

Solution Série 1: Les gaz (2023)

Exercice 1: Toutes les particules dans l'air sont contenues dans un volume V qui impose la distance moyenne entre deux particules. Considérons une mole d'air, soit $N_A = 6,022141179 \cdot 10^{23}$ particules dans cette mole. Ces particules occupent un volume V qui vaut $V=22,4$ litres pour une mole.

On peut donc remonter au volume moyen occupé par une seule particule, soit $v_{\text{moyen}} = V/N_A$. Si l'on considère que ce volume moyen occupé par une particule est un cube, nous obtenons : $v_{\text{moyen}} = V/N_A = d^3$.

D'où: $d = (V/N_A)^{1/3} = 3\text{nm}$.

On sait que l'ordre de grandeur de la dimension d'une molécule d'oxygène O_2 ou d'azote N_2 est de l'ordre de 1Å^0 soit $0,1\text{nm}$. La taille des particules ($0,1\text{nm}$) est donc bien inférieure à la distance moyenne entre particules (3nm), soit le pourcentage de $0,1/3=3,33\%$.

Exercice 2: 1 mole de gaz parfait, Conditions normales de température et pression, ($V=22.4$ L) : volume molaire occupé par une mole de gaz parfait. $P= 1$ atm et $T=0^\circ\text{C}$

On a: $PV=nRT$; donc: $R=Pv/nT$

a. $R = 1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}/1 \text{ mole} \times 273 \text{ }^\circ\text{K} = 0.08206 \text{ (L.atm/mole.}^\circ\text{K)}$

b. $R = 1.01325 \text{ Pa} \times 22.4 \times 10^{-3} \text{ m}^3/1 \text{ mole} \times 273 \text{ }^\circ\text{K} = 8.31 \text{ J/mole.}^\circ\text{K}$. Où $1 \text{ Joule}=1\text{Pa.m}^3$; et $1 \text{ atm}=1,01325 \text{ Pa}$ et $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$

$R = 8.31 \text{ J/mole.K} = (8.31 \times 1/ 4.18 \text{ cal})/\text{mole.K} = 1.99 \text{ cal/mol.K} \approx 2 \text{ cal/ mol.K}$

Exercice 3: Comme le gaz est parfait, donc : $P_1V_1 = nRT_1 = (m/M) RT_1$, soit $M = mRT_1 / P_1V_1$

Application numérique : $M = 0,032 \text{ kg.mol}^{-1}$, soit 32 g.mol^{-1} . Le gaz étant un gaz diatomique, de la forme X_2 , c'est donc du dioxygène O_2 .

$2.A \rightarrow B$ transformation isotherme, donc $T_A = T_B = 300\text{K}$ et $P_A V_A = P_B V_B$ (loi de Boyle Mariotte) ; d'où: $V_B = (P_A V_A)/P_B = V_A/2 = 4,68\text{L}$.

$B \rightarrow C$ transformation isochore, c-à-d, $V_C = V_B = 4,68\text{L}$. En plus $(P_B/T_B) = (P_C/T_C)$ (loi de Charles)

d'où: $P_C = (T_C.P_B/T_B) = (3T_B.P_B/T_B) = 3P_B = 6,0.10^5 \text{ Pa}$.

Exercice 4: 1. Transformation isobare: $V_1/T_1 = V_2/T_2 = \text{cte}$; équation de Gay-Lussac. Avec $V_2 = V_1 + \Delta V$.

D'où: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_1 + \Delta V}{T_2}$, ou encore: $T_2 = T_1 \frac{(V_1 + \Delta V)}{V_1} = T_1 \left(1 + \frac{\Delta V}{V_1}\right)$. AN $T_2 = 307,65 \text{ K} = 34,65^\circ\text{C}$

1. La masse d'air réchauffée pendant 24 heures: $m = \rho \cdot V_{\text{total}}$ d'air respiré pendant 24 heures = $\rho \cdot V \cdot N_{24}$

Avec V , est le volume d'air respiré par minute et N_{24} , le nombre de minutes dans 24 heures.

$m = 21,427 \text{ Kg}$; le nombre de moles est: $n = m/M = 738,86 \text{ moles}$.

Exercice 5: $P_{GP} = nRT / V \approx 4, 99.10^6 \text{ Pa}$, soit une erreur relative de : $|P - P_{GP}| / P \approx 30\%$;

$$P_{GR} = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2 a}{V^2} \approx 3, 99.10^6 \text{ Pa}, \text{ soit une erreur relative de : } |P - P_{GR}| / P \approx 4\%.$$

Le modèle du gaz parfait est donc inacceptable pour ce gaz carbonique, tandis que le modèle du gaz de Van der Waals montre une bien meilleure précision.

Exercice 6:

La pression totale est $P_{total} = \frac{RT}{V} \sum_i n_i = (n_a + n_b + n_c) \frac{RT}{V}$ (loi de Dalton) ; AN: $P_{total} = 1,96 \text{ atm}$;

Tous les gaz occupent le même volume et la même température quelque soit leurs quantité.

Rq: on prend la valeur de $R = 0,08206 \text{ L.atm/mole.}^\circ\text{K}$ si le volume est pris en litre.

Les pressions partielles: $P_a = n_a RT/V = 0,327 \text{ atm}$; $P_b = n_b RT/V = 0,655 \text{ atm}$; $P_c = n_c RT/V = 0,985 \text{ atm}$.

Exercice 7:

Chaque molécule possède une énergie moyenne de translation qui vaut:

$E_c = \frac{3}{2} k_B T = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$; D'où: $\bar{v}_{qua} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}}$ qui représente la vitesse quadratique moyenne de chaque

molécule. Où: m est la masse d'une seule molécule et k_B , étant la constante de Boltzmann et égale à $1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$.

$$\bar{v}_{qua} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{(M/N_A)}} = \sqrt{\frac{3k_B T N_A}{M}}$$

Avec M , la masse molaire, pour la molécule d'Oxygène $M = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ et N_A , le nombre d'Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

AN: $\bar{v}_{qua} = 475,369 \text{ m.s}^{-1}$