

1ºB EJERCICIOS QUÍMICA - REACCIONES Y ESTEQUIOMETRÍA

EJERCICIOS RESUELTOS

REACCIONES QUÍMICAS Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1.º Bachillerato - Serie 1

Marco teórico

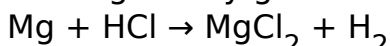
Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos sobre reacciones químicas y cálculos estequiométricos (1.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se trabajan: ajuste de ecuaciones, relaciones mol-mol, conversión masa↔moles, reactivo limitante, rendimiento y cálculos con gases (ley de Avogadro y ecuación de los gases ideales cuando procede).

Convenciones y recordatorios:

- Ajuste: se conservan átomos (y carga si procede).
- $n = m/M_m$; $m = n \cdot M_m$.
- Relación estequiométrica: los coeficientes indican proporciones en moles.
- Reactivo limitante: el que se consume antes según la proporción molar.
- Rendimiento: $\%R = (\text{cantidad real/cantidad teórica}) \cdot 100$.
- Gases: $V \propto n$ (a misma T y P); $PV = nRT$ ($R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).

Problema 1. Ajuste y cálculo masa→masa (reacción metal-ácido)

Enunciado. El magnesio reacciona con ácido clorhídrico produciendo cloruro de magnesio y gas hidrógeno:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Si reaccionan 6,08 g de Mg, calcula la masa de MgCl_2 formada (suponiendo HCl en exceso). Datos: $M_m(\text{Mg})=24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{MgCl}_2)=95,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Primero se ajusta la ecuación. Después se pasa la masa de Mg a moles, se usa la proporción molar del ajuste para obtener moles de producto y se convierte a masa con la masa molar.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Ajuste: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$.

Paso 2: Moles de Mg: $n(\text{Mg}) = 6,08/24,3 = 0,250 \text{ mol}$.

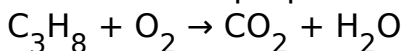
Paso 3: Estequiometría: 1 mol Mg produce 1 mol $\text{MgCl}_2 \Rightarrow n(\text{MgCl}_2) = 0,250 \text{ mol}$.

Paso 4: Masa de MgCl_2 : $m = 0,250 \cdot 95,2 = 23,8 \text{ g}$.

Conclusión: Ecuación ajustada: $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$. Se forman 23,8 g de MgCl_2 .

Problema 2. Estequiometría con gases a CN (volumen molar)

Enunciado. El propano se quema según:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Si se queman 4,40 g de C_3H_8 , calcula el volumen de CO_2 producido a CN (0 °C y 1 atm). Datos: $M_m(\text{C}_3\text{H}_8)=44,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m(\text{CN})=22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

A CN, el volumen de gas se obtiene con $V = n \cdot V_m$. Primero se ajusta, luego masa→moles del combustible y moles de CO_2 por proporción molar. Finalmente se pasa a volumen.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Ajuste: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$.

Paso 2: Moles de propano: $n = 4,40/44,1 = 0,0998 \text{ mol} \approx 0,100 \text{ mol}$.

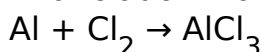
Paso 3: Estequiometría: $1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \rightarrow 3 \text{ mol CO}_2 \Rightarrow n(\text{CO}_2) = 3 \cdot 0,0998 = 0,299 \text{ mol}$.

Paso 4: Volumen a CN: $V = 0,299 \cdot 22,4 = 6,70 \text{ L}$.

Conclusión: Ecuación ajustada: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$. Se producen 6,70 L de CO_2 a CN.

Problema 3. Reactivo limitante y masa de producto

Enunciado. El aluminio reacciona con cloro formando cloruro de aluminio:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Si se hacen reaccionar 5,40 g de Al con 7,10 g de Cl_2 , determina el reactivo limitante y calcula la masa máxima de AlCl_3 que se puede formar.

Datos: $M_m(\text{Al})=27,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{Cl}_2)=70,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{AlCl}_3)=133,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta la ecuación y se calculan los moles disponibles de cada reactivo. Con la proporción molar, se compara qué reactivo se agota antes. Con el limitante se calcula el rendimiento teórico de producto.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Ajuste: $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$.

Paso 2: Moles disponibles: $n(\text{Al})=5,40/27,0=0,200 \text{ mol}$;
 $n(\text{Cl}_2)=7,10/70,9=0,100 \text{ mol}$.

Paso 3: Para 0,200 mol de Al se necesitarían $n(\text{Cl}_2) = 0,200 \cdot (3/2)=0,300 \text{ mol}$.

Paso 4: Como solo hay 0,100 mol, Cl_2 es el reactivo limitante.

Paso 5: $3 \text{ mol Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ mol AlCl}_3 \Rightarrow n(\text{AlCl}_3) = 0,100 \cdot (2/3)=0,0667 \text{ mol}$.

Paso 6: $m(\text{AlCl}_3) = 0,0667 \cdot 133,3 = 8,89 \text{ g}$.

Conclusión: El reactivo limitante es Cl_2 y la masa máxima de AlCl_3 es 8,89 g.

Problema 4. Rendimiento de reacción (descomposición térmica)

Enunciado. El carbonato de calcio se descompone al calentarlo:



Se calientan 25,0 g de CaCO_3 y se obtienen 8,50 g de CO_2 .

Calcula el rendimiento porcentual. Datos: $M_m(\text{CaCO}_3)=100,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

$$M_m(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Marco teórico

Se calcula la cantidad teórica de CO_2 a partir del reactivo (1:1 en moles).
Luego se compara con la cantidad real y se aplica $\%R = (\text{real/teórica}) \cdot 100$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Ecuación ya está ajustada (1:1:1).

Paso 2: $n(\text{CaCO}_3) = 25,0/100,1 = 0,2498 \text{ mol}$.

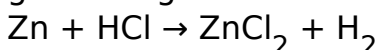
Paso 3: $n_{\text{teo}}(\text{CO}_2) = 0,2498 \text{ mol} \Rightarrow m_{\text{teo}}(\text{CO}_2) = 0,2498 \cdot 44,0 = 10,99 \text{ g}$.

Paso 4: $\%R = (8,50/10,99) \cdot 100 = 77,3\%$.

Conclusión: La masa teórica de CO_2 es 10,99 g y el rendimiento es 77,3%.

Problema 5. Cálculo estequiométrico con $PV = nRT$

Enunciado. El zinc reacciona con ácido clorhídrico formando cloruro de zinc y gas hidrógeno:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Si reaccionan 3,27 g de Zn con exceso de HCl, calcula el volumen de H_2 obtenido a 27 °C y 0,950 atm. Datos: $M_m(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta y se calculan los moles de Zn. Por estequiometría, esos moles se convierten en moles de H_2 . Con $PV = nRT$ se obtiene el volumen a la T y P dadas (T en K).

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Ajuste: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

Paso 2: $n(\text{Zn}) = 3,27/65,4 = 0,0500 \text{ mol} \Rightarrow n(\text{H}_2) = 0,0500 \text{ mol}$.

Paso 3: $T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$; $P = 0,950 \text{ atm}$.

Paso 4: $V = nRT/P = (0,0500 \cdot 0,08206 \cdot 300)/0,950$.

Paso 5: Numerador: $0,0500 \cdot 0,08206 \cdot 300 = 1,231 \text{ L} \cdot \text{atm} \Rightarrow V = 1,231/0,950 = 1,30 \text{ L}$.

Conclusión: Ecuación ajustada: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Se obtienen 1,30 L de H_2 a 27 °C y 0,950 atm.

