

Le programme de Sciences physiques comprend entre autre dans sa partie **PHYSIQUE**, 3 parties de **MECANIQUE DES FLUIDES** qui seront traitées en 1^{ère} année :

- **STATIQUE DES FLUIDES** (10 % - 19 H -)
- **DYNAMIQUE DES FLUIDES PARFAITS INCOMPRESSIBLES** (14 % - 27 H -)
- **DYNAMIQUE DES FLUIDES VISQUEUX INCOMPRESSIBLES** (12 % - 23 H -)

Les ouvrages utilisés pour le cours qui suit sont essentiellement :

- « **MECANIQUE DES FLUIDES** » de **Régis JOULIE** coll. **ELLIPSES**
bien adapté au technicien supérieur, va un peu haut parfois....
- « **MECANIQUE DES FLUIDES APPLIQUEE** » de **Jean-Paul BEAUDRY** et **Jean-Claude Rolland** coll. **BERGER**
de contenu facilement accessible et digeste, bien !

et d'autres, où il fait bon piocher :

- « **MECANIQUE DES FLUIDES** » coll. **H-PREPA (HACHETTE)**
trop mathématique pour une première approche, mais des exemples intéressants !
- « **HYDRODYNAMIQUE PHYSIQUE** » d'**Etienne Guyon, Jean-Pierre Hulin et Luc Petit** coll. **Editions du CNRS**
d'un très haut niveau !!

Puisque la mécanique des fluides va nous occuper une bonne partie de l'année, il est bon de savoir ce qu'on entend au juste par « fluide » et quelles sont leurs caractéristiques essentielles. Certaines de ces propriétés interviennent dans le cours de THERMODYNAMIQUE, et y seront développées. Mais on ne saurait séparer les deux domaines. L'objet de ce premier chapitre est d'introduire les notions indispensables par la suite.

MECA-FLU I : NOTIONS GENERALES

I LES ETATS DE LA MATIERE

Les trois états de la matière que nous rencontrons habituellement sont les états **solide**, **liquide** et **gazeux** (nous ne parlons pas ici des plasmas, et des cristaux liquides...).

C'est au niveau atomique qu'il faut chercher la différence de comportement entre eux, plus précisément sur les liaisons interatomiques.

De façon général, les atomes (ou molécules) d'un corps à une certaine température possèdent une agitation thermique (plus ou moins forte pour une température plus ou moins élevée).

Cette agitation a pour effet d'éloigner ces atomes les uns des autres :

- dans l'état solide, l'effet d'agitation thermique est négligeable parce que les atomes, du fait de liaisons rigides entre eux, vibrent dans leur ensemble (c'est la totalité du cristal qui absorbe cette énergie). Le solide possède un ordre à longue distance, c'est à dire que chaque atome est lié rigidement à ses plus proches voisins, mais aussi avec ceux plus éloignés, et ceux encore plus éloignés ...etc....
- dans l'état gazeux par contre, les atomes n'ont quasiment aucune interaction les uns avec les autres, et l'agitation thermique introduit un désordre total (un atome subit de la part des autres atomes du gaz, dans les conditions usuelles, un nombre de chocs de l'ordre du

milliard par seconde !). Le gaz ne possède absolument aucun ordre, chaque atome est totalement indépendant vis à vis des autres

- dans l'état liquide, la situation est plus délicate à décrire, ce n'est ni un désordre total, ni un ordre absolu. Chaque atome garde ses plus proches voisins, mais bouge par rapport aux autres. Il en résulte un ordre à courte portée.

L'expérience courante confirme bien qu'il est très facile de modifier la forme d'un gaz ou d'un liquide (forces interatomiques très faibles et faibles), mais, généralement, pour un solide l'effort à fournir est beaucoup plus important (forces interatomiques fortes).

La branche de la Physique qui étudie les solides est la « physique du solide », et les états liquide et gazeux sont étudiés par la « Physique des milieux condensés ».

II RAPPELS SUR L'ETAT GAZEUX

1) L'équation des gaz parfaits

On nomme Gaz Parfait (GP), un gaz pour lequel les atomes (ou molécules) sont considérés comme ponctuels et sans interaction entre eux (on est donc dans le cadre d'un désordre « parfait »).

L'état d'une mole d'un tel gaz est décrit par les **TROIS** paramètres pression (p), volume (V) et température (T) :

$$p.V = R.T$$

Dans cette équation, « R » est la constante des gaz parfaits, et sa valeur est :

$$R = 8,3144 \text{ J.mol}^{-1}.K^{-1}$$

Autrement dit, pour une mole de gaz, si deux paramètres sont fixés, la valeur du troisième est forcément **imposée**.

