

Modèle du gaz parfait

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs sur le modèle du gaz parfait : conversions d'unités, lois de Boyle-Mariotte et de Gay-Lussac, équation d'état, masse volumique, vitesse des particules, énergie interne et limites du modèle. Cherche chaque exercice avant d'ouvrir le corrigé séparé.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur le gaz parfait

Exercice 1 : Questions de cours

1. Quelles sont les hypothèses du modèle du gaz parfait ?
2. Comment la pression d'un gaz s'explique-t-elle à l'échelle microscopique ?
3. Énonce la loi de Boyle-Mariotte avec ses conditions de validité.
4. Écris l'équation d'état du gaz parfait et donne l'unité de chaque grandeur.
5. Dans quelles conditions le modèle devient-il peu fiable ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Justifie chaque réponse.

- a. La pression d'un gaz enfermé augmente quand on le chauffe à volume constant.
- b. Si la température passe de 20 °C à 40 °C, la pression d'un gaz à volume constant double.
- c. À température constante, diviser le volume par trois triple la pression.
- d. Deux gaz différents occupant le même volume, à même pression et même température, contiennent le même nombre de moles.
- e. À température donnée, toutes les particules d'un gaz ont la même vitesse.
- f. L'énergie interne d'un gaz parfait dépend de sa pression.

Exercice 3 : Conversions d'unités

1. Convertis en kelvins : 25 °C ; -50 °C ; 100 °C. Convertis en °C : 0 K ; 373 K.
2. Convertis en pascals : 1,013 bar ; 760 hPa ; 150 kPa. Convertis $5,0 \times 10^4$ Pa en bar.
3. Convertis en m³ : 2,5 L ; 150 mL. Convertis 0,40 m³ en litres.

Exercice 4 : Quantité de matière

Données : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Un échantillon contient $1,2 \times 10^{24}$ molécules de gaz : calcule la quantité de matière.
2. Calcule la quantité de matière et le nombre de molécules dans 8,0 g de dioxygène.
3. Quelle masse représentent 5,0 mol de dioxyde de carbone ?

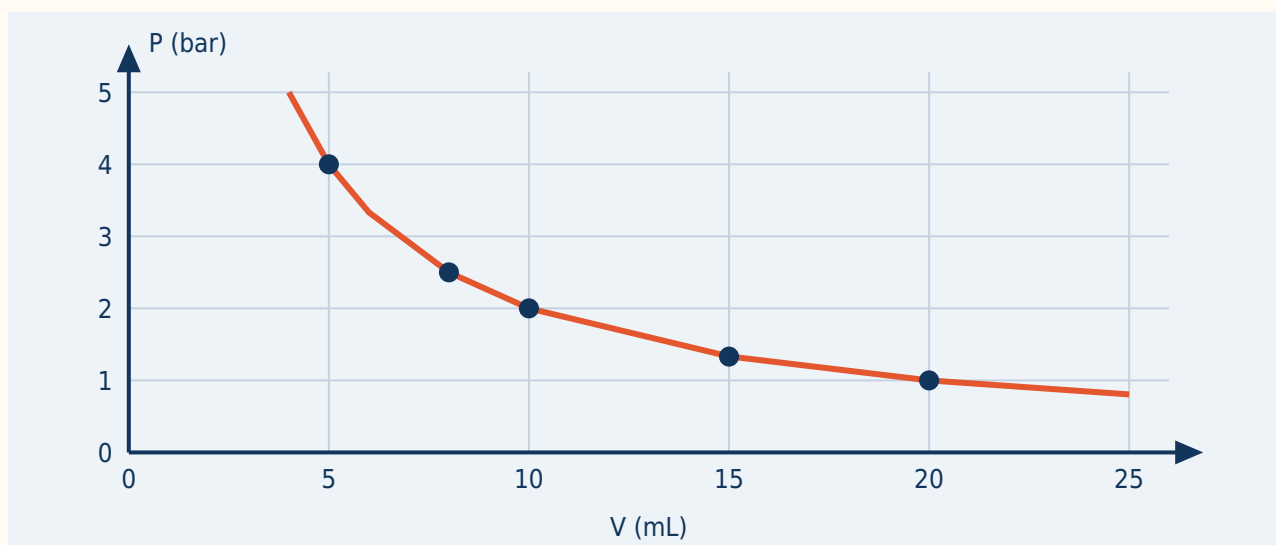
Exercice 5 : Le volume molaire

Données : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$.

