



Université Internationale
de Casablanca

LAUREATE INTERNATIONAL UNIVERSITIES

Nous innovons pour votre réussite !

COURS

THERMODYNAMIQUE

APPLIQUEE

FILIÈRE TC

SESSION S5

LA THERMODYNAMIQUE ET LA THERMIQUE

La **thermodynamique** permet de prévoir la quantité totale d'énergie qu'un système doit échanger avec l'extérieur pour passer d'un état d'équilibre à un autre.

La **thermique** (ou thermocinétique) se propose de décrire quantitativement (dans l'espace et dans le temps) l'évolution des grandeurs caractéristiques d'un système, en particulier la température, entre l'état d'équilibre initial et l'état d'équilibre final.

Objectifs

Objectifs généraux

- L'un des objectifs essentiels de la thermodynamique, à l'origine, est d'étudier les machines thermiques (le réfrigérateur, la voiture, le train, la centrale électrique, ...) ce qui est aussi l'objectif de ce cours.
- Prévoir l'évolution d'un système:
 - peut il évoluer?*
 - Si oui: Quels sont les échanges d'énergie associés?*
 - Quel est l'état final d'un système*

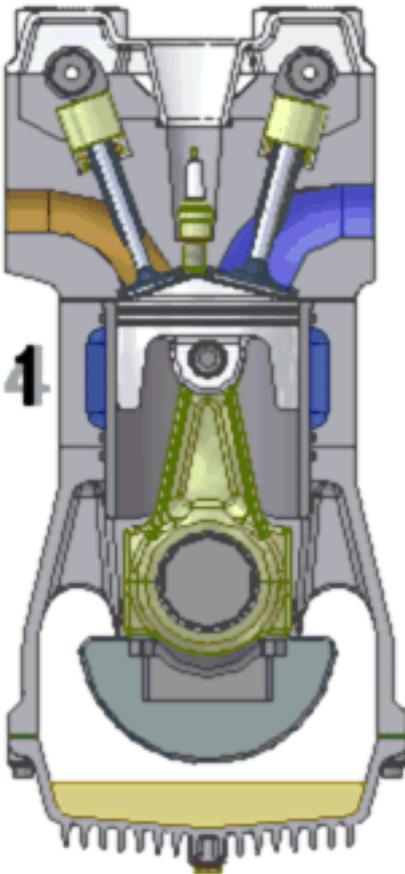
Objectifs

Objectifs spécifiques

- Le but de la thermodynamique est de caractériser l'état du système. On souhaite décrire du point de vue thermodynamique les propriétés du système à l'instant t . Par exemple, on souhaite connaître la température, la pression, l'énergie et le volume du système. Néanmoins, toutes ces informations ne sont pas nécessaire puisque certaines dépendent des autres : elles sont redondantes. L'idée est donc de définir des variables nécessaires et suffisantes pour complètement décrire l'état du système.

Objectifs:

domaines d'applications: Cycle de Beau de ROCHAS.



Cycle quatre temps à allumage commandé

- 1: admission
- 2: compression
- 3: combustion
- 4: échappement

Objectifs:

domaines d'applications: Moteur Diesel



Objectifs:

domaines d'applications: Moteur à 4 temps



Plan du cours

| Séance | Contenu |
|-----------|--|
| 1,2 | Rappels: vocabulaire de la thermodynamique |
| 3,4 | Premier principe de la thermodynamique |
| 4,5 | Deuxième principe de la thermodynamique |
| 6 | Travaux dirigés |
| 7 | Contrôle N1 |
| 8,9,10,11 | Applications |
| 17 | Contrôle N2 |

STRATÉGIES PÉDAGOGIQUES

- ❖ Plusieurs séances de rappels pour homogénéiser le groupe.
- ❖ De nombreux exemples seront faits en classe pour permettre aux étudiants de bien assimiler la théorie et les techniques présentées au cours.
- ❖ Des séances seront consacrées à l'analyse de problèmes et d'applications pertinentes. L'étudiant est alors en mesure d'évaluer objectivement son degré d'acquisition des connaissances et d'y apporter les correctifs appropriés.

évaluations

- ❖ Examens partiels: 25%
- ❖ Devoirs et TP: 15% (en groupe)
- ❖ Participations: 5%
- ❖ Examen final: 55%

Pour un bon déroulement....

Je m'engage à:

- Répondre à toutes vos questions: toutes vos questions sont les bienvenues.
- Disponibilité en dehors des séances des cours.
- Vous accordez 5 minutes de pause à la fin de la première heure à condition que vous restiez dans la classe

Vous vous engagez:

- **D'être à l'heure:** au delà de 10 minutes, un retard est considéré comme une absence
- **D'avoir l'esprit de groupe:** Si vous avez des questions, éviter les discussions bilatérales. Toute question devra être posée au professeur pour que tout le monde puissent en bénéficier



**INTERDICTION
DE BOIRE OU
DE MANGER**



**TELEPHONE PORTABLE
INTERDIT**



RAPPELS

VOCABULAIRES THERMODYNAMIQUES, STATIQUE DES FLUIDES



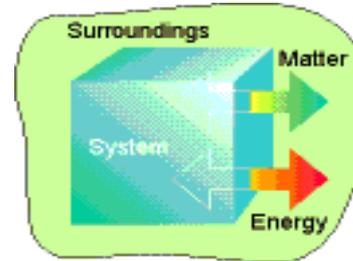
PARTIE 1

VOCABULAIRES THERMODYNAMIQUES

SYSTÈME+ENVIRONNEMENT=UNIVERS

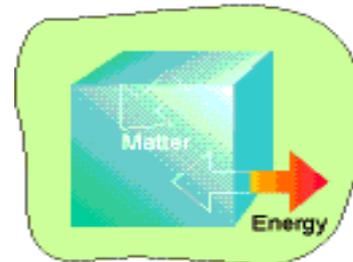
Système : ensemble réel ou imaginaire délimité par une surface à travers laquelle se font les échanges.

Système ouvert. Il échange de matière et de l' énergie.



(a) Open

Système fermé : contraire de système ouvert. Il n' échange pas de matière (mais il peut échanger de l' énergie).



(b) Closed

Système isolé : n' échange pas d' énergie avec l' extérieur. Il est le plus souvent fermé.

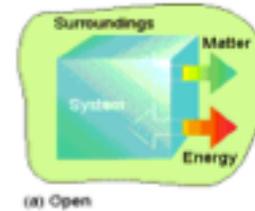


(c) Isolated

SYSTÈME+ENVIRONNEMENT=UNIVERS

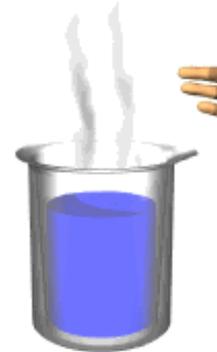
Système : ensemble réel ou imaginaire délimité par une surface à travers laquelle se font les échanges.

Système ouvert. Il échange de matière et de l' énergie.



Système ouvert

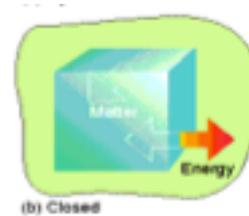
échange de chaleur,
 travail, matière
 avec le milieu
 extérieur



SYSTÈME+ENVIRONNEMENT=UNIVERS

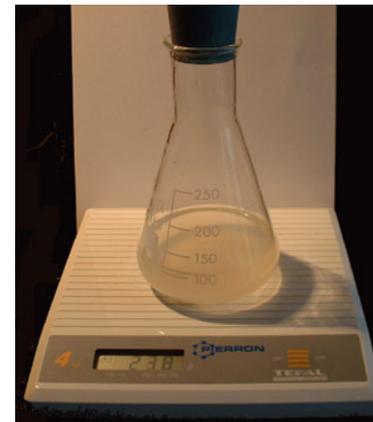
Système : ensemble réel ou imaginaire délimité par une surface à travers laquelle se font les échanges.

Système fermé : contraire de système ouvert. Il n' échange pas de matière (mais il peut échanger de l' énergie).



Système fermé

Pas de transfert de
 matière avec
 l'extérieur



SYSTÈME+ENVIRONNEMENT=UNIVERS

Système : ensemble réel ou imaginaire délimité par une surface à travers laquelle se font les échanges.

Système isolé : n' échange pas d' énergie avec l' extérieur. Il est le plus souvent fermé.



Système isolé



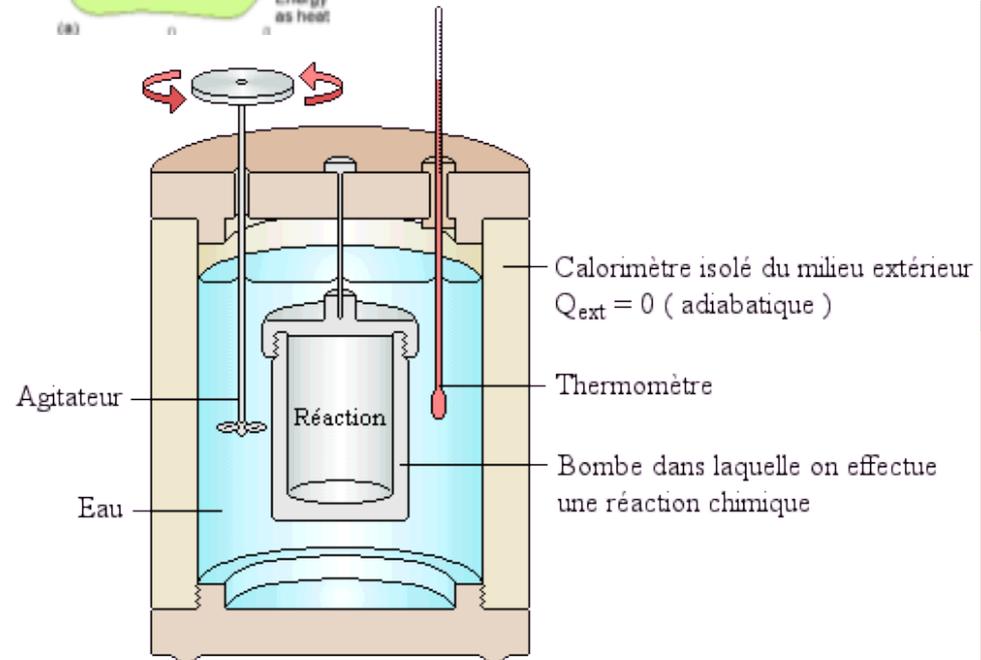
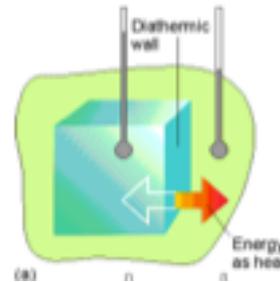
Pas de transfert de
 chaleur, travail,
 matière

SYSTÈME+ENVIRONNEMENT=UNIVERS

Système : ensemble réel ou imaginaire délimité par une surface à travers laquelle se font les échanges.

Paroi diatherme :
perméable à l'échange de
chaleur

Système diathermique

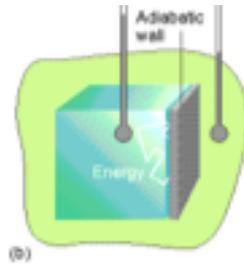


Pas de transfert de
travail et de matière
avec l'extérieur

SYSTÈME+ENVIRONNEMENT=UNIVERS

Système : ensemble réel ou imaginaire délimité par une surface à travers laquelle se font les échanges.

