A- La loi des gaz parfaits

Définition :

Un gaz contenant n (en mol) moles de molécules, à la pression p (en pascal), occupant un volume V (en m^3), à la température T (en Kelvin) est parfait si la loi suivante est vérifiée :

$p \times V = n \times R \times T$ avec $R = 8{,}314\ J.mol^{-1}.K^{-1}$ constante des gaz parfaits

Pour convertir une température θ en degrés Celsius vers une température T en degrés Kelvin, il suffit d'ajouter 273,13

$$T = \theta + 273{,}13$$

Exemple :

Quel est le volume V occupé par une mole d'air à 0°C et à pression atmosphérique $p = 1{,}013 \times 10^5$ Pa ?

On écrit la loi des gaz parfaits $pV = nRT$

On cherche V, donc on isole le paramètre dans l'équation : $V = nRT / p$

On connaît déjà n = 1 mol, $p = 1{,}013 \times 10^5$ Pa et $R = 8{,}314\ J.mol^{-1}K^{-1}$ mais il faut convertir la température en Kelvin

$$T = \theta + 273{,}13 = 0 + 273{,}13 = 273{,}13\ K$$

On peut maintenant calculer le volume occupé par le gaz : $V = (1{,}0 \times 8{,}314 \times 273{,}13) / (1{,}013 \times 10^5) = 2{,}24 \times 10^{-2}\ m^3$

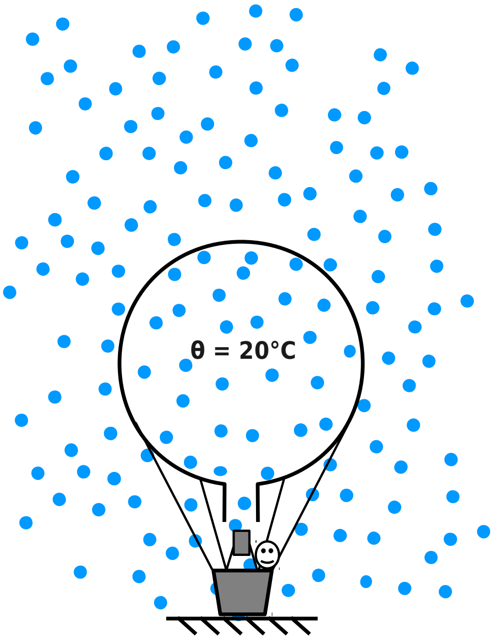
Comme $1\ m^3 = 1000$ L, alors $V = 2{,}24 \times 10^{-2}\ m^3 = 2{,}24 \times 10^{-2} \times 1000L = 22{,}4$ L, c'est le volume molaire.

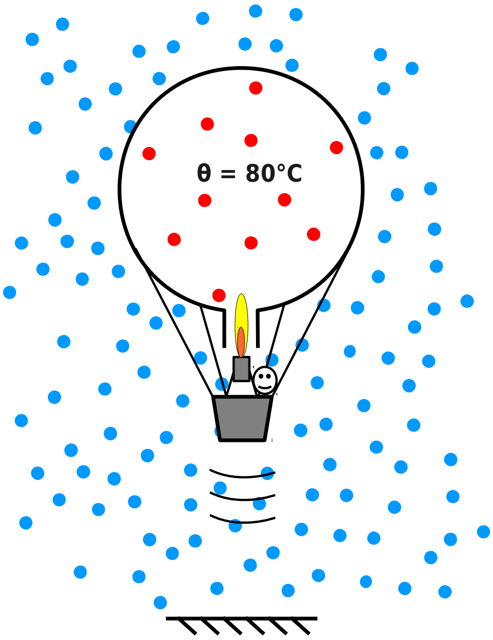
B- Application: explication du vol d'une montgolfière (ballon à air chaud)

Une montgolfière est un ballon souple, ouvert sur l'extérieur et qui est équipé d'un puissant brûleur à gaz qui permet de chauffer l'intérieur du ballon.

