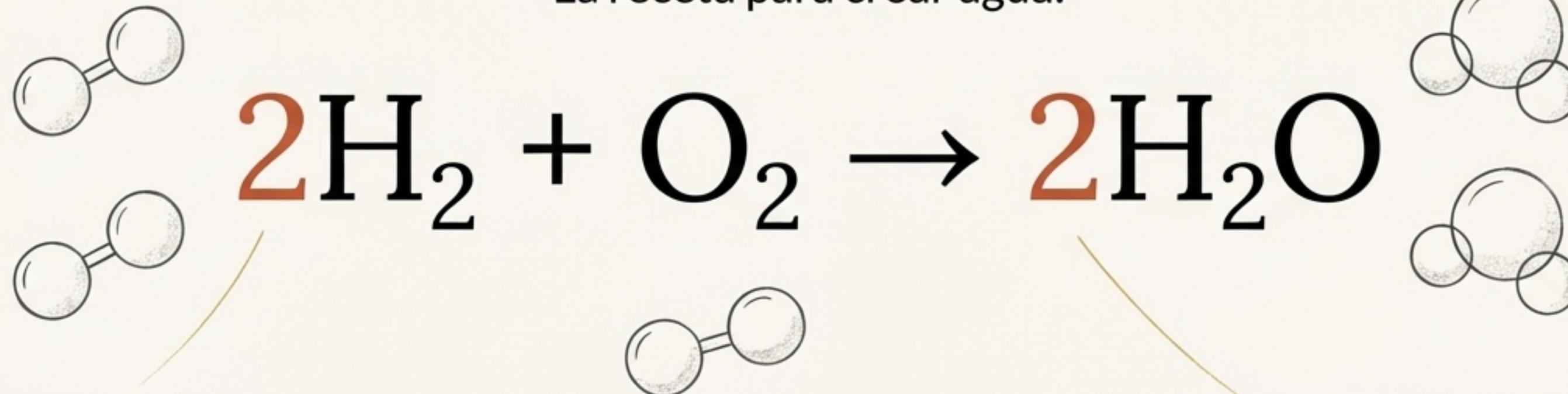
Aquí, el pan y el jamón son tus **ingredientes (reactivos)** y el sándwich es tu **platillo final (producto)**. La receta te da una regla de oro, una proporción exacta. No es una sugerencia.

# Las ecuaciones químicas son las recetas del universo.

En química, las ecuaciones balanceadas son exactamente eso: recetas.

Los **coeficientes** (los números grandes al principio) no son solo números; son las instrucciones que te dicen las proporciones exactas de cada ingrediente.

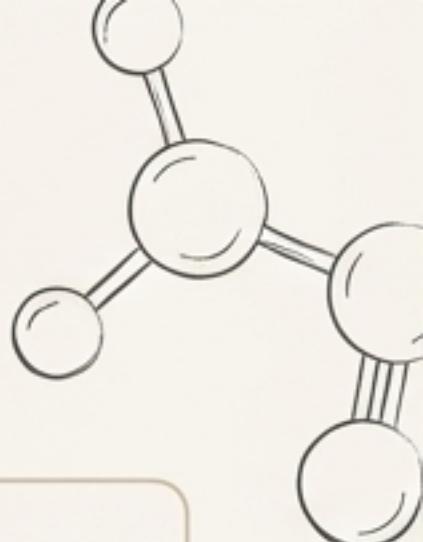
La receta para crear agua:



Instrucción:  
Necesitas 2 partes  
de hidrógeno

Resultado:  
Producirás 2  
partes de agua

# De la receta a tus herramientas de conversión.



Cada receta nos permite crear 'utensilios' de conversión.

Dependiendo de qué ingrediente tengas y qué quieras obtener, usarás un utensilio diferente.

Para la receta del agua ( $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ), estas son tus 6 herramientas:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

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

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2}$$

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

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

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$



## Ejemplo de Uso

Si tienes 4.0 moles de  $\text{O}_2$ , ¿cuántos moles de  $\text{H}_2\text{O}$  produces?

Eliges la herramienta que tiene 'lo que quiero' ( $\text{H}_2\text{O}$ ) arriba y 'lo que tengo' ( $\text{O}_2$ ) abajo.