**Paroi
adiabatique** :
imperméable à
l'échange de
chaleur.

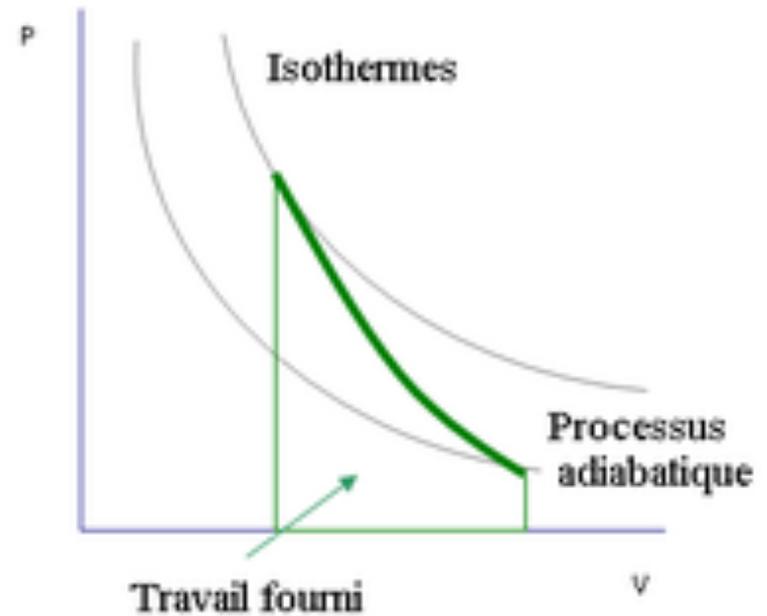


Système adiabatique

Transformation

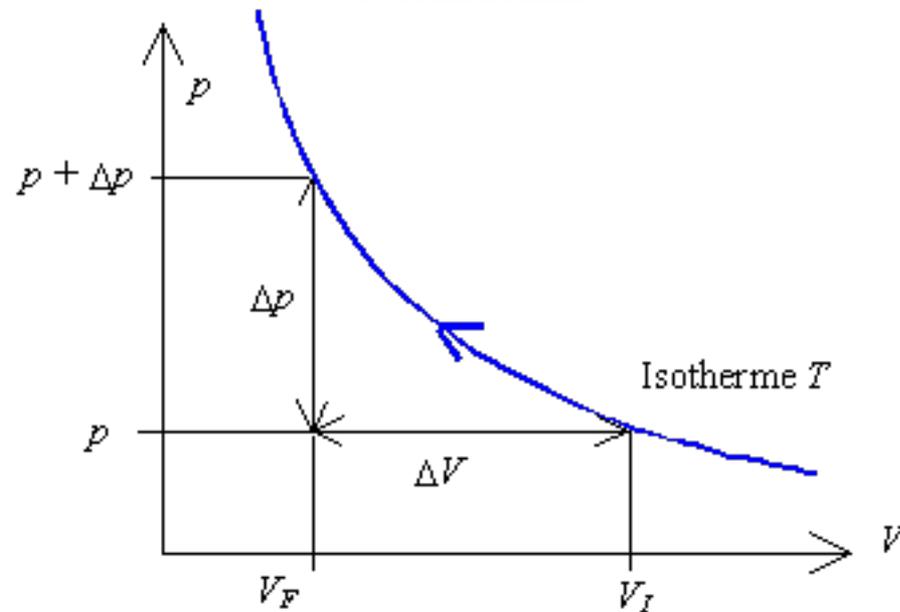
adiabatique :

pas d'échange de chaleur avec l'extérieur.



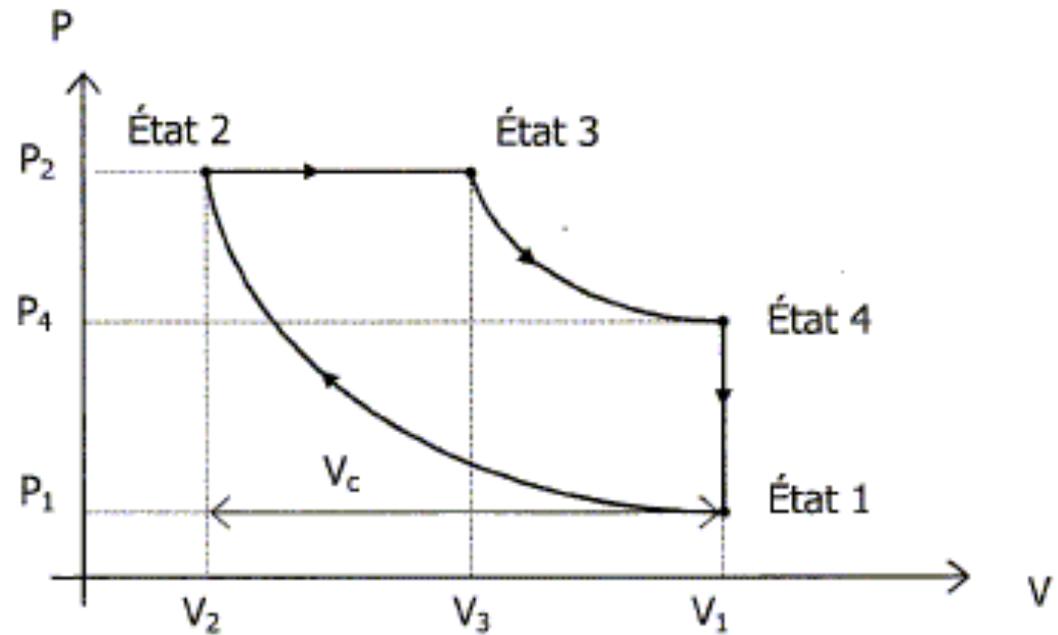
Transformation isotherme :

pas de changement de température.



Transformation isobare :
pas de changement de
pression.

Transformation isochore :
pas de changement de
volume.



Etat d'équilibre : état vers lequel le système tend à aller (ou à revenir).

Un système S , fermé, est dit à l'équilibre thermodynamique si :

- les vitesses des points matériels sont nulles et ses variables d'état sont constantes dans le temps
- la température du système est homogène (dans l'espace)
- les actions extérieures qui assurent les valeurs constantes des variables d'état sont uniques

- **les vitesses des points matériels sont nulles et ses variables d'état sont constantes dans le temps**

Cette condition indique simplement qu'un système à l'équilibre est au repos n'évolue plus.

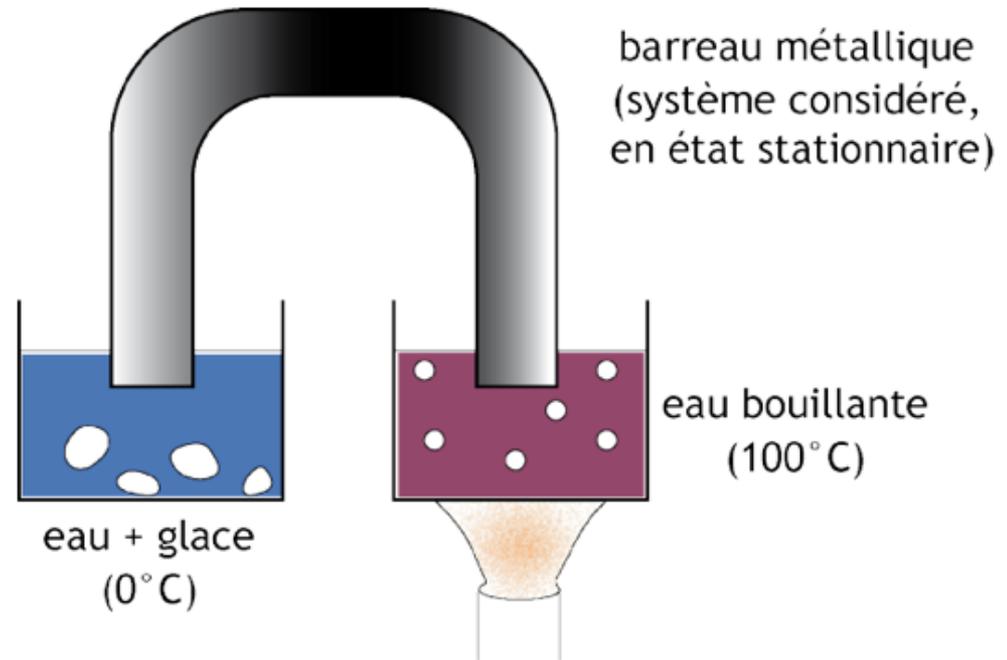
Elle inclut en particulier la condition d'équilibre mécanique (les variables d'état spatiales sont constantes : il n'y a pas de mouvement du système).

Cela impose qu'un système à l'équilibre n'échange pas d'énergie mécanique avec l'extérieur, et n'est pas le siège de transferts internes d'énergie mécanique.

- la température du système est homogène (dans l'espace)

Contre exemple:

une tige métallique dont les deux extrémités sont maintenues à des températures différentes (on peut par exemple faire tremper une extrémité dans de la glace fondante à 0°C , l'autre dans de l'eau bouillante à 100°C)



Au bout d'un temps de mise en régime stationnaire,

- En chaque point, $T = \text{cte}$ dans le temps
- T diffère d'un point à un autre

- **les actions extérieures qui assurent les valeurs constantes des variables d'état sont uniques**

Cela dit que si l'on modifie les actions extérieures sur le système, son état doit changer (il va tendre vers un autre état d'équilibre).

Dans la pratique, cela exclut les situations où les actions extérieures sont des frottements solides.

Variable d'état : grandeur macroscopique définissant l'état du système (P, V, T, n ...).

Décrire l'état d'un système macroscopique Σ , c'est définir le nombre suffisant de paramètres mesurables pour rendre compte de façon unique et minimale ce macro état donné.

La température, la pression, le volume et la quantité de matière sont les variables d'état les plus couramment nécessaires.

ÉTAT THERMODYNAMIQUE:

Spécifié par **variables d'état**: T, P, V, n (n=composition)

Variables thermodynamiques et unités

T en K

P en Pa (SI) ou en bar ou en atm ou en torr

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ pa}, \quad 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ pa}, \quad 1 \text{ torr} = 1/760 \text{ atm}$$

V en m³ (SI) ou en l

$$1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

n en mol

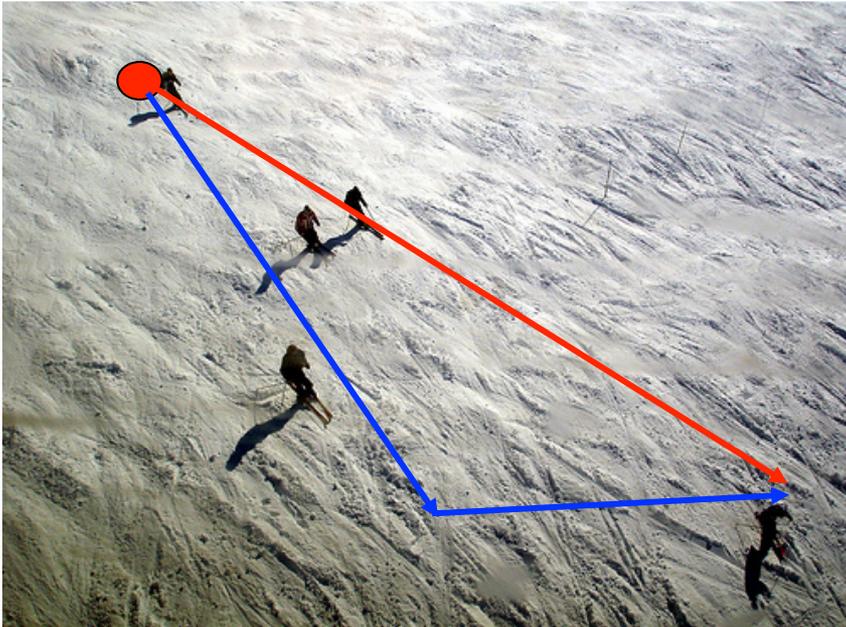
énergie: en j ou kj/mol ou kcal/mol ou l.atm ou ev ...