La forme plus connue, pour « n » moles de ce gaz est :

$$p.V = n.R.T$$

(RAPPEL : l'unité légale de la température en physique est le kelvin, tandis que l'unité usuelle est – en France – le degré celsius :

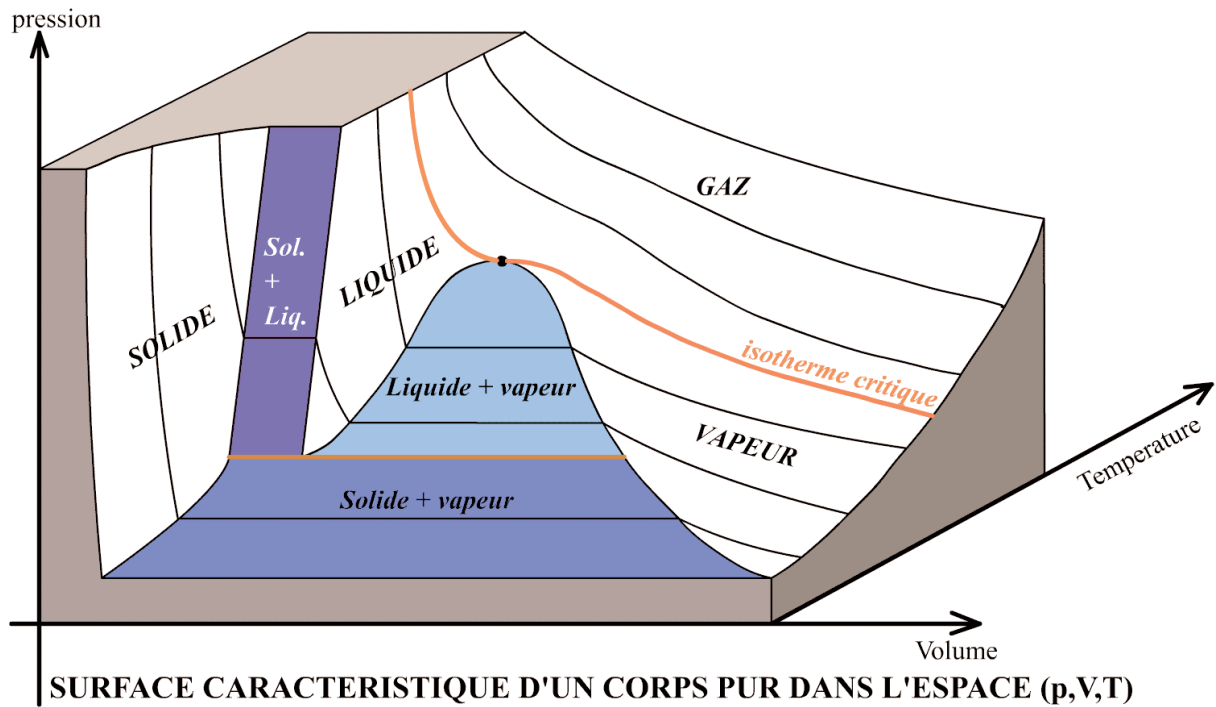
$$T \text{ (en K)} = \theta \text{ (en } ^\circ\text{C)} + 273,16 \text{)}$$

Et dans la réalité ? Les gaz réels ont un comportement d'autant plus proche de celui des gaz parfaits qu'ils sont sous une pression suffisamment basse. Dans la plupart des cas, l'équation ci-dessus est suffisante. Pour les pressions élevées, on a recourt à d'autres équations (celle de Van der Waals par exemple, cf. les exercices) qui tiennent compte du fait que les atomes ont toujours une légère interaction entre eux, et occupent toujours une petite région d'espace.

2) Un premier exemple de diagramme : le diagramme de Clapeyron

Nous venons de voir que l'état d'un gaz (et d'un fluide de façon générale) fait intervenir trois variables (p, V, et T) et qu'il est par conséquent difficile d'en faire une représentation simple (nos courbes sur le « papier » ne peuvent prendre en compte que deux variables, la troisième étant fixée.....).

