

# La pression

Un fluide (liquide ou gaz) est constitué de molécules ou d'atomes animés d'un mouvement incessant et désordonné : c'est l'agitation thermique. Ces particules exercent une force pressante sur les surfaces en contact avec le fluide. La force pressante permet de définir la pression en un point du fluide.

## 1) L'agitation thermique :

→ T.P. : De l'agitation thermique à la force pressante

**Conclusion :** Dans les fluides (liquides ou gaz), la matière est constituée de particules (molécules, atomes ou ions) animées d'un mouvement incessant et désordonné : c'est le phénomène d'agitation thermique.

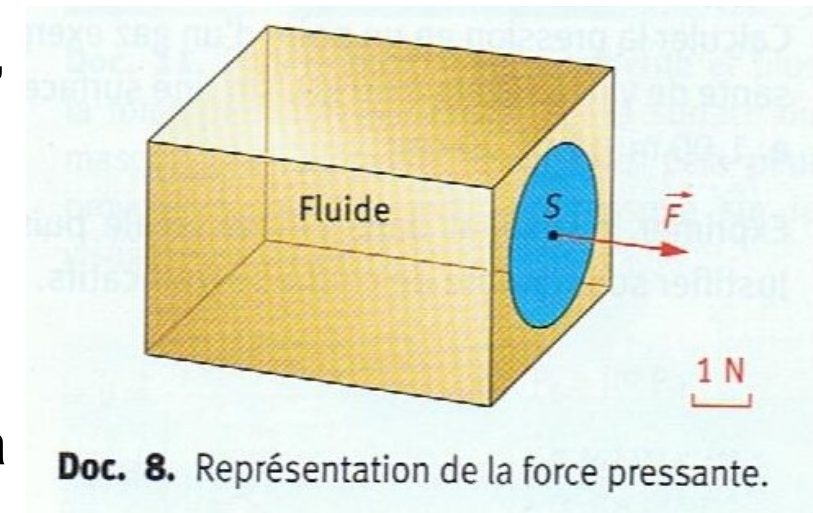
## 2) La force pressante :

Dans leur mouvement désordonné, les molécules constituant un fluide subissent une multitude de chocs sur la paroi du récipient qui les contient. Il résulte de ces chocs une action s'exerçant sur la paroi : c'est une **force pressante**.

La force pressante est dirigée perpendiculairement à la surface de la paroi sur laquelle elle s'applique. Sa valeur ne dépend pas de l'orientation de la surface et s'exprime en newton (N).

Cette force est représentée par un vecteur, dont les caractéristiques sont les suivantes :

- Point d'application : le centre de la surface
- direction : perpendiculaire à la surface
- sens : du fluide vers la surface
- valeur : indépendante de l'orientation de la surface.



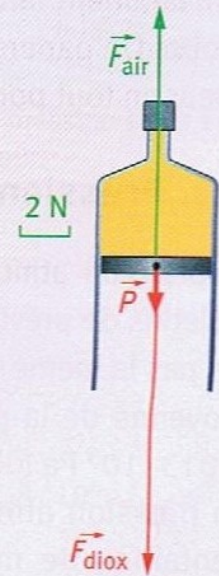
### Application

On considère une seringue cylindrique munie d'un piston de masse  $m = 200 \text{ g}$ . La seringue est placée verticalement dans l'air atmosphérique, l'extrémité bouchée vers le haut. La force pressante exercée par l'air sur le piston a pour valeur  $F_{\text{air}} = 10 \text{ N}$ . Le corps de la seringue contient du dioxygène : la force pressante exercée par ce gaz sur le piston a pour valeur  $F_{\text{diox}} = 12 \text{ N}$ . On ne tient pas compte des frottements entre le piston et la seringue.

1. Calculer la valeur du poids du piston (on prendra pour valeur de la pesanteur  $g = 10 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ ), et représenter les trois forces qui s'exercent sur le piston à l'échelle : 5 mm pour 2 N, en précisant leur point d'application.
2. À quelle condition le piston serait-il immobile dans un référentiel terrestre ?
3. Quel est son mouvement ?

### Solution

1.  $P = mg$ , soit  $P = 200 \cdot 10^{-3} \times 10 = 2,0 \text{ N}$ . Le poids s'applique au centre du piston, et les deux forces pressantes au centre de chacune de ses faces.
2. Selon le principe d'inertie, le piston est immobile si les forces qui s'y appliquent se compensent. D'après le schéma, il faut donc que  $F_{\text{air}} = P + F_{\text{diox}}$ .
3. Ici  $F_{\text{air}} < P + F_{\text{diox}}$ . La résultante des forces est dirigée vers le bas : le piston aura donc un mouvement descendant.