$r = N_A k_b$ en j.k⁻¹.mol⁻¹ ou l.atm.k⁻¹.mol⁻¹

$$R = 8,31451 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 8,20578 \times 10^{-2} \text{ l.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Grandeurs physiques (d'état)

On dit d'une grandeur qu'elle est une **grandeur d'état** si, lors d'une transformation de l'état initial A à l'état final B, sa variation est indépendante du chemin parcouru pour aller de l'état A vers l'état B.



Ep?

Mais pas la distance parcourue

- **État** thermodynamique:
 - Spécifié par **variables d'état**: T, P, V, n
(n =composition)
 - **Équation d'état** = équation constitutive du système = relation entre T, P, V, n
(ex: $PV = nRT$)
 - **Fonction d'état**: Propriété du système ne dépendant que de son état actuel, pas de son histoire.

- Fonctions d'état vs. fonctions de passage:
- Fonction d'état: **Les équations d'état** sont les relations qui existent entre ces paramètres.

$$P=f(T, V)$$

Ex: $E(T,V,n)$, P , V , n , $H(P,T,n)$, $S(T,V,n)$

- Fonction d'état **extensive**: dépend de n
- Fonction d'état **intensive**: indépendant de n
- **Fonction de passage**: dépend de l'histoire, du déroulement d'un processus (du chemin suivi)

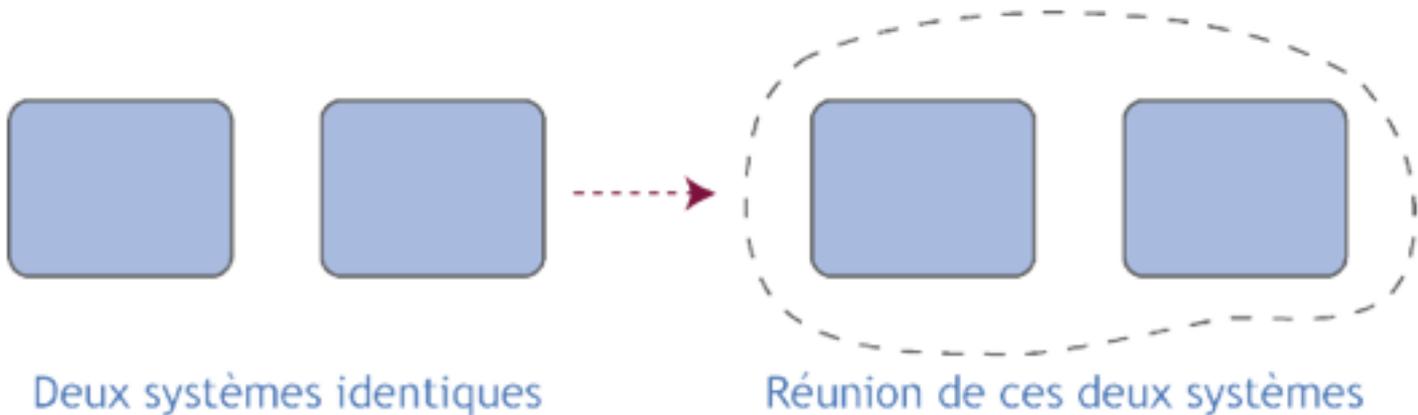
Ex: W (travail), q (chaleur)

Processus: chemin suivi dans une transformation

- **Cyclique:** état final=état initial
- **Isotherme:** $T = \text{constante}$
- **Isobare:** $P = \text{constante}$
- **Isochore:** $V = \text{constante}$
- **Adiabatique:** $q=0$

Considérons deux systèmes rigoureusement identiques, et réunissons-les pour en faire un seul.

- certaines variables vont doubler par rapport à chacun des deux systèmes initiaux (masse, volume, nombre de moles) : on dit qu'il s'agit de variables **extensives** ;
- d'autres variables vont garder la même valeur (pression, température, densité, concentrations) : on dit qu'il s'agit de variables **intensives**.



Grandeurs physiquesGrandeurs extensives:

Proportionnelles à la quantité de la matière. Définies pour l'ensemble du système.

Si un système est divisé en i sous systèmes, la grandeur extensive est la somme des grandeurs de ses sous systèmes:

$$X = \sum x_i$$

m , V , n , U (énergie interne),
 F (énergie de Helmholtz),
 H (enthalpie), G (énergie de Gibbs), S (entropie)

$$m = \sum m_i; V = \sum v_i; n = \sum n_i$$

Grandeurs intensives:

Ne dépendent pas de quantité de matière: $\neq f(n)$. Définies en chaque point d'un système

T , p , p_i , x_i (fraction molaire), ρ ,
 μ (potentiel chimique)

Grandeurs molaires:

$$M = \frac{m}{\sum n_i} \quad \text{masse molaire}$$

$$V = \frac{V}{\sum n_i} \quad \text{volume molaire}$$

Un ensemble complet de paramètre thermodynamique est suffisant pour définir l'état du système. **Les équations d'état** sont les relations qui existent entre ces paramètres.

$$P = f(T, V)$$

Par exemple : Pour un échantillon de gaz parfait contenant n moles, la connaissance de P et V est suffisante pour décrire le système. En effet la température est déduite de l'équation d'état caractéristique des gaz parfaits :

$$PV = nN_A k_B T = nRT$$

N_A est le nombre d'Avogadro ($= 6.02 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires / mole)

k_B est la constante de Boltzmann

$R = N_A k_B$ la constante des gaz parfaits.

Un système se trouve à **l'état d'équilibre** s'il n'évolue plus, c'est à dire si il n'y a plus de transfert d'énergie entre lui et le milieu extérieur.

On est alors en mesure de connaître par exemple la variation infinitésimale de P à partir des variations infinitésimales de T et de V :

Formule mathématique pour une fonction à deux variables $f(x,y)$:

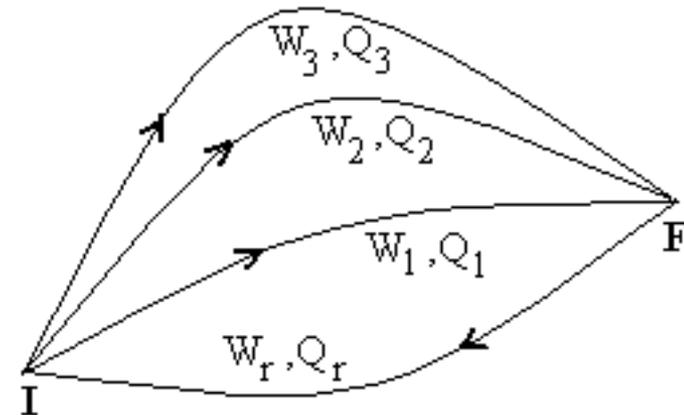
$$df = \left(\frac{\partial f}{\partial x} \right)_y dx + \left(\frac{\partial f}{\partial y} \right)_x dy$$

$$dP = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T dV$$

Un système peut subir des transformations qui l'amène d'un **état initial** caractérisé par des variables d'état ou coordonnées thermodynamiques ($P_i, V_i, T_i \dots$) à un autre **état final** caractérisé par d'autres variables d'état ou coordonnées thermodynamiques ($P_f, V_f, T_f \dots$).

Il va alors passer d'un état initial vers un état final en passant par des états intermédiaires plus ou moins bien définis.

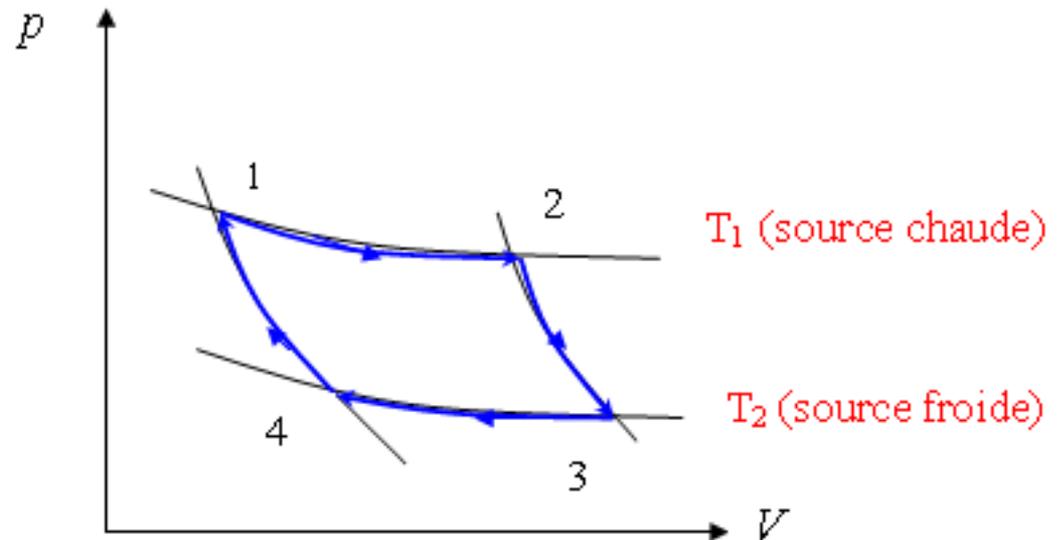
Lors de ce **changement d'état** ou **transformation** thermodynamique des échanges d'énergies ont lieu entre le système et le milieu extérieur. Au cours d'une transformation, un système passe par une suite d'états intermédiaires entre l'état initial et l'état final.



Si on est capable de caractériser une suite d'états entre un état initial et un état final, on définit **le chemin** que suit le système au cours de la transformation. Une même transformation peut être réalisée suivant différents chemins ;

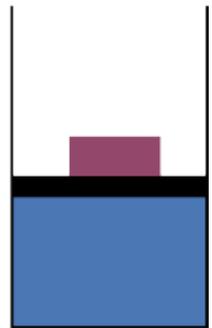
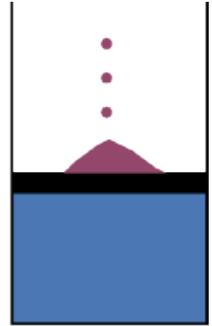
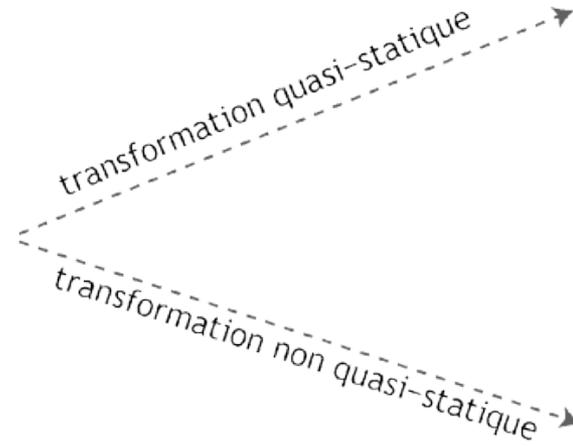
Si ces deux états, initial et final sont infiniment voisins, c'est à dire que les coordonnées thermodynamiques du système ne diffèrent que par une quantité infiniment petite, on dit que la **transformation est infinitésimale ou élémentaire**.

