

Vos connaissances : $p = F / S$; p en pascal (Pa) ; F en newton (N) ; S en m^2

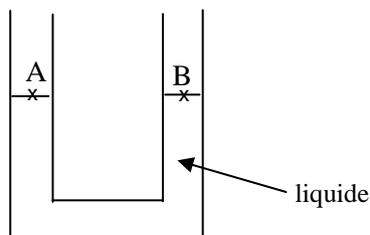
loi de Boyle-Mariotte : $pV = \text{constante}$ à quantité de matière et température constante.

Gaz parfait : c'est un gaz qui obéit à la loi, dite loi des GP : $pV = nRT$ où n est la quantité de matière du gaz en mol, R la constante des GP, T la température en kelvin, V le volume du gaz en m^3 et p sa pression en pascal (Pa)
 $R = 8,31 \text{ uSI}$; $T \text{ (en K)} = \theta \text{ (en } ^\circ\text{C)} + 273$

On peut remarquer que la loi de Boyle-Mariotte est un cas particulier de la loi des GP

En pratique, un gaz est considéré comme parfait si sa pression n'est pas trop importante

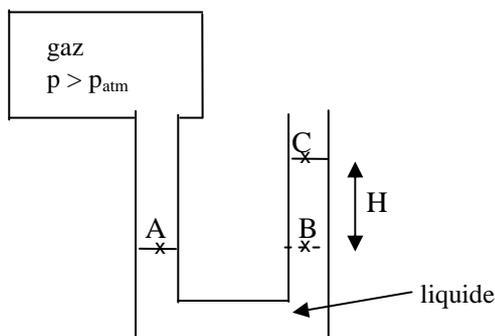
Rappel sur l'équilibre des pressions (manomètre à liquide)



Un liquide de masse volumique μ est contenu dans un tube en U. Les deux branches du tube sont ouvertes à l'air libre ; les points A et B, à la surface du liquide sont tous deux à la pression atmosphérique, due à la présence de l'air au-dessus de la surface libre du liquide.

$$p_A = p_B = p_{\text{atm}}$$

Si on modifie p_A en posant un solide à la surface du liquide ou en reliant une branche du tube à un réservoir contenant un gaz, le liquide se déplace de telle façon que tous les points du liquide situés à une même altitude soient à la même pression.



$$p_A = p$$

$$p_A = p_B$$

$$p_C = p_{\text{atm}}$$

$$p_B > p_C$$

$$p_B - p_C = \mu_{\text{liq}} g H$$

$$\Rightarrow p = p_{\text{atm}} + \mu_{\text{liq}} g H$$

On peut en déduire une mesure de la pression p .

Que se passe-t-il si $p < p_{\text{atm}}$? Faites un raisonnement équivalent et le croquis correspondant.

Application :

Un récipient contenant un gaz est mis en relation avec un manomètre à mercure dont l'autre extrémité est ouverte à l'air libre. Il apparaît une dénivellation $h = 10 \text{ cm}$ entre les surfaces libres, celle au contact du gaz étant au-dessous de l'autre.

- Déterminer la pression du gaz en Pa.
- Pourquoi utilise-t-on ici du mercure et non de l'eau ?

On donne : $p_{\text{atm}} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$; $\mu_{\text{Hg}} = 13,6 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$

Exercices sur les gaz parfaits (d'après manuel Bordas 1S édition 1988)

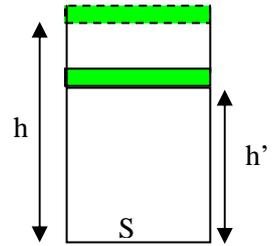
Exercice 1

Un récipient de volume constant $V = 10 \text{ L}$ est muni d'un robinet r qui permet de le faire communiquer avec l'air extérieur. On admet que le dioxygène contenu dans le récipient se comporte comme un gaz parfait pendant toute la durée des expériences.