## 3) La pression :

### 1) Définitions :

La pression,  $P$ , en un point d'un fluide est égale à la valeur de la force pressante,  $F$ , exercée sur une surface donnée divisée par l'aire,  $S$ , de cette surface :

The diagram shows the formula  $P = \frac{F}{S}$  with arrows pointing to the variables. A box on the left contains the text "Pression du fluide en Pa". A blue box on the right contains "Valeur en N de la force pressante  $\vec{F}$ ". A green box on the right contains "Aire en  $\text{m}^2$  de la surface sur laquelle s'exerce  $\vec{F}$ ".

L'unité légale de pression est le **pascal** (Pa). Un pascal correspond à une force pressante de valeur égale à 1 N, s'exerçant sur une surface d'aire de 1m<sup>2</sup>.

La pression est mesurée avec des manomètres ou des capteurs de pression. Ces appareils mesurent en fait la force pressante sur une paroi. Ils sont :

- soit absolus : ils indiquent la pression du fluide.
- soit différentiels : Ils indiquent la différence entre la pression du fluide et la pression atmosphérique.

### Application

Calculer la pression en un point d'un gaz exerçant une force pressante de valeur égale à 50 kN, sur une surface d'aire égale à :

a. 1,00 m<sup>2</sup> ; b. 1,00 cm<sup>2</sup>.

Exprimer le résultat dans l'unité légale puis en hectopascals. Justifier son nombre de chiffres significatifs.

### Solution

a.  $P = \frac{F}{S} = \frac{50 \cdot 10^3}{1,00} = 50 \cdot 10^3 \text{ Pa}$ , soit  $5,0 \cdot 10^2 \text{ hPa}$ .

Le résultat s'exprime avec deux chiffres significatifs, comme la valeur de la force pressante.

b.  $1,00 \text{ cm}^2 = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$ , d'où  $P = \frac{50 \cdot 10^3}{1,00 \cdot 10^{-4}} = 50 \cdot 10^7 \text{ Pa}$  soit  $5,0 \cdot 10^6 \text{ hPa}$ .

## 2) La pression atmosphérique :

La pression atmosphérique, que les météorologues évoquent au cours des bulletins de prévision du temps, est la pression de l'air qui nous entoure. Elle n'a pas la même valeur en tous les points de l'atmosphère terrestre. La valeur moyenne de la pression atmosphérique à la surface de la mer est égale à  $1,013 \cdot 10^5$  Pa [doc. 10].

La pression atmosphérique varie peu jusqu'à des altitudes de quelques centaines de mètres, mais change sensiblement pour des différences d'altitude d'un millier de mètres. La pression diminue lorsque l'altitude augmente. Elle dépend également de l'endroit où elle est mesurée sur la surface de la Terre. Les différences de pression d'un point à un autre constituent l'une des causes de formation des vents et des phénomènes climatiques : anticyclones et dépressions, ouragans, etc. Si la pression atmosphérique à l'altitude zéro est inférieure à 1 013 hPa, on parle d'état **dépressionnaire** ; si elle est supérieure à cette valeur, il s'agit d'un état **anticyclonique**.

# 4) Quelques manifestations de la pression dans les liquides :

## 1) Pression et profondeur :

→ T.P. : pression dans un liquide

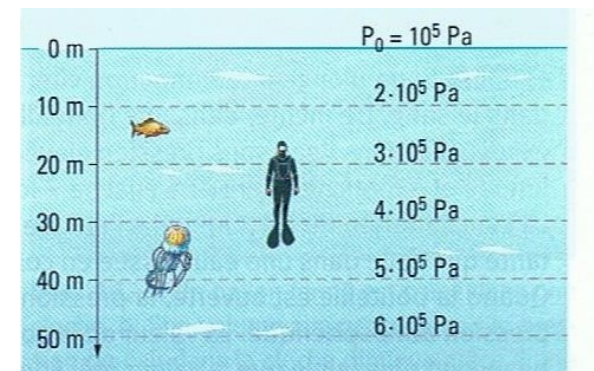
La pression en un point d'un liquide dépend :

- de la hauteur de liquide qui surmonte ce point
- de la pression du gaz qui surmonte le liquide.

La différence de pression entre 2 points d'un liquide dépend de la différence de leur profondeur. La pression dans un liquide augmente quand la profondeur augmente.

