# Respuestas y desarrollos - Guía de Estequiometría

## 1) Balanceo de la combustión del propano

Ecuación: C3H8 + O2 → CO2 + H2O

Paso 1 — Balancear C: hay 3 átomos de C en reactivo → poner 3 CO2 en productos.

Paso 2 — Balancear H: hay 8 H en reactivo → H2O debe ser 4 H2O (4×2=8).

Ahora contar O: en productos hay 3 CO2 → 3×2 = 6 átomos O; y 4 H2O → 4×1 = 4 átomos O; total = 10 átomos O → O2 coeficiente = 10/2 = 5.

Coeficiente estequiométrico del O2: 5. (Respuesta: 5)

## 2) Número de moléculas en 0,5 moles de O2

Constante de Avogadro: NA = 6,022×10^23 moléculas/mol.

Número de moléculas = n × NA = 0,5 mol × 6,022×10^23 mol^-1 = 3,011×10^23 moléculas.

Respuesta redondeada: 3,01×10^23 moléculas. (Respuesta: 3,01×10^23)

## 3) Gramos de NaOH en 0,25 moles

Masa molar NaOH = 40 g/mol.

Masa = n × M = 0,25 mol × 40 g/mol = 10 g.

Respuesta: 10 g.

## 4) Reactivo limitante: 4 mol H2 y 2 mol O2 en la reacción 2H2 + O2 → 2H2O2

Razón estequiométrica: 2 mol H2 reaccionan con 1 mol O2.

Para 4 mol H2 se necesitan 2 mol O2 (porque 4/2 = 2), y efectivamente hay 2 mol O2 disponibles.

Por lo tanto, ambos reactivos se consumen totalmente (no sobra ninguno).

Respuesta: Ambos se consumen totalmente.

## 5) Gramos de AlCl3 producidos a partir de 27 g Al (exceso Cl2)

Masa molar Al = 27 g/mol → moles Al = 27/27 = 1 mol.

Ecuación (simplificada): 2 Al + 3 Cl2 → 2 AlCl3 → relación Al : AlCl3 = 1 : 1 en moles.

Entonces se produce 1 mol AlCl3. Masa AlCl3 = 1 mol × 133,5 g/mol = 133,5 g.

Respuesta: 133,5 g.

## 6) Fórmula empírica de un compuesto con 12 g C, 2 g H y 16 g O

Calcular moles de cada elemento:

- C: 12 g / 12 g/mol = 1,0 mol

- H: 2 g / 1 g/mol = 2,0 mol

- O: 16 g / 16 g/mol = 1,0 mol

Relación más simple C:H:O = 1:2:1 → fórmula empírica = CH2O.

Respuesta: CH2O.

## 7) Fórmula empírica a partir de porcentajes: 40% C, 6,7% H, 53,3% O

Suponer 100 g de compuesto → masas: C 40 g, H 6,7 g, O 53,3 g.

Moles:

- C: 40 / 12 = 3,333... mol

- H: 6,7 / 1 = 6,7 mol

- O: 53,3 / 16 = 3,33125 mol

Dividir por el menor (≈3,33125):

- C: 3,333/3,33125 ≈ 1,00

- H: 6,7/3,33125 ≈ 2,01 ≈ 2

- O: 3,33125/3,33125 = 1,00

Fórmula empírica aproximada: CH2O.

Respuesta: CH2O.

## 8) Rendimiento porcentual en la descomposición de CaCO3

Ecuación: CaCO3 → CaO + CO2.

Moles de CaCO3 en 100 g: 100 g / 100 g/mol = 1,0 mol → produce 1,0 mol CO2 (teórico).

Masa teórica CO2 = 1,0 mol × 44 g/mol = 44 g.

Masa experimental = 44 g → rendimiento = (44 / 44) × 100% = 100%.

Respuesta: 100%.

## 9) Reactivo limitante en N2 + 3H2 → 2NH3 con 4 mol N2 y 6 mol H2

Estequiometría: por cada 1 mol N2 se requieren 3 mol H2.

Para 4 mol N2 se necesitan 4 × 3 = 12 mol H2, pero sólo hay 6 mol H2.

Por tanto, el reactivo limitante es H2.

Respuesta: H2.

## 10) Masa de agua formada al reaccionar 4 g H2 con 32 g O2

Moles: H2 = 4 g / 2 g/mol = 2,0 mol.

O2 = 32 g / 32 g/mol = 1,0 mol.

Reacción: 2H2 + O2 → 2H2O → 2 mol H2 y 1 mol O2 producen 2 mol H2O.

Por lo tanto, se forman 2,0 mol H2O. Masa H2O = 2,0 mol × 18 g/mol = 36 g.

Respuesta: 36 g.

## 11) Masa de hidrógeno si hay 36 g de oxígeno en agua

En agua (H2O) la relación masa H:O es 2:16 → por cada 16 g O hay 2 g H.

Proporción H/O en masa = 2/16 = 1/8 = 0,125.

Si hay 36 g de O, masa H = 36 × (2/16) = 36 × 0.125 = 4,5 g.

Respuesta: 4,5 g.

## 12) Relación de masas de oxígeno en CO y CO2

CO: 12 g C + 16 g O → O = 16 g.

CO2: 12 g C + 32 g O → O = 32 g.

Relación O en CO : CO2 = 16 : 32 = 1 : 2.

Respuesta: 1:2.

## 13) Ley verificada por FeO y Fe2O3

FeO: 56 g Fe + 16 g O.

Fe2O3: 112 g Fe + 48 g O (observación: 112 = 2×56; 48 = 3×16).

Las cantidades de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de hierro son múltiplos sencillos (16 y 48 → 1:3).

Esto confirma la Ley de proporciones múltiples.

Respuesta: Ley de proporciones múltiples.