L'état d'un corps pur en règle générale dépend de ces trois variables p, V et T, et de plus il peut se présenter sous la forme solide liquide ou gazeuse (parfois 2 formes ou 3 à la fois...) :

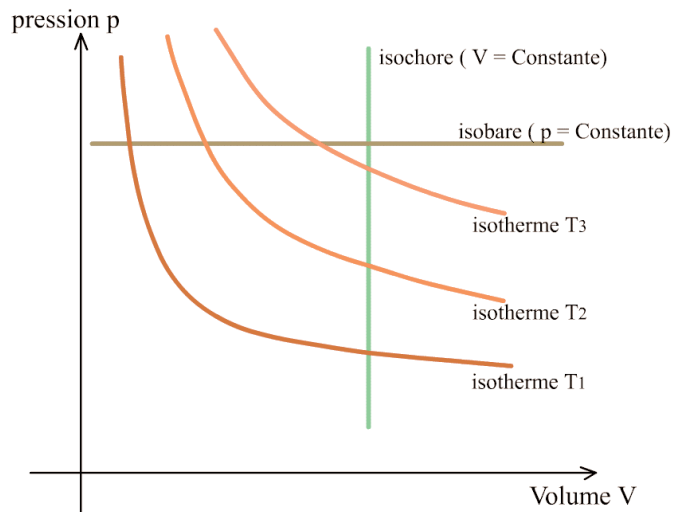


La lecture et l'exploitation d'une telle courbe n'est pas facile. Aussi, selon la situation, on utilise un type de diagramme plutôt qu'un autre (par commodité, ou par « tradition »).

Le premier diagramme que nous allons utiliser est le diagramme de Clapeyron :

Ce diagramme représente

pression = f (Volume) à une Température donnée



Dans ce diagramme, on distingue trois types d'évolution :

- les évolutions à température constantes : les **isothermes**
- les évolutions à pression constante : les **isobares**
- les évolutions à volume constant : les **isochores**

Du fait du choix des variables, les isochores et les isobares sont facilement identifiables

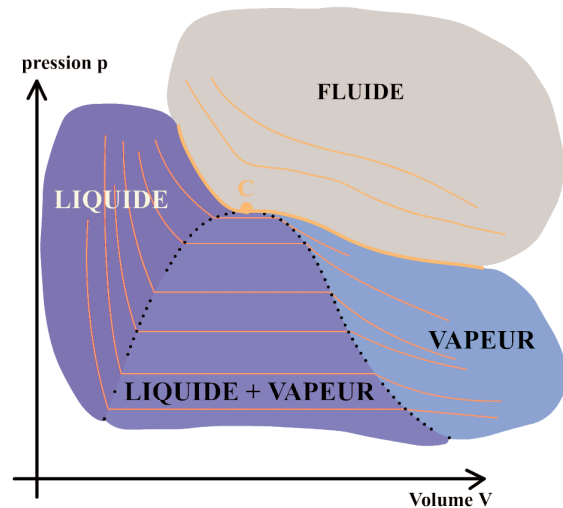
Insistons sur le fait que ce n'est qu'un diagramme particulier (le diagramme $T = f(p)$ par exemple, est aussi envisageable)

3) Distinction entre gaz et vapeur

Du point de vue physique, rien ne distingue un gaz d'une vapeur : tous deux sont dans le même état (état gazeux). La différence porte essentiellement sur la possibilité de liquéfier ces fluides par simple compression, par exemple dans un cylindre muni d'un piston parfaitement

étanche, placé dans une enceinte thermostatée (c-à-d que la température de l'ensemble « cylindre + piston + contenu du cylindre » reste CONSTATE) :

LA VAPEUR EST LIQUEFIABLE PAR COMPRESSION ISOTHERME



Quelques constantes caractéristiques du point critique :

Composé	Masse molaire g/mol	Température critique(°C)	Pression critique (bar)	Volume molaire critique (cm^3/mol)
CO_2	44	31,10	73,8	95,6
H_2	2	-239,91	12,9	64,5
H_2O	18	374,15	221,3	55,7
O_2	32	-118,80	50,4	74,4

4) Ebullition – Cavitation

Nous avons vu ci-dessus que si à température constante, on abaisse la pression totale à la surface d'un liquide jusqu'à sa valeur de pression de vapeur saturante, il se forme en son sein des bulles de vapeur (il bout...).

Par exemple, on peut faire bouillir de l'eau à 60 °C à condition de la soumettre à une pression absolue de 0,2 bar.

Ce phénomène peut devenir très gênant dans une installation ou une machine hydraulique. En effet, il peut arriver qu'en certains points, le liquide soit soumis à une pression absolue inférieure à sa pression de vapeur saturante. Le liquide entre alors localement en ébullition, et les bulles de vapeur formées provoquent de véritables explosions, tandis qu'après cette zone la condensation fait imploser ces bulles (*le volume de la bulle formée est de l'ordre de 1000 fois plus élevé que le volume de la goutte qui en est responsable, d'où une très forte dilatation locale assimilable à une explosion !!*). Ce phénomène appelé **CAVITATION** est nuisible aux installations. Il faudra en tenir compte lors du choix des appareils hydrauliques.

