In un contenitore di volume V = 1,000 L si trovano 1,000 g di idrogeno molecolare.

1. **Calcola la pressione dell'idrogeno alla temperatura T_1 = 50,00 K.**
2. **Dimostra che la pressione così trovata è minore di quella che si otterrebbe dall'equazione di stato dei gas perfetti.**

Determino il volume specifico dell'idrogeno molecolare:

$$V_s = \frac{V}{m} = \frac{1{,}000 \times 10^{-3} m^3}{1{,}000 \times 10^{-3} kg} = 1{,}000 \frac{m^3}{kg}$$

Determino anche il numero di moli di idrogeno come rapporto tra la massa di idrogeno molecolare e la sua massa molare M, ricordando che quest'ultima è numericamente pari alla massa molecolare MM ($M_{H_2} = MM_{H_2} = 2MM_H = 2 \times 1{,}00784 \frac{g}{mol} = 2{,}01568 \frac{g}{mol}$):

$$n = \frac{m}{M} \; (1)$$

Applico ora l'equazione di stato di van Der Waals:

$$\left(p + \frac{a}{V_s^2}\right)(V_s - b) = \frac{R}{M}T, \text{ da cui ricavo che la pressione è pari a:}$$

$$p = \frac{RT}{M(V_s - b)} - \frac{a}{V_s^2} =$$

$$= \frac{8{,}3145 \frac{J}{mol \cdot K} \times 50{,}00K}{2{,}01568 \times 10^{-3} \frac{kg}{mol} \times (1{,}000 - 131 \times 10^{-4}) \frac{m^3}{kg}} - \frac{59{,}87 \times 10^2 \frac{m^5}{kg \cdot s^2}}{\left(1{,}000 \frac{m^3}{kg}\right)^2} = 2{,}03 \times 10^5 Pa$$

Calcolo invece la pressione con l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$pV = nRT, \text{ che per la (1) diventa: } pV = \frac{m}{M}RT, \text{ da cui:}$$

$$p = \frac{mRT}{VM} = \frac{1{,}000g \times 8{,}3145 \frac{J}{mol \cdot K} \times 50{,}0K}{1{,}000 \times 10^{-3} m^3 \times 2{,}01568 \frac{g}{mol}} = 2{,}06 \times 10^5 Pa$$

Confrontando i risultati posso affermare che la pressione trovata precedentemente è minore rispetto a quella ottenuta dall'equazione dei gas perfetti.