1. Calcule le volume molaire d'un gaz parfait à 0 °C (273,15 K) puis à 25 °C (298,15 K).
2. Quelle quantité de matière contient 1,0 L de gaz à 25 °C ?
3. Pourquoi le volume molaire ne dépend-il pas de la nature du gaz parfait ?

Exercice 6 : Vérifier la loi de Boyle-Mariotte

On enferme de l'air dans une seringue reliée à un capteur de pression et on mesure P pour plusieurs volumes V, à température constante. Le graphique donne les résultats.



Pression mesurée en fonction du volume, à température constante.

1. Complète mentalement le tableau (V ; P) à partir du graphique : 20 mL, 15 mL, 10 mL, 8 mL, 5 mL.
2. Calcule le produit $P \times V$ pour chaque point. Que constates-tu ?
3. Quelle courbe obtiendrait-on en traçant P en fonction de $1/V$? Quelle serait la valeur de son coefficient directeur ?
4. Calcule la pression pour $V = 4,0 \text{ mL}$.

Exercice 7 : L'équation d'état

Un ballon contient un gaz sous $P = 1,5 \text{ bar}$, de volume $V = 3,0 \text{ L}$, à 300 K.

1. Calcule la quantité de matière du gaz.
2. Calcule le nombre de molécules.
3. Quelle serait la pression si on doublait le volume à température constante ?

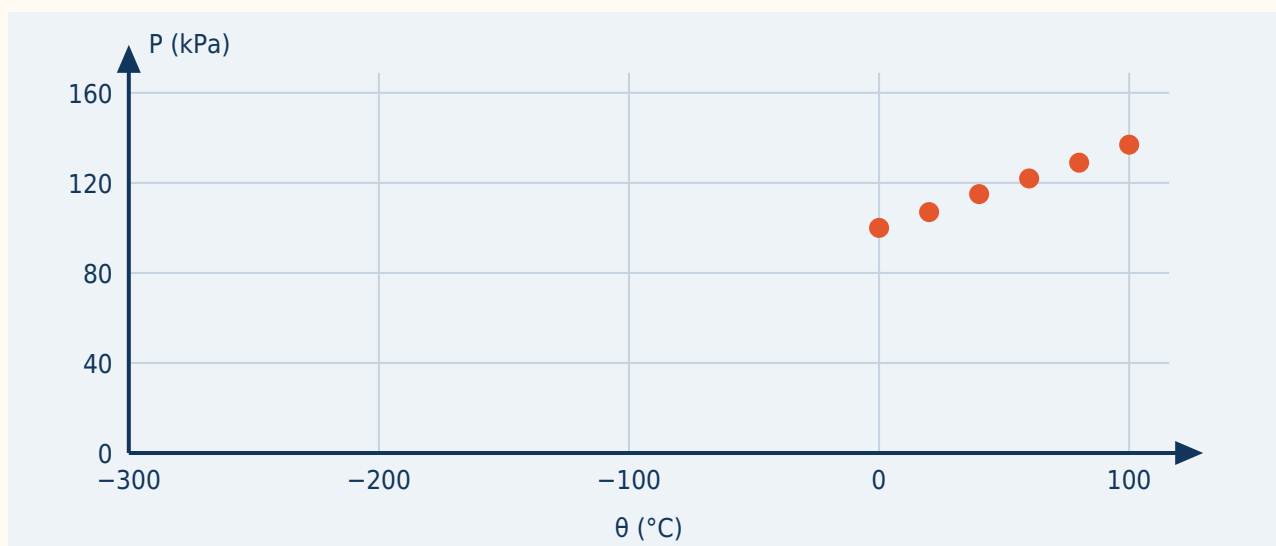
Exercice 8 : Pression d'un pneu

Un pneu est gonflé à la pression absolue de 2,2 bar à 20 °C. On suppose son volume constant.

