Institut Villebon Georges Charpak

THERMODYNAMIQUE 2024/2025 L1 S2

TD2 Gaz parfait - Diagrammes

Dans ces exercices, l'air est assimilé à un gaz parfait.

Exercice 1 :

Un pneu sans chambre, de volume supposé constant, est gonflé à froid, à la température $\theta_1 = 20°C$, sous la pression $P_1 = 2{,}1$ bar. Après avoir roulé un certain temps, le pneu affiche une pression $P_2 = 2{,}3$ bar ; quelle est alors sa température ?

Exercice 2 :

Une bouteille d'acier, munie d'un détendeur, contient dans un volume $V_i = 60$ L, de l'air comprimé sous $P_i = 15$ bar. En ouvrant le détendeur à la pression atmosphérique, quel volume d'air peut-on extraire à température constante ?

Exercice 3 :

Un pneu de volume V_1 = 50 L est gonflé au moyen d'air comprimé contenu dans une bouteille de volume V_0 = 80 L sous P_0 = 15 bar. Si la pression initiale dans le pneu est nulle et la pression finale P_1 = 2,6 bar, déterminer la pression P dans la bouteille à la fin du gonflage d'un pneu, puis le nombre de pneus que l'on peut gonfler, l'opération se passant à température constante.

Exercice 4 :

Trois récipients contiennent respectivement de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote dans les conditions suivantes :

H_2 : 2,25 L ; 250 mm Hg ; 20°C

O_2 : 5,50 L ; 250 mm Hg ; 20°C

N_2 : 1,40 L ; 760 mmHg ; 0°C.

1. Calculer la masse de chaque gaz en les supposant parfaits.

2. On mélange ces gaz dans le même récipient de volume 18,5 L à la température de 0°C ; on suppose le mélange idéal. Calculer pour chaque gaz sa fraction massique, sa fraction molaire et sa pression partielle.

Masses molaires atomiques: $M(H) = 1$ g.mol^{-1} ; $M(O) = 16$ g.mol^{-1} ; $M(N) = 14$ g.mol^{-1}

Exercice 5 :

L'air à la pression atmosphérique est constitué essentiellement de 79% d'azote, 20,9% de dioxygène et de 0,03% de gaz carbonique.

1. Calculer les pressions partielles de chaque gaz supposé parfait pour l'air à la pression atmosphérique.
2. L'organisme admet jusqu'à 0,02 atm de pression partielle en CO_2.

Jusqu'à quelle profondeur d'eau pourrait plonger théoriquement un plongeur muni d'une bouteille d'air ?

3. En réalité si la pression partielle en dioxygène est supérieure à 2 atm, il y a des risques de troubles graves. Quelle est en fait la profondeur maximale possible ?

Exercice 6 :

On rappelle l'équation fondamentale de la statique des fluides : $dp = -\rho g dz$, où $0z$ est un axe vertical ascendant. On peut considérer que dans une zone de l'atmosphère terrestre d'environ 10 km d'épaisseur ($0 \leq z \leq 10km$), la température décroît avec l'altitude z selon une loi affine : $T(z) = T_0(1 - kz)$, où T_0 et k sont des constantes positives. L'air est assimilé à un gaz parfait

de masse molaire M. On note, P_0, T_0 la pression et la température au sol (z = 0).

1. Exprimer, à l'altitude z, la masse volumique de l'air $\rho(z)$.
2. Insérer l'expression trouvée dans l'équation de la statique des fluides et intégrer afin de trouver la pression en fonction de l'altitude.

   On posera $\alpha = \frac{Mg}{k\Re T_0}$, où $\Re = 8,31 J mol^{-1} K^{-1}$.

3. Calculer la pression dans une station de sport d'hiver, à z = 1500 m. On donne

   $M = 29.10^{-3} kg.mol^{-1}; T_0 = 293K; \Re = 8,31 JK^{-1} mol^{-1}$

   $g = 9,81 m.s^{-2}, P_0 = 10^5 Pa; k = 2,2.10^{-5} m^{-1}$

4. En déduire qualitativement comment varie la température d'ébullition de l'eau avec l'altitude et préciser l'intérêt de l'autocuiseur.

Exercice 7 :

Un gaz parfait, dont la température initiale est de 340 K, est chauffé à pression constante. Son volume ayant augmenté de 14%, calculer la température finale.

Exercice 8 :

Une bulle d'air remonte du fond d'un lac, où la pression est de 3,03 atm, à la surface où la pression est de 1 atm. La température au fond du lac est de 7°C, et de 27°C à la surface. Quel est le rapport des volumes de la bulle, au fond du lac et à la surface du lac ?

Exercice 9 :

255 mg de néon (Ne, M = 20,2 $g.mol^{-1}$) occupent 3 L à 122 K. Quelle est la pression dans le gaz ?

Exercice 10 :

Dans un récipient de 22,4 L à 273,15 K, on introduit une mole d'azote (N_2) et deux moles d'hydrogène (H_2).

a) Calculer les fractions molaires de chaque constituant, leurs pressions partielles et la pression totale de ce mélange initial.

b) A température constante, tout l'hydrogène réagit avec la quantité nécessaire d'azote pour former NH3. Calculer les pressions partielles et la pression totale du mélange final.

Exercice 11 :

Un gaz parfait occupe un volume de 4 L sous 2 atm à 300 K. À volume constant, le gaz est chauffé jusqu'à doubler sa pression. Puis, à température constante, le volume est réduit de moitié. Toutes les transformations sont réversibles.

a) Tracer ces transformations dans un diagramme (P; V), puis dans un diagramme (T; P).

b) Comment ramener le gaz dans son état initial, par deux transformations successives isobares et/ou isothermes ? Représenter ces transformations sur les deux diagrammes.

c) Calculer la température de la première transformation isotherme.

d) Calculer la valeur maximale atteinte par la pression.

Exercice 12 :

Représenter dans un diagramme (T; V) les transformations réversibles suivantes d'une mole de gaz parfait :

a) à partir d'un état 1 (T_1; V_1), la pression est doublée à volume constant (état 2) ;

b) à partir de l'état 2, le volume est réduit de manière isobare jusqu'au volume $V_1/4$ (état 3).

Caractériser les états d’équilibre 2 et 3 en fonction de T_1 et V_1. Comment est-il possible de revenir à l’état 1 par une ou plusieurs transformations différentes des précédentes de type isotherme, isobare ou isochore ?