- Le robinet r étant fermé, le récipient renferme du dioxygène, à 0°C sous la pression $p = 1250 \text{ hPa}$. Quelle quantité de matière n de dioxygène contient ce récipient ? On donne $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.
- Le robinet r étant toujours fermé, on chauffe le récipient à 100°C . Quelle est alors la pression p' dans le récipient ?
- On ouvre alors le robinet r , la température étant maintenue à 100°C . Du dioxygène s'échappe du récipient. La pression extérieure vaut $p_a = 1000 \text{ hPa}$. On referme le robinet r quand le dioxygène ne s'échappe plus. On ramène le récipient et son contenu à 0°C . Quelle est la pression finale p'' dans le récipient ?
- Comparer p'' à p .

Exercice 2

Un récipient cylindrique d'axe vertical a une section intérieure $S = 300 \text{ cm}^2$ et une hauteur intérieure $h = 50 \text{ cm}$. On place à sa partie supérieure un piston de masse $M = 6,00 \text{ kg}$ qu'on laisse s'enfoncer dans le cylindre, enfermant ainsi l'air qui y est contenu. On suppose que le piston glisse sans frottement et sans fuite d'air le long des parois du cylindre ; on suppose aussi que l'air peut être considéré comme un gaz parfait et que la température ne varie pas dans le récipient.



1. La pression atmosphérique est $p = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, la température est 0°C . Calculer la quantité de matière d'air contenue dans le récipient.
2. Faire le bilan des forces s'exerçant sur le piston en équilibre à la hauteur h' du bas du récipient. Ecrire la condition d'équilibre, puis projeter cette égalité vectorielle sur un axe vertical Oz orienté vers le haut. Etablir l'expression de la pression p' à l'intérieur du récipient, puis calculer sa valeur.
3. En déduire la valeur de h' .

Exercice 3

On mélange deux gaz qui occupent, avant mélange, respectivement un volume $V = 5,0 \text{ L}$ sous la pression $p = 1,00 \text{ bar}$ à la température $\theta = 15^\circ\text{C}$ pour le premier et un volume $V' = 2,0 \text{ L}$ sous la pression $p' = 2,00 \text{ bar}$ à la température $\theta' = 30^\circ\text{C}$ pour le second.

On précise que le mélange des gaz ne s'accompagne d'aucune réaction chimique.

Exprimer la pression p'' du mélange lorsque son volume est $V'' = 0,20 \text{ L}$ à la température $\theta'' = 10^\circ\text{C}$.

Calculer p'' .

Exercice 4 : gaz parfait et gaz réel (modèle de Van der Waals)

L'équation d'état de Van der Waals pour une mole de gaz s'écrit : $(p + \frac{a}{V^2}) (V - b) = RT$

Les coefficients a et b dépendent du gaz ; pour le dioxygène : $a = 0,14 \text{ J.m}^3.\text{mol}^{-2}$ et $b = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3.\text{mol}^{-1}$.

1. Montrer qu'on retrouve l'équation des gaz parfaits si on néglige a et b . Justifier l'unité de b .
2. Calculer, en utilisant la loi des GP, le volume occupé par une mole de dioxygène à la pression atmosphérique habituelle de $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, la température étant de 273 K . Que représente cette valeur ?
3. Quelle serait la pression de cette mole de dioxygène, assimilé à un gaz parfait, placée dans un récipient de $1,0 \text{ L}$ à la même température ? Comparer la valeur trouvée avec la pression atmosphérique habituelle en calculant leur rapport.
4. Que vaut la pression de cette mole de dioxygène placée dans les mêmes conditions si on utilise l'équation de Van der Waals ? Comparer avec le résultat de la question 3. Quel est l'écart relatif en pourcentage entre les deux résultats ? Cet écart est-il significatif ?
5. Et si on avait un récipient de $0,10 \text{ L}$? Pourrait-on utiliser la loi des gaz parfaits ? Calculer la pression en bar ($1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$)
6. Dans quelles conditions un gaz peut-il être assimilé à un gaz parfait ?