

1ºB EJERCICIOS QUÍMICA - REACCIONES Y ESTEQUIOMETRÍA

EJERCICIOS RESUELTOS

REACCIONES QUÍMICAS Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1.º Bachillerato - Serie 3

Marco teórico

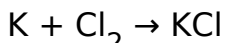
Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos sobre reacciones químicas y cálculos estequiométricos (1.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se trabajan: ajuste, cálculo de reactivo limitante, formación de precipitados, rendimientos, y un problema con gases (ley de Avogadro o $PV=nRT$) según las condiciones indicadas.

Convenciones y recordatorios:

- Ajuste: conservación de átomos.
- $n = m/M_m$; $m = n \cdot M_m$.
- Proporción molar: coeficientes ajustados.
- Limitante: el que produce menos cantidad de producto según la proporción.
- Rendimiento: $\%R = (\text{real/teórico}) \cdot 100$.
- Gases: $V \propto n$ (misma T,P); $PV = nRT$ ($R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).

Problema 1. Cálculo con dos incógnitas: producto y reactivo requerido

Enunciado. El potasio reacciona con cloro para formar cloruro de potasio:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Si reaccionan 3,90 g de K, calcula: (i) la masa de KCl formada y (ii) la masa de Cl_2 consumida.

Datos: $M_m(\text{K})=39,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{KCl})=74,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{Cl}_2)=70,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta, se pasa la masa del reactivo a moles, se aplican las relaciones mol-mol para obtener moles de producto y del otro reactivo, y se convierten a masa.

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

Paso 1: Ajuste: $2 \text{ K} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ KCl}$.

Paso 2: $n(\text{K})=3,90/39,1=0,0997 \text{ mol}$.

Paso 3: Estequiometría $2 \text{ K} \rightarrow 2 \text{ KCl} \Rightarrow n(\text{KCl})=n(\text{K})=0,0997 \text{ mol}$.

Paso 4: $m(\text{KCl})=0,0997\cdot74,6=7,44 \text{ g}$.

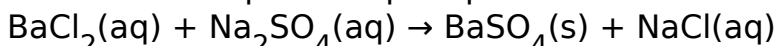
Paso 5: Estequiometría $2 \text{ K} \rightarrow 1 \text{ Cl}_2 \Rightarrow n(\text{Cl}_2)=0,0997\cdot(1/2)=0,0499 \text{ mol}$.

Paso 6: $m(\text{Cl}_2)=0,0499\cdot70,9=3,54 \text{ g}$.

Conclusión: Se forman 7,44 g de KCl y se consumen 3,54 g de Cl_2 .

Problema 2. Precipitación: reactivo limitante y masa de sólido

Enunciado. Se produce precipitado de sulfato de bario en la reacción:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Se mezclan 80,0 mL de BaCl_2 0,150 M con 50,0 mL de Na_2SO_4 0,250 M. Calcula la masa de BaSO_4 precipitado.

Datos: $M_m(\text{BaSO}_4)=233,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta y se calculan moles de ambos reactivos ($n=M\cdot V$). La estequiometría es 1:1 para formar BaSO_4 . El reactivo con menos moles limita y determina $n(\text{BaSO}_4)$ y su masa.

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

Paso 1: Ajuste: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$.

Paso 2: $n(\text{BaCl}_2) = 0,150 \cdot 0,0800 = 0,0120 \text{ mol}$.

Paso 3: $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,250 \cdot 0,0500 = 0,0125 \text{ mol}$.

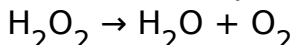
Paso 4: Proporción 1:1 $\Rightarrow$ limita BaCl_2 ($0,0120 < 0,0125$).

Paso 5: $n(\text{BaSO}_4) = 0,0120 \text{ mol} \Rightarrow m = 0,0120 \cdot 233,4 = 2,80 \text{ g}$.

Conclusión: El limitante es BaCl_2 y precipitan 2,80 g de BaSO_4 .

Problema 3. Volumen de gas a CN para hallar masa de reactivo

Enunciado. El peróxido de hidrógeno se descompone según:



(a) Ajusta la ecuación. (b) En un experimento se recogen 2,24 L de O_2 a CN. Calcula la masa de H_2O_2 que se ha descompuesto.

