

In un processo industriale, l'azoto è scaldato a 500 K ad un volume costante di 1.00 m^3 . La massa del gas è di 92.4 kg. Usare l'equazione di van der Waals per determinare la pressione del gas a questa temperatura. Che valore avrebbe la pressione se si considerasse il gas ideale? Per l'azoto, $a = 1.352 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$, $b = 3.87 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$.

Risoluzione

Le moli di azoto, con massa molare $28.013 \text{ g mol}^{-1}$, sono le seguenti:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{92.4 \times 10^3 \text{ (g)}}{28.013 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 3298.47 \text{ mol}$$

Dall'equazione di stato di van der Waals per i gas reali espressa nella forma:

$$\left(P + \frac{a n^2}{V^2} \right) (V - n b) = n R T$$

si ottiene per la pressione,

$$P = \frac{n R T}{V - n b} - \frac{a n^2}{V^2}$$

$$P = \frac{3298.47 \text{ (mol)} \times 0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\text{)} \times 500 \text{ (K)}}{1.00 \times 10^3 \text{ (L)} - 3298.47 \text{ (mol)} \times 0.0387 \text{ (L mol}^{-1}\text{)}} - \frac{1.352 \text{ (L}^2 \text{ atm mol}^{-2}\text{)} \times [3298.47 \text{ (mol)}]^2}{[1.00 \times 10^3 \text{ (L)}]^2}$$

quindi si ha:

$$P = \mathbf{140.43 \text{ atm}}$$

Se invece si considera il gas ideale, si ha:

$$P = \frac{n R T}{V}$$

$$P = \frac{3298.47 \text{ (mol)} \times 0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\text{)} \times 500 \text{ (K)}}{1.00 \times 10^3 \text{ (L)}}$$

$$P = \mathbf{135.33 \text{ atm}}$$