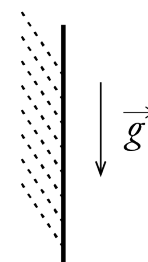


Exercice 1 : Pression exercée par la pluie sur une vitre

Des gouttes de pluie, de masse $m = 0,1 \text{ g}$ et de vitesse $v = 2 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, frappent la surface d'une vitre verticale de surface $S = 2 \text{ m}^2$, en formant un angle $\alpha = 30^\circ$ par rapport à la verticale en arrivant sur la vitre. La densité de gouttes est $n^* = 800 \text{ gouttes par m}^3$. On suppose que lors de leur choc sur la vitre, les gouttes rebondissent de manière parfaite.



- 1) Combien de gouttes δN frappent la vitre pendant la durée $\delta t = 1 \text{ s}$?
- 2) Exprimer la variation δp de la quantité de mouvement de ces δN gouttes au cours de leur rebond.
- 3) Déterminer la force $\vec{\delta F}$ exercée sur la vitre pendant $\delta t = 1 \text{ s}$.
- 4) En déduire la pression P exercée par ces gouttes sur la vitre. La calculer.

Exercice 2 : Air de la salle de classe

On considère l'air de la classe comme un gaz parfait au repos formé à 80% de diazote N_2 et à 20% de dioxygène O_2 . La pression est de une atmosphère ($1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar}$) et la température est de 29°C . Les dimensions de la salle sont $L = 8 \text{ m}$, $\ell = 5 \text{ m}$ et $h = 3 \text{ m}$.

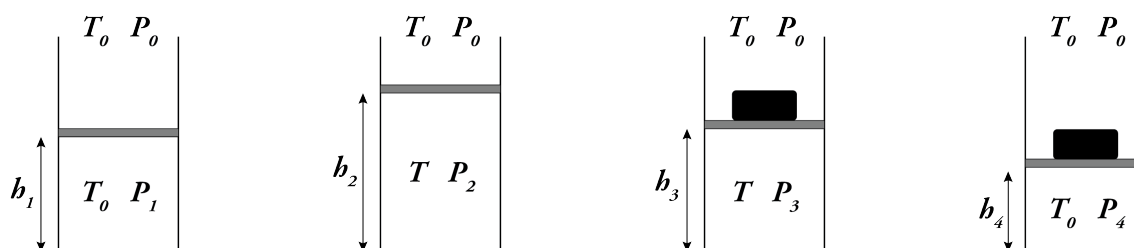
- 1) Déterminer le volume V de la classe et la masse molaire moyenne M de l'air.
- 2) Déterminer la quantité de matière n d'air présent dans la classe ainsi que les nombre N de molécules d'air et leur masse totale m .
- 3) En déduire la masse volumique ρ de l'air, la densité particulaire n^* (nombre de molécules par unité de volume) ainsi que la distance moyenne d entre deux molécules.
- 4) Classer toutes les grandeurs utilisées en deux catégories : intensives ou extensives.
- 5) Exprimer et calculer le libre parcours moyen ℓ^* qui est la distance moyenne entre deux chocs.

Données : $M(\text{N}) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Exercice 3 : Transformations d'un gaz parfait

Une quantité de matière n de gaz parfait est enfermée dans une enceinte de surface de base S . Cette enceinte est fermée par un piston de masse m , à même de coulisser sans frottement, et permet les transferts thermiques, si bien que lorsqu'on attend suffisamment longtemps le gaz contenu dans l'enceinte est en équilibre thermique avec l'extérieur. Le milieu extérieur se trouve à température et pression constantes T_0 et P_0 . On fait subir au gaz la série de transformations suivante :

- Initialement, dans l'état (1), le système est au repos depuis suffisamment longtemps pour avoir atteint l'équilibre thermique et mécanique.
- Le gaz est chauffé jusqu'à ce qu'il atteigne la température $T > T_0$, plaçant le système dans l'état (2).
- Une masse supplémentaire M est brusquement placée par dessus le piston : avant tout transfert thermique, le système est dans l'état (3)
- Enfin, l'équilibre thermique est atteint, le système est alors dans l'état (4).



