

2024-2025

Serie de TD n°1 de CHIMIE 2  
Généralités sur la Thermodynamique

Exercice 1:

1. Définition de système ouvert, fermé et isolé + exemples:

• Système ouvert: c'est un système qui peut échanger de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur.

Exemples: Bougie allumée, le corps humain.

• Système fermé: c'est un système qui peut échanger de l'énergie mais pas de la matière avec le milieu extérieur.

Exemples: Un moteur électrique en fonctionnement, une casserole couverte sur la cuisinière.

• Système isolé: c'est un système qui ne peut ni échanger de l'énergie, ni de la matière avec le milieu extérieur.

Exemples: Thermos ou bouteille isotherme, l'univers.

2. Définition de variables extensives et intensives:

• Variables extensives: Elles dépendent de la quantité de matière du système. Elles sont additives.

• Variables intensives: Elles sont indépendantes de la quantité de matière du système. Elles ne sont pas additives.

Exemples:

Variables extensives	Variables intensives
• Volume	• Température
• nombre de moles	• Pression
	• Concentration $C = \frac{n}{V}$
	(Variable extensive = intensive)
	• Masse volumique

3. a. Proposition fautive car la température est une variable intensive  
 b. " fautive " , pression est une " intensive:  

$$P_{\text{tot}} = \sum P_i x_i \neq \sum P_i$$

c. Proposition vraie car le nombre de moles est une variable extensive

4. La différence entre le système homogène et hétérogène:

- Système homogène: Il est constitué d'une seule phase (solide, solide, gaz) et les propriétés physiques sont les mêmes dans toute la matière.
- Système hétérogène: Si il est constitué de deux ou plusieurs phases ou si les propriétés sont différentes selon les régions considérées.

### Exercice 2:

1. L'unité du volume est le Litre,  $m^3$ ,  $cm^3$ ,  
 " de la pression: Pa, bar, mmHg, torr  
 " " température:  $^{\circ}C$ , K, F

2.  $57 m^3 = 57 \times 10^3 L$ ,  $298 K = 25^{\circ}C$  ( $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$ )  
 $760 mmHg = 1,013 \times 10^5 Pa = 1,013 \times 10^5 N/m^2 = 760 torr$   
 $= 10^5 bar = 1 atm$

3. L'équation des gaz parfaits:  $PV = nRT$

• Calcul de R:  $n = 1 mol$ , CNTP ( $P = 1 atm$ ,  $T = 273 K$ )

$$PV = nRT \Rightarrow R = \frac{PV}{nT}$$

Dans les conditions normales de température et de pression, 1 mole de gaz occupe 22,4 l.

$$R = \frac{1 \times 22,4}{1 \times 273} \Rightarrow \boxed{R = 0,082 \text{ l.atm.K}^{-1}.mol^{-1}}$$

• En  $J.K^{-1}.mol^{-1}$ :

$$\text{Pression} = \frac{\text{Force}}{\text{Surface}} = \left[ \frac{N}{m^2} \right] = [Pa] \quad \dots (1)$$

$$\text{Travail} = W = \text{Force} \times \text{distance} = [N.m] = [J] \quad \dots (2)$$

$$1) [Pa] = \left[ \frac{N}{m^2} \right] = \left[ \frac{N \cdot m}{m^2 \cdot m} \right] = \left[ \frac{J}{m^3} \right]$$

Sachant que  $1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ ,  $V = 22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3$

Par conséquent, 
$$R = \frac{1,013 \times 10^5 \times 22,4 \times 10^{-3}}{1 \times 273} \Rightarrow \boxed{R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

• En cal  $\cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ :

$$\text{On a : } \left. \begin{array}{l} 1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \\ x \text{ cal} = 8,31 \text{ J} \end{array} \right\} x = 1,98 \text{ cal}$$

Donc: 
$$\boxed{R = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 2 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

4. a. Calcul de n:

$$T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}, P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}, V = 3 \times 6 \times 7 = 126 \text{ m}^3$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,013 \times 10^5 \times 126}{8,31 \times 298} \Rightarrow \boxed{n = 5154,2 \text{ mol}}$$

b. Deduction de la masse d'air:

$$\frac{n}{\text{air}} = \frac{m_{\text{air}}}{M_{\text{air}}} \Rightarrow m_{\text{air}} = n_{\text{air}} \times M_{\text{air}} = 5154,2 \times 29 = 149471,8 \text{ g}$$

$$\boxed{m_{\text{air}} = 149,47 \text{ Kg}}$$

c. Calcul de la nouvelle pression si la température est de  $50^\circ\text{C}$ :