Cálculo:  $4.0 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 8.0 \text{ mol H}_2\text{O}$

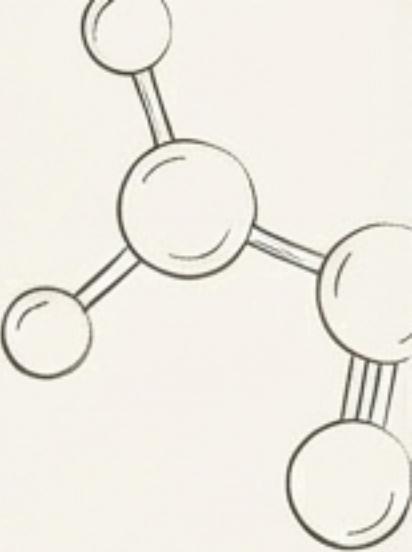


# Tu mapa para no perderte nunca en los cálculos.

Para no perderte, usa siempre este mapa. Te dice exactamente qué pasos seguir, sin importar dónde empieces (gramos o moles) o a dónde quieras llegar. El paso central, **el puente**, siempre es la relación molar de tu receta.



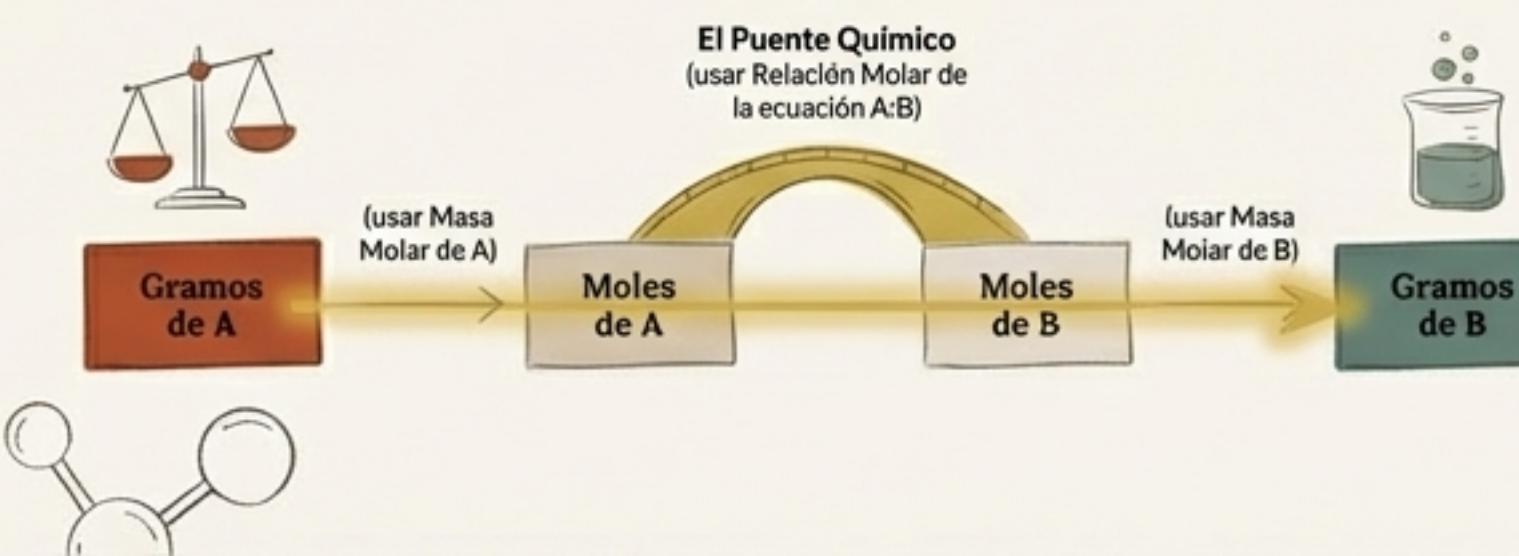
# Exploración Guiada 1: Producción de Amoníaco (Gramos → Gramos)



**Problema:** El amoníaco se produce según la ecuación:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ . ¿Cuántos gramos de  $\text{N}_2$  son necesarios para producir 7.50 g de  $\text{NH}_3$ ?

## Estrategia Socrática

- **¿Dónde estamos?:** 7.50 g de  $\text{NH}_3$  (Gramos de Producto).
- **¿A dónde vamos?:** Gramos de  $\text{N}_2$  (Gramos de Reactivo).
- **Plan de Viaje:** Necesitamos cruzar todo el mapa: Gramos ( $\text{NH}_3$ ) → Moles ( $\text{NH}_3$ ) → Moles ( $\text{N}_2$ ) → Gramos ( $\text{N}_2$ ).



