

INTRODUCTION A LA THERMODYNAMIQUE

Exercice n°1

On considère 3 dispositifs expérimentaux A, B et C qui contiennent de l'hélium.

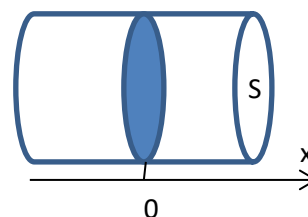
- A est une enceinte hermétiquement fermée aux parois rigides.
- B est une enceinte thermostatée (c'est-à-dire dans laquelle la température est réglée de façon à ne pas varier) fermée par un piston hermétique mais qui peut coulisser.
- C est une enceinte rigide, thermostatée, reliée à une bouteille d'hélium par un robinet.

Initialement dans tous les récipients le gaz parfait occupe un volume de 246L, à $P_0 = 1 \text{ atm}$ et 27°C .

- a) Déterminer la quantité de matière d'hélium présent dans chacune des enceintes.
- b) On veut doubler la pression dans chaque enceinte. Que vaudront alors les grandeurs d'état ? Comment réaliser chaque opération ?
- c) Que vaut l'énergie interne initiale et finale dans chaque enceinte ?

Exercice n°2

On place dans les deux compartiments d'une enceinte la même quantité n de deux gaz parfaits monoatomiques identiques. Ces deux compartiments sont séparés par un piston mobile de section $S = 200 \text{ cm}^2$. Initialement, les deux gaz ont même température $T_0 = 300\text{K}$, même volume $V_0 = 10.0\text{L}$ et même pression $P_0 = 10.0 \text{ bars}$, et le piston est au centre de l'enceinte, à l'abscisse $x=0$.



1°) Calculer la quantité de matière n de gaz dans chacun des compartiments.

2°) On élève la température du gaz du compartiment de gauche jusqu'à $T_F = 350\text{K}$, tout en maintenant la température du compartiment de droite à T_0 . Calculer l'abscisse x du piston une fois le nouvel état d'équilibre atteint.

Exercice n°3

Principe de la cocotte – minute (ou "auto-cuiseur").

Nous disposons d'une cocotte - minute de 8 litres dans laquelle nous plaçons 1 litre d'eau pure ($m \approx 1\text{kg}$). On donne la masse molaire atomique de l'hydrogène $M_H \approx 1 \text{ g/mole}$, la masse molaire atomique de l'oxygène : $M_O \approx 16 \text{ g/mole}$ et la constante des gaz parfaits $R \approx 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$. L'air de la pièce est à 20°C .

1. Calculez la masse molaire de l'eau (H_2O), déduisez-en le nombre de moles d'eau n_{eau} contenues dans 1 litre.

On ferme la cocotte - minute. Etant donné que l'air enfermé est d'une composition chimique différente de l'eau, la pression de la vapeur d'eau est initialement de 0 bar (On suppose alors que l'air est sec et ne contient pas de trace d'eau (0% d'humidité, et donc que la pression partielle de la vapeur est de 0 bar).

On place la cocotte-minute sur le feu. La pression de vapeur saturante de l'eau est donnée par la relation de Duperray :

$$P_{\text{sat}} = P_0 (t/100)^4 \quad \text{où} \quad P_0 = 1 \text{ atm} (1013,25 \text{ mbar}) \quad \text{et} \quad t = \text{température en } ^\circ\text{C}.$$

On rappelle que $n_{\text{eau}} = n_{\text{gaz}} + n_{\text{liq}}$.

Le diagramme $P(T)$ de l'eau est donné

2. Quelle est la température d'ébullition de l'eau sous 1 bar ?

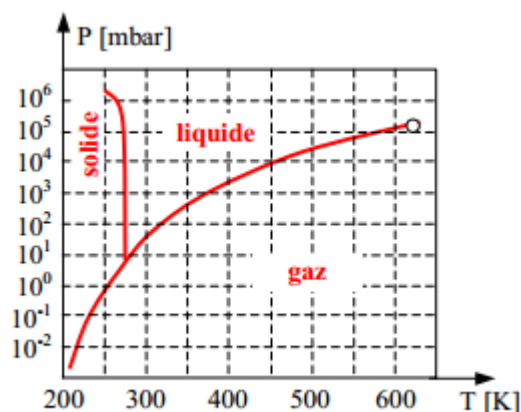
3. La cocotte possède une soupape différentielle de 1 bar (La soupape se déclenche lorsque la différence de pression totale entre l'extérieur et l'intérieur de la cocotte est de 1 bar): pour quelle pression des gaz (air + vapeur d'eau) se déclenche-t-elle ?

4. On rappelle que l'eau liquide est soumise à la pression des gaz. Donnez la température atteinte par l'eau bouillante lorsque la soupape se déclenche. Pourquoi ne met-on pas de soupape réglée pour une pression plus élevée ?

5. Quelle est la pression de l'air dans la cocotte lorsque la soupape se déclenche ?

6. Pour une masse m d'eau de 1kg, calculez le nombre de moles de vapeur contenu dans la cocotte lorsque la soupape se déclenche, déduisez-en la masse de vapeur d'eau.

7. Déduisez-en le volume d'eau liquide qui reste dans la cocotte-minute au moment où la soupape se déclenche.



Exercice n°4

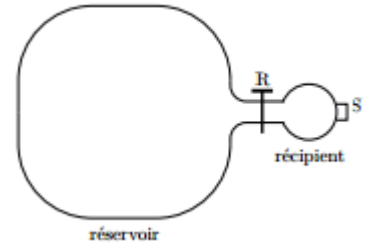
Les valeurs expérimentales de l'énergie interne massique de la vapeur d'eau sont les suivantes :

T(K)	523	573	623	673
A P= 10 Bars	2711	2793	2874	2956
A P = 20 Bars	2683	2773	2859	2944

1. Tracer les courbes donnant l'énergie interne en fonction de la température.
2. A-t-on un gaz parfait ?
3. Comparer la capacité thermique à volume constant à celle d'un gaz parfait monoatomique.

Exercice n°5

Un réservoir de volume $V = 100$ L contient de l'air comprimé sous la pression $P_0 = 10$ bar et à la température ambiante $\theta_0 = 20^\circ\text{C}$. Ce réservoir est fermé par un robinet R. Sur l'embout de ce robinet, on fixe un récipient de volume $v = 10$ L contenant de l'air ambiant, à la température θ_0 et à la pression $p = 1$ bar. Ce récipient est muni d'une soupape S initialement fermée.



1. On ouvre le robinet. Que se passe-t-il ?

Exprimer puis calculer la pression P_1 obtenue dans le réservoir.

Le robinet est ensuite refermé, puis la soupape ouverte et enfin on referme la soupape.

2. On ouvre à nouveau le robinet. Exprimer puis calculer la pression P_2 obtenue dans le réservoir.

La suite des manipulations précédentes est à nouveau effectuée

3. Exprimer la relation entre les pressions P_{n+1} et P_n . En déduire la pression limite P_∞ atteinte dans le réservoir.