

# Exercices corrigés de lois de gaz parfaits

## Exercice 1

On donne  $R = 8,31$  SI.

1) Quelle est l'équation d'état de  $n$  moles d'un gaz parfait dans l'état  $P, V, T$  ? En déduire l'unité de  $R$ .

2) Calculer numériquement la valeur du volume molaire d'un gaz parfait à une pression de 1 bar et une température de  $0^\circ\text{C}$ . On donne  $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ .

## Solution de l'exercice 1:

1 – L'équation d'état d'un gaz parfait est :  $PV = nRT$ . On en déduit que  $R = PV/nT$  et que par suite,  $R$  est en  $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

2 – D'après la formule précédente :

$$V = R \cdot T / P$$

$$V = 8,31 \times 273 / 101300$$

$$\text{Donc } V = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

## Exercice 2

On note  $v$  le volume massique en  $\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$  d'un gaz parfait de masse molaire  $M$ .

1) Montrer que l'équation d'état de ce gaz peut s'écrire  $Pv = rT$ . Préciser l'expression de  $r$  et son unité.

2) On donne :  $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $R = 8,31 \text{ SI}$  ;  $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ .

Calculer la valeur de  $r$  pour le dioxygène.

3) En déduire le volume massique du dioxygène à 300 K et 1 bar.

## **Solution de l'exercice 2**

1 – L'équation d'état du gaz est :  $Pv = nRT$ ,  $n$  désignant le nombre de moles de gaz contenu dans une masse  $m = 1$  kg.

Nous avons donc :

$$Pv = RT/M = rT \quad \text{avec } R/M = r$$

D'où :

$$r = R/M \implies \text{Unité de } r: \text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

2 – Calcule de la valeur de  $r$  pour le dioxygène.

$$r = R/M = 8,31/32 \times 10^{-3} = 260 \text{ J.Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

3 – Volume massique du dioxygène à 300 K et 1 bar.

D'après  $Pv = rT$ , on tire :

$$\underline{v = 0,772 \text{ m}^3.\text{kg}^{-1}}$$