Si le système se trouve dans un état final identique à l'état initial, la transformation est dite **cyclique**.



Transformations quasi-statiques

Une transformation **quasi-statique** est une transformation lente, composée d'une suite continue d'états d'équilibre infiniment voisins, allant de l'état initial à l'état final.



Transformations *réversible* ou *irréversible*

✓ Pour être **réversible**, il faut, condition nécessaire mais non suffisante, que la transformation soit **infinitement lente**.

Elle sera alors formée d'une suite d'états d'équilibre.

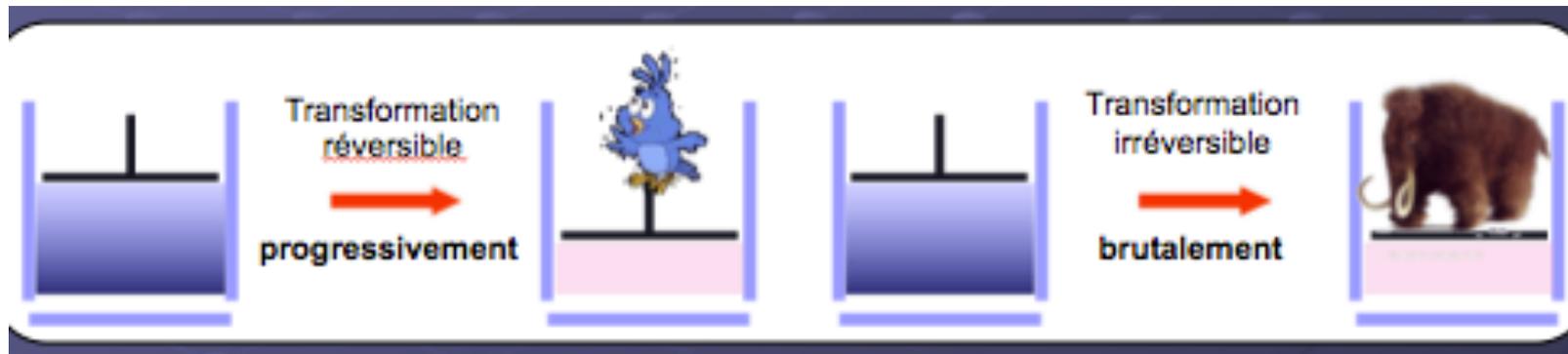
✓ Toute transformation réversible est quasi-statique.

Par contre l'inverse n'est pas vrai.

Ces transformations réversibles ne sont pas réelles, mais c'est le cas idéal pour les calculs en thermodynamique.

✓ Une transformation **irréversible** se traduit par une brusque rupture d'un état d'équilibre initial.

Il n'est alors pas possible de définir la température T et la pression P du système à chaque instant. On ne connaît précisément que leurs valeurs dans l'état initial et final.



Quelques transformations particulières

| | |
|-----------------------|---|
| - isobare | la pression du système P reste constante lors de la transformation. |
| - isotherme | la température du système T reste constante lors de la transformation |
| - monotherme | les échanges de chaleur ont lieu avec un thermostat à température extérieure constante, T_e . |
| - isochore | le volume du système reste constant lors de la transformation (parois indéformables). |
| - adiabatique | le système n'échange pas de chaleur avec le milieu extérieur. |
| - cyclique | l'état final coïncide avec l'état initial. |
| - polytropique | Transformation réelle, intermédiaire entre l'isotherme et l'adiabatique. |

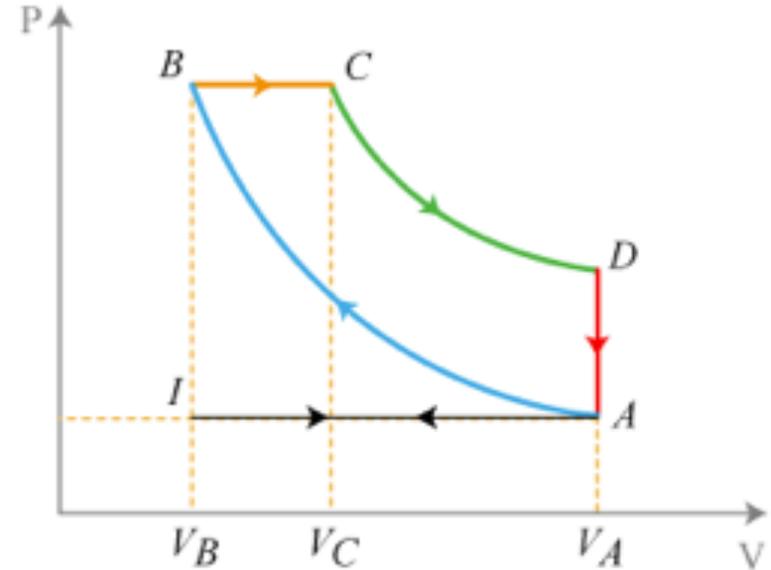
Transformations

Quelques transformations particulières: Moteur Diesel

- Deux isentropiques, d'une isobare et d'une isochore.

Plus précisément, le cycle peut être décrit en quatre temps :

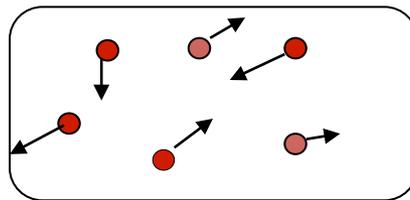
- un cylindre admet l'air seul à travers une soupape d'admission dans un volume (portion IA du cycle);
- les soupapes sont fermées. L'injection de combustible démarre au point B et est progressive jusqu'à un point C de sorte que la pression reste constante;
- les soupapes sont toujours fermées et les produits de la combustion subissent une détente isentropique en repoussant le piston jusqu'à sa position initiale (portion CD);
- La soupape d'échappement s'ouvre : la pression chute brutalement (portion DA), et les gaz brûlés sont évacués.



Equation d'état d'un gaz parfait

Le gaz parfait est un **gaz idéal** :

- ✓ il correspond à un **gaz dilué** c'est à dire un gaz à pression réduite
- ✓ c'est un ensemble de N atomes ou molécules identiques sans interaction entre eux et soumis à une agitation perpétuelle et aléatoire (dite agitation moléculaire ou thermique).



Hypothèses du gaz parfait (Théorie cinétique des gaz)

- ✓ Les atomes ou molécules du gaz sont assimilés à des masses ponctuelles, leur **volume est donc négligeable** devant le volume qu'elles occupent.
- ✓ Il n'y a **pas d'interaction** entre les molécules, l'énergie potentielle d'interaction est donc nulle, $E_{pi} = 0$.
- ✓ La pression est due aux nombreux **chocs** des molécules sur les parois du système.

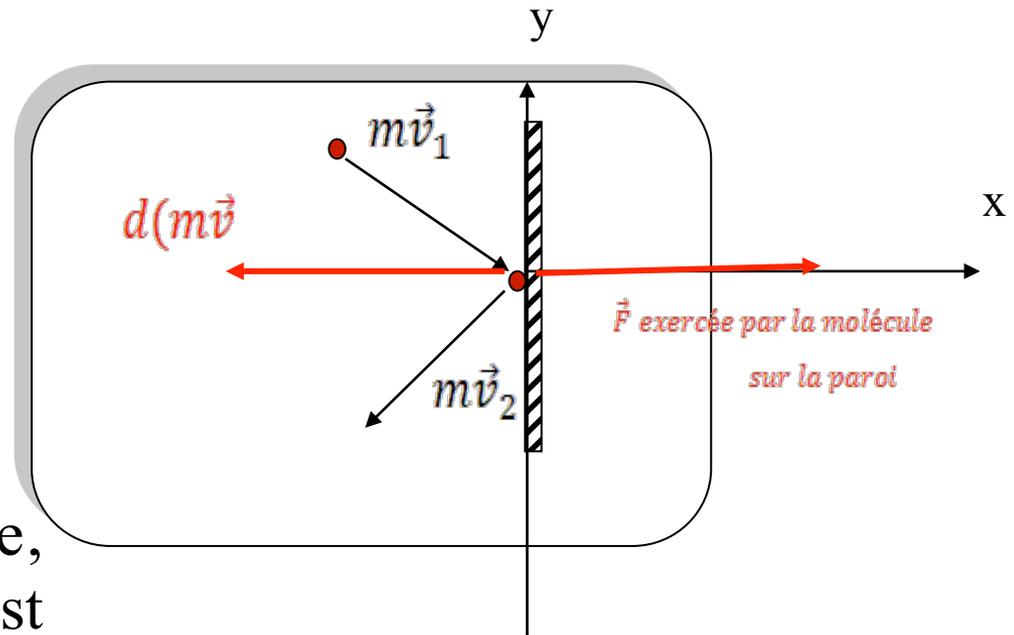
Equation d'état d'un gaz parfait

Soit N le nombre total de molécules dans le système ; étudions le choc élastique d'une molécule sur la paroi du système. D'après la deuxième loi de Newton, on a :

$$\vec{F} = \frac{d(m\vec{v})}{dt}$$

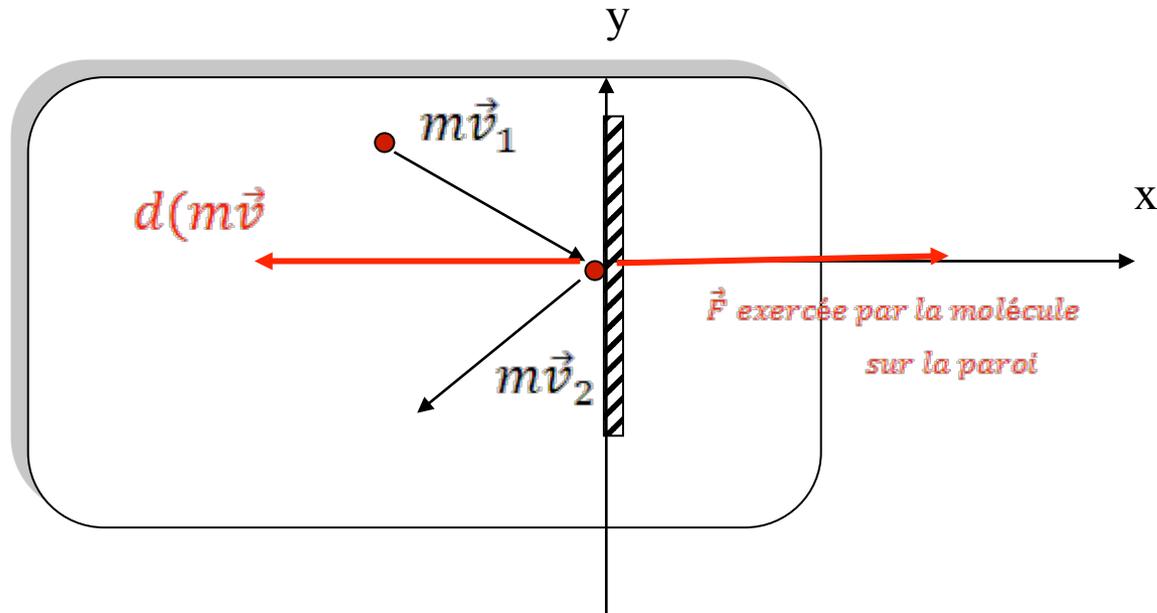
$$\vec{F} dt = d(m\vec{v})$$

Le choc étant élastique, l'énergie cinétique totale est conservée et donc la norme du vecteur-vitesse est donc conservée. La projection sur l'axe Ox donne :



$$F_x \Delta t = m \left(\Delta \vec{v} \right)_x = 2mv_x$$

Equation d'état d'un gaz parfait

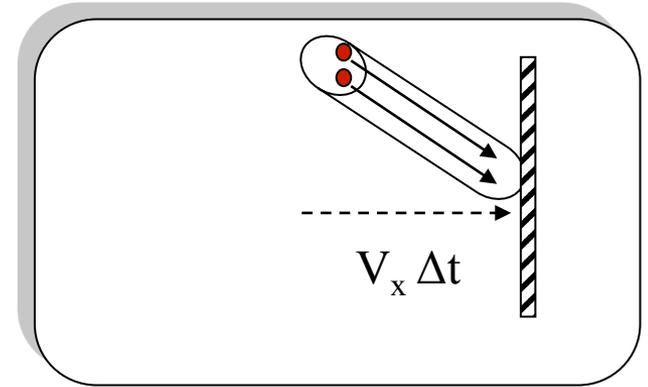


Connaissant la **force** exercée par la molécule sur la paroi du système, il est alors possible de déterminer la **pression** exercée sur la surface ou un élément de surface.