1. Calcule la pression après un trajet autoroutier où la température atteint 50 °C.
2. Calcule la pression par une nuit d'hiver à -10 °C.
3. Un conducteur trouve le pneu « dégonflé » en hiver sans fuite : explique pourquoi.

Exercice 9 : Retrouver le zéro absolu

On mesure la pression d'une masse d'air enfermée dans un ballon rigide, à volume constant, pour différentes températures. Le graphique donne les résultats.



Pression de l'air à volume constant en fonction de la température.

1. Les points sont-ils alignés ? Quelle relation entre P et θ cela suggère-t-il ?
2. Détermine le coefficient directeur de la droite.
3. Par extrapolation, détermine la température θ_0 pour laquelle la pression s'annulerait.
4. Compare à la valeur attendue et interprète θ_0 au niveau microscopique.

Exercice 10 : Une montgolfière

Données : $M(\text{air}) = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. L'enveloppe, ouverte en bas, contient 2 500 m³ d'air à la pression atmosphérique.

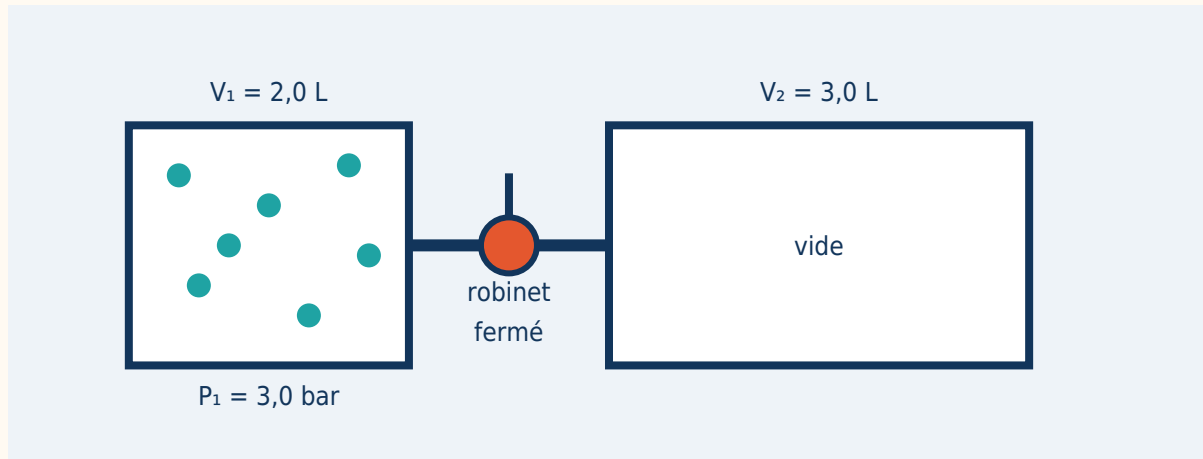
1. Calcule la masse volumique de l'air extérieur à 20 °C.
2. Calcule celle de l'air chauffé à 100 °C dans l'enveloppe.
3. En déduis la masse supplémentaire que la montgolfière peut soulever (différence de

masse d'air entre l'extérieur et l'intérieur).

4. Pourquoi l'air chaud monte-t-il ?

Exercice 11 : Deux récipients reliés

Deux récipients sont séparés par un robinet. Le premier contient un gaz parfait sous 3,0 bar ; le second est vide. On ouvre le robinet et on attend l'équilibre à température constante.



