

5. Se prepara gas hilarante (N<sub>2</sub>O) por calentamiento de 60 g de nitrato de amonio según:

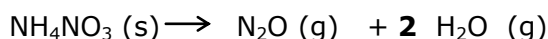


- Calcula la cantidad (mol) y la masa de N<sub>2</sub>O que se obtiene.
- Calcula la cantidad y la masa de H<sub>2</sub>O que se obtiene.

### **Resolución:**

Los cálculos que tenemos que hacer en este problema se llaman "cálculos estequiométricos". Se hacen a partir de una ecuación, que representa una reacción química. **Es importantísimo que antes de empezar a hacer cuentas te asegures de que la ecuación esté balanceada (ajustada).** Si haces cuentas en base a una reacción no balanceada, te va a dar cualquier cosa.

En este caso la ecuación no está balanceada. Así que la balanceamos:



El enunciado nos dice que partimos de 60 g de nitrato de amonio (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>). **Antes de intentar hacer ninguna cuenta, tenemos que pasar este dato a mol.** ¿Por qué? Porque las ecuaciones químicas están escritas en mol: por ej., la ecuación nos dice que por cada mol de nitrato de amonio que se descompone, se obtiene 1 mol de gas hilarante (N<sub>2</sub>O) y dos mol de agua (H<sub>2</sub>O). Pero no nos dice nada de qué ocurre si se descomponen 60 g de nitrato de amonio, o cualquier otra masa...para saber cuánto se obtiene de los productos tenemos que pasar el dato de masa (60 g) a mol.

Para eso necesitamos calcular primero la Masa Molar del nitrato de amonio, ya que la masa y la cantidad de mol de una sustancia se relacionan según:

$$\text{Cantidad de sustancia (n}^\circ \text{ de mol)} = \frac{\text{Masa de sustancia (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}}$$

Entonces, calculamos la masa molar de la siguiente manera: sumamos las masas atómicas de todos los elementos que aparecen en el compuesto, multiplicadas por la cantidad de átomos de cada uno que hay en la fórmula. En este caso es:

$$\text{M.M. NH}_4\text{NO}_3 = 2 \times M_{\text{N}} + 4 \times M_{\text{H}} + 3 \times M_{\text{O}} = 2 \times 14 + 4 \times 1 + 3 \times 16$$

(M = Masa atómica)

$$\text{Haciendo las cuentas: M.M. NH}_4\text{NO}_3 = 80 \text{ g/mol}$$

Entonces, para saber cuántos mol de nitrato de amonio hay en 60 g, hacemos:

$$\text{Cantidad de NH}_4\text{NO}_3 = \frac{60 \text{ g}}{80 \text{ g/mol}} = 0,75 \text{ mol}$$

Ahora que ya sabemos que van a reaccionar 0,75 mol de nitrato de amonio, vamos a ver qué nos pide el ejercicio:

- Primero tenemos que calcular la cantidad de gas hilarante que se obtiene. **Acuérdate que siempre que se te pida cantidad, la respuesta esperada es en mol.**

De la ecuación balanceada sabemos que **por cada mol de nitrato de amonio que se descompone, se genera un mol de gas hilarante (N<sub>2</sub>O)**. Esto quiere decir que si se descomponen 0,75 mol de nitrato de amonio (ya traducimos los 60 g del enunciado a mol), se van a formar 0,75 mol de N<sub>2</sub>O.

Luego: **Cantidad de N<sub>2</sub>O = 0,75 mol**

Ahora, nos piden calcular la masa de N<sub>2</sub>O. Entonces, vamos a pasar este valor a masa, utilizando, como siempre, la Masa Molar (pero ojo, ¡ahora la del N<sub>2</sub>O!):

$$\text{M.M. N}_2\text{O} = 2 \times M_{\text{N}} + M_{\text{O}} = 2 \times 14 + 16 = 44 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto:

$$\text{Masa de N}_2\text{O (g)} = \text{Cantidad de N}_2\text{O (mol)} \times \text{Masa Molar N}_2\text{O (g/mol)}$$

$$\text{Masa de N}_2\text{O (g)} = 0,75 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = \mathbf{33 \text{ g de N}_2\text{O}}$$

b) Ahora nos toca hacer lo mismo pero con el agua, que es el otro producto de la reacción. Pero cuidado: tenemos que **por cada mol de nitrato de amonio que se descompone, se obtienen 2 mol de agua**.

Entonces, como se descomponen 0,75 mol de NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, se forman 1,5 mol de H<sub>2</sub>O.

Luego: **Cantidad de H<sub>2</sub>O = 1,5 mol**

Para pasar este valor a masa, aplicamos el mismo procedimiento que anteriormente. Calculamos la Masa Molar del H<sub>2</sub>O, que nos da 18 g/mol (¡verifícalo!).

Por último:

$$\text{Masa de H}_2\text{O (g)} = \text{Cantidad de H}_2\text{O (mol)} \times \text{Masa Molar H}_2\text{O (g/mol)}$$

$$\text{Masa de H}_2\text{O (g)} = 1,5 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = \mathbf{27 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

---

## EJERCICIOS

- ¿Cuántos mol de oxígeno gaseoso (O<sub>2</sub>) se necesitan para preparar 142 g de P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> a partir de fósforo blanco (P<sub>4</sub>)? **2,5 mol**
  - Escribe la ecuación ajustada
  - ¿A qué masa de oxígeno corresponde esta cantidad? **80 g de O<sub>2</sub>**
  - ¿Cuál es el volumen de oxígeno, medido a 1 atm y 300 K? **61,5 litros** ¿y en condiciones normales? **56 litros**
- ¿Qué masa de óxido de nitrógeno (V) resulta necesaria para obtener 3150 g de ácido nítrico?, ¿cuántos mol de agua reaccionan? según la reacción, cuya ecuación química deberás ajustar



**Soluciones: 2699,71 g de óxido de nitrógeno (V)  
25 mol de agua**

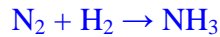
- Se hacen reaccionar 5,5 litros de oxígeno medidos en condiciones normales con cantidad suficiente de nitrógeno, según la siguiente reacción. Calcular:



- Ajustar la ecuación
- La cantidad de sustancia de nitrógeno que reaccionan. **0.01 mol**

- c. Volumen de nitrógeno necesario. **2.2 litros**
- d. Número de moléculas del compuesto formado, sabiendo que se obtiene anhídrido nítrico.  **$2.96 \cdot 10^{22}$  moléculas de óxido de nitrógeno (V)**

4 Se quieren preparar 3000 kg de amoníaco a partir de la reacción:



Calcular:

- a. Ajusta la ecuación
  - b. Volumen de nitrógeno medido en condiciones normales necesarios.  **$1,97291817 \cdot 10^6$  L**
  - c. Masa de hidrógeno necesaria. **532,67 kg**
- 5 El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:



- a. Ajusta la ecuación

Si se tienen 30 g de cobre y 200 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , calcular:

- b. ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad?. **ácido sulfúrico. La cantidad es 107,4 g de exceso**
- c. Número de mol de  $\text{SO}_2$  que se desprenden. **0.47 mol**
- d. c) Masa de  $\text{CuSO}_4$  que se forma. **75,35 g**

www.yoquieroaprobar.es