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

Equation d'état d'un gaz parfait

Les molécules frappant la surface **S** de la paroi pendant l'intervalle de temps **Δt** sont comprises dans un cylindre de base **S** et de hauteur **$v_x \Delta t$** : or d'après la théorie cinétique des gaz, à l'équilibre **seulement la moitié** de ces molécules se dirige vers la paroi :



Le nombre de molécules frappant la paroi est donc égal à :

$$\frac{1}{2} n_0 S v_x \Delta t$$

Avec **n_0** le nombre de molécules par unité de volume et donc **$n_0 = N/V$**

Equation d'état d'un gaz parfait

$$\frac{F}{S} = \frac{\frac{1}{2} n_0 S v_x \Delta t}{S} \cdot \frac{2 m v_x}{\Delta t} = n_0 m v_x^2$$

Or la répartition des vitesses dans l'enceinte est isotrope, on a :

$$\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle = \frac{1}{3} \langle v^2 \rangle$$

Equation d'état d'un gaz parfait

$$P = n_0 m \langle v_x^2 \rangle = \frac{1}{3} n_0 m \langle v^2 \rangle$$

Où $\langle v^2 \rangle$ est la vitesse quadratique moyenne des molécules définie par :

$$\langle v^2 \rangle = \frac{\sum_i v_i^2}{N}$$

Equation d'état d'un gaz parfait

D'après la théorie cinétique des gaz, la température absolue T est une grandeur qui caractérise le **degré** d'agitation thermique des molécules.

$$\frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} k_B T$$

$$P = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m \langle v^2 \rangle$$

On en déduit alors :

en posant, $n = N/N_A$ et $R = k_B N_A$

$$PV = Nk_B T = nN_A k_B T = nRT$$

C' est l' équation d' état des gaz parfaits.

Equation d'état d'un gaz parfait

Comme le nombre de moles est donnée par :

$$n = N / N_A = m / M$$

la loi des gaz parfait peut aussi s'écrire pour une m de gaz parfait :

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT = m \frac{R}{M} T = mrT$$

avec, $r = R/M$ désignant la constante individuelle de chaque gaz.

Unités

Dans le système international SI ou MKS, les grandeurs de l'équation des gaz parfaits s'expriment dans les unités suivantes :

- ❖ La pression P en pascal (Pa)
- ❖ Le volume V en m^3
- ❖ La température T en Kelvin (k)
- ❖ La constante des gaz parfaits $R = 8,314$ en $J/(K.mol)$

La constante de Boltzmann : $k_B = R / N_A = 1,38.10^{-23}$ J/K

Le nombre d'Avogadro : $N_A = 6,023.10^{23}$ entités/mole

Equation d'état d'un gaz parfait

✓ Autres lois des gaz parfaits.

❖ Loi de Boyle-Mariotte :

○ à $T = \text{cte}$:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

❖ Lois de Gay Lussac et Charles :

○ à $V = \text{cte}$:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

○ à $P = \text{cte}$:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$



RAPPELS: PARTIE 2

STATIQUE DES FLUIDES

Etats de la matière

Quand la matière passe d'un état à un autre on dit qu'il y a un **changement d'état**. Exemple : L'eau peut être un solide (glace), un liquide (mer), un gaz (vapeur)

Aspect macroscopique

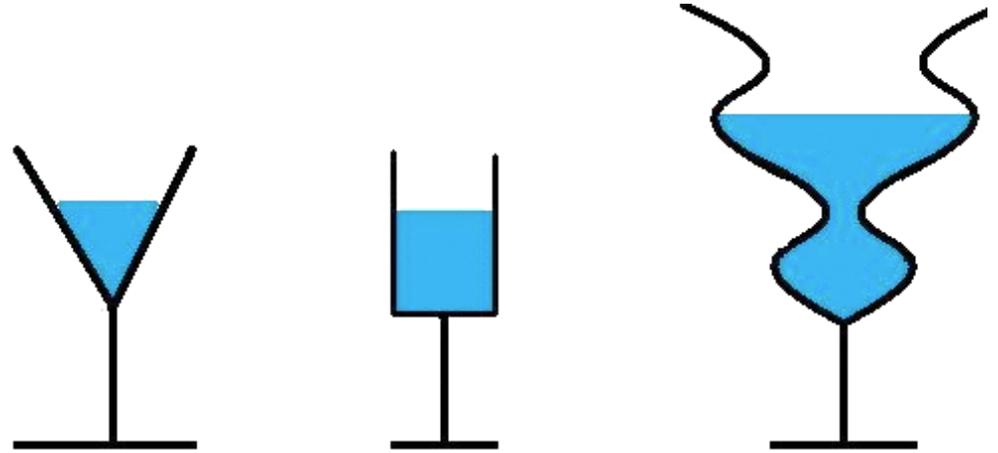
Un **solide** a une forme propre. Pour modifier cette forme, il faut exercer des forces importantes. Son volume est donc pratiquement **invariable**.



Etats de la matière

Quand la matière passe d'un état à un autre on dit qu'il y a un **changement d'état**. Exemple : L'eau peut être un solide (glace), un liquide (mer), un gaz (vapeur)

Aspect macroscopique



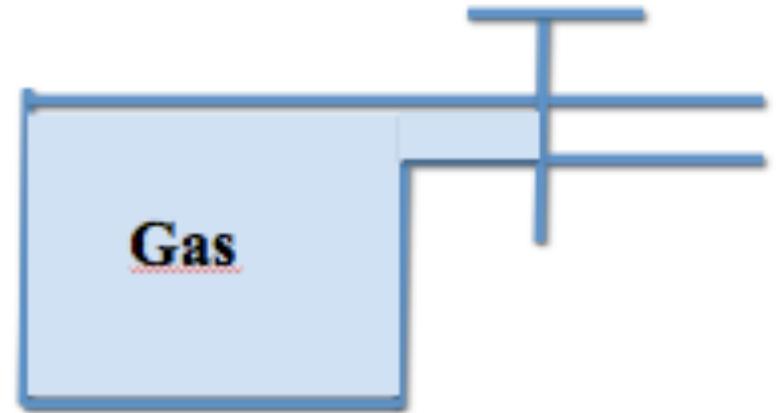
Un liquide n'a pas de forme propre. Il épouse exactement la forme du récipient qui le contient. Il possède une surface libre qui limite son volume vers le haut. Comme pour le solide, ce volume est pratiquement **invariable**.

Etats de la matière

Quand la matière passe d'un état à un autre on dit qu'il y a un **changement d'état**. Exemple : L'eau peut être un solide (glace), un liquide (mer), un gaz (vapeur)

Aspect macroscopique

Un gaz n'a ni forme propre ni volume propre. Il occupe tout le volume disponible, aussi grand soit-il. Un gaz est donc **expansible et compressible**.

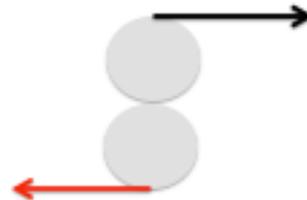


Les liquides et les gaz sont **des fluides**

Le fluide parfait

Un fluide réel, surtout un liquide, oppose une certaine résistance à l'écoulement : les particules glissent en frottant les unes sur les autres.

Frottement moléculaire dans le sens inverse du déplacement



Sens de l'écoulement des particules

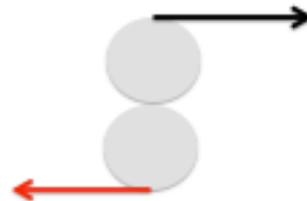
Le paramètre physique qui traduit l'existence de ces frottements s'appelle la **viscosité**. Il est la cause d'une perte d'énergie durant l'écoulement.

Les liquides et les gaz sont **des fluides**

Le fluide parfait

Un fluide réel, surtout un liquide, oppose une certaine résistance à l'écoulement : les particules glissent en frottant les unes sur les autres.

Frottement moléculaire dans le sens inverse du déplacement



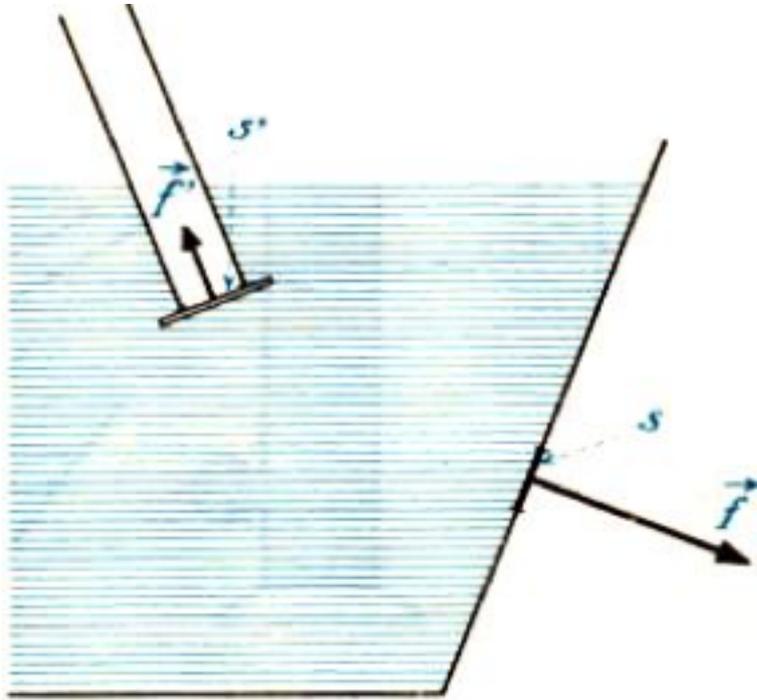
Sens de l'écoulement des particules

Le paramètre physique qui traduit l'existence de ces frottements s'appelle la **viscosité**. Il est la cause d'une perte d'énergie durant l'écoulement.

