

Série de TD N°2
- Thermodynamique -

Exercice 1

Trois récipients contiennent respectivement de l'hydrogène H_2 ($V_1 = 2,25L$, $P_1 = 250 \text{ mmHg}$, $T_1 = 20^\circ C$) ; de l'azote N_2 ($n_2 = 0,065 \text{ mol}$) et de l'Hélium He ($n_3 = 0,072 \text{ mol}$).

1- Calculer la quantité de matière de H_2 supposé parfait

2- On introduit les 3 gaz dans un récipient de volume $V = 6 \text{ L}$ et à une température de 285 K . On suppose que le mélange est idéal.

a- Calculer la fraction molaire de chaque gaz dans le mélange.

b- Calculer la pression partielle de chaque gaz dans le mélange.

c- Calculer la pression totale du mélange.

Exercice 2

1- Calculer la pression exercée par 1mole d'éthylène ; en supposant que ce gaz se comporte :

- Comme un gaz parfait.
- Comme un gaz réel qui obéit à l'équation de Van der Waals :

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a\left(\frac{n}{V}\right)^2$$

dans les deux cas suivant : **a)** $T_1 = 273 \text{ K}$ et $V_1 = 22,4 \text{ L}$ et **b)** $T_2 = 1000 \text{ K}$ et $V_2 = 0,1 \text{ L}$

2- Commentez les écarts observés entre les deux pressions calculées ?

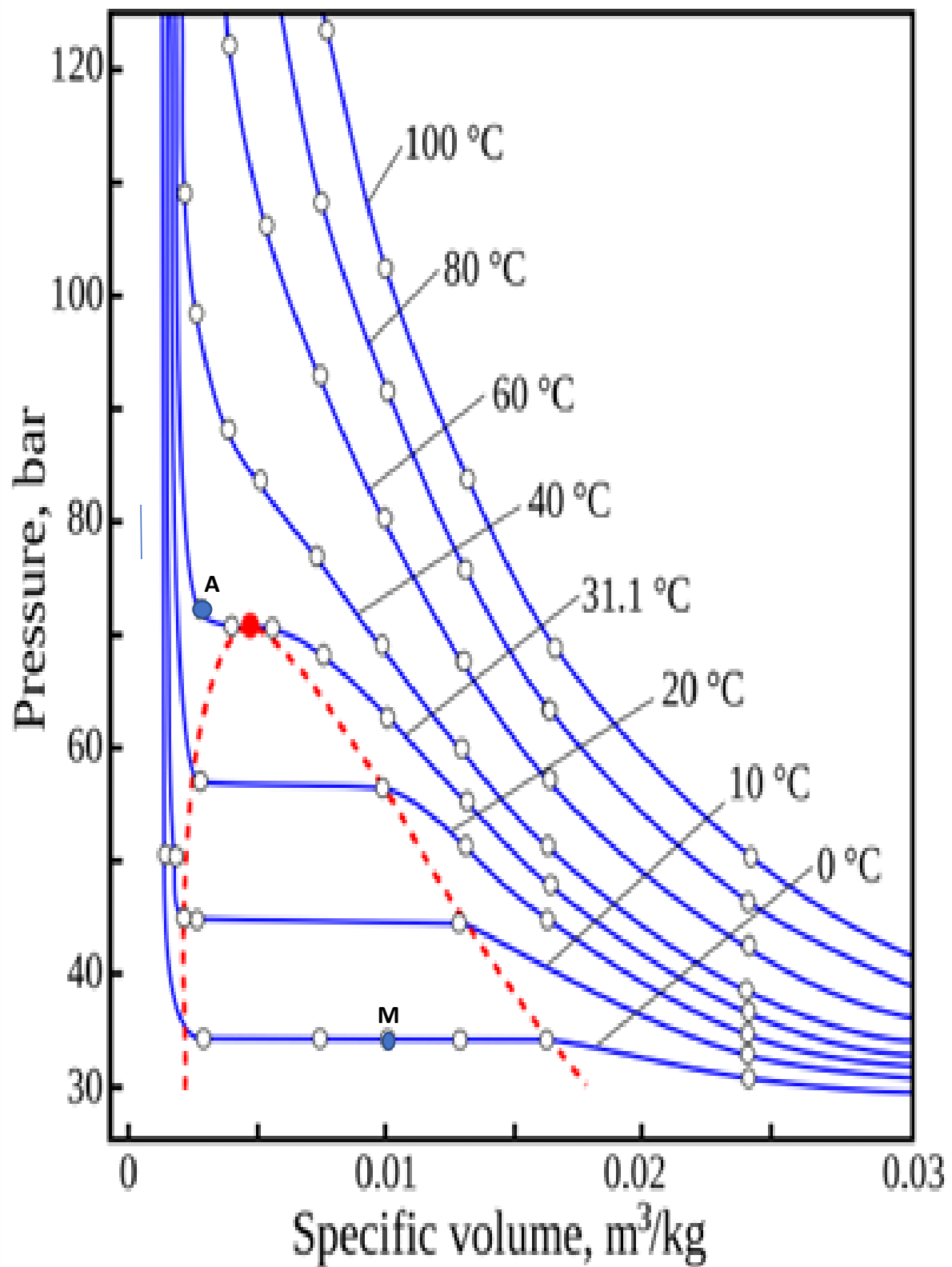
3- Comparer brièvement les gaz réels aux gaz parfaits.

