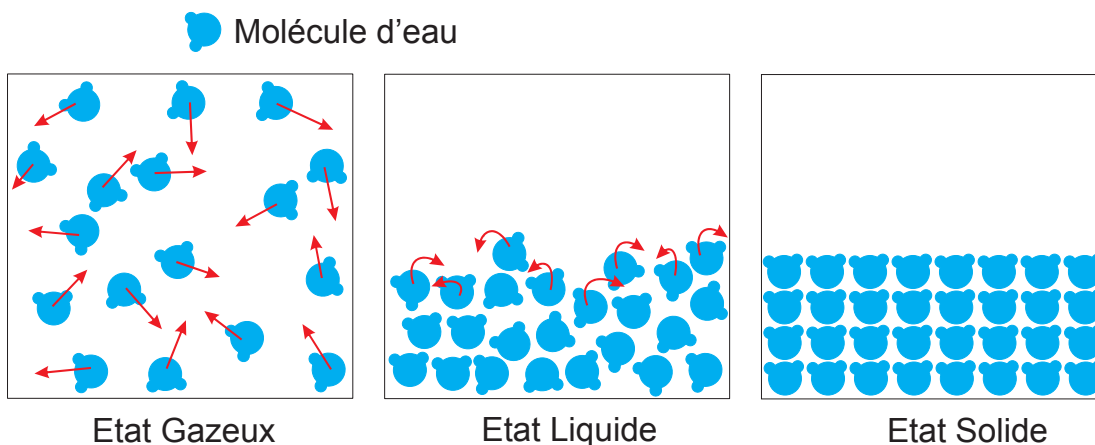


12. Description d'un fluide au repos

Modèle microscopique d'un fluide

Nous avons vu précédemment quelques notions sur les états physiques de la matière : Une espèce chimique peut se présenter sous trois états physiques : solide, liquide ou gazeux (dans les conditions de pressions et de températures « normales », c'est à dire celles que l'on trouve généralement sur Terre).

Molécules et changements d'état



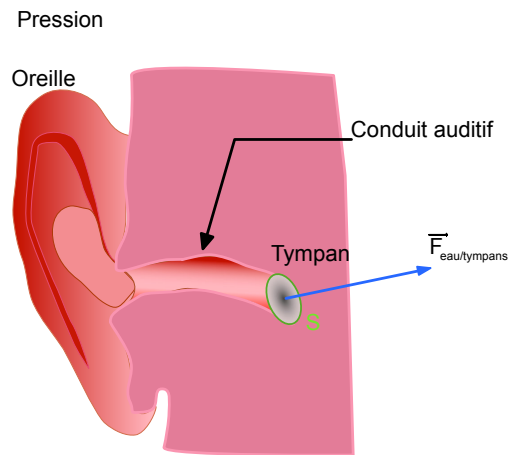
- **Solide** : les entités sont collées les unes contre les autres et ne peuvent pas bouger.
- **Liquide** : les entités peuvent « rouler » les unes par rapport aux autres.
- **Gazeux** : les entités peuvent librement se déplacer, elles ne se touchent plus.

Le passage d'un état physique à un autre dépend de la température. Cette température traduit la quantité d'énergie dont dispose un corps et qui agit sur les éléments qui composent le corps (atomes, ions ou molécules). Moins un corps possède d'énergie et moins ses éléments sont mobiles. À basse température les éléments chimiques seront généralement solides, avant de passer à l'état liquide si on leur fournit de l'énergie, puis à l'état gazeux si on continue à leur fournir de l'énergie.

Un changement d'état physique est donc une modification de l'agitation des entités dont les « liaisons » vont se modifier (se casser, se créer ou s'affaiblir) en fonction de l'énergie du système.

