

1ºB EJERCICIOS QUÍMICA - REACCIONES Y ESTEQUIOMETRÍA

EJERCICIOS RESUELTOS

REACCIONES QUÍMICAS Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1.º Bachillerato - Serie 2

Marco teórico

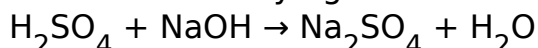
Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos sobre reacciones químicas y cálculos estequiométricos (1.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se trabajan: ajuste de ecuaciones, cálculos masa↔moles, relaciones mol-mol, limitante/exceso, pureza de reactivos y rendimiento, incluyendo un problema con gases usando la ecuación $PV = nRT$.

Convenciones y recordatorios:

- Ajuste: se conservan átomos (y carga si procede).
- $n = m/M_m$; $m = n \cdot M_m$.
- Los coeficientes ajustados dan proporciones en moles.
- Reactivo limitante: el que se consume primero según la proporción molar.
- Pureza: $m_{\text{puro}} = (\%/100) \cdot m_{\text{muestra}}$.
- Rendimiento: $\%R = (\text{real/teórico}) \cdot 100$.
- Gases: $PV = nRT$ ($R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).

Problema 1. Disoluciones y estequiometría: neutralización ácido-base

Enunciado. El ácido sulfúrico reacciona con hidróxido de sodio formando sulfato de sodio y agua:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Si se mezclan 125 mL de H_2SO_4 0,400 M con exceso de NaOH, calcula la masa de Na_2SO_4 formada.

Datos: $M_m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

En disoluciones, los moles se obtienen con $n = M \cdot V$ (V en L). Luego se usa la proporción molar del ajuste para calcular los moles de producto y se pasa a masa con la masa molar.

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

Paso 1: Ajuste: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Paso 2: Volumen de ácido: 125 mL = 0,125 L.

Paso 3: Moles de H_2SO_4 : $n = 0,400 \cdot 0,125 = 0,0500 \text{ mol}$.

Paso 4: Estequiometría: $1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,0500 \text{ mol}$.

Paso 5: Masa de Na_2SO_4 : $m = 0,0500 \cdot 142,0 = 7,10 \text{ g}$.

Conclusión: Ecuación ajustada: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Se forman 7,10 g de Na_2SO_4 .

Problema 2. Pureza del reactivo y gas producido ($PV = nRT$)

Enunciado. El carbonato de calcio reacciona con ácido clorhídrico según:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Se hacen reaccionar 10,0 g de una muestra de CaCO_3 al 85,0% de pureza con exceso de HCl. Calcula el volumen de CO_2 obtenido a 25 °C y 1,00 atm.

Datos: $M_m(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Marco teórico

La pureza permite hallar la masa de CaCO_3 puro: $m_{\text{puro}} = 0,850 \cdot m_{\text{muestra}}$. Luego se pasa a moles y, por estequiometría, esos moles son los de CO_2 . Finalmente se aplica $PV = nRT$.

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

Paso 1: Ajuste: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Paso 2: Masa pura de CaCO_3 : $m_{\text{puro}} = 0,850 \cdot 10,0 = 8,50 \text{ g}$.

Paso 3: Moles de CaCO_3 : $n = 8,50/100,1 = 0,0849 \text{ mol}$.

Paso 4: Estequiometría: $1 \text{ mol CaCO}_3 \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2 \Rightarrow n(\text{CO}_2) = 0,0849 \text{ mol}$.

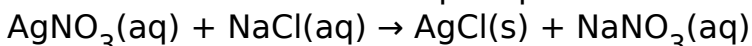
Paso 5: $T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$; $P = 1,00 \text{ atm}$.

Paso 6: $V = nRT/P = 0,0849 \cdot 0,08206 \cdot 298/1,00 = 2,07 \text{ L}$ (aprox.).

Conclusión: La muestra equivale a 0,0849 mol de CaCO_3 puro y produce 2,07 L de CO_2 a 25 °C y 1 atm.

Problema 3. Reactivo limitante en disoluciones y precipitado

Enunciado. La reacción de precipitación es:



Se mezclan 50,0 mL de AgNO_3 0,200 M con 30,0 mL de NaCl 0,300 M.

(a) Determina el reactivo limitante. (b) Calcula la masa de AgCl precipitado.

Datos: $M_m(\text{AgCl}) = 143,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Se calculan los moles de cada reactivo con $n = M \cdot V$. La estequiometría es 1:1. El reactivo con menos moles limita y determina los moles de precipitado.

