

Série de TD N° 1 de Chimie 2

Exercice 1: La pression d'un gaz parfait est égale à 2 atm , quelle est la valeur de cette pression en ; *Bar, Pascal, mm Hg, torrs* et N/m^2 .

Exercice 2:

L'équation d'état des gaz parfaits étant : $PV=nRT$

- Calculer la valeur de la constante des gaz R sachant qu'une masse de $0,90 \text{ g}$ d'oxygène O_2 (gaz parfait) occupe un volume de $0,67 \text{ litres}$ à $15,2 \text{ }^\circ\text{C}$ et sous une pression de 752 mm Hg .
- Donner les résultats en : $\text{L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ et $\text{Cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Données : $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $1 \text{ Cal} = 4,184 \text{ J}$ et $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Exercice 3:

On considère un mélange de gaz parfait composé de $0,401 \text{ g}$ d'Hélium, de 3 g d'Azote et de 3 g d'Argon, sous une pression totale de 5 atm .

- Calculer pour chacun des trois gaz, sa fraction molaire x_i ainsi que sa pression partielle P_i .

Données : $M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$ et $M(\text{Ar}) = 40 \text{ g/mol}$.

Exercice 4:

Soit deux compartiments indéformables A et B, séparés par une cloison rigide et étanche, contenant l'un de l'Hélium et l'autre de l'Oxygène. A l'instant initial nous avons :

- Dans le compartiment A il y a de l'Hélium sous $P_A = 4 \text{ atm}$ à $T_A = 300 \text{ K}$ et $V_A = 30 \text{ L}$.
- Dans le compartiment B il y a de l'Oxygène sous $P_B = 14 \text{ atm}$ à $T_B = 300 \text{ K}$ et $V_B = 50 \text{ L}$.

1- Calculer les masses d'Hélium et d'Oxygène contenus dans chaque compartiment.

2- Les deux compartiments sont par la suite chauffés à la température $T = 530 \text{ K}$, calculer alors la nouvelle pression qui régnait dans les deux compartiments A et B.

3- On soulève la cloison séparant les deux récipients, ils sont ainsi mis en communication. Que se passe-t-il alors ? Calculer dans ce cas, la pression partielle de chaque gaz et en déduire la pression totale.

Chemistry 2 TD Series No. 1

Exercise 1:

The pressure of a perfect gas is equal to 2 atm, what is the value of this pressure in; Bar, Pascal, mm Hg, torrs and N/m^2 .

Exercise 2:

The equation of state for perfect gases is: $PV=nRT$

- Calculate the value of the gas constant R, given that a mass of 0.90 g oxygen O_2 (perfect gas) occupies a volume of 0.67 liters at $15.2^\circ C$ and a pressure of 752 mm Hg.

- Give the results in : $L atm K^{-1} mol^{-1}$; $J K^{-1} mol^{-1}$ and $Cal K^{-1} mol^{-1}$

Data: $M(O) = 16 g/mol$; $1 Cal = 4.184 J$ and $1 atm = 760 mmHg = 1.01325 \cdot 10^5 Pa$.

Exercise 3:

Consider a perfect gas mixture consisting of 0.401g Helium, 3 g Nitrogen and 3 g Argon, at a total pressure of 5 atm.

- For each of the three gases, calculate its mole fraction x_i and its partial pressure P_i .

Data: $M(He) = 4 g/mol$, $M(N) = 14 g/mol$ and $M(Ar) = 40 g/mol$.

Exercise 4:

Consider two non-deformable compartments A and B, separated by a rigid, airtight partition, one containing Helium and the other Oxygen. At the initial instant we have :

- Compartment A contains Helium at $P_A = 4 atm$, $T_A = 300 K$ and $V_A = 30 L$.

- In compartment B there is oxygen under $P_B = 14 atm$ at $T_B = 300 K$ and $V_B = 50 L$.

1- Calculate the masses of Helium and Oxygen contained in each compartment.

2- The two compartments are then heated to $T = 530 K$. Calculate the new pressure in compartments A and B.

3- The partition separating the two containers is lifted, bringing them into communication. What happens then? Calculate the partial pressure of each gas and deduce the total pressure