La pression

Quand on plonge au fond d'une piscine, on sent que l'eau pousse de plus en plus fort sur les tympans au fur et à mesure de la descente. L'eau exerce une force pressante qui s'explique par le choc des molécules d'eau contre le tympan :



La force pressante d'un liquide, ou d'un gaz est donc une force qui agit par contact sur une surface. Cette force possède les caractéristiques suivantes :

- Elle est de direction perpendiculaire à la surface.
- Son sens va du milieu qui agit (par exemple l'air) vers la surface pressée (par exemple le tympan).
- Son point d'application est pris au centre de la surface.
- Cette force s'exprime en Newton et peut être mesurée avec l'aide d'un dynamomètre.

Mais pourquoi cette force pressante nous fait-elle mal aux oreilles alors qu'elle s'exerce sur tout le corps où nous ne la sentons pas ?

Les tympanes sont plus sensibles et fragiles que la peau, mais l'explication principale tient en une grandeur appelée **pression** et qui dépend de la surface sur laquelle elle s'exerce :

$$P = \frac{F}{S}$$

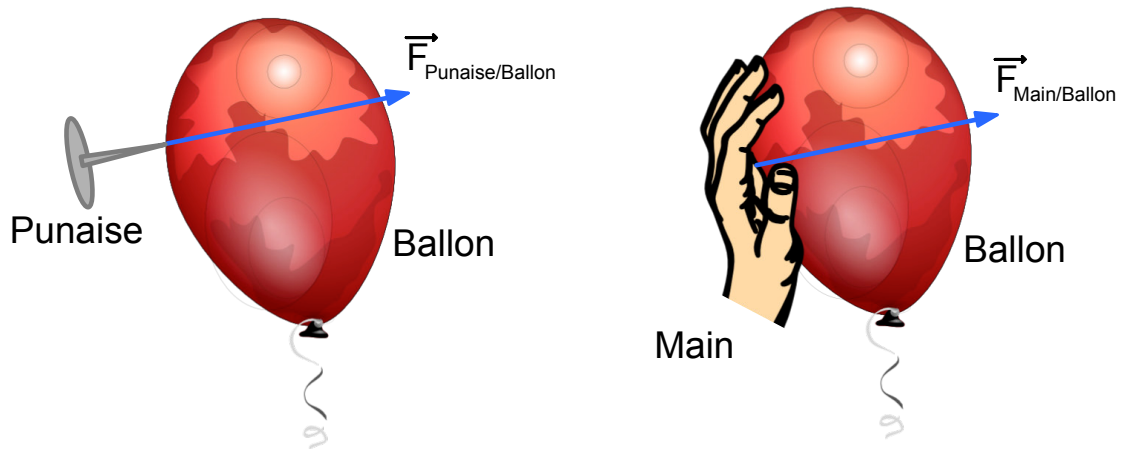
Unités :

- P : Pression d'un fluide (liquide ou gaz) en Pascal (Pa)
- F : Intensité de la force pressante sur une surface en Newton (N)
- S : Surface sur laquelle s'exerce la force en mètre carré (m²)

Remarque : vous noterez que le Pascal (Pa) correspond également au Newton par mètre carré (N.m⁻²).

Ainsi, plus la surface sur laquelle s'exerce une force est petite, plus la pression d'un fluide sur cette surface sera grande et inversement.

Pression et surface



Dans la situation ci-dessus, deux actions (forces) identiques sont exercées sur le ballon, mais les pressions exercées sont différentes car la punaise exerce son action sur une surface minuscule et va donc certainement percer le ballon alors que la main ne fera que le déformer.

Pour en revenir à nos tympans, ils sont habitués à la pression normale de l'atmosphère qui est de 1013 hPa (101300 Pa). Toute variation rapide de cette pression sera ressentie immédiatement, par exemple quand on plonge sous l'eau (pression plus forte) ou quand on monte en altitude (pression plus faible).

