

Il carbonato di ammonio, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s})$, si decompone completamente per riscaldamento in ammoniaca, anidride carbonica e acqua gassose. Per 19.218 g di carbonato d'ammonio gassificato a 250°C , calcolare la pressione totale (in unità di bar) e le pressioni parziali di NH_3 , CO_2 e H_2O che occupano un volume di 10.00 L alla temperatura di decomposizione.

Risoluzione

La reazione di decomposizione del carbonato di sodio è la seguente:



da cui si deduce che per ogni mole di sostanza decomposta si formano quattro moli di prodotti gassosi. Le moli di carbonato di sodio, con massa molare 96.09 g mol^{-1} , sono:

$$nc = \frac{19.218 \text{ (g)}}{96.09 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0.20 \text{ mol}$$

quindi le moli totali di gas saranno: $n = 4 \times 0.20 \text{ (mol)} = 0.80 \text{ mol}$.

La pressione totale è quindi:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.80 \text{ (mol)} \times 0.0831447 \text{ (bar L K}^{-1}\text{ mol}^{-1}\text{)} \times 523.15 \text{ (K)}}{10.00 \text{ (L)}}$$

$$P = \mathbf{3.48 \text{ bar}}$$

Poiché i rapporti stechiometrici di NH_3 , H_2O e CO_2 sono 2:1:1, le frazioni molari sono:

$$x_{\text{NH}_3} = \frac{2 \times 0.20 \text{ (mol)}}{0.80 \text{ (mol)}} = 0.50$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0.20 \text{ (mol)}}{0.80 \text{ (mol)}} = 0.25$$

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{0.20 \text{ (mol)}}{0.80 \text{ (mol)}} = 0.25$$

Le pressioni parziali saranno:

$$P_{\text{NH}_3} = x_{\text{NH}_3} P = 0.50 \times 3.48 \text{ (bar)} = \mathbf{1.74 \text{ bar}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = x_{\text{H}_2\text{O}} P = 0.25 \times 3.48 \text{ (bar)} = \mathbf{0.87 \text{ bar}}$$

$$P_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} P = 0.25 \times 3.48 \text{ (bar)} = \mathbf{0.87 \text{ bar}}$$