Avant l'ouverture du robinet : le gaz n'occupe que le premier récipient.

1. Quelle grandeur reste constante pendant la détente ? Quelle loi appliquer ?
2. Calcule la pression finale.
3. Calcule la quantité de matière du gaz à 20 °C.
4. Explique microscopiquement pourquoi la pression diminue.

Exercice 12 : Un ballon d'hélium

Un ballon contient 10 L d'hélium ($M = 4,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) à 20 °C sous $1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$.

1. Calcule la quantité de matière d'hélium.
2. Calcule la masse d'hélium contenue dans le ballon.
3. Calcule la masse volumique de l'hélium et compare à celle de l'air ($1,21 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$).
4. Pourquoi le ballon s'élève-t-il ?

Exercice 13 : Vitesse des particules

Données : $v = \sqrt{3RT \div M}$; $M(\text{N}_2) = 28,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{He}) = 4,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $k_B = 1,381 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$; $T = 293 \text{ K}$.

1. Calcule la vitesse quadratique du diazote puis de l'hélium.
2. Compare l'hélium à la vitesse du son dans l'air ($340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$).
3. Calcule l'énergie cinétique moyenne de translation d'une particule dans chaque gaz et compare.
4. Explique l'apparente contradiction avec les résultats de la question 1.

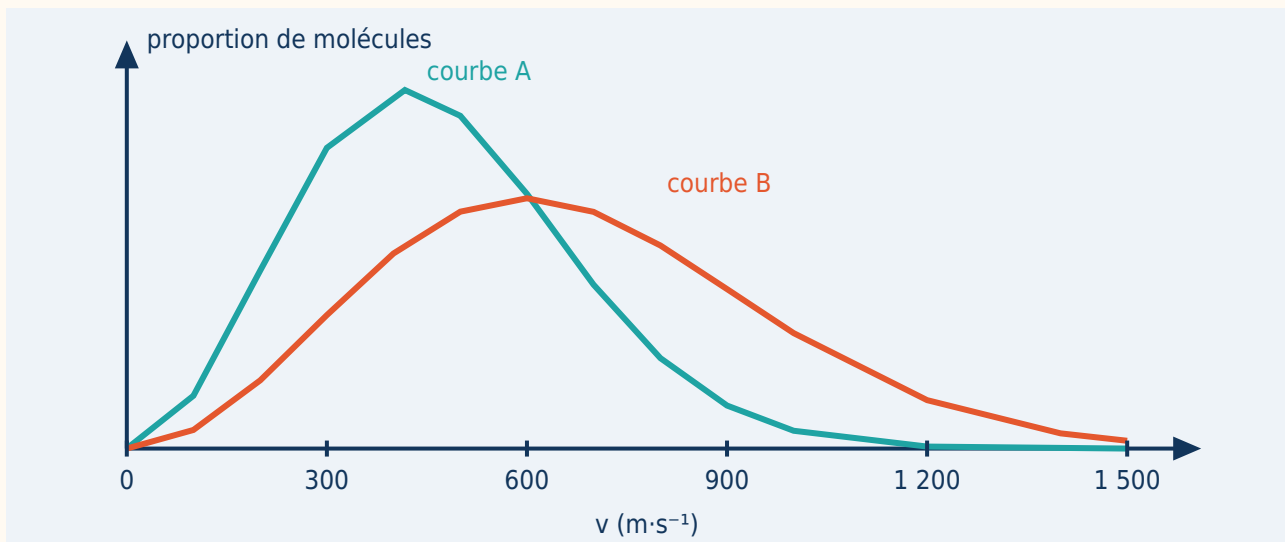
Exercice 14 : Énergie interne d'un gaz monoatomique

On chauffe à volume constant 2,0 mol d'hélium de 300 K à 350 K.