Unités de pression

Nous venons de voir que l'unité de pression dans le système international d'unités était **le Pascal** (Pa) en hommage au physicien Blaise Pascal (1623-1662) qui a fait de nombreuses découvertes liées à la pression et démontré, entre autre, que la pression atmosphérique variait avec l'altitude. Blaise Pascal a mesuré les pressions atmosphériques au moyen d'un baromètre développé par l'italien Evangelista Torricelli en 1644.

La pression atmosphérique moyenne est aussi exprimé en **atmosphère** (atm), donc :

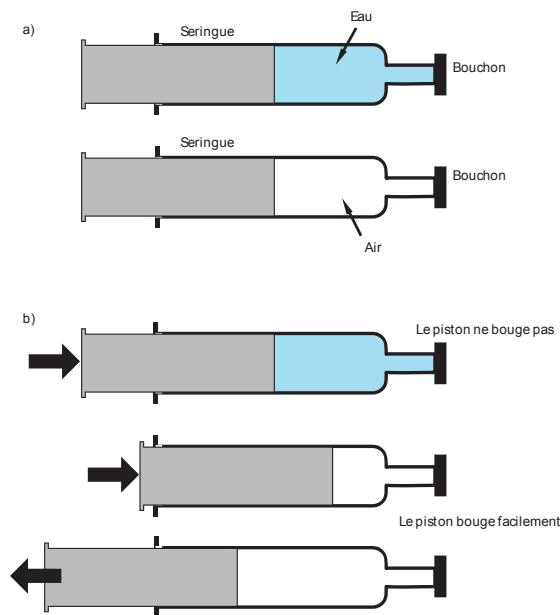
$$1 \text{ atm} = 1013 \text{ hPa} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Les plongeurs et les industriels utilisent également couramment le **bar** (bar) qui représente 1000 hPa, alors que les premiers baromètres, inventés par Torricelli, se basaient sur une colonne de mercure dont la hauteur, à pression atmosphérique moyenne, était de 760 mm, donnant l'unité de pression en **millimètre de mercure** (mmHg – Hg étant le symbole chimique du mercure).

$$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg}$$

Loi de Boyle-Mariotte

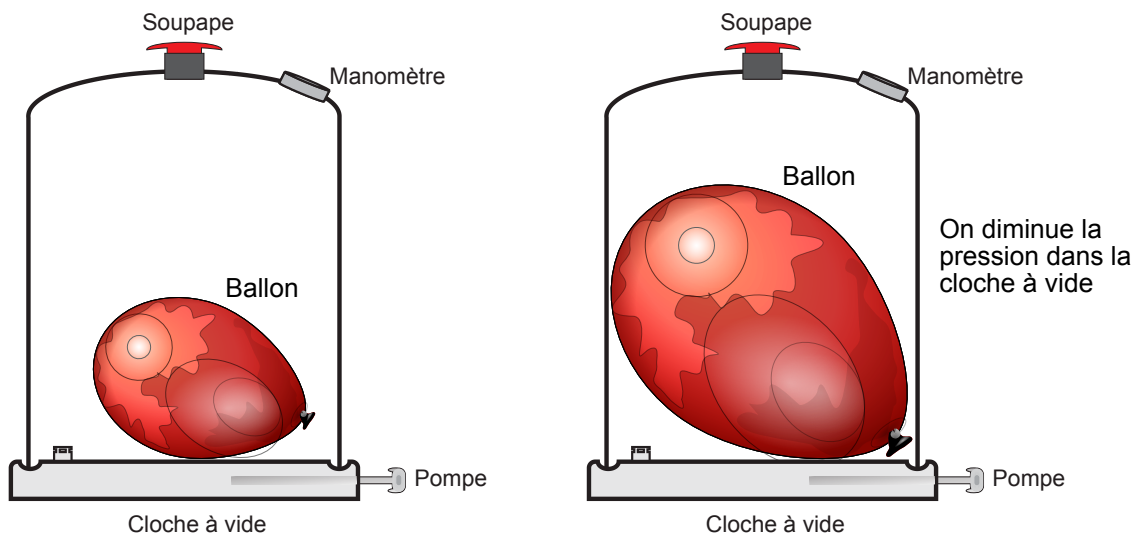
Compressibilité des gaz



Avec une seringue on montre facilement qu'un gaz peut changer de volume, on dit qu'il est compressible et extensible, alors qu'un liquide ou un solide ont un volume propre (on ne peut pas changer leur volume).