## Solución (Cálculo Dimensional)

$$7.50 \text{ g } \text{NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17.0 \text{ g } \text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{2 \text{ mol } \text{NH}_3} \times \frac{28.0 \text{ g } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2} = 6.18 \text{ g } \text{N}_2$$

Masa Molar  $\text{NH}_3 = 17.0 \text{ g/mol}$

Masa Molar  $\text{N}_2 = 28.0 \text{ g/mol}$   
Masa Molar  $\text{NH}_3 = 28.0 \text{ g/mol}$

# Exploración Guiada 2: Manufactura de Silicio (Gramos → Moles)

**Problema:** La reacción es:  $\text{SiCl}_4 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Si} + 2\text{MgCl}_2$ . Si reaccionan 225 g de  $\text{SiCl}_4$  con un exceso de Mg, ¿cuántos moles de Si se producen?

## Estrategia Socrática

- **Punto de Partida:** 225 g de  $\text{SiCl}_4$ .
- **Destino:** Moles de Si.
- **El Puente:** La receta dice  $1 \text{ SiCl}_4 \rightarrow 1 \text{ Si}$ .
- **Plan de Viaje:** No podemos cruzar el puente con gramos. El viaje es:  
Gramos ( $\text{SiCl}_4$ ) → Moles ( $\text{SiCl}_4$ ) → Moles (Si).

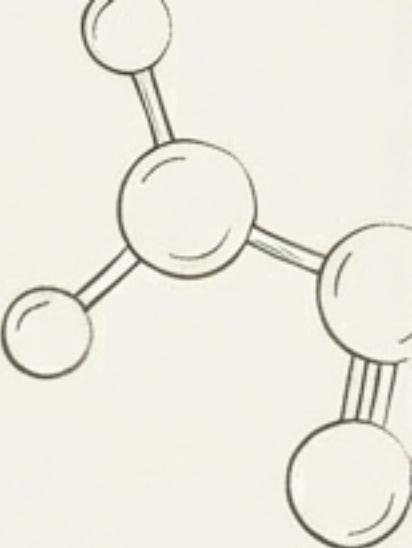


## Solución (Cálculo Dimensional)

$$225 \text{ g SiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol SiCl}_4}{170.1 \text{ g SiCl}_4} \times \frac{1 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol SiCl}_4} = 1.32 \text{ mol Si}$$

Masa Molar  $\text{SiCl}_4 = 170.1 \text{ g/mol}$

# Exploración Guiada 3: Descomposición de Urea (Moles → Gramos x2)



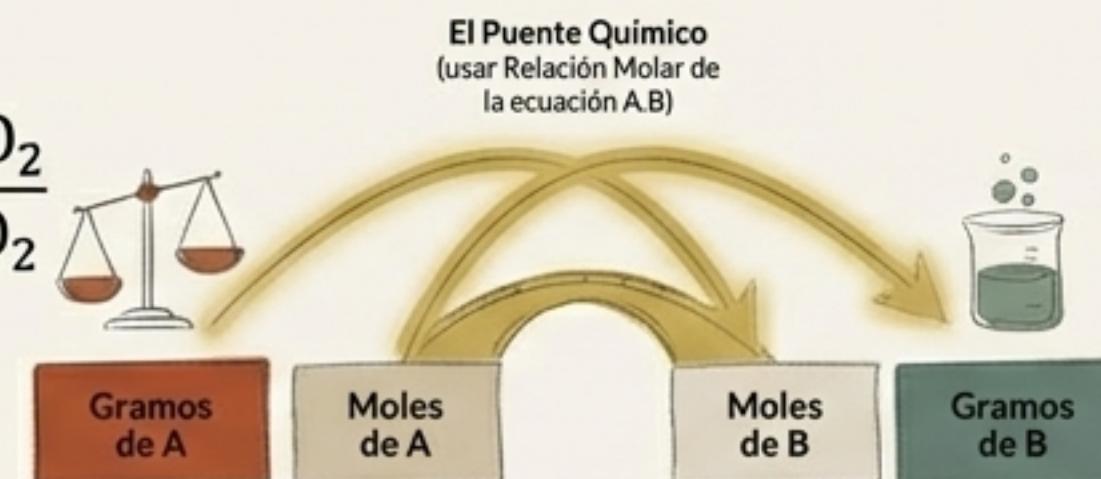
**Problema:** La reacción es:  $(\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CO}_2$ . Con 0.83 moles de urea, ¿cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  y  $\text{NH}_3$  se producen?