Después $m = n \cdot M_m$.

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

Paso 1: $n(\text{AgNO}_3) = 0,200 \cdot 0,0500 = 0,0100 \text{ mol}$.

Paso 2: $n(\text{NaCl}) = 0,300 \cdot 0,0300 = 0,00900 \text{ mol}$.

Paso 3: La reacción es 1:1 $\Rightarrow$ se requieren moles iguales. Como $0,00900 < 0,0100$, NaCl es limitante.

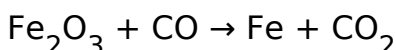
Paso 4: $n(\text{AgCl}) \text{ formado} = n(\text{limitante}) = 0,00900 \text{ mol}$.

Paso 5: $m(\text{AgCl}) = 0,00900 \cdot 143,3 = 1,29 \text{ g}$.

Conclusión: El limitante es NaCl y precipitan 1,29 g de AgCl .

Problema 4. Reactivo limitante y rendimiento (reducción de un óxido)

Enunciado. La hematites puede reducirse con monóxido de carbono:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Se hacen reaccionar 16,0 g de Fe_2O_3 con 6,00 g de

CO y se obtienen 8,20 g de Fe. Determina el reactivo limitante y calcula el rendimiento porcentual.

Datos: $M_m(\text{Fe}_2\text{O}_3)=159,7 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{CO})=28,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{Fe})=55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta la ecuación, se calculan moles de reactivos y se identifica el limitante comparando con la proporción molar. Con el limitante se calcula el Fe teórico y luego $\%R = (m \text{ real} / m \text{ teórica}) \cdot 100$.

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

Paso 1: Ajuste: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO} \rightarrow 2 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}_2$.

Paso 2: $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 16,0/159,7 = 0,1002 \text{ mol}$.

Paso 3: $n(\text{CO}) = 6,00/28,0 = 0,214 \text{ mol}$.

Paso 4: CO requerido para 0,1002 mol Fe_2O_3 : $n = 0,1002 \cdot 3 = 0,3006 \text{ mol}$. Solo hay 0,214 $\Rightarrow$ CO es limitante.

Paso 5: Estequiometría: $3 \text{ mol CO} \rightarrow 2 \text{ mol Fe} \Rightarrow n(\text{Fe})_{\text{teo}} = 0,214 \cdot (2/3) = 0,1427 \text{ mol}$.

Paso 6: $m(\text{Fe})_{\text{teo}} = 0,1427 \cdot 55,8 = 7,96 \text{ g}$.

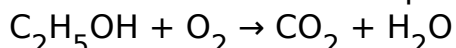
Paso 7: Rendimiento: $\%R = (8,20/7,96) \cdot 100 = 103\%$ (aprox.).

Paso 8: Un rendimiento $>100\%$ indica datos experimentales incompatibles (impurezas en el Fe, humedad, error de pesada, etc.).

Conclusión: El limitante es CO; el Fe teórico sería 7,96 g. Con 8,20 g medidos, el $\%R \approx 103\%$ (señal de error/impurezas).

Problema 5. Cálculo de reactivo gaseoso requerido (combustión)

Enunciado. El etanol se quema según:



(a) Ajusta la ecuación. (b) ¿Qué volumen de O_2 se necesita para quemar completamente 3,45 g de etanol a 20°C y 0,980 atm?

Datos: $M_m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})=46,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R=0,08206 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta la ecuación y se calcula $n(\text{etanol})$. Con la proporción molar se obtiene $n(\text{O}_2)$ requerido y, con $PV=nRT$, se calcula el volumen a las condiciones dadas.

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

Paso 1: Ajuste: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Paso 2: $n(\text{etanol}) = 3,45/46,1 = 0,0748 \text{ mol}$.

Paso 3: Estequiometría: 1 mol etanol requiere 3 mol $\text{O}_2 \Rightarrow$
 $n(\text{O}_2) = 3 \cdot 0,0748 = 0,224 \text{ mol}$.

Paso 4: $T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$; $P = 0,980 \text{ atm}$.

Paso 5: $V = nRT/P = 0,224 \cdot 0,08206 \cdot 293/0,980 = 5,50 \text{ L (aprox.)}$.

Conclusión: Se requieren 0,224 mol de O_2 , que equivalen a 5,50 L a 20 °C y 0,980 atm.