Si on place un ballon sous une cloche à vide et qu'on réduit la pression à l'intérieur de la cloche, on peut également montrer qu'à température constante, **le volume du gaz à l'intérieur du ballon dépend de la pression extérieure :**

Pression d'un gaz



Dés le XVII^e siècle, les physiciens irlandais Robert Boyle et français Edme Mariotte ont découvert, chacun de son côté, que le volume d'un gaz était lié à sa pression et, surtout, que le produit de la pression d'un gaz par son volume, à température constante, reste constant.

Cette loi, dite de Boyle-Mariotte, peut être présentée sous la forme suivante, à température constante :

$$P \times V = \text{constante} \quad \text{ou} \quad P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Exemple : si on plonge un ballon contenant 2 L d'air (à la surface de l'eau $P=1 \text{ atm}$) à 10 m de profondeur ($P = 2 \text{ atm}$), son volume ne sera plus que de 1 L car : $1 \times 2 = 2 \times 1$.

Pour un plongeur cette loi est particulièrement importante car plus il est profond dans l'eau, moins les gaz qu'il a dans les poumons vont occuper de volume. Il sera donc capable d'absorber une plus grande quantité de gaz pour un même volume.

Mais au moment de la remontée en surface, il devra impérativement vider ses poumons. **Sinon le gaz qu'ils contiennent va augmenter de volume et peuvent lui déchirer les poumons.** Ceci est valable qu'il plonge avec ou sans bouteilles !

Remarque : la loi de Boyle-Mariotte est valable strictement uniquement pour les « **gaz parfaits** », qui sont une modélisation de gaz dans lesquels il n'y aurait plus d'interactions entre molécules. Dans la pratique, cette loi est utilisable en bonne approximation dans des conditions normales (0°C et 1 atm) ou proches et fonctionne avec le diazote et le dioxygène qui sont les principaux constituants de l'air.

Pression et atmosphère

Comme nous l'avons vu au collège, l'air est un mélange qui contient de nombreux gaz mais dont les deux principaux sont le dioxygène O_2 et le diazote N_2 . L'atmosphère ne représente qu'une épaisseur d'une centaine de kilomètre d'épaisseur. Au-delà elle ne contient pratiquement aucun gaz, même si elle s'étend davantage.

Dans la couche de l'atmosphère où nous vivons, **la troposphère, la pression diminue avec l'altitude**, ainsi que la température. Les molécules des gaz qui sont dans l'atmosphère se cognent en permanence à tous les objets et ces chocs génèrent des actions mécaniques qui donne une force pressante. **La pression atmosphérique correspond à cette force de pression de l'air par unité de surface.**

La pression atmosphérique se mesure avec un baromètre et s'exprime en hectopascal. Au niveau de la mer elle a une valeur moyenne de 1013 hPa, mais cette pression peut varier en fonction de la température, de la répartition des gaz due à la météo. C'est la raison pour laquelle on se sert de cette pression atmosphérique pour les prévisions météorologiques.

Plus on monte en altitude, moins il y a de gaz par volume d'air. Cela oblige donc à faire circuler plus de gaz dans les poumons afin de pouvoir respirer normalement. Au-delà de 5000 m environ, il peut devenir nécessaire de recourir à un appareil respiratoire. Mais l'Homme peut s'habituer à respirer sans appareil jusqu'à environ 7000/8000 m.

Les sportifs vont parfois s'entraîner en altitude pour entraîner leur organisme à avoir besoin de moins de dioxygène et devenir ainsi plus performants lorsqu'ils reviennent près du niveau de la mer.

