*Examen oficial IB, Paper 2, Noviembre 2024, Pregunta 1(a). Mark scheme oficial.*

**FICHA** E1.5-P01

# El propano como gas ideal

| SUBTEMA | TIPO | DIFICULTAD | PUNTOS | TIEMPO MÁX. |
|---|---|---|---|---|
| 1.5 Gases ideales | Principal | ●●● (3 / 3) | 8 pts · a)2 + b)2 + c)2 + d)2 | 14 min |

PRERREQUISITOS

- Fuerzas de dispersión de London: la única fuerza intermolecular en hidrocarburos apolares; aumenta con el tamaño/masa molar
- Ecuación de los gases ideales: PV=nRT (R en el cuadernillo de datos); todas las unidades deben ser coherentes con las del cuadernillo (Pa, m3, K)
- El modelo de gas ideal falla a presión alta (volumen molecular no despreciable) y temperatura baja (fuerzas intermoleculares significativas)

TIEMPO DE REFERENCIA

**Media de la clase ~ 9 min.** Es una referencia para situarte, no un cronómetro.

ENUNCIADO

Los cuatro primeros alcanos de cadena lineal son gaseosos a temperatura ambiente. El punto de ebullición aumenta progresivamente del metano al propano. El propano tiene un punto de ebullición de 231 K.

**a)** Explique por qué el punto de ebullición aumenta al ir del metano al propano. [2]

**b)** Explique por qué el volumen que ocupa una muestra de propano aumenta bruscamente cuando la muestra se calienta desde 200 a 250 K a presión constante. [2]

**c)** Calcule el volumen, en dm3, que ocupan 6,45 g de propano gaseoso a 100 kPa y 15 °C. [2]

**d)** Resuma por qué el volumen que ocupa el propano gaseoso a una presión muy elevada es mayor que el valor calculado usando PV = nRT. [2]

FICHA E1.5-P01

# El propano como gas ideal

PISTAS PROGRESIVAS (DE CÁLCULO)

| | |
|---|---|
| 1 | General - separa las 4 preguntas: dos son 'explique' conceptual (a,b), una es cálculo con la ecuación de gases ideales (c), y la última conecta con las limitaciones del modelo ideal (d). |
| 2 | Apartado a) - el único tipo de fuerza intermolecular presente entre moléculas de alcano es la fuerza de dispersión de London; su intensidad aumenta con el tamaño de la molécula/número de electrones. |
| 3 | Apartado b) - 200 a 250K cruza la temperatura de ebullición del propano (231K): el salto de volumen tan brusco indica un cambio de estado (vaporización), no solo expansión térmica de un gas. |
| 4 | Apartado c) - convierte todo a unidades coherentes: T en Kelvin (15C=288K), y usa la masa molar del propano (C3H8, Mr=44,11) para hallar moles: n=m/M. Luego aplica V=nRT/P. |
| 5 | Apartado d) - a presión muy alta, las moléculas están muy juntas: el volumen propio de las moléculas (que el modelo ideal considera despreciable) deja de ser insignificante frente al volumen total del gas. |

TEORÍA BÁSICA

- Fuerzas de dispersión de London: la única fuerza intermolecular en hidrocarburos apolares; aumenta con el tamaño/masa molar.
- Ecuación de los gases ideales: PV=nRT (R en el cuadernillo de datos); usa unidades del SI (Pa, m3, K).
- El modelo de gas ideal falla a presión alta (volumen molecular no despreciable) y temperatura baja (fuerzas intermoleculares significativas).

REFUERZO

LIBRO Chemistry 2023 Oxford - Estructura 1.5, gases ideales.

CUADERNILLO Cuadernillo de datos 2025 - ecuación de los gases ideales, constante R.

EXAMEN EXAMENES AÑOS ANTERIORES/2024/NOV 24/Chemistry_paper_2__SL_Spanish.pdf, pregunta 1(a); mark scheme en la misma carpeta.

VÍDEO Khan Academy - "Ley de los gases ideales (PV = nRT)": https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/gases-and-kinetic-molecular-theory-ap/ideal-gas-laws-ap/v/ideal-gas-equation-pv-nrt

SOLUCIÓN RAZONADA

a) El propano es un hidrocarburo apolar, así que la única fuerza intermolecular presente es la fuerza de dispersión de London. Al aumentar el tamaño molecular de metano a propano, aumenta el número de electrones y la superficie de contacto entre moléculas, lo que intensifica las fuerzas de dispersión - se necesita más energía (mayor temperatura) para separarlas, así que el punto de ebullición aumenta.

b) Entre 200 y 250K el propano cruza su punto de ebullición (231K): el salto brusco de volumen corresponde al cambio de estado líquido→gas (vaporización), no a una simple expansión térmica - el gas ocupa un volumen mucho mayor que el líquido para la misma cantidad de sustancia.

c) Mr(C3H8) = 3×12,01 + 8×1,01 = 44,11 g/mol. n = 6,45/44,11 = 0,1463 mol. T = 15+273 = 288K. V = nRT/P = (0,1463×8,31×288)/100000 = $3{,}49\times10^{-3}$ m3 = 3,49 dm3.

d) A presión muy alta las moléculas de gas están mucho más juntas entre sí; el volumen propio de las moléculas del propano, que el modelo de gas ideal supone despreciable, deja de serlo frente al volumen total ocupado por el gas - por eso el volumen real es mayor que el predicho por PV=nRT.

RESUMEN - CON TUS PROPIAS PALABRAS

¿Qué fuerza intermolecular actúa en un hidrocarburo apolar?

¿En qué condiciones se desvía más un gas real del comportamiento ideal?

¿Qué se me olvidó incluir la primera vez?

REGISTRO DE INTENTOS

| Fecha | H. inicio | H. fin | Unidades OK | Orden magnitud OK | Repetir |
|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | |
| | | | | | |
| | | | | | |

ESPACIO DE TRABAJO ADICIONAL