1. Calcule l'énergie interne initiale et la variation ΔU .
2. Quel est le travail reçu par le gaz ? Déduis le transfert thermique.
3. Calcule la capacité thermique molaire à volume constant et vérifie qu'elle vaut $(3/2)R$.

Exercice 15 : Distribution des vitesses

Le graphique représente la proportion de molécules de diazote ayant une vitesse donnée, à deux températures. La vitesse la plus probable v_p d'un gaz vérifie $v_p = \sqrt{2RT \div M}$ avec $M(N_2) = 28,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Distribution des vitesses du diazote : deux températures différentes (courbes A et B).

1. Lis la vitesse la plus probable de chaque courbe (à $20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ près).
2. Déduis la température de chaque courbe.
3. Quelle courbe correspond à la température la plus élevée ? Justifie par la forme de la courbe.
4. Pourquoi les deux aires sous les courbes sont-elles égales ?

Exercice 16 : Les limites du modèle

Une bouteille contient de l'azote à 200 bar et 20 °C. Le volume propre d'une mole de diazote (volume occupé par les molécules elles-mêmes) vaut environ 0,039 L.

1. Calcule le volume qu'occuperait une mole de gaz parfait dans ces conditions.
2. Compare ce volume au volume propre des molécules. Que peut-on en conclure sur la validité du modèle ?
3. Même calcul à 1,013 bar et 20 °C. Conclue.
4. Cite deux autres situations où le modèle du gaz parfait est mis en défaut.

Exercice 17 : Autonomie d'une bouteille de plongée

Une bouteille de 12 L est gonflée à 200 bar à 20 °C. On garde une réserve de sécurité à 50 bar. À 20 m de profondeur, la pression ambiante vaut 3,0 bar et la respiration d'un plongeur correspond à un volume de 20 L par minute à la pression ambiante. On suppose $T = 293 \text{ K}$ constante.

1. Calcule la quantité de matière d'air utilisable (de 200 à 50 bar).
2. Calcule la quantité de matière respirée par minute à 20 m.
3. En déduis l'autonomie en minutes à cette profondeur.
4. Comment l'autonomie varie-t-elle si le plongeur reste à 10 m (2,0 bar) ?

Exercice 18 : Un ballon-sonde

Un ballon-sonde est gonflé au sol ($P_1 = 1,0 \text{ bar}$, 15 °C) avec $V_1 = 2,0 \text{ m}^3$ d'hélium. À l'altitude de 15 km, la pression vaut $P_2 = 0,20 \text{ bar}$ et la température -45 °C ; on suppose la quantité de matière constante.

1. Exprime V_2 en fonction de P_1 , V_1 , T_1 , P_2 , T_2 .
2. Calcule V_2 .
3. Pourquoi le ballon est-il fabriqué pour gonfler considérablement ?

Exercice 19 : Une bouteille au soleil

Une bouteille en plastique de 1,5 L est fermée à 20 °C sous 1,0 bar (air sec). On l'oublie dans une voiture où la température atteint 60 °C. La bouteille résiste à une pression de 1,3 bar. On néglige la dilatation du plastique.

1. Calcule la pression à 60 °C.
2. La bouteille éclate-t-elle ? Justifie.
3. Pour quelle température maximale la bouteille résiste-t-elle ?
4. Calcule la quantité de matière d'air enfermée.

Exercice 20 : Compression d'un gaz dans un piston

Un cylindre fermé par un piston contient $n = 0,10 \text{ mol}$ de gaz parfait à 300 K, de volume initial $V_1 = 2,0 \text{ L}$. On le comprime très lentement à température constante jusqu'à $V_2 = 0,50 \text{ L}$. On admet que le travail reçu vaut $W = nRT \ln(V_1 \div V_2)$.

1. Calcule les pressions initiale et finale.
2. Calcule W .
3. Encadre W entre les travaux calculés à pression constante P_1 et à pression constante P_2 pour la même variation de volume. Ton résultat est-il cohérent ?
4. Déduis le transfert thermique Q et son sens.