III CARACTERISTIQUES « MECANIKES » DES FLUIDES

Nous avons déjà abordé quelques unes de ces notions en classe de Tale P.L.P.I.

Rappelons les grandes lignes de la description d'un fluide en « MECANIQUE DES FLUIDES » :

- le fluide est un milieu continu (pas d'étude au niveau des atomes en mécanique des fluides)
- le fluide peut subir des déformations sous l'action de forces très faibles (on le décompose en « cellules de fluide » afin de pouvoir rendre compte de son comportement global)
- dans la description lagrangienne, on s'intéresse aux trajectoires de ces particules de fluide

- dans la description eulérienne(souvent plus commode) on s'intéresse aux lignes d'écoulement(champ des vitesses).

**NE PAS OUBLIER QUE DANS LA DESCRIPTION EULERIENNE,
LES VITESSES SONT « ATTACHEES » AUX POINTS D'ECOULEMENT
ET NON AUX CELLULES DE FLUIDE**

1) Classement des grandeurs caractéristiques

Nous aurons besoin par la suite de tous un « tas » de grandeurs utiles pour la description des fluides. Ces grandeurs pourront être liées :

- à la nature du fluide comme la masse volumique, la viscosité...
- à l'état du fluide comme la température, la pression...
- à la quantité de fluide comme la masse, le volume...
- au comportement du fluide comme la vitesse, les forces de frottement...
- aux énergies véhiculées par le fluide comme l'énergie cinétique, l'énergie potentielle...

....

Ces distinctions n'ont pas beaucoup d'intérêt, c'est le problème à résoudre qui conditionnera le choix de telle ou telle variable. Par contre, une distinction importante peut être faite sur toutes ces variables, une distinction qui sert à construire une solution « physique » à bon nombres de problèmes.

Certaines grandeurs voient leur valeur augmenter avec la taille du système, tandis que d'autres au contraire ne changent pas. Les premières sont nommées **grandeurs EXTENSIVES (ou additives)**, et les secondes des **grandeurs INTENSIVES**.

Pour savoir si une grandeur est extensive ou intensive, il suffit de rassembler par la pensée, deux systèmes identiques (les conditions extérieures restant identiques) : si la grandeur voit sa valeur multipliée par deux, alors elle est extensive tandis que si elle n'est pas modifiée, alors elle est intensive.

Ainsi, prenons un volume d'eau, à une température T, sous une pression p, de masse m (masse volumique ρ) occupant un volume V. La réunion (par la pensée) de deux de ces volumes d'eau montre que p, T et ρ sont intensives, alors que V et m sont extensives.

On remarque immédiatement :

- qu'une égalité entre une grandeur intensive et une grandeur extensive est IMPOSSIBLE
- qu'un quotient de deux grandeurs extensives donne une quantité intensive (ex. ρ)
- qu'une condition d'équilibre entre deux systèmes implique nécessairement l'égalité de toutes leurs grandeurs intensives entre elles (même T, même p....)

La distinction entre ces deux types de variables est très fructueuse (cf. cours de thermodynamique)

Nous allons passer en revue quelques unes des grandeurs intensives souvent utilisées en mécanique des fluides.

2) La masse volumique

a- Définition

Nous l'avons déjà utilisée dans les exercices, c'est le rapport entre une masse « m » de matière homogène et le volume V occupé par cette masse:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{en } \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

On utilise parfois son inverse appelé « volume massique » $\frac{V}{m}$ en $\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$.

b- Exemples

Quelques liquides à 20°C sous 1013 mbars

Benzène	eau	éthanol	glycérine	Huile d'olive	mercure
880 kg.m ⁻³	998 kg.m ⁻³	791 kg.m ⁻³	1260 kg.m ⁻³	918 kg.m ⁻³	13546 kg.m ⁻³

Quelques gaz à 20°C sous 1013 mbars

Air sec	Dioxyde de carbone	hydrogène	méthane
1,205 kg.m ⁻³	1,84 kg.m ⁻³	0,085 kg.m ⁻³	0,717 kg.m ⁻³

On constate que les masses volumiques des liquides sont de l'ordre de 1000 fois plus élevées que celles des gaz (les liquides sont sous une forme plus « condensée » que les gaz !)

c- Facteurs influençant la masse volumique

Comme les corps se dilatent (en général) avec la température la masse volumique est forcément modifiée (puisque la masse, elle, ne varie pas). La température modifie donc la masse volumique.