Datos: $V_m(\text{CN}) = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

A CN, $n(\text{O}_2) = V/V_m$. Con la estequiometría se obtiene $n(\text{H}_2\text{O}_2)$ y luego $m = n \cdot M_m$.

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

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

Paso 2: $n(\text{O}_2) = 2,24/22,4 = 0,100 \text{ mol}$.

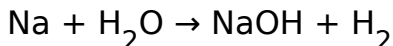
Paso 3: Estequiometría: $2 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \rightarrow 1 \text{ mol O}_2 \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \cdot 0,100 = 0,200 \text{ mol}$.

Paso 4: $m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,200 \cdot 34,0 = 6,80 \text{ g}$.

Conclusión: Se han descompuesto 6,80 g de H_2O_2 .

Problema 4. Limitante y volumen de H_2 a condiciones dadas

Enunciado. El sodio reacciona con agua según:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Se hacen reaccionar 2,30 g de Na con 10,0 g de agua. Determina el limitante y calcula el volumen de H_2 producido a 30 °C y 1,00 atm.

Datos: $M_m(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_m(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta y se calculan moles de ambos reactivos. La estequiometría indica los moles necesarios. Con el limitante se obtienen moles de H_2 y se calcula el volumen con $PV=nRT$.

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

Paso 1: Ajuste: $2 Na + 2 H_2O \rightarrow 2 NaOH + H_2$.

Paso 2: $n(Na)=2,30/23,0=0,100$ mol.

Paso 3: $n(H_2O)=10,0/18,0=0,556$ mol.

Paso 4: Proporción $2 Na : 2 H_2O \Rightarrow 1:1$ en moles entre Na y H_2O . Para 0,100 mol Na se requieren 0,100 mol H_2O (hay 0,556).

Paso 5: Na es limitante.

Paso 6: $2 \text{ mol Na} \rightarrow 1 \text{ mol } H_2 \Rightarrow n(H_2) = 0,100 \cdot (1/2) = 0,0500$ mol.

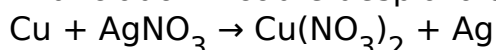
Paso 7: $T=30^\circ C=303 K$; $P=1,00$ atm.

Paso 8: $V = nRT/P = 0,0500 \cdot 0,08206 \cdot 303 = 1,24$ L.

Conclusión: El limitante es Na y se producen 1,24 L de H_2 a $30^\circ C$ y 1 atm.

Problema 5. Rendimiento con reactivo limitante (desplazamiento simple)

Enunciado. El cobre desplaza a la plata en una disolución de nitrato de plata:



(a) Ajusta la ecuación. (b) Se hacen reaccionar 3,00 g de Cu con 8,50 g de $AgNO_3$. Se obtienen 6,10 g de Ag. Determina el limitante, calcula la masa teórica de Ag y el rendimiento porcentual.

Datos: $M_m(Cu)=63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(AgNO_3)=169,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_m(Ag)=107,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Marco teórico

Se ajusta, se pasan masas a moles y se compara con la proporción molar para hallar el limitante. Con el limitante se calcula la masa teórica de Ag y se obtiene el rendimiento.

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

Paso 1: Ajuste: $Cu + 2 AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2 Ag$.

Paso 2: $n(Cu)=3,00/63,5=0,0472$ mol.

Paso 3: $n(AgNO_3)=8,50/169,9=0,0500$ mol.

Paso 4: Requerimiento de $AgNO_3$ para 0,0472 mol Cu: $n = 0,0472 \cdot 2 = 0,0944$ mol, pero hay 0,0500 $\Rightarrow AgNO_3$ es limitante.

Paso 5: Estequiometría: $2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{Ag} \Rightarrow n(\text{Ag}) = n(\text{AgNO}_3) = 0,0500 \text{ mol}$.

Paso 6: $m(\text{Ag})_{\text{teo}} = 0,0500 \cdot 107,9 = 5,40 \text{ g}$.

Paso 7: Rendimiento: $\%R = (6,10/5,40) \cdot 100 = 113\%$ (aprox.).

Paso 8: Un $\% > 100\%$ sugiere impurezas en el sólido (humedad, sales adheridas) o error experimental.

Conclusión: El limitante es AgNO_3 ; $m(\text{Ag})$ teórica 5,40 g. Con 6,10 g, el rendimiento $\approx 113\%$ (datos incompatibles/impurezas).

