

Mélange de gaz parfaits N°0020

Mélange de Gaz parfaits:

➤ **Mélange = Gaz parfait**

- Equation d'état : $PV = nRT$;

Où:

- V est le volume total occupé par le mélange
- T est la température du mélange après équilibre
- P est la pression totale du mélange
- n est le nombre de moles du mélange
- $\frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n}$ = Fraction molaire

$$n = \sum_{i=1}^k n_i$$

$$P_i V = n_i R T$$

$$P = \sum_{i=1}^k P_i$$

1-) Nouvelle pression du gaz

Posons P_0 (Etat 0) la pression du mélange initial et P_1 (Etat 1) la nouvelle pression du gaz. L'application de l'équation des gaz parfaits donne :

$$P_0 V = n_{tot} R T_0 \quad (1)$$

$$P_1 V = n_{tot} R T_1 \quad (2)$$

$$\frac{(2)}{(1)} \rightarrow \frac{P_1}{P_0} = \frac{T_1}{T_0} \rightarrow P_1 = \frac{T_1}{T_0} P_0$$

$$\rightarrow P_1 = \frac{(273,15 + 10)}{(273,15 + 25)} \times 385 = 365,63 \text{ bar}$$

2-) Quantité de matière totale du gaz si le volume est de 10 litres.

Dans l'état initial on rappelle l'équation (1) :

$$P_0 V = n_{tot} R T_0 \quad (1)$$

$$\rightarrow n_{tot} = \frac{P_0 V}{RT_0}$$

$$\rightarrow n_{tot} = \frac{385.10^5 \times 10.10^{-3}}{8,314 \times (25 + 273,15)} = 155,32 \text{ mol}$$

3-) Fraction molaire en diazote et en dioxygène dans le mélange initial.

Appliquons l'équation d'état des gaz parfaits au dioxygène et au diazote individuellement dans l'état 2 :

$$P_{N_2} V = n_{N_2} R T_1 \rightarrow n_{N_2} = \frac{P_{N_2} V}{R T_1}$$

$$\rightarrow n_{N_2} = \frac{250.10^5 \times 10.10^{-3}}{8,314 \times 283,15} = 106,2 \text{ mol}$$

On en déduit la fraction molaire de chacun des gaz :

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{tot}} = \frac{106,2}{155,32} = 0,68$$

$$X_{O_2} = 1 - X_{N_2} = 0,32$$

4-) Pressions de diazote et dioxygène dans le mélange initial

On rappelle l'expression de la fraction molaire pour un mélange de gaz parfaits :

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n_{tot}} \rightarrow P_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{tot}} P_0$$

$$\rightarrow P_{N_2} = \frac{106,2}{155,32} \times 385.10^5 = 2,63.10^7 \text{ Pa} = 263 \text{ bar}$$



$$P_{N_2} + P_{O_2} = P_0 \rightarrow P_{O_2} = P_0 - P_{N_2}$$

$$\rightarrow P_{O_2} = 385 - 263 = 122 \text{ bar}$$

Schoolou.com