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{5154,2 \times 8,31 \times (273 + 50)}{126}$$

$$\boxed{P = 1,098 \times 10^5 \text{ Pa}}$$

### Exercice 3:

$m_{\text{air}} = 1 \text{ Kg}$ ;  $P_{\text{tot}} = 1 \text{ atm}$ ; % massique  $\text{N}_2 = 76,8\%$ ; % massique  $\text{O}_2 = 23,2\%$

1. Détermination de la fraction molaire de chaque constituant:

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2}} \quad \text{et} \quad x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{x_{\text{O}_2} + x_{\text{N}_2}}$$

on a: 
$$X_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{N}_2} + m_{\text{O}_2}} \quad \text{donc} \quad \% \text{ massique } \text{N}_2 = X_{\text{N}_2} \times 100 = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{air}}} \times 100$$

$$\Rightarrow m_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{air}} \times \% \text{ massique } \text{N}_2}{100} = \frac{10^3 \times 76,8}{100} \Rightarrow \boxed{m_{\text{N}_2} = 768 \text{ g}}$$

$$m_{O_2} = \frac{m_{\text{air}} \times \% \text{massique } O_2}{100} \Rightarrow \boxed{m_{O_2} = 232 \text{ g}}$$

Par conséquent:  $n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = \frac{768}{28} = 27,43 \text{ mol}$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{232}{32} = 7,25 \text{ mol}$$

donc:  $x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} = \frac{27,43}{27,43 + 7,25} \Rightarrow \boxed{x_{N_2} = 0,791}$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{7,25}{7,25 + 27,43} \Rightarrow \boxed{x_{O_2} = 0,209}$$

2. Déduction des pressions partielles de  $N_2$  et  $O_2$ :

$$P_i = P_{\text{tot}} x_i \Rightarrow P_{N_2} = P_{\text{tot}} x_{N_2} = 1 \times 0,791 \Rightarrow \boxed{P_{N_2} = 0,791 \text{ atm}}$$

$$P_{O_2} = P_{\text{tot}} x_{O_2} = 0,209 \times 1 \Rightarrow \boxed{P_{O_2} = 0,209 \text{ atm}}$$

Vérification de la loi de Dalton:

La loi de Dalton:  $\sum P_i = P_{\text{tot}}$

$$P_{\text{tot}} = 1 \text{ atm}, \quad P_{N_2} = 0,791 \text{ atm}, \quad P_{O_2} = 0,209 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} + P_{O_2} = 0,791 + 0,209 = 1 \text{ atm} = P_{\text{tot}}$$

Donc la loi de Dalton est bien vérifiée.

3. Calcul de la température de l'air si  $V_{\text{tot}} = 1 \text{ m}^3$ :

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{1 \times 10^3}{(27,43 + 7,25) \times 0,082}$$

$$T = 351,65 \text{ K}$$

$$\boxed{T = 78,5^\circ \text{C}}$$

## Exercice 4:

I. Le système thermodynamique peut subir de transformations:

- Transformation isochore: à volume constant  $V = \text{cte}$
- Transformation isobare: à pression constante  $P = \text{cte}$
- Transformation isotherme: à température constante  $T = \text{cte}$
- Transformation adiabatique:  $Q = 0$

Les lois qui régissent ces transformations sont les lois de:

- Boyle et Mariotte à  $T = \text{cte}$
- Gay-Lussac à  $P = \text{cte}$
- Charles à  $V = \text{cte}$ , ...

II. Calcul de  $V_f$  final:  $n = 1 \text{ mole}$

Etat initial	→	Etat final
$V_i = 450 \text{ cm}^3$		$V_f = ?$
$T_i = 100^\circ\text{C}$		$T_f = 25^\circ\text{C}$
$P_i$		$P_i = P_f$

La transformation s'effectue à pression constante (isobare).

D'après la loi de Gay-Lussac:  $\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} = \frac{nR}{P} = \text{cte}$

$$V_f = \frac{T_f}{T_i} V_i = \frac{298}{373} \times 450 \Rightarrow \boxed{V_f = 359,5 \text{ cm}^3}$$

III. Calcul de  $T_f$ :  $n = 1 \text{ mol}$ ,  $\gamma = 1,6$

Etat initial  $\xrightarrow{\text{Detente adiab.}}$  Etat final

$$T_i = 298 \text{ K}$$

$$P_i = 7 \text{ atm}$$

$$T_f = ?$$

$$P_f = 5 \text{ atm}$$

La transformation est adiabatique:  $TP^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{cte} \Rightarrow \frac{T_i P_i^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}}{T_f P_f^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}} = \text{cte}$

$$T_f = T_i \left( \frac{P_i}{P_f} \right)^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = 298 \left( \frac{7}{5} \right)^{\frac{1-1,6}{1,6}}$$

$$\boxed{T_f = 338,1 \text{ K}}$$