$\Rightarrow$ Déterminer les quatre positions du piston h_1 , h_2 , h_3 et h_4 .

Exercice 4 : Fuite d'hélium

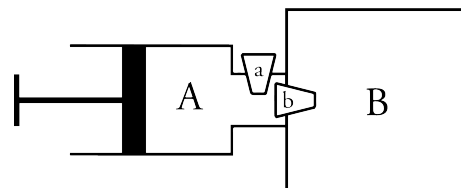
On considère une bouteille de volume constant $V = 10$ L contenant de l'hélium, modélisé comme un gaz parfait monoatomique, à la pression $p = 2,1$ bar et à la température $T = 300$ K.

- 1) Calculer la masse m d'hélium contenue dans la bouteille et la densité particulaire n^* , c'est-à-dire le nombre d'atomes par unité de volume.
- 2) Calculer la vitesse quadratique moyenne des atomes.
- 3) À la suite de l'ouverture de la bouteille, la pression passe à $p' = 1,4$ bar et la température à $T' = 290$ K. Calculer la masse Δm de gaz qui s'est échappé de la bouteille.
- 4) À quelle température T'' faudrait-il porter le gaz pour atteindre à nouveau la pression p ?

Données : $M(\text{He}) = 4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, constante de Boltzmann $k_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.

Exercice 5 : Pompe à vélo

On utilise une pompe dont le corps A a un volume maximal $V_P = 200$ mL pour gonfler d'air une chambre à air B supposée de volume constant $V_0 = 5$ L. Les soupapes (a) et (b) ne laissent passer l'air que dans un sens. Lors de chaque coup de pompe, le piston effectue un aller-retour complet faisant varier A d'un volume nul à un volume V_P . On suppose les évolutions isothermes. Au début de l'opération, la température de l'air est $T_0 = 298$ K et sa pression $P_0 = 1,0$ bar dans tous les compartiments et à l'extérieur.



- 1) Calculer la pression de l'air P_1 à l'intérieur de B au bout du premier aller-retour.
- 2) Établir la relation entre P_k , P_0 , V_P , V_0 , et k . (P_k désigne la pression dans la chambre à air après k coups de pompe). Calculer le nombre de coups de pompe nécessaires à gonfler jusqu'à $P_f = 5$ bar.

Exercice 6 : Étude d'une chaudière

Une chaudière a la forme d'un cylindre vertical de $h_T = 1$ m de hauteur. Complètement fermée, elle contient dans le fond une hauteur de $h_0 = 10$ cm d'eau liquide surmontée de sa vapeur saturante, à l'exclusion de tout autre gaz. Le tout est à l'équilibre à 100 °C. On porte maintenant la chaudière à 200 °C. On donne $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $\rho = 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

- 1) De combien a baissé le niveau du liquide, en admettant que la pression de vapeur saturante est donnée par la formule de Duperray : $P_{\text{sat}} = P_0 \left(\frac{t}{100} \right)^4$ ($P_0 = 1$ bar, t en °C)? On négligera la variation de volume gazeux et on supposera que la vapeur d'eau se comporte comme un gaz parfait.
- 2) A-t-on eu raison de négliger la variation de volume?
- 3) Quelle est la pression finale si la hauteur de liquide au départ est $h_0 = 5$ mm?
- 4) Si la hauteur de liquide au départ est $h_0 = 5$ mm à quelle température minimale faut-il chauffer la chaudière pour que toute l'eau liquide disparaisse? Faire une résolution numérique.