Exemple : La différence de pression entre 2 pts A et B dans l'eau, de profondeur respectives  $H_A$  et  $H_B$ , s'écrit :

$$P_B - P_A = k(H_B - H_A) \text{ avec } k = 10^4 \text{ Pa/m.}$$



**Doc. 12.** Évolution de la pression dans l'eau en fonction de la profondeur.

## 2) Dissolution d'un gaz dans un liquide :

Toutes les espèces qu'on rencontre communément à l'état de gaz, comme le dioxygène, le diazote ou le dioxyde de carbone, sont solubles dans un liquide. Ainsi, le dioxygène  $O_2$  ou le dioxyde de carbone  $CO_2$  sont **solubles** dans l'eau. Ces espèces sont nommées « gaz dissous » lorsqu'elles sont en solution dans le liquide. Le liquide est donc le **solvant** et le gaz dissous est le **soluté**.

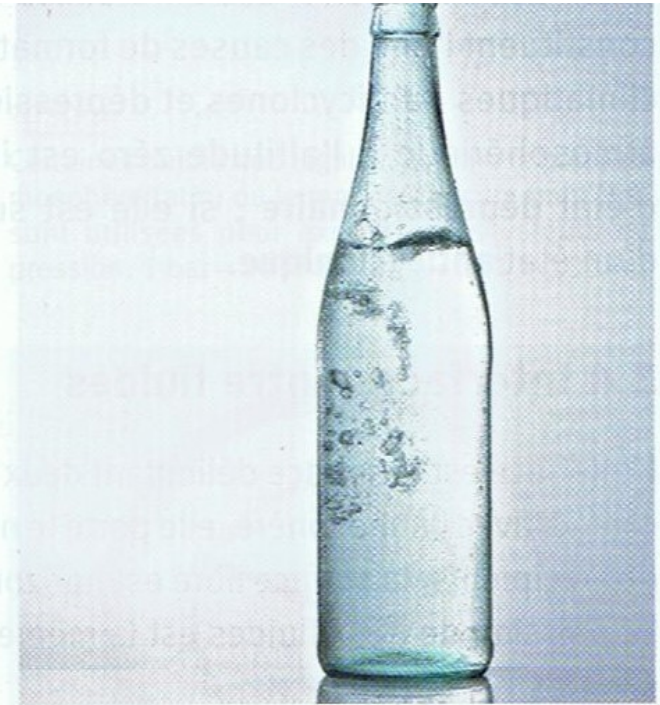
Un gaz dissous n'est plus sous forme gazeuse : il est constitué de particules largement dispersées dans le solvant. Son symbole est suivi du **préfixe (aq)** si le solvant est l'eau. Mais l'espèce peut être également sous forme de gaz, comme dans les bulles qui apparaissent parfois dans un liquide [doc. 13]. Le symbole de l'espèce est alors suivi du **préfixe (g)**.

**Exemple** Un kilogramme d'eau de mer à 25 °C, prélevée à proximité de la surface libre, contient en moyenne 9,6  $\mu\text{mol}$  de dioxyde de carbone dissous et 383,4  $\mu\text{mol}$  de diazote dissous.

### ■ Rôle de la pression

On exprime la quantité de gaz dissous dans un volume donné de liquide par sa **concentration** massique ou molaire [chapitre 4 p. 83].

La quantité d'espèce gazeuse dissoute dans un volume donné de liquide ne peut pas dépasser une valeur maximale, à pression et température données. Sa concentration atteint alors sa valeur maximale  $C_{\text{max}}$  et il y a **saturation** [doc. 14.a].



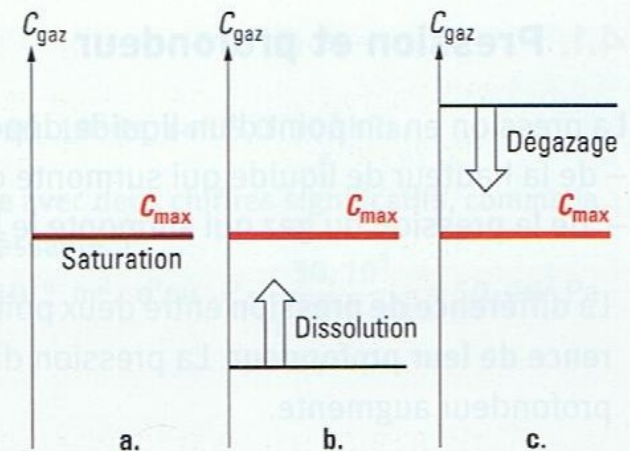
**Doc. 13.** À l'ouverture de la bouteille, la pression diminue et du dioxyde de carbone s'échappe alors sous forme de bulles.

**La quantité maximale de gaz dissous dans un volume donné de liquide augmente avec la pression.**

Si la pression d'un gaz au contact de l'eau augmente, et si ce gaz contient une espèce gazeuse soluble dans l'eau, l'espèce gazeuse se dissout dans le liquide jusqu'à atteindre une nouvelle concentration maximale [doc. 14.b]. Inversement, si la pression du gaz au contact de l'eau diminue, la concentration du gaz dissous va diminuer. L'espèce dissoute s'échappe sous forme de bulles de gaz : c'est le phénomène de **dégazage**.

