

La température en Kelvin est reliée à la température en °C par $T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273$

$$1\text{m}^3 = 1000\text{L} \text{ et } 1\text{L} = \frac{1}{1000}\text{m}^3 = 10^{-3}\text{m}^3$$

Exercice 1 : Rappels

- 1) Donner la loi des gaz parfaits sachant que la constante des gaz parfaits est $R = 8,314 \text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
Dans les questions suivantes, on considère que la quantité de matière ne varie pas ($n = \text{constante}$)
- 2) Lors d'une transformation isotherme du gaz de l'état A à l'état B, quelle grandeur ne varie pas ? Montrer dans ce cas que $P_A \cdot V_A = P_B \cdot V_B$
- 3) Lors d'une transformation isobare du gaz de l'état A à l'état B, quelle grandeur ne varie pas ?
Montrer dans ce cas que $\frac{T_A}{V_A} = \frac{T_B}{V_B}$
- 4) Lors d'une transformation isochore du gaz de l'état A à l'état B, quelle grandeur ne varie pas ? Montrer dans ce cas que $\frac{T_A}{P_A} = \frac{T_B}{P_B}$

Exercice 2 :

L'air sec au voisinage du sol est un mélange gazeux homogène. Il est approximativement composé en fraction molaire

- 78,08 % de [diazote N₂](#) ;
- 20,95 % de [dioxygène O₂](#) ;
- moins de 1 % d'autres gaz dont :
 - des [gaz rares](#), principalement :
 - de l'[argon](#) (0,93 %),
 - du [néon](#) (0,0018 %),
 - de l'[hélium](#) (0,0052%),
 - du [krypton](#) (0,0001% ppmv),
 - du [xénon](#) (0,00009%) ;
 - du [dioxyde de carbone](#) (CO₂) : environ 0,04 %
 - du [méthane](#) : 0,000187 %

La masse molaire de l'air sec est de $M_{\text{air}} = 28,9645 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On considère que l'air sec au niveau du sol est à la pression de 1013 hPa = 101300 Pa.

- 1) Calculer la masse volumique de l'air à 20°C et puis à 0°C, $\rho_{\text{air}} = \frac{m_{\text{air}}}{V}$ avec $m_{\text{air}} = n_{\text{air}} \cdot M_{\text{air}}$ où n_{air} est la quantité de matière d'air contenu dans le volume V.

Le volume molaire qui est le volume d'une mole se calcule par $V_M = \frac{V}{n}$.

2) Montrer que $V_M = \frac{M_{air}}{\rho}$. Puis calculer ce volume pour 20°C puis pour 0°C

On définit la pression partielle d'une espèce chimique par $p_{espèce} = \frac{n_{espèce} \cdot R \cdot T}{V}$. La pression totale est la somme des pressions partielles de toutes les espèces chimiques.

- 3) Montrer que $p_{espèce} = \frac{R \cdot T}{V_{M,espèce}}$ et que $p_{espèce} = x_{espèce} \cdot P_{totale}$ où la fraction molaire $x_{espèce} = \frac{n_{espèce}}{n_{totale}}$ avec n sont les quantités de matière.
- 4) Calculer les pressions partielles des différentes espèces chimiques dans l'air sec au niveau du sol.

Exercice 3:

Remarque : on pourra utiliser les résultats de l'exercice 1.

Un mélange gazeux est constitué de diazote N₂ et de dioxygène O₂, la composition de ce mélange est inconnue. La pression du mélange gazeux est égale à P₀=385.10⁵ Pa pour une température de θ₀=25°C. Le système est fermé. (Pa.m³.mol⁻¹.K⁻¹)

Expérience 1 : le mélange de gaz est refroidi jusqu'à une température de θ₁ = 10°C à volume constant.

- 1) Déterminer la nouvelle pression (P₁) du gaz.
- 2) Quelle est la quantité de matière totale de gaz si le volume est de 10 L ?

Expérience 2 : grâce à une réaction adaptée, la totalité du dioxygène est enlevée du mélange, alors que le diazote demeure inaltéré. On mesure une nouvelle pression P₁=250.10⁵Pa. On rappelle que le mélange initial était celui décrit au tout début de l'exercice.

- 3) Calculer la fraction molaire en diazote et en dioxygène dans le mélange initial.

