

LE SPORT ET LA SANTÉ

La pression des fluides

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

Juin 2018

CE QUE JE RETIENS...

① L'état gazeux

a Nature microscopique d'un gaz

- d'après l'expérience quotidienne, un gaz peut être comprimé, il occupe toute la place qui lui est offerte, des gaz mis en contact se mélangent et des particules en suspension dans un gaz sont en mouvement permanent et désordonné ;
- on peut interpréter ces faits en considérant qu'un gaz est constitué d'un ensemble de molécules, assez éloignées les unes des autres et en agitation permanente ;
- comme les molécules sont extrêmement nombreuses, il est impossible de décrire le gaz molécule par molécule : on préfère donc étudier ses propriétés à l'échelle macroscopique.

CE QUE JE RETIENS...

① L'état gazeux

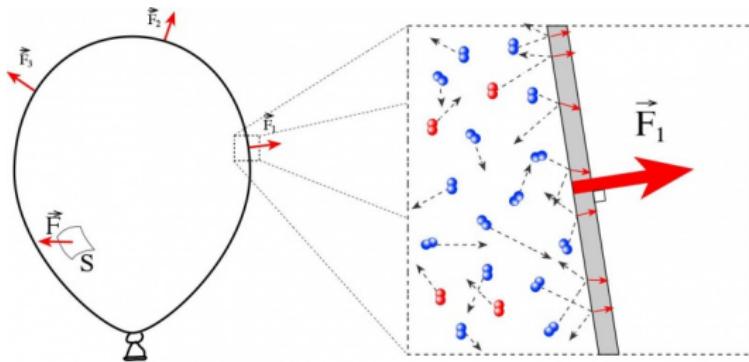
b Description macroscopique d'un gaz

- pour décrire un gaz, on utilisera des grandeurs macroscopiques en lien direct avec l'état microscopique du gaz mais facilement accessibles à la mesure ;
- on a démontré que l'on peut décrire complètement un gaz à l'aide de : la pression p , la température T , le volume V et la quantité de matière n ;
- ces grandeurs physiques sont appelées variables d'état.

CE QUE JE RETIENS...

② La pression

- l'expérience de la cloche à vide permet de montrer que le gaz contenu dans un ballon exerce une pression sur la face interne du ballon ;
- la déformation du ballon est attribuée à un ensemble de forces qu'exercent les molécules lors des chocs avec la paroi ;
- la **force pressante** F exercée sur une portion de paroi de surface S est dirigée perpendiculairement à la paroi, du gaz vers la paroi.



CE QUE JE RETIENS...

② La pression

- par définition, la pression p est donnée par la relation

$$p = \frac{F}{S}$$
 où

p : pression en pascals (Pa)

F : force pressante en newtons (N)

S : surface en mètres carrés (m^2)

- la pression se mesure à l'aide d'un manomètre (ou d'un baromètre pour la pression atmosphérique).

CE QUE JE RETIENS...

③ La température

- la température d'un corps solide, liquide ou gazeux est liée directement à l'agitation des molécules qui le constituent ;
- la température est la mesure de l'énergie cinétique moyenne des molécules du gaz (rappel : $E_C = \frac{1}{2} \times m \times v^2$) ;
- ainsi, plus les molécules s'agitent rapidement, plus la température augmente : on parle d'agitation thermique.

CE QUE JE RETIENS...

③ La température

- la température se mesure à l'aide d'un thermomètre à l'équilibre thermique avec le corps dont on souhaite mesurer la température ;
- il existe plusieurs échelles de mesure de la température : l'échelle Celsius (la température θ est donnée en °C) et l'échelle Kelvin (la température est donnée en kelvins K) par exemple ;
- passer de la température en °C à la température absolue :
$$T = \theta + 273,15$$
- passer de la température absolue en K à la température en °C :
$$\theta = T - 273,15$$

CE QUE JE RETIENS...

④ Le volume

- le volume d'un gaz est la place occupée par le gaz (molécules et vide inclus) ;
- le volume molaire V_m est le volume occupé par une mole de gaz ;
- **loi d'Avogadro-Ampère** : le volume occupé par une mole de gaz, dans les mêmes conditions de température et de pression, est indépendant de la nature du gaz ;
- autrement dit, quel que soit le gaz ou le mélange de gaz, une mole de molécules à l'état gazeux occupera un volume V_m .

CE QUE JE RETIENS...

⑤ La quantité de matière

- la quantité de matière n (en moles) est liée au nombre N de particules contenues dans l'échantillon de gaz (rappel : $N = n \times N_A$) ;
- étant donnée la loi d'Avogadro-Ampère, la quantité de matière d'un gaz se calcule

par
$$n = \frac{V}{V_m}$$

n : quantité de matière en moles (mol)

V : volume occupé par le gaz en mètres cubes (m^3) ou en litres (L)

V_m : volume molaire en $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ ou en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

CE QUE JE RETIENS...

❶ Les gaz parfaits

- il s'agit d'une théorie dans laquelle les molécules sont considérées comme des points matériels (elles n'occupent pas de place) et dans laquelle toutes les interactions entre molécules sont négligés, sauf lors des chocs entre molécules ;
- cette théorie très simplifiée de l'état gazeux décrit pourtant de façon très correcte la plupart des gaz tant que la pression n'est pas trop élevée, ni la température trop basse ;
- elle aboutit à une loi particulièrement simple et efficace, appelée loi des gaz parfaits qui relie les variables d'état selon la relation :

$$p \times V = n \times R \times T$$

R : constante des gaz parfait $R = 8,3144 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

p : pression en pascals (Pa)

V : volume occupé par le gaz en mètres cubes (m^3)

n : quantité de matière en moles (mol)

T : température absolue en kelvins (K)

→ à partir de cette loi, retrouver le volume molaire des gaz.

CE QUE JE RETIENS...

⑦ Le cas des liquides

- la structure microscopique des liquides est également désordonnée mais les molécules sont très proches les unes des autres, contrairement aux gaz ;
- les liquides, comme les gaz, n'ont pas de forme propre et exercent des forces pressantes de même nature que les gaz sur les parois ;
- en revanche, contrairement aux gaz, les liquides ne sont quasiment pas compressibles, ni expansibles ;
- la pression dans un liquide (ou un gaz) au repos dépend de la profondeur où l'on se trouve et de la masse volumique ρ du fluide ;

CE QUE JE RETIENS...

⑦ Le cas des liquides

- pour deux profondeurs différentes h_A et h_B , on a :

$$p_A - p_B = \rho \times g \times (h_A - h_B)$$

p : pression en pascals (Pa)

ρ : masse volumique du fluide en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$

g : intensité de la pesanteur en $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$

h : profondeur en mètres (m)

EXERCICES :

Tester ses connaissances : P306 et P320

Pression et gaz : PP306-311 n°20, 24, 25, 27,

Pression et liquides : PP320-325 n°15, 19, 25, 27