Comme le ballon est souple, la pression interne est égale à la pression externe. Comme le ballon est ouvert, l'air peut entrer et sortir. Enfin, la toile du ballon n'est pas élastique, le volume du ballon reste constant.

Donc en résumé : pour l'air dans le ballon, p et V sont constants, mais n et T peuvent varier.





On va appliquer la loi des gaz parfaits au volume V d'air dans le ballon, dans les deux cas de la figure précédente, sachant que p et V sont identiques dans les deux cas.

$PV = n_1 R (\theta_1 + 273)$ $PV = n_2 R (\theta_2 + 273)$

On calcule la masse d'air contenue dans le ballon dans chaque cas, connaissant la quantité de matière n et la masse molaire moléculaire de l'air M.

$m_1 = n_1 \times M_{Air}$ $m_2 = n_2 \times M_{Air}$

On obtient donc deux nouvelles équations :

$PV = m_1 / M_{Air} R (\theta_1 + 273)$ $PV = m_2 / M_{Air} R (\theta_2 + 273)$

On peut alors exprimer la masse d'air dans le ballon en fonction de sa température :

$m_1 = PV M_{air} / (R(\theta_1 + 273))$ $m_2 = PV M_{air} / (R(\theta_2 + 273))$

On calcule la masse volumique de l'air dans le ballon

$\rho_1 = m_1/V = PM_{air} / (R(\theta_1 + 273))$ $\rho_2 = m_2/V = PM_{air} / (R(\theta_2 + 273))$

On calcule la densité de l'air dans le ballon

d = 1,0, c'est le même air qu'à l'extérieur $d = \rho_2/\rho_1 = (\theta_1 + 273) / (\theta_2 + 273)$

On constate que si θ_1 =20°C et θ_2 =80°C alors d = 0,83 < 1, l'air chaud va flotter sur l'air froid. Donc si l'enveloppe du ballon est suffisamment légère et l'air suffisamment chaud par rapport à l'extérieur, on pourra emporter une charge plus ou moins utile (passagers, bouteilles de gaz, une enclume, Justin Bieber, une deuxième chèvre, etc. ...)

C- Application: le moteur thermique

En chauffant un gaz, p et V augmentent, on peut pousser ou tirer un piston ou faire tourner une hélice (turbine).

C'est le principe de tous les moteurs thermiques (essence, gasoil, gaz, à vapeur, Stirling, turbine à vapeur, à gaz, etc. ...).

D- Exercices

Exercice 6 p.299 Exercice 7 p.300 Exercice 10 p.300

E- Correction

Exercice 6 p.299 **1-** Oui, car la bouteille n'a pas changée de forme. **2-** pV = Constante **3-** Non, car la quantité de matière a changé, le plongeur a respiré et recraché l'air vers l'extérieur (les bulles autour du plongeur).Pour avoir pV = Constante, il faut que la quantité de matière de gaz et la température du gaz restent constants.

Exercice 7 p.300 CDTL

Exercice 10 p.300 1- La surpression est de $\Delta p = \rho\ g\ h = 1000 \times 9{,}8 \times 5{,}0 = 4{,}9 \times 10^4$ Pa donc la pression absolue est $p = p_{Surface} + \Delta p = 0{,}997 \times 10^5 + 4{,}9 \times 10^4 = 1{,}5 \times 10^5$ Pa. **2-** le plongeur inspire de l'air à la pression de $1{,}5 \times 10^5$ Pa. **3-** à la surface, l'air dans ces poumons aura la pression absolue de $1{,}5 \times 10^5$ Pa alors que la pression à la surface est de $0{,}997 \times 10^5$ Pa. Il y a une surpression pulmonaire de $1{,}5 \times 10^5 - 0{,}997 \times 10^5 = 4{,}9 \times 10^4$ Pa donc la surpression est dangereuse pour les poumons : le plongeur devra relâcher progressivement l'air en remontant.