Données : $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ $a = 4,471 \text{ L}^2.\text{atm/mol}^2$, $b = 5,714 \cdot 10^{-2} \text{ L/mol}$.

Exercice 3

On considère les courbes isothermes aux différentes températures sur le digramme de Clapeyron (isothermes d'Andrews) d'un fluide réel (CO_2) ci-dessous :

- 1) Identifier graphiquement les courbes de bulle, de rosée et de saturation ainsi que les différentes phases en présence.
- 2) Déterminer les coordonnées du point critique P.
- 3) Dans quel état physique se trouve le CO_2 à une pression de 40 bars et une température de $20^\circ C$. Déterminez le volume massique et la masse correspondante sachant que le CO_2 est enfermé dans une bouteille de 30 L.
- 4) Quel est l'état physique du CO_2 au point A ?
- 5) Calculer le titre en vapeur et en liquide à la température $T = 0^\circ C$ au point M.



Exercice 4

- 1) Quelle est la valeur du facteur de compressibilité Z pour 1 mole de gaz parfait occupant 22.4 L à 273 K et 1 atm ?
- 2) Calculer le facteur de compressibilité Z du méthane à 400 K, occupant un volume de 0,5 L sous une pression expérimentale de 60 atm ? le gaz est-il plus ou moins compressible que prévu par la loi des gaz parfait ?

Exercice 5

I) Soient les coefficients thermoélastiques suivants :

$$\alpha = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T; \beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \text{ et } \alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

- 1) Donner l'expression de α, β et α pour un gaz parfait
- 2) Donner l'expression de α pour un gaz d'équation d'état $P(V-nb)=nRT$

II)

- 1) On comprime un litre de mercure de 1 bar à 1000 bar de manière isotherme. Calculer le volume final sachant que $\chi_{\text{mercure}} = 38 \cdot 10^{-12} \text{ m}^2 \text{ N}^{-1}$ et commenter le résultat obtenu.
- 2) Un kilogramme d'eau liquide est caractérisé dans un certain domaine de température et de pressions autour de l'état (0) où $P_0 = 1,00 \text{ bar}$, $T_0 = 293 \text{ K}$ et $V_0 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ par un coefficient de dilatation isobare $\alpha = 3,00 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$ et par un coefficient de compressibilité isotherme $\chi_T = 5,00 \cdot 10^{-10} \text{ Pa}^{-1}$ constants.
Par suite d'un incendie, la température passe de $T_0 = 293 \text{ K}$ à $T = 586 \text{ K}$. Calculer la pression P dans le récipient. Reprendre le calcul pour un gaz parfait. Commenter.

Exercices supplémentaires

Exercice 1

L'équation d'état de Van der Waals s'applique aux fluides et tient compte, dans une certaine mesure, des forces d'interaction entre les particules qui les constituent. Elle peut être écrite sous la forme suivante:

$$p = \frac{nRT}{V-nb} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

- 1- Comparer brièvement les gaz réels aux gaz parfaits.
- 2- À partir de l'équation d'état de Van der Waals, montrer en expliquant comment peut-on retrouver l'équation d'état des gaz parfaits.
- 3- Pour l'équation de Van der Waals et pour 1 mole, montrer que les coordonnées du point critique C dépendent vraiment des constantes de proportionnalité a et b .
- 4- On utilisant le développement limité de $\frac{1}{1-x} \approx 1 + x + x^2 + x^3 + \dots$ tel que $x = \frac{V}{b}$:

a- Exprimer l'équation de Van der Waals par un développement limité en $\frac{1}{V}$ de l'équation du Viriel.

b- En déduire B et C (2^{ème} et 3^{ème} degrés).

On donne l'équation de Viriel : $Z = \frac{PV}{RT} = 1 + \frac{B}{V} + \frac{C}{V^2} + \frac{D}{V^3} \dots \dots \dots$

Exercice 2

Un gaz d'équation d'état $V = V(T, P)$ a pour coefficient de dilatation thermique isobare $\alpha = \frac{R}{P V} + \frac{a}{V T^2}$ et pour coefficient de compressibilité isotherme $\chi_T = \frac{RT}{V P^2}$.

1) Donner en fonction de α et de χ_T l'expression de la différentielle dV du volume du gaz en fonction de dT et dP .

2) Déduire l'équation d'état du gaz considéré

Données : $\chi_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$; $\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$