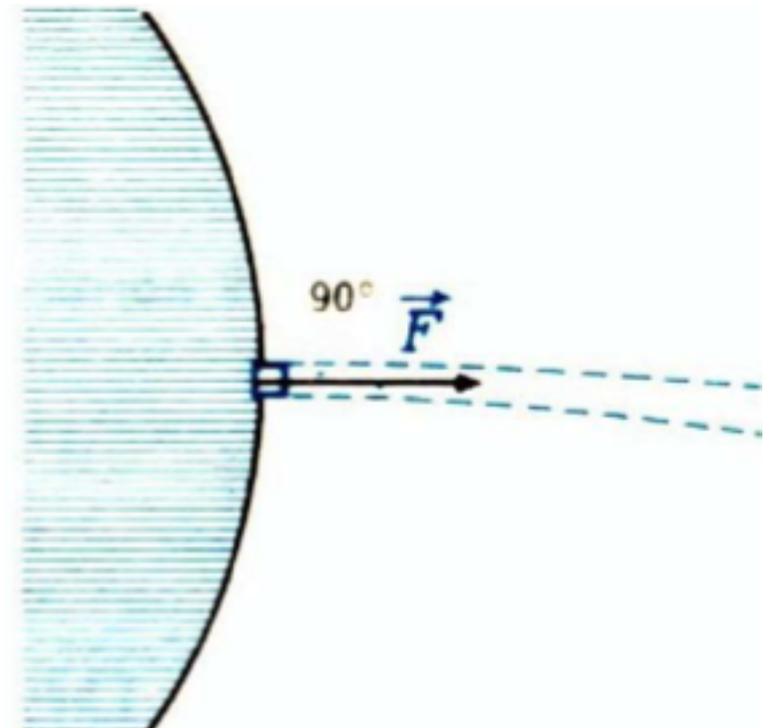
Un **fluide parfait** est un fluide non visqueux (écoulement sans frottement). C'est bien sûr un cas idéal

Dans un fluide en équilibre, il n'y a pas de forces de viscosité : la statique des fluides parfaits est équivalente à celle des fluides réels.

Notion de pression



Forces pressantes agissant sur des portions de surface immergées dans un fluide.



En franchissant le trou, l'eau s'écoule perpendiculairement à la paroi.

La force pressante exercée par un fluide en équilibre sur un élément de surface quelconque est normale à cet élément.

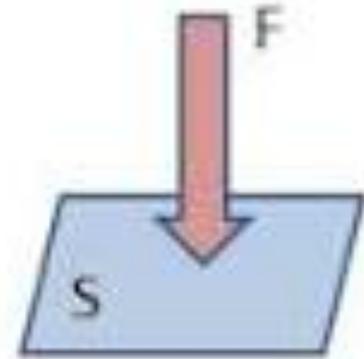
Notion de pression

Si la force pressante F est normale à la surface pressée S et s'exerce uniformément en chaque point de cette surface, la pression s'exprime comme

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

La pression est une grandeur scalaire.

p s'appelle aussi “pression hydrostatique”.



Notion de pression

Unités de mesure de la pression :

- Unité légale : **le Pascal** $1\text{Pa} = 1 \text{ Newton} / \text{m}^2$
(équivalente à une masse de 100 g sur une surface de 1 m², donc très petite)
- Un multiple: le bar: $1\text{bar} = 10^5 \text{ Pascal}$ (1mb=1hPa)
- Autres unités :
 - le mm Hg : $1 \text{ mm Hg} = 133,3 \text{ Pa}$
 - l'atmosphère : $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ mb} = 760 \text{ mm Hg}$

Notion de pression

Masse volumique d'un fluide

Un échantillon de fluide homogène de masse m et occupant un volume V possède la masse volumique

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{En kg/m}^3$$

Dépendance en pression et en température :

- **Liquide** (incompressible) : ρ ne dépend pratiquement que de la température T .
En général, ρ diminue lorsque T augmente, puisque V augmente avec T .
- **Gaz**: ρ dépend de T et de la pression p .

L'équation des gaz parfaits $PV = nRT$ associée à celle de la masse $m = nM$ donne

ρ augmente quand p augmente et diminue lorsque T augmente.

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{R} \frac{p}{T} \propto \frac{p}{T}$$

Densité

- Liquide ou solide : quotient de la masse d'un volume V d'un corps à T sur la masse d'un même volume d'eau à 4°C .

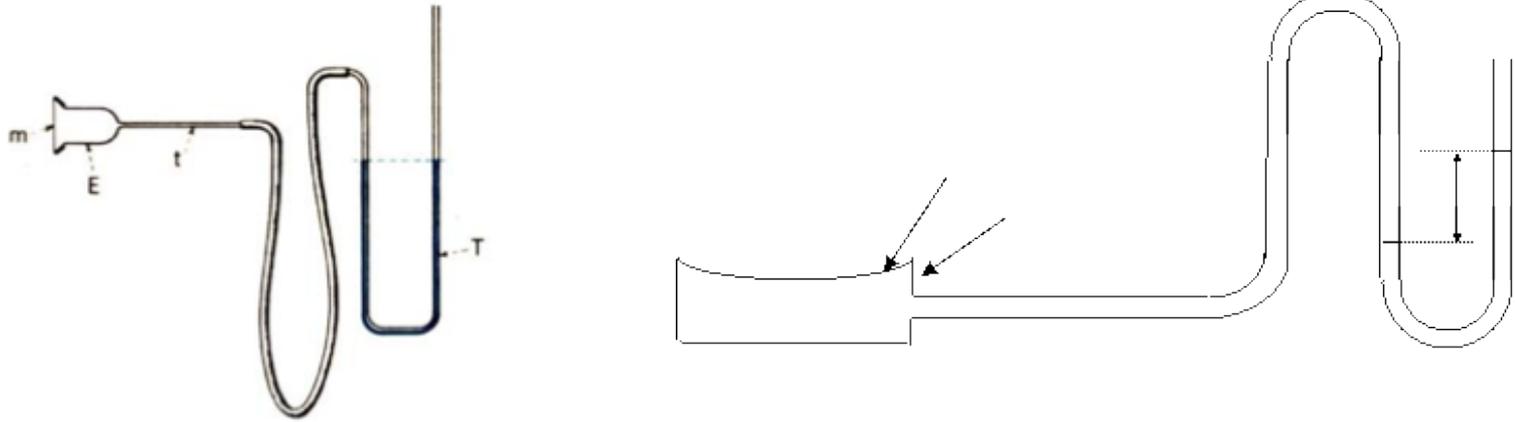
$$d = \frac{\rho}{\rho_{H_2O}}$$

- Gaz : la référence est l'air dans les mêmes conditions de température et de pression

$$d_{\text{gaz}} = \frac{\rho(T, p)}{\rho_{\text{air}}(T, p)}$$

densité indépendante de T et p

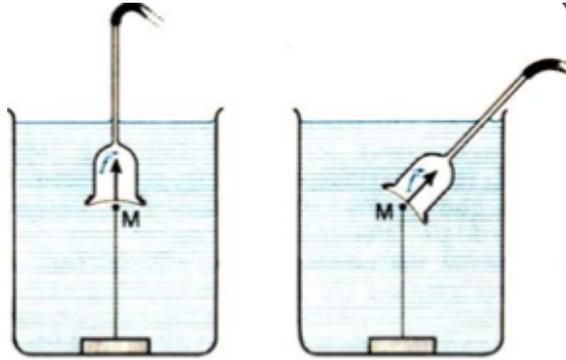
Quelques expériences simples



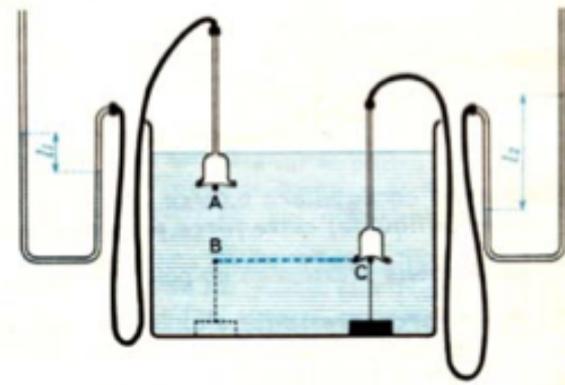
Capsule manométrique pour mesurer la pression dans un liquide

C'est un appareil qui permet de mesurer la pression dans les liquides. Il est composé d'un tube en U dans lequel se trouve un liquide coloré, d'un tube relié à une capsule manométrique. C'est une petite boîte sur laquelle est mise une membrane qui se déforme avec la pression.

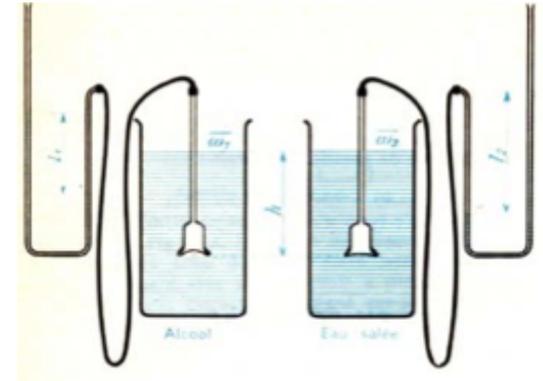
Statique des fluides



La pression ne dépend pas de l'orientation de la capsule

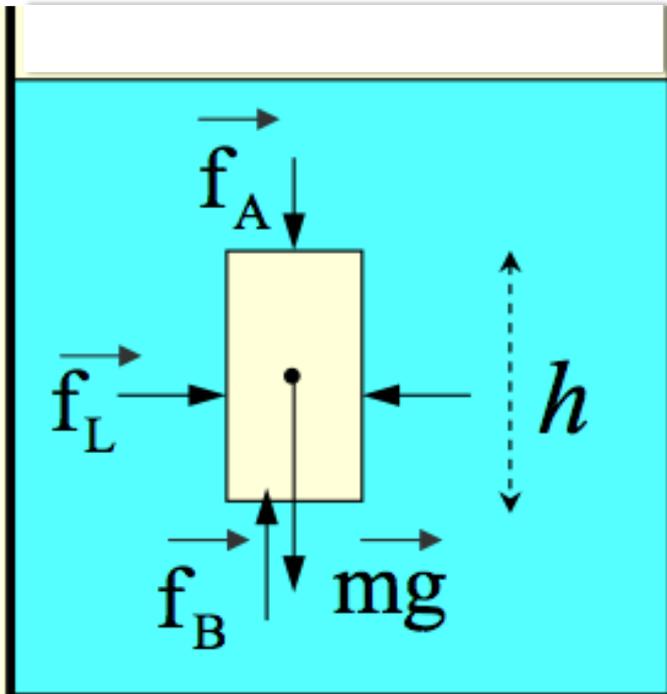


La pression augmente avec la profondeur d'immersion.



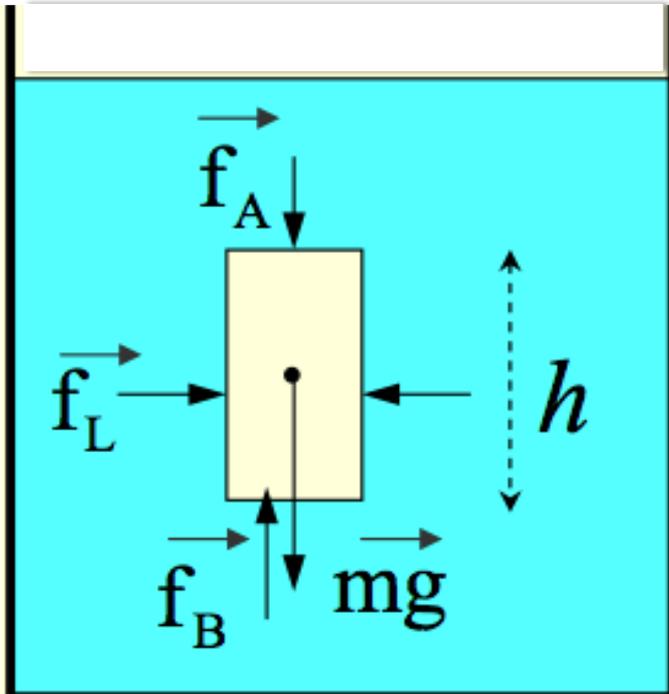
A profondeur identique, la pression augmente avec la masse volumique.

