

Thème 3

Théorie cinétique des gaz

Questionnaire

1^{ère} Question : Vrai ou Faux : un gaz parfait est caractérisé par les hypothèses suivantes :

Les molécules constituant le gaz sont de dimensions négligeables par rapport à la distance entre particules.

Les collisions sont élastiques.

Le milieu est isotrope

Les molécules constituant le gaz ne sont pas toutes à la même température.

2^{ème} Question : La température cinétique d'un gaz est définie à partir de l'énergie cinétique moyenne c'est-à-dire à partir de :

La vitesse moyenne des particules.

La vitesse la plus probable.

La vitesse quadratique.

La vitesse de dérive du gaz.

3^{ème} Question : La pression est homogène à :

Une force par unité de surface.

Un travail par unité de temps.

Une masse volumique.

Un nombre de moles par unité de volume.

Exercices

Exercice 1 :

Calculer la distance moyenne entre deux particules dans l'air pour des conditions normales ($P = 1 \text{ atm}$ et $T = 273 \text{ K}$). Vérifier alors que la taille des particules est petite devant la distance moyenne entre particules.

Exercice 2 :

On considère un gaz parfait monoatomique, le néon, de densité atomique volumique n_v , sous une pression $P = 1 \text{ atm}$ et une température $T = 273 \text{ K}$. On assimile les atomes de néon à des sphères dures de rayon $R_{\text{Ne}} = 1,6 \times 10^{-10} \text{ m}$. La masse molaire du néon s'élève à $20,2 \text{ g/mol}$.

1. Calculer la densité atomique volumique n_v .
2. Donner l'ordre de grandeur du libre parcours moyen l et la fréquence de collision ν .

Exercice 3 :

Un récipient cubique contient, sous une pression $P = 1 \text{ bar}$ et à la température $T = 273 \text{ K}$, 1 kilomole d'argon de masse molaire $M = 39,9 \text{ g/mol}$. En considérant ce gaz comme parfait (hypothèse justifiée pour un gaz rare), calculer numériquement :

- Le nombre d'atome N du gaz.
- La masse m d'un atome d'argon.
- Le volume V du récipient et son arête a .
- La densité volumique n d'argon.
- L'ordre de grandeur de la distance moyenne entre deux atomes.
- La vitesse quadratique moyenne d'un atome.
- L'énergie cinétique moyenne d'un atome.

Exercice 4 : Bilan d'énergie cinétique microscopique

Un ballon de volume constant contenant de l'hélium est lancé à la vitesse v . Déterminer la valeur de v pour que la température du gaz augmente de 1°C lorsque la vitesse du ballon s'annule.

On suppose que l'énergie totale des atomes d'hélium se conserve. On donne également la masse molaire de l'hélium : $M_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$.

Exercice 5 : Energie et vitesse caractéristiques des atomes dans un tube au néon.

Un tube de longueur $L = 1 \text{ m}$ et de section $s = 80 \text{ mm}^2$ contient du néon (masse molaire $M_{\text{Ne}} = 20,2 \text{ g/mol}$), sous une pression partielle $p = 1 \text{ kPa}$, à la température $T = 300 \text{ K}$.

1°) Calculer la masse de néon contenu dans le tube, l'énergie interne et les vitesses caractéristiques du gaz (vitesse la plus probable, vitesse moyenne et vitesse quadratique).

2°) On ajoute dans le tube $0,4 \text{ mg}$ d'hélium (masse molaire $M_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$). Calculer la pression partielle de ce gaz et la vitesse quadratique des atomes d'hélium. Calculer la pression totale et l'énergie interne totale du système.

3°) On diminue le volume de l'enclenche de 2% de façon isotherme. Calculer les nouvelles valeurs de la pression, de l'énergie interne et des vitesses quadratiques.