Correction :

Utilisons l'équation d'état des gaz parfaits :

A la température initiale : $P_0 \cdot V = n_{tot} \cdot R \cdot T_0$

A la nouvelle température : $P_1 \cdot V = n_{tot} \cdot R \cdot T_1$

Alors il vient :

$$\frac{P_1}{P_0} = \frac{T_1}{T_0}$$

Application numérique :

$$P_1 = 385 \frac{(273,15 + 10)}{(273,15 + 25)}$$

P₁ = 366 bars

Utilisons l'équation d'état des gaz parfaits de nouveau :

A la température initiale :

$$P_0 \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T_0$$

Application numérique :

$$n_{\text{tot}} = \frac{385 \cdot 10^5 \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot (273,15 + 25)}$$

$$n_{\text{tot}} = 155,3 \text{ moles}$$

Utilisons l'équation d'état des gaz parfaits appliquée cette fois au seul diazote :

A la nouvelle température :

$$P_{N_2} \cdot V = n_{N_2} \cdot R \cdot T_1$$

Application numérique :

$$n_{N_2} = \frac{250 \cdot 10^5 \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot (273,15 + 10)}$$

$$n_{N_2} = 106,2 \text{ moles}$$

Alors la fraction molaire de chacun des deux gaz est :

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{106,2}{155,3}$$

soit :

$$x_{N_2} = 0,68 \text{ et } x_{O_2} = 1 - 0,68 = 0,32$$

Exercice 4 :

EXERCICE RÉSOLU

Un pneu de vélo de volume $V = 2,5 \text{ L}$ contient un gaz à la pression $P = 350 \text{ kPa}$ et à la température $\theta = 20^\circ\text{C}$.

- Calculer la quantité de matière de gaz n dans le pneu.

DONNÉES

- Conversion de température: T (en K) = θ (en $^\circ\text{C}$) + 273.
- Constante du gaz parfait: $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

SOLUTION

En modélisant le gaz par le gaz parfait:

$$PV = nRT, \text{ il vient } n = \frac{PV}{RT}.$$

$$\text{A.N.: } n = \frac{350 \times 10^3 \text{ Pa} \times 2,5 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{293 \text{ K} \times 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}}$$
$$n = 3,6 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

APPLICATION - Sur le modèle de l'exercice résolu

Le pneu se dégonfle. La température est toujours $\theta = 20^\circ\text{C}$ mais la pression atteint la pression atmosphérique soit $P = 1013 \text{ hPa}$ et son volume est alors $V = 2,5 \text{ L}$.

- Calculer la quantité de matière de gaz n restant dans le pneu.

EXERCICE RÉSOLU

Un ballon gonflé à l'hélium contient une quantité de matière $n = 4,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ d'hélium. Il s'élève à une altitude où règne une pression $P = 701 \text{ hPa}$ et une température $T = 253 \text{ K}$.

- Calculer en litres le volume du ballon à cette altitude.

DONNÉE Constante du gaz parfait: $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

SOLUTION

En modélisant le gaz par le gaz parfait:

$$PV = nRT, \text{ il vient } V = \frac{nRT}{P}.$$

A.N.:

$$V = \frac{4,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \times 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 253 \text{ K}}{701 \times 10^2 \text{ Pa}}$$

$$V = 1,2 \times 10^{-2} \text{ m}^3 = 12 \text{ L}.$$

APPLICATION - Sur le modèle de l'exercice résolu

On gonfle un ballon de baudruche avec de l'air en injectant une quantité de matière de gaz $n = 2,1 \times 10^{-1} \text{ mol}$ à la pression $P = 1013 \text{ hPa}$. La température extérieure vaut $T = 308 \text{ K}$.

- Calculer le volume du ballon.

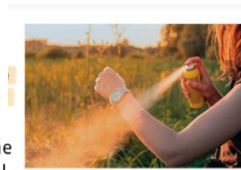
Exercice 5 (s'inspirer de l'exercice 2 si vous avez des difficultés)

L'air est un mélange gazeux composé, en quantité de matière, d'environ 80 % de diazote N_2 et de 20 % de dioxygène O_2 .

déterminer les masses molaires moléculaires, estimer la masse volumique de l'air dans les conditions de température et de pression suivantes : $\theta = 0\text{ }^\circ\text{C}$ et $P = 1\,013\text{ hPa}$.

Masse molaire de l'azote : 14g/mol et masse molaire de l'oxygène 16 g/mol.

Exercice 6 :



Une bombe aérosol neuve, de volume $V = 200\text{ mL}$, contient comme propulseur du diazote, que l'on assimile au gaz parfait.

- a. À la température $\theta_1 = 25,0\text{ }^\circ\text{C}$, le volume V_1 du gaz propulseur correspondant à 40 % du volume du boîtier est à la pression $P_1 = 6,00\text{ bar}$. Déterminer la quantité de matière n_1 de gaz propulseur présent dans ce dispositif.
- b. Déterminer la température θ_2 pour atteindre la pression maximale $P_2 = 10,0\text{ bar}$ que peut supporter la bombe aérosol neuve en toute sécurité, en supposant que le volume V_2 et la quantité de matière n_2 du gaz propulseur restent constants.
- c. Indiquer si cette situation peut se produire dans la vie courante.
- d. Au cours de l'utilisation du produit, la pression du gaz propulseur diminue. À la température $\theta_1 = 25,0\text{ }^\circ\text{C}$, quand sa pression atteint la valeur de $P_3 = 3\text{ bar}$, le gaz propulseur occupe un volume $V_3 = 160\text{ mL}$ et le dispositif ne fonctionne plus. En déduire un inconvénient du conditionnement aérosol, d'un déodorant par exemple.