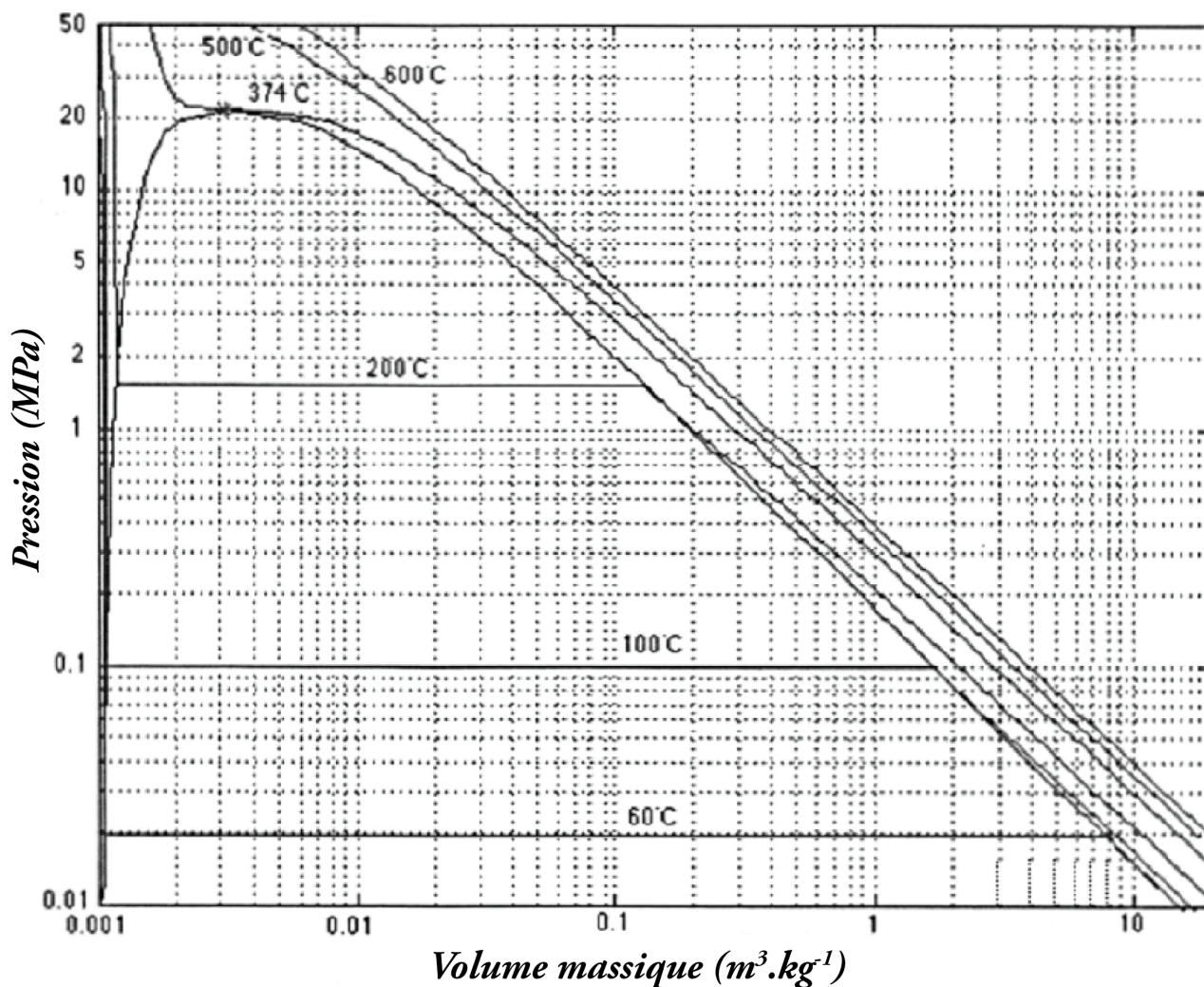
Exercice 7 : Stockage dans un ballon d'eau chaude

On souhaite stocker une masse $m = 100$ kg d'eau dans un ballon d'eau chaude modélisée par une cuve fermée, indéformable et de volume $V_0 = 200$ L. Pour simplifier, on ne tient pas compte de l'air contenu dans la cuve en plus de l'eau. Suite à un échauffement accidentel, l'eau normalement maintenue à $T_0 = 60$ °C passe à la température $T = 500$ °C. La vapeur d'eau est assimilée à un gaz parfait. On tient compte de la légère compressibilité et dilatabilité de l'eau liquide par une équation d'état de la forme

$$\ln \frac{V}{V_0} = \alpha(T - T_0) - \chi_T(P - P_0) \quad \text{avec} \quad \begin{cases} \alpha = 3,0 \times 10^{-4} \text{ K}^{-1} \\ \chi_T = 5,0 \times 10^{-10} \text{ Pa}^{-1} \end{cases}$$

Le diagramme de Clapeyron de l'eau est représenté ci-dessous avec plusieurs isothermes pour des températures allant de 60 à 600 °C. Attention, les échelles sont logarithmiques.