Volume de gaz et nombre de molécules

En 1811, le chimiste italien Amedeo Avogadro a établi que des volumes égaux de gaz « parfaits » contenaient le même nombre de molécules si leurs conditions de température et de pression étaient identiques.

Donc un nombre donné de molécules de gaz occupe un volume indépendant de la nature du gaz : c'est la loi d'Avogadro-Ampère.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Unités :

- V_1, V_2 : Volume des gaz 1 et 2 en mètre cube (m^3)
- n_1, n_2 : nombre de moles des gaz 1 et 2 en mole (mol)

Attention : si la pression augmente pour un même volume, cela veut dire qu'il y a plus de molécules car il y a plus de « chocs ». De même, si la température augmente, les molécules auront plus d'énergie, les « chocs » seront donc plus violents et la pression va augmenter.

Pression et plongée

La pression exercée par l'eau est appelée **pression hydrostatique**. Elle correspond à la colonne d'eau qui se trouve au-dessus du plongeur. Plus celui-ci s'enfonce sous l'eau, plus il a d'eau au-dessus de lui et plus la pression qui s'exerce sur lui est forte.

Cette pression hydrostatique augmente de 1 bar tous les 10m de profondeur. Dans tous les cas il faut ajouter à cette pression hydrostatique la pression atmosphérique qui presse sur la surface de l'eau.

Ainsi, à la surface de l'eau nous subissons la pression atmosphérique de 1bar. A 10m de profondeur nous subissons 1bar de plus lié à la pression hydrostatique pour un total de 2 bar. A 20m nous allons donc subir une pression totale de 3 bar (1 bar pour l'atmosphère et 2 bar pour la pression hydrostatique).

La **pression absolue**, P_{abs} , est la somme des **pressions hydrostatique**, notée P_{hydro} , et de la **pression atmosphérique**, P_{atm} :

$$P_{\text{abs}} = P_{\text{hydro}} + P_{\text{atm}}$$

On peut mesurer cette pression avec un manomètre et, donc, utiliser cette mesure pour déterminer la profondeur à laquelle on se trouve.

Profondeur	P_{atm} (bar)	P_{hydro} (bar)	P_{abs} (bar)
0 m	1	0	1
10 m	1	1	2
20 m	1	2	3
45 m	1	4,5	5,5
100 m	1	10	11

Exemple : Au cours de sa plongée, Raphaël relève sur le manomètre qu'il porte au poignet, que la pression absolue est de 2,5 bar. Il en déduit que sa profondeur est de :

$$P_{abs} = P_{hydro} + P_{atm}$$

$$\Leftrightarrow P_{hydro} = P_{abs} - P_{atm} = 2,5 - 1 = 1,5$$

$$Profondeur = P_{hydro} \times 10 = 1,5 \times 10 = 15 \text{ m}$$

Il se trouve donc à 15 m de profondeur.

Les relations ci-dessus sont celles simplifiées pour les plongeurs et ne sont valable que dans de l'eau... dont on ne précise même pas la salinité.

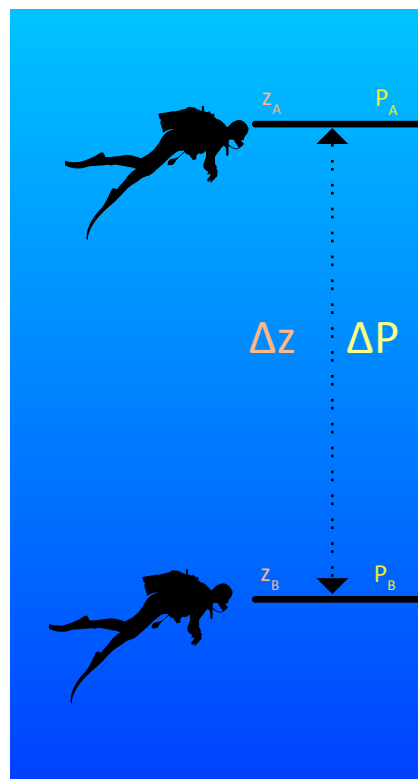
Loi fondamentale de la statique des fluides