**Exemple** La pression de l'air respiré par un plongeur augmente quand sa profondeur croît. Le dioxygène et le diazote de l'air se dissolvent alors davantage dans le sang.

**Exemple** Si un plongeur remonte trop vite, des bulles de diazote peuvent se former dans le sang. De même, dans une bouteille d'eau gazeuse, le dioxyde de carbone est dissous dans l'eau sous pression élevée : la pression du gaz se trouvant entre le liquide et le bouchon peut être égale à 7 fois la pression atmosphérique moyenne. La concentration du  $\text{CO}_2(\text{aq})$  dans l'eau de la bouteille fermée est alors plus importante que celle dans une eau laissée en contact de l'atmosphère. Quand la bouteille est ouverte, la pression au-dessus du liquide devient égale à la pression atmosphérique. La valeur de la concentration du  $\text{CO}_2(\text{aq})$  devrait alors être beaucoup plus faible que la valeur précédente : le gaz  $\text{CO}_2(\text{g})$  s'échappe sous forme de bulles [doc. 13 et 14.c].



**Doc. 14. a.** Quand la concentration de gaz dissous est égale à sa valeur maximale  $C_{\text{max}}$ , le liquide est à **saturation**. **b.** Si la pression s'élève, la concentration de gaz dissous augmente lentement jusqu'à  $C_{\text{max}}$  : il y a **dissolution** du gaz. **c.** Si la pression diminue, la concentration de gaz dissous diminue lentement jusqu'à  $C_{\text{max}}$  : il y a **dégazage**.

En agitant une bouteille d'eau gazeuse qui vient d'être ouverte, davantage de bulles se forment : le dégazage est donc plus rapide. **Les processus de dissolution et de dégazage sont accélérés par agitation de la solution.**



### 3) Loi de Boyle-Mariotte :

Loi découverte par le scientifique irlandais Robert Boyle et le physicien français Edeme Mariotte au XVIIe :

A  $T^\circ$  constante, le volume  $V$  d'une quantité de gaz donné est inversement proportionnel à sa pression  $P$ . Le produit  $PV$  est donc constant.

**Exemple** La pression de l'air dans une bulle est pratiquement égale à la pression de l'eau qui l'entoure. Le volume des bulles d'air formées au sein de l'eau augmente lorsqu'elles remontent à la surface. Sachant que la pression dans l'eau diminue quand la profondeur diminue, on peut en déduire que le volume d'une quantité donnée de gaz augmente quand la pression diminue [doc. 15]. C'est pourquoi un plongeur en bouteille doit toujours expirer en remontant vers la surface, la dilatation de l'air contenu dans ses poumons risquant sinon d'entraîner de graves lésions.

#### ■ Un modèle de comportement des gaz et ses limites

La loi de Boyle-Mariotte n'est bien vérifiée que si la pression du gaz est inférieure à  $10^5$  Pa pour une température de  $25^\circ\text{C}$ . Elle reste applicable approximativement jusqu'à  $10^6$  Pa. Plus la température augmente, plus la valeur des pressions pour lesquelles cette loi est bien vérifiée augmente.

La loi de Boyle-Mariotte traduit un **modèle** de comportement des **gaz**, valable aux **pressions faibles**.

## 4) Loi d'Avogadro-Ampère :

Pour les solides et les liquides, une même quantité de matière d'espèces chimiques différentes ne présente ni le même volume ni la même masse.

Le cas des gaz est différent et particulier. En 1811, Avogadro propose une hypothèse selon laquelle le nombre d'entités chimiques présentes dans un gaz, quel qu'il soit, est proportionnel au volume occupé par ce gaz. Le physicien français Ampère reprend cette idée en 1814.

Cette hypothèse est vérifiée pour de faibles pressions et est connue aujourd'hui sous le nom de **loi d'Avogadro-Ampère**.

À température et pression données, le **volume occupé** par une quantité donnée de gaz est **indépendant** de la nature du **gaz**.

Quand la quantité de gaz est égale à 1 mol, le volume qu'il occupe est appelé **volume molaire**. On le note  $V_m$  ; il s'exprime en  $L \cdot mol^{-1}$ .

Le volume molaire d'un corps gazeux dépend de la température et de la pression du gaz considéré [doc. 17]. À 20 °C et 1 013 hPa, il vaut  $24,0 L \cdot mol^{-1}$ .

Température (°C)	Volume occupé par une mole de gaz (L)
0	22,4
20	24,0
100	30,6
500	63,4
1 000	104,0

**Doc. 17.** Volume occupé par une mole de gaz pour différentes températures, sous une pression de 1 013 hPa.