Diagramme (P,v) de l'eau



- 1) En utilisant le diagramme de Clapeyron, déterminer la composition du mélange liquide-gaz initial.
- 2) Sous quelle forme trouve-t-on l'eau après l'échauffement accidentel ? Déterminer la pression P correspondante. Commenter.
- 3) La soupape de sécurité permet au fur et à mesure du chauffage de laisser de la vapeur d'eau s'échapper : la cuve est finalement presque vide et ne contient plus que $m_0 = 400$ g d'eau. Déterminer la pression finale et conclure.

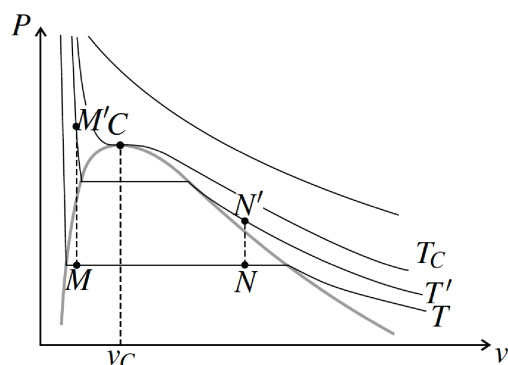
Complément (un peu HP) : Point critique et stockage des fluides

Sur le diagramme (P,v) , les courbes d'ébullition et de rosée se rejoignent au point critique C qui est le sommet de la courbe de saturation. L'abscisse de ce point dans le diagramme de Clapeyron est le volume massique critique v_C . À la température T_C , les volumes massiques v_L et v_G se rejoignent, il n'y a plus de différence entre les propriétés du liquide et de la vapeur.

Remarque : Il faut prendre garde avant de dire qu'un liquide a une masse volumique très supérieure à celle de sa vapeur. Cela n'est vrai que si la température est très inférieure à la température critique.

Le point critique joue un rôle important dans le choix des conditions de stockage des fluides. Quand le fluide a sa température critique T_C inférieure à la température ambiante, la « bouteille de gaz » contient un fluide supercritique, sous pression élevée, pour réduire l'encombrement. C'est le cas avec N_2 ($\theta_C = -147\text{ °C}$), ou H_2 ($\theta_C = -240\text{ °C}$).

D'autres fluides tels NH_3 ($\theta_C = 132\text{ °C}$) ou Cl_2 ($\theta_C = 144\text{ °C}$) ont leur température critique supérieure à la température de stockage. On a intérêt à stocker ces fluides sous pression élevée et sous forme de liquide en équilibre avec sa vapeur pour minimiser l'encombrement. Cependant, en cas d'échauffement accidentel de la bouteille, le fluide stocké évolue à volume massique constant, donc le long d'une verticale sur le diagramme de Clapeyron, d'une isotherme T à une isotherme $T' > T$.



- Si le point du diagramme correspondant aux conditions de stockage se trouve à gauche du point critique (point M), cet échauffement peut amener le système dans le domaine du liquide où les isothermes sont très pentues, provoquant une augmentation considérable de la pression.
- Si le point de stockage se trouve à droite du point critique (point N), l'échauffement conduit le système dans la zone du gaz provoquant une augmentation de pression bien plus faible.

On en déduit donc qu'il est essentiel que le volume massique du fluide stocké soit supérieur au volume massique critique v_C .

Quelques vidéos illustrant ce problème :



Stockage d'un fluide : volume massique $<$ volume critique : au cours de l'échauffement, la quantité de liquide augmente, la pression augmente fortement, ce qui constitue un fort risque d'explosion <https://www.youtube.com/watch?v=7Rs3lUGrvIU>



Stockage d'un fluide : volume massique $>$ volume critique : au cours de l'échauffement, la quantité de liquide diminue (le ménisque baisse), la quantité de gaz augmente, la pression augmente beaucoup moins. <https://www.youtube.com/watch?v=sZuNs07HMZc>