La loi fondamentale de la statique des fluides s'applique de façon plus générale à tout fluide incompressible dans un champ de gravité uniforme et s'exprime de la façon suivante :

$$P_A - P_B = \rho \times g \times (z_B - z_A)$$

Unités :

- P_A et P_B : pression en pascal (Pa)
- ρ : masse volumique en kg.m^{-3}
- g : intensité de la pesanteur en N.kg^{-1}
- z_A et z_B : profondeur en mètre (m)



On prendra en général une intensité de la pesanteur de $9,81 \text{ N.kg}^{-1}$ et une masse volumique approximative de l'eau à 1000 kg.m^{-3} .

Ainsi, un plongeur qui descend à 20 m de profondeur subira la pression de l'atmosphère au niveau de la mer (en moyenne 1013 hPa) ainsi que la pression hydrostatique calculée par la relation précédente :

$$P_{\text{hydrostatique}} = 1000 \times 9,81 \times (20-0) = 196200 \text{ Pa}$$

La pression totale subie sera de

$$P = P_{\text{hydrostatique}} + P_{\text{atmo}} = 196200 + 101300 = 297500 \text{ Pa}$$

Soit pratiquement 3 Bar, ce qui correspond à ce que les plongeurs calculent.

Des gaz dans l'eau

Nous avons vu en collège que les gaz peuvent se dissoudre dans l'eau car leur molécules, comme le dioxyde de carbone pour les boissons pétillantes, se dispersent au sein du liquide.

Quand on ouvre une bouteille de boisson pétillante, on relâche brutalement la pression en surface du liquide et le gaz dissout va s'échapper rapidement. Ce phénomène a été compris dès 1803 par le physicien britannique William Henry qui a donné son nom à la loi de Henry :

A température constante, la quantité de gaz dissout dans un liquide est proportionnelle à la pression.

Donc, **plus la pression est élevée, plus on peut dissoudre de gaz dans un liquide.** Ce qui explique pourquoi en ouvrant une bouteille de boisson pétillante, alors que la pression en surface va diminuer, il n'est plus possible de dissoudre tout le gaz contenu dans la bouteille et que celui-ci va s'échapper.

Selon les types de gaz, la quantité que l'on peut dissoudre dans l'eau va varier. Pour le dioxygène (O_2), il est possible de dissoudre $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{atm}^{-1}$. Donc à 1 atm on peut dissoudre $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, alors qu'à 3 atm il sera possible d'en dissoudre trois fois plus, donc $3,9 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Cette propriété des gaz est à l'origine des **accidents de décompression** des plongeurs : lorsqu'ils sont en profondeur, une partie des gaz qu'ils respirent, en particulier le diazote (N_2) sont dissous dans leur organisme. S'ils remontent trop vite, le changement de pression est trop brutal et ces gaz vont sortir des liquides qui les contiennent, en particulier le sang, et former des bulles de gaz qui vont bloquer les vaisseaux sanguins, pouvant entraîner la mort du plongeur ou de graves séquelles (en particulier dans le cerveau).

Pour éviter un accident de décompression, les plongeurs doivent donc observer des **paliers de décompression** qui sont des temps d'attente à différentes profondeurs pour permettre à la pression de s'équilibrer en douceur et sans risque pour l'organisme.

Remarque : le diazote agit sur le système nerveux et peut entraîner des troubles du comportement particulièrement dangereux en plongée, connus sous le nom d'ivresse des profondeurs ou narcose à l'azote. Ce risque d'intoxication est d'autant plus dangereux que la plongée est profonde. Pour l'éviter, on remplace partiellement le

diazote des bouteilles de plongées par de l'hélium, un gaz non toxique pour l'organisme.