Le principe fondamental



Dans un fluide de masse volumique ρ , isolons un petit cylindre de hauteur $AB = h$, et de surface de base s . Le fluide est en équilibre, donc la somme des forces appliquées à ce cylindre est nulle. Ces forces sont : le poids mg , et les forces pressantes sur chacune des faces.

Le principe fondamental



l'équilibre du cylindre se traduit par

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0}$$

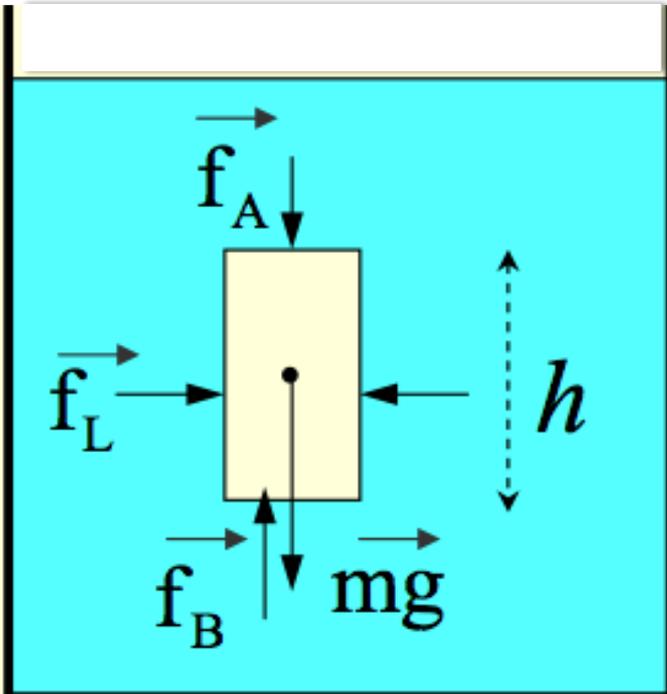
$$\vec{P} + \vec{F}_A + \vec{F}_B = \vec{0}$$

$$m\vec{g} + \vec{F}_A + \vec{F}_B = \vec{0}$$

soit, après projection sur la verticale,

$$mg + F_A - F_B = 0$$

Le principe fondamental



$$mg + F_A - F_B = 0$$

Or $F_A = p_A S$ et $F_B = p_B S$

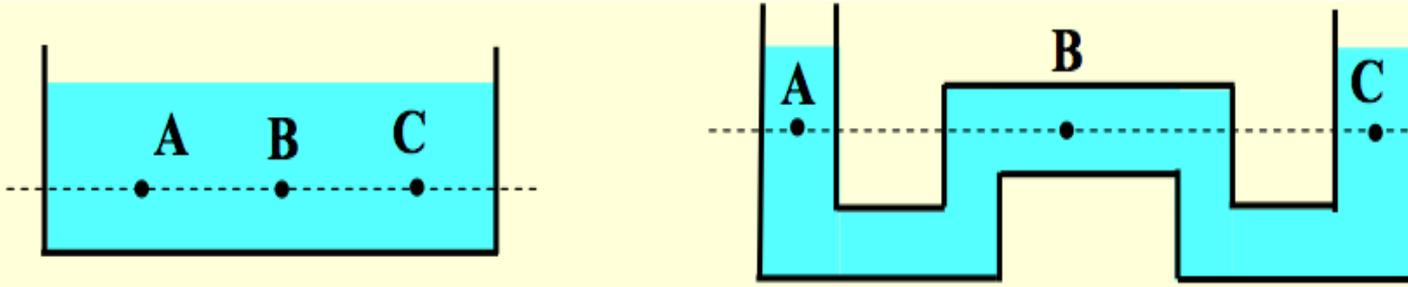
p_A et p_B étant les pressions existant respectivement au sommet et à la base du cylindre.

De plus $m = \rho.V = \rho.S.h$

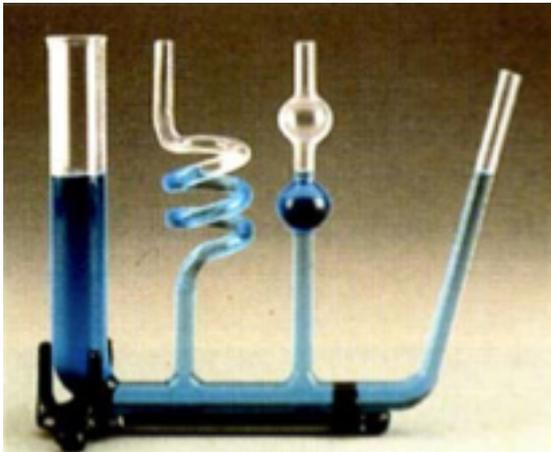
On obtient ainsi la relation très importante : $p_B - p_A = \rho.g.h$

La pression augmente donc avec la profondeur.

Conséquences du principe fondamental



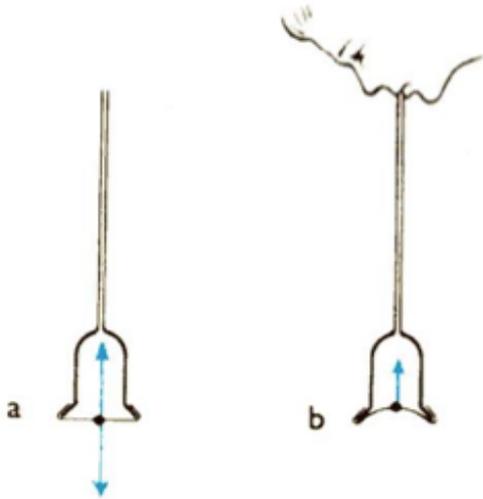
Tous les points d'un même fluide situés dans un même plan horizontal sont à la même **pression**, et ce **quelle que soit la forme du récipient**.



La surface libre d'un liquide, qui est le lieu des points à la même pression (vide ou pression atmosphérique), est un **plan horizontal**, et ce **quelle que soit la forme du récipient**.

Application aux gaz : la pression atmosphérique

Existence de la pression atmosphérique :



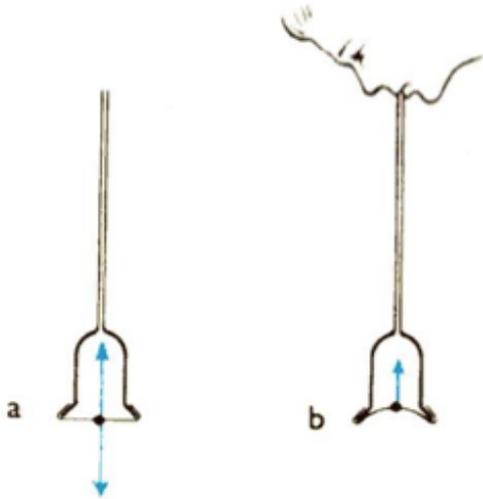
La membrane n'est pas déformée quand ses deux faces sont en contact avec l'air atmosphérique.

Si on raréfie l'air qui baigne sa face interne, la membrane se creuse, mettant ainsi en évidence la force pressante que l'air continue d'exercer sur sa face externe.

Cependant la masse volumique d'un gaz n'est pas constante. Le principe fondamental ne peut plus s'y appliquer entre deux niveaux quelconques, mais seulement sur de très faibles hauteurs. On montre que la pression dans le gaz augmente avec la profondeur, mais pas en suivant une loi linéaire comme dans un liquide

Application aux gaz : la pression atmosphérique

Existence de la pression atmosphérique :



La membrane n'est pas déformée quand ses deux faces sont en contact avec l'air atmosphérique.

Si on raréfie l'air qui baigne sa face interne, la membrane se creuse, mettant ainsi en évidence la force pressante que l'air continue d'exercer sur sa face externe.

La propriété vue pour les liquides est encore vraie pour un gaz :

La pression atmosphérique au niveau du sol est égale au poids de la colonne d'air contenu dans un volume de surface de base égale à l'unité (1 m^2) et de hauteur très grande (100 km).

La pression atmosphérique au sol vaut en moyenne 1013 mb (1 atmosphère) et subit des variations notables selon le climat

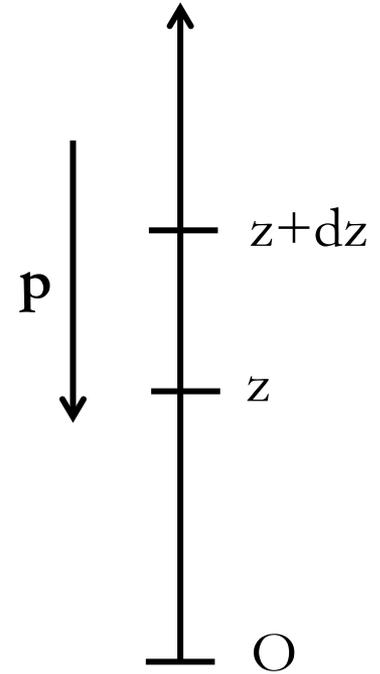
Statique des fluides

Pression en un point quelconque de l'atmosphère :

Expression différentielle du principe fondamental :

Si l'on oriente vers le haut un axe vertical \mathbf{Oz} , et que l'on considère une différence de niveaux comprise entre les altitudes z et $z + dz$, la variation de pression (négative) :

$$dp = p(z + dz) - p(z) = -\rho(z)g(z)dz$$



Hypothèses

- L'air obéit à la loi des gaz parfaits ($pV = nRT$).
- La température \mathbf{T} de l'air ne varie pas avec l'altitude (atmosphère isotherme à $\mathbf{T}_0 = 273 \text{ K}$).
- L'accélération de la pesanteur g est constante (vrai à 1% près jusqu'à $h = 30 \text{ km}$)

Statique des fluides

Pression en un point quelconque de l'atmosphère :

Expression différentielle du principe fondamental :

$$pV = nRT$$

avec $n = m / M$ donne
$$p = \frac{m}{M} \frac{RT}{V} = \rho \frac{RT}{M}$$

avec

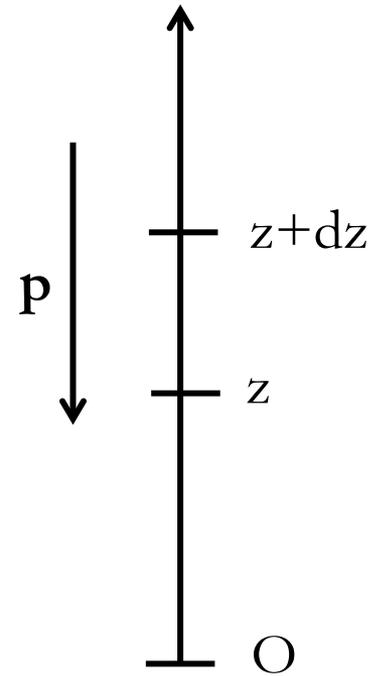
V : volume de gaz à la pression p ;

$M \approx 29$ g : masse molaire ;

$T = 273$ K : température ;

$R = 8,32$ S.I. : constante des gaz parfaits ;

ρ : masse volumique).



