

Gaz parfait

Contrôle de sciences physiques - niveau Terminale

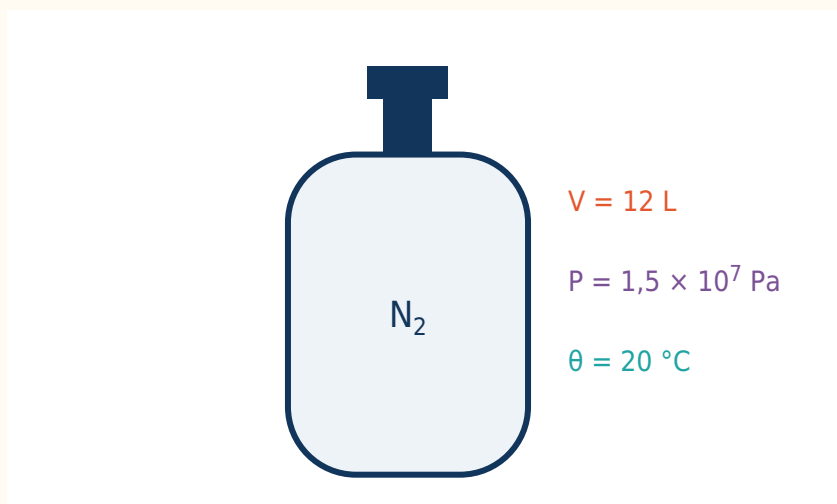
Ce contrôle de 1 h 30 porte sur le modèle du gaz parfait : équation d'état, loi de Boyle-Mariotte, masse volumique d'un gaz et limites du modèle. La calculatrice est autorisée. Le barème est sur 20 points ; les unités, les conversions et les chiffres significatifs comptent dans la notation. Données : constante des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; pression atmosphérique normale $P_{\text{atm}} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$; $T (\text{K}) = \theta (^\circ\text{C}) + 273$; $g = 9,81 \text{ N/kg}$; masses molaires : $M(\text{N}_2) = 28,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{air}) = 29,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{He}) = 4,00 \text{ g/mol}$. Équation d'état du gaz parfait : $P V = n R T$.

Ce contrôle est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le sujet du contrôle sur le gaz parfait

Exercice 1 : Une bouteille de diazote (5 points)

Une bouteille de volume $V = 12 \text{ L}$ contient du diazote, assimilé à un gaz parfait, à la pression $P = 1,5 \times 10^7 \text{ Pa}$ et à la température $\theta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$.

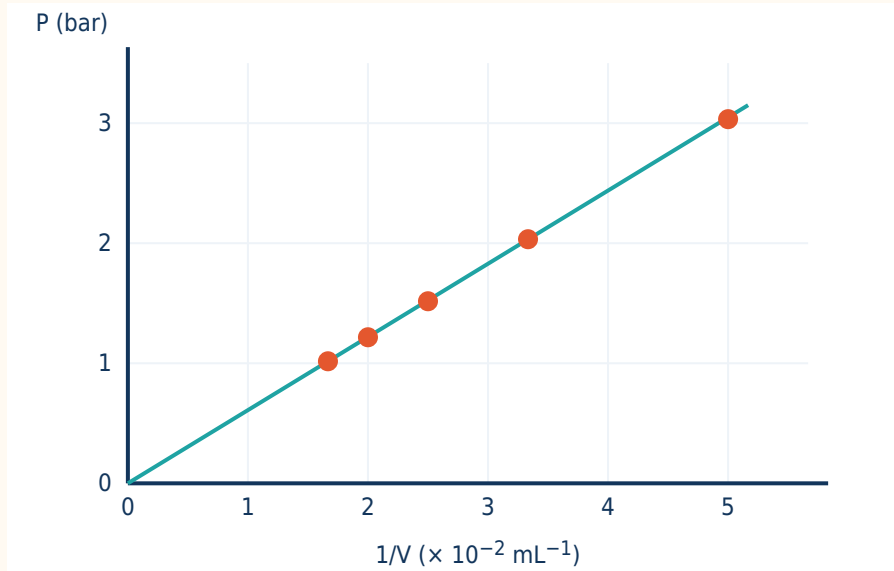


Bouteille de diazote et ses caractéristiques.

1. Convertis V en m^3 et θ en kelvin.
2. Calcule la quantité de matière n de diazote contenue dans la bouteille.
3. Calcule la masse de diazote.
4. On vide la bouteille dans l'atmosphère, à $20 \text{ }^\circ\text{C}$ et sous P_{atm} . Calcule le volume occupé par ce gaz.

Exercice 2 : La loi de Boyle-Mariotte à la seringue (5 points)

Une seringue contient un volume $V_0 = 60 \text{ mL}$ d'air à la pression $P_0 = 1,013 \text{ bar}$ et à la température constante $\theta = 20 \text{ °C}$. On enfonce lentement le piston et on mesure la pression pour plusieurs volumes. Les résultats sont représentés par la pression P en fonction de $1/V$.



Pression de l'air de la seringue en fonction de l'inverse de son volume (température constante).

1. Calcule la pression finale quand le volume est ramené à 20 mL.
2. Que peut-on dire de la courbe $P = f(1/V)$? Quelle relation entre P et V en déduit-on ?
3. Détermine graphiquement le coefficient directeur k de la droite, en $\text{bar} \cdot \text{mL}$.
4. En déduire la quantité de matière n d'air piégé dans la seringue (convertis k en joule).

Exercice 3 : La pression d'un pneu (4 points)

Un pneu de voiture, de volume supposé constant, est gonflé à la pression absolue $P_1 = 2,50 \text{ bar}$ lorsque l'air est à 15 °C . Après un long trajet, l'air du pneu atteint 45 °C .

1. Quelles hypothèses permettent d'écrire $P / T = \text{constante}$ pour l'air du pneu ?
2. Convertis les deux températures en kelvin.
3. Calcule la pression P_2 de l'air après le trajet.
4. Calcule la variation relative de pression, en pourcentage, et dis pourquoi on conseille de contrôler la pression des pneus à froid.

Exercice 4 : Un ballon gonflé à l'hélium (4 points)

On souhaite comparer l'air et l'hélium, supposés parfaits, à la température de 20 °C et sous la pression atmosphérique normale. Un ballon de volume $V = 10 \text{ m}^3$ est rempli d'hélium. On néglige la masse de l'enveloppe.

1. Montre que la masse volumique d'un gaz parfait s'écrit $\rho = P M / (R T)$.
2. Calcule la masse volumique de l'air.
3. Calcule la masse volumique de l'hélium.
4. Calcule la différence entre le poids de l'air déplacé et le poids de l'hélium contenu dans le ballon, puis la masse que le ballon peut soulever environ.

Exercice 5 : Les limites du modèle (2 points)

1. Cite deux hypothèses du modèle du gaz parfait au niveau microscopique.
2. Dans quelles conditions de pression et de température un gaz réel s'écarte-t-il le plus du comportement d'un gaz parfait ? Justifie.