## Estrategia Socrática

- **Punto de Partida:** 0.83 moles de Urea. ¡Ya estamos en la entrada del puente!
- **Viaje 1 (a  $\text{CO}_2$ ) → Destino:** Gramos de  $\text{CO}_2$ . Receta: 1 Urea → 1  $\text{CO}_2$ .
- **Viaje 2 (a  $\text{NH}_3$ ) → Destino:** Gramos de  $\text{NH}_3$ . Receta: 1 Urea → 2  $\text{NH}_3$ .

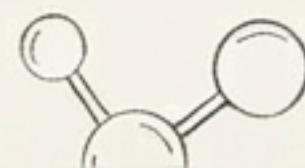
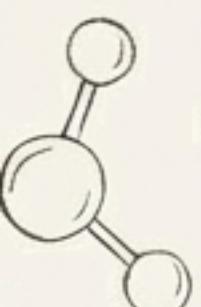
### Para $\text{CO}_2$ :

$$0.83 \text{ mol Urea} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Urea}} \times \frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 36.5 \text{ g CO}_2$$



### Para $\text{NH}_3$ :

$$0.83 \text{ mol Urea} \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol Urea}} \times \frac{17.0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 28.2 \text{ g NH}_3$$



# La Llegada: Has dominado el mapa.

¡Felicitaciones! Has completado el viaje. Hoy no solo aprendiste a resolver problemas de química, aprendiste a usar una herramienta poderosa: la relación molar.

## Recuerda Siempre:



Las ecuaciones son recetas.



Los coeficientes son las proporciones.



Tu objetivo es siempre encontrar el puente (moles) para cruzar de lo que tienes a lo que quieras.

Ahora que tienes el mapa y sabes cómo usarlo, el mundo de la estequiometría es tuyo para explorar.

# Pon a prueba tus habilidades: Ejercicios de Práctica.

Resuelve los siguientes ejercicios en tu cuaderno. Utiliza el mapa y la estrategia socrática para guiar tu pensamiento.

- 1. Combustión de Metano:**  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se producen al quemar 16.0 g de  $\text{CH}_4$ ?

---

- 2. Descomposición de  $\text{KClO}_3$ :**  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ . Si calientas 2.5 moles de  $\text{KClO}_3$ , ¿cuántos moles de  $\text{O}_2$  se producirán?

---

- 3. Fotosíntesis:**  $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$ . ¿Cuántos gramos de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) se producen a partir de 88.0 g de  $\text{CO}_2$ ?

---

- 4. Formación de Sal:**  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ . ¿Qué masa en gramos de  $\text{NaCl}$  se formará si reaccionan 46.0 g de  $\text{Na}$ ?

---

- 5. Combustión de Butano:**  $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuántos gramos de  $\text{O}_2$  se necesitan para reaccionar con 50.0 g de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ?

# Más Desafíos para el Explorador Avanzado.

Continúa tu viaje con estos problemas adicionales.

**E6: Electrólisis del Agua.** Si descompones 36.0 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , ¿cuántos moles de  $\text{H}_2$  obtendrás? ( $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ )

**E8: Herrumbre.** Calcula cuántos gramos de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se formarán si reaccionan 111.7 g de Fe. ( $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ )

**E12: Caliza.** Para obtener 100.0 g de  $\text{CaO}$ , ¿cuántos gramos de  $\text{CaCO}_3$  debes calentar? ( $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ )

**E15: Gasolina.** Si se producen 500.0 g de  $\text{CO}_2$ , ¿cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se formaron? ( $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$ )

**E18: Respiración Celular.** ¿Cuántos gramos de  $\text{O}_2$  se requieren para reaccionar con 90.0 g de glucosa? ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ )

**E20: Termita.** Si la reacción produce 100.0 g de Fe, ¿cuántos gramos de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  formaron? ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ )

# El viaje no termina aquí. Entra al laboratorio.

La teoría es el mapa, pero la práctica es el territorio.  
Ahora, aplica tus conocimientos en un entorno interactivo.

## Descripción del Laboratorio



- ⚙️ Aprende a balancear reacciones de forma visual.
- ✓ Ajusta reactivos y cumple con pedidos de producción.
- 🎯 Pon a prueba tu cálculo mental en el modo desafío.

[ Entrar al Laboratorio de Estequiométría ]

También puedes usar la calculadora interactiva para verificar todas las respuestas de tus ejercicios de práctica.