

Exercices sur les gaz parfaits

1. Donner la relation puis calculer la masse volumique de l'air dans les CNTP.
2. En appliquant le principe fondamental de la statique des fluides $dp = -\rho g dz$, établir la relation donnant la pression de l'air en fonction de l'altitude. Calculer la pression en haut du Mont-Blanc 4807 m, puis au sommet de l'Everest 8863 m.
3. Evaluer la vitesse moyenne des molécules d'oxygène de l'air dans les CNTP.
4. Dans une pièce de dimensions 4 m x 5 m x 3 m, calculer le nombre de molécules d'air dans les CNTP. Le reste est essentiellement des gaz rares, principalement de l'argon 0,93 %, du néon 0,0018 % (18 ppm), du krypton 0,00011 % (1,1 ppm), du xénon 0,00009 % (0,9 ppm)... et du radon ($6,0 \cdot 10^{-14}$ ppm). Evaluer le nombre de molécules correspondant à chaque gaz.
5. Extrait du BTS 2008
Un récipient renferme de l'hélium à 25 °C et à la pression atmosphérique.
 - a. Donner l'énoncé de la loi des gaz parfaits en explicitant chaque terme et en précisant leur unité.
 - b. Calculer le nombre de mole d'hélium renfermé dans le récipient de volume $V = 500$ mL.
 - c. Calculer l'énergie interne par mole U d'un gaz parfait monoatomique à la température de 25 °C. On donne la relation : $U = \frac{3}{2} R T$.
 - d. On considère de l'hélium de masse atomique $M = 4,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. L'énergie interne U d'un gaz parfait étant entièrement sous forme d'énergie cinétique, calculer la vitesse quadratique moyenne de ses molécules.
 - e. A la température ambiante, on considère que suivant la loi de Dulong et Petit, la capacité thermique molaire d'un solide est $C = 3 R$ avec C en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Calculer la chaleur massique (ou capacité thermique massique) d'un échantillon de fer. On donne la masse molaire du fer $A = 56,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - f. En déduire quelle est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 20 °C à 900 °C une pièce en fer cylindrique de 1 cm de diamètre et de 20 cm de long. On donne la masse volumique du fer $\rho = 7870 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

Exercice n°6

Un gaz parfait est contenu dans un cylindre horizontal. Il est fermé par un piston qui se déplace sans frottement. A l'état initial, le gaz est à la température de 27 °C, il occupe un volume de 1 L sous une pression de 1 atm = 101.300 Pa.

On fait subir à ce gaz une compression isotherme jusqu'à atteindre une pression $p = 10 p_{\text{atm}}$.

1. Calculer le nombre de mole de gaz dans le cylindre.
2. Calculer le volume final.
3. Calculer les échanges de travail et de chaleur du gaz avec le milieu extérieur.

Exercice n°7

1. Donner 3 définitions d'un gaz parfait.
2. Une mole de gaz parfait monoatomique à la température de 20 °C subit une compression adiabatique. On donne $\gamma = 5/3$.

- a. En utilisant la relation $pV^\gamma = \text{Cte}$, déterminer le volume de gaz quand on passe de la pression atmosphérique à 5 fois la pression atmosphérique.
 - b. En déduire la température finale.
 - c. Calculer la variation d'énergie interne durant la transformation.
3. Donner l'énoncé de la loi de Dulong et Petit. Calculer la chaleur massique de l'aluminium. On donne sa masse molaire $M = 27 \text{ g.mol}^{-1}$.
 4. Que signifie qu'une grandeur, comme l'énergie des atomes d'un cristal, est quantifiée ?