

1ºB EJERCICIOS QUÍMICA - CONCEPTO DE MOL Y LEYES DE LOS GASES

EJERCICIOS RESUELTOS

MOL Y GASES

1.º Bachillerato - Serie 1

Marco teórico

Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos sobre el concepto de mol y las leyes de los gases a nivel de 1.º de Bachillerato. Se trabaja la relación entre masa, moles y número de partículas (N_A), y la aplicación de las leyes de Boyle-Mariotte, Charles y Gay-Lussac, así como la ecuación general de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, con un razonamiento teórico y matemático paso a paso.

Convenciones y recordatorios:

- $n = m/M$ (moles = masa / masa molar).
- $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (usar T en kelvin; $K = ^\circ C + 273$).
- $N = n \cdot N_A$, con $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Problema 1. De masa a moles y partículas

Enunciado. ¿Cuántos moles y cuántas moléculas hay en 11,0 g de CO₂? ($M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Marco teórico

Primero se calcula la cantidad de sustancia con $n = m/M$ y después el número de moléculas con $N = n \cdot N_A$.

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

Paso 1: Identificamos los datos: $m = 11,0 \text{ g}$; $M = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Paso 2: Calculamos los moles: $n = m/M = 11,0/44,0 = 0,250 \text{ mol}$.

Paso 3: Aplicamos $N = n \cdot N_A$: $N = 0,250 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,5055 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Paso 4: Redondeamos con criterio: $N \approx 1,51 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Conclusión: En 11,0 g de CO₂ hay 0,250 mol y aproximadamente $1,51 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Problema 2. Ley de Boyle-Mariotte ($P \cdot V = \text{cte}$)

Enunciado. Un gas ocupa 2,00 L a 1,50 atm. Si se comprime hasta 1,20 L manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será la nueva presión?

Marco teórico

A temperatura constante, la ley de Boyle establece que $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$, por lo que la presión aumenta al disminuir el volumen.

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

Paso 1: Escribimos Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$.

Paso 2: Despejamos la incógnita: $P_2 = (P_1 \cdot V_1)/V_2$.

Paso 3: Sustituimos: $P_2 = (1,50 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}) / 1,20 \text{ L}$.

Paso 4: Calculamos: $P_2 = 3,00/1,20 = 2,50 \text{ atm}$.

Conclusión: La nueva presión es 2,50 atm (a menor volumen, mayor presión).

Problema 3. Ley de Charles ($V/T = \text{cte}$)

Enunciado. Un gas ocupa 3,00 L a 20 °C. ¿Qué volumen ocupará a 80 °C si la presión se mantiene constante?

Marco teórico

A presión constante, la ley de Charles establece que $V_1/T_1 = V_2/T_2$, usando siempre temperaturas en kelvin.

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

Paso 1: Convertimos temperaturas: $T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$; $T_2 = 80 + 273 = 353 \text{ K}$.

Paso 2: Planteamos Charles: $V_1/T_1 = V_2/T_2$.

Paso 3: Despejamos: $V_2 = V_1 \cdot (T_2/T_1)$.

Paso 4: Sustituimos: $V_2 = 3,00 \cdot (353/293)$.

Paso 5: Calculamos: $353/293 \approx 1,205$; entonces $V_2 \approx 3,00 \cdot 1,205 = 3,62 \text{ L}$.

Conclusión: El volumen final es aproximadamente 3,62 L (a mayor temperatura, mayor volumen).

Problema 4. Ecuación de los gases ideales (cálculo de n)

Enunciado. Un gas ideal está a 1,00 atm y ocupa 4,00 L a 27 °C. Calcula el número de moles ($R = 0,08206 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$).

Marco teórico

Para un gas ideal se cumple $P\cdot V = n\cdot R\cdot T$. Si se conocen P, V y T, se despeja n.

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

Paso 1: Convertimos la temperatura: $T = 27\text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$.

Paso 2: Escribimos la ecuación: $P\cdot V = n\cdot R\cdot T$.

Paso 3: Despejamos n: $n = (P\cdot V)/(R\cdot T)$.

Paso 4: Sustituimos: $n = (1,00\cdot 4,00)/(0,08206\cdot 300)$.

Paso 5: Calculamos el denominador: $0,08206\cdot 300 = 24,618$.

Paso 6: Calculamos: $n = 4,00/24,618 = 0,162 \text{ mol}$ (aprox.).

Conclusión: El gas contiene aproximadamente 0,162 mol.

Problema 5. Densidad de un gas a partir de P, M y T

Enunciado. Calcula la densidad del $\text{CO}_2(\text{g})$ a 1,00 atm y 27 °C. ($M = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,08206 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)

Marco teórico

Para un gas ideal, la densidad puede deducirse combinando $P\cdot V = n\cdot R\cdot T$ con $n = m/M$. Se obtiene: $\rho = (P\cdot M)/(R\cdot T)$.

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

Paso 1: Convertimos la temperatura: $T = 27\text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$.

Paso 2: Usamos la expresión: $\rho = (P\cdot M)/(R\cdot T)$.

Paso 3: Sustituimos: $\rho = (1,00 \text{ atm}\cdot 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1})/(0,08206\cdot 300)$.

Paso 4: Calculamos el denominador: $0,08206\cdot 300 = 24,618$.

Paso 5: Calculamos: $\rho = 44,0/24,618 = 1,79 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ (aprox.).

Conclusión: La densidad del CO_2 a 1 atm y 27 °C es aproximadamente $1,79 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Aviso legal

© Prohibida la reproducción total o parcial de este documento, así como su distribución o uso comercial, sin autorización expresa del autor.

Este material tiene finalidad educativa y está dirigido a alumnado de 1.º de Bachillerato.

Las marcas y nombres comerciales que pudieran aparecer pertenecen a sus respectivos propietarios.