Statique des fluides

Pression en un point quelconque de l'atmosphère :

Expression différentielle du principe fondamental :

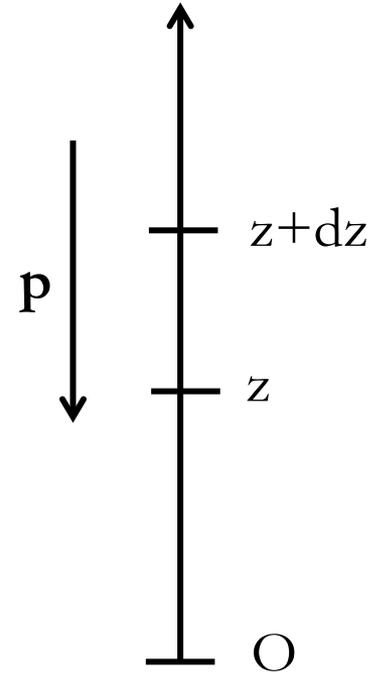
$$dp = -\rho g dz \quad \text{donne}$$

$$\frac{dp}{p} = -\frac{Mg}{RT} dz = -\frac{dz}{H}$$

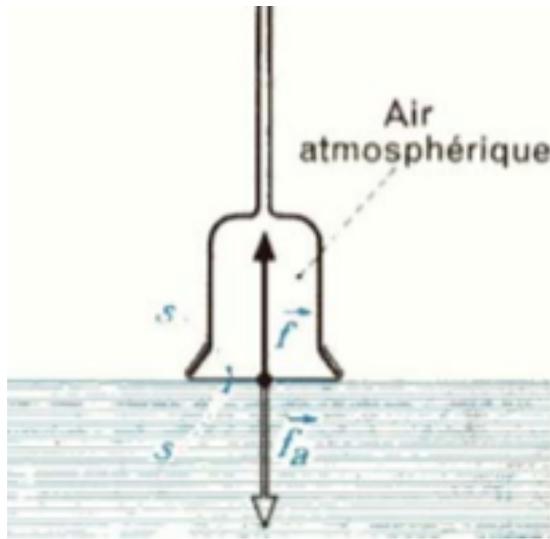
Avec $H = \frac{RT}{Mg} \approx 8km$

Soit

$$\int_{P_{atm}}^p \frac{dp}{p} = -\int_0^z \frac{dz}{H} \Rightarrow \ln\left(\frac{p}{P_{atm}}\right) = -\frac{z}{H} \Rightarrow p(z) = P_{atm} \exp\left(-\frac{z}{H}\right)$$



Pression absolue dans un liquide :



Plaçons la membrane de la capsule manométrique sur la surface libre d'un liquide de façon que sa face externe, *en contact avec le liquide*, soit confondue avec une portion de cette surface. La membrane ne subit aucune déformation, donc ses deux faces sont à la même pression :

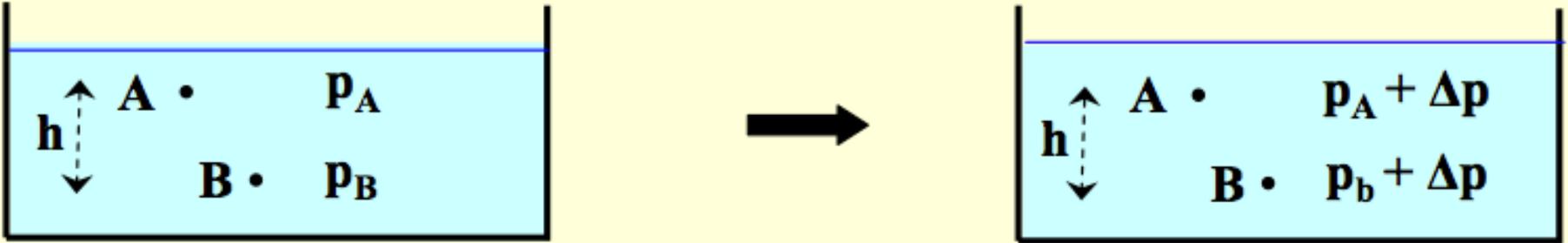
La pression à la surface libre d'un liquide exposé à l'air est égale à la pression atmosphérique.

Il s'ensuit qu'à la profondeur h sous la surface du liquide, la pression est

$$p = p_{atm} + \rho gh$$

p s'appelle "pression absolue" (ρgh est la pression manométrique ou hydrostatique). p augmente d'environ 1 atmosphère tous les 10 m.

Théorème de Pascal (1628-1662) ::



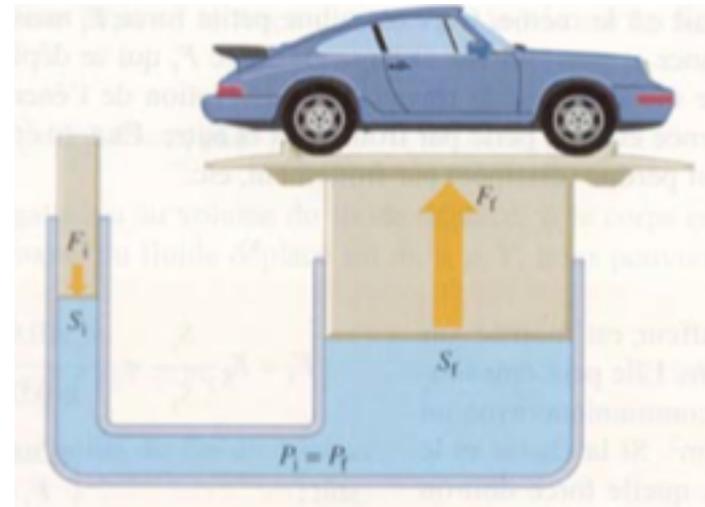
Soit dans un liquide homogène deux points quelconques A et B, distants verticalement de la profondeur h . La différence de pression entre eux est ρgh . Augmentons, par un procédé approprié, la pression en A de la quantité Δp : comme le liquide est pratiquement incompressible, cette variation de pression ne modifie pas son volume : la masse volumique ρ et, par conséquent, la quantité ρgh , restent inchangés. Il s'ensuit que la pression en B augmente aussi de Δp . D'où l'énoncé du théorème :

Tout liquide en équilibre transmet intégralement et en tous ses points une variation de pression imposée en l'un quelconque de ces points.

Théorème de Pascal (1628-1662) ::

Application : vérin hydraulique

La force exercée sur le petit piston crée une surpression qui est intégralement transmise au gros piston. Le rapport des forces est égal au rapport des surfaces des cylindres correspondants : la force engendrée dans le gros piston peut être très importante et permet de soulever des charges très lourdes.



Mesure des pressions:

- **Manomètres** dans le cas général.
- **Baromètres** s'il s'agit de mesurer la pression atmosphérique.

Le baromètre de Torricelli (ou baromètre à mercure, 1643)

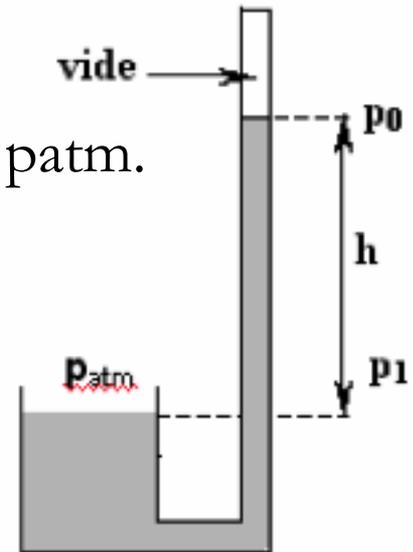
Dans la colonne de mercure on a: $p_1 - p_0 = \rho gh$

Or $p_0 = 0$, et d'après le principe de l'hydrostatique $p_1 = p_{atm}$.

$$\Rightarrow p_{atm} = \rho_{Hg}gh \quad \text{et} \quad h = \frac{p_{atm}}{\rho_{Hg}g}$$

Puisque $\rho_{Hg} \sim 13600 \text{ kg/m}^3$, la pression atmosphérique normale ($1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$) correspond à une hauteur de colonne de mercure

$$h = \frac{1.013 \times 10^5}{13600 \times 9.81} = 0.76 \text{ m} = 760 \text{ mm}$$



Statique des fluides

Mesure des pressions:

- **Manomètres** dans le cas général.
- **Baromètres** s'il s'agit de mesurer la pression atmosphérique.

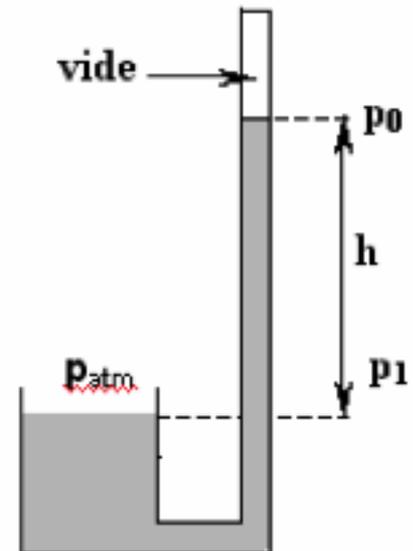
Le baromètre de Torricelli (ou baromètre à mercure, 1643)

$$h = \frac{1.013 \times 10^5}{13600 \times 9.81} = 0.76m = 760mm$$

La pression de 1 atm correspond donc à 760 mm Hg.

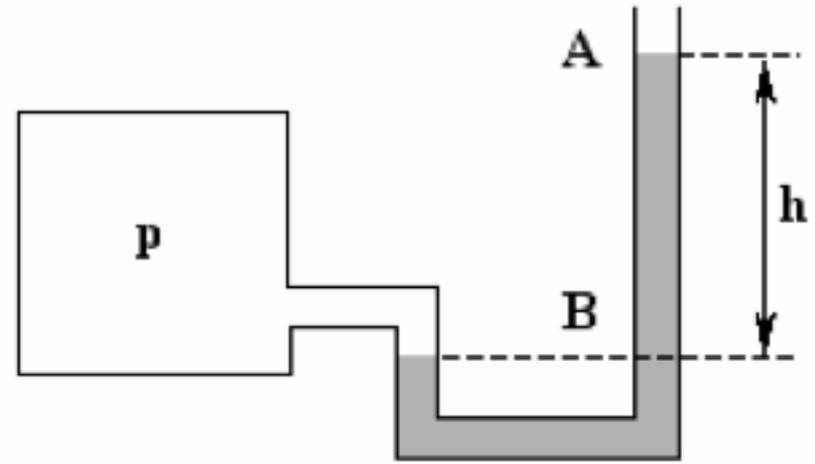
- **Remarque 1** : On utilise souvent en médecine le **Torr** qui correspond à 1mm Hg.
- **Remarque 2** : Si on remplaçait la colonne de mercure par une colonne d'eau (masse volumique $\rho_{H_2O} = 1000 \text{ kg/m}^3$), celle-ci aurait une hauteur

$$h = \frac{1.013 \times 10^5}{1000 \times 9.81} \approx 10m$$



Le manomètre à liquide

Tube en U contenant un liquide de masse volumique ρ connue (eau, huile, ou mercure pour pressions élevées) Mesure de la pression p d'un gaz ou d'un autre liquide (non miscible avec celui du tube).



L'ouverture A du tube est à la pression p_{atm} , l'autre à la pression p . Il s'agit d'exprimer p en fonction de h :

A l'intérieur du liquide, le point B est à la pression p .

$$p_B - p_A = \rho g h \Rightarrow p = p_{atm} + \rho g h$$

La grandeur $\rho g h$ s'appelle la pression manométrique ou pression de jauge

APPLICATIONS: Mesure de la pression des pneus; Mesure de la tension artérielle