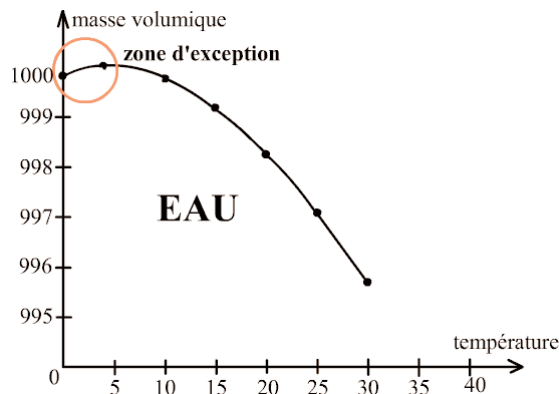
CAS DU G.P. : dans ce cas, l'équation d'état des G.P. permet de donner l'équation d'évolution de la masse volumique avec la température.

$$p.V = n.R.T = \frac{m}{M}.R.T \text{ (avec M masse molaire) d'où : } \rho = \frac{m}{V} = \frac{M.p}{R.T}$$

on peut donc, si on connaît la valeur de la masse volumique ρ_0 pour un couple de valeurs (T_0, p_0) calculer la valeur de ρ pour un nouveau couple (T, p) :

$$\rho = \rho_0 \cdot \frac{p}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T}$$

REMARQUE : soulignons l'exception que constitue l'eau entre 0°C et 4°C :



Rappelons encore que la masse volumique de la glace (eau solide) est plus faible que celle de l'eau liquide. Autrement dit, c'est l'un des rares cas où un corps se contracte par chauffage.

d- Densité

C'est le rapport entre la masse d'un certain volume du corps et la masse du même volume d'un corps de référence :

$$d = \frac{m}{m_0} = \frac{\frac{m}{V}}{\frac{m_0}{V}} = \frac{\rho}{\rho_0}$$

- la densité d'un liquide est souvent donnée par rapport à l'eau prise à 4°C sous 1013 mbars
- la densité d'un gaz est souvent donnée par rapport à l'air pris dans les mêmes conditions de température et pression que le gaz étudié

Pour des G.P. l'équation d'état donne :

$$d = \frac{m(\text{gaz})}{m(\text{air})} = \frac{M_{\text{molaire}}(\text{gaz})}{M_{\text{molaire}}(\text{air})}$$

La masse molaire de l'air étant voisine de 29 g/mol, on en déduit le résultat utile :

$$M(\text{gaz}) = 29.d$$

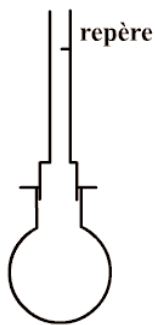
e- mesures de ρ et d

• pour les liquides

la méthode du flacon : on utilise un flacon à col effilé, appelé pycnomètre constitué d'un ballon de verre et de son bouchon de forme particulière.

On maintient le flacon à la température voulue, on le remplit du liquide étudié jusqu'au repère et on le pèse, on recommence avec de l'eau (ou le liquide choisi pour référence).

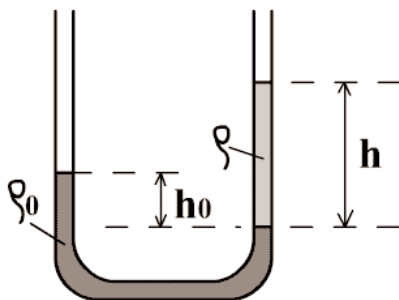
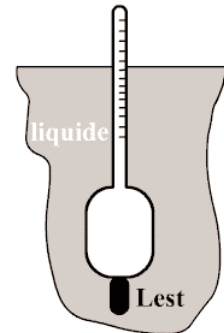
Le rapport des masses obtenues donne le rapport des masses volumiques. Celle de l'eau se trouvant dans des tables, on en déduit celle cherchée...



Les deux pesées étant faites à même température, la dilatation du flacon n'intervient pas dans le résultat.

$$\rho = \rho_{\text{eau}} \cdot \frac{m_{\text{pesée_liquide}}}{m_{\text{pesée_eau}}}$$

La méthode du densimètre (ou aréomètre) : un tube en verre, lesté dans sa partie inférieure est placé dans le liquide étudié ; généralement il flotte (sinon, on choisit un autre aréomètre) laissant dépasser hors du liquide une partie de sa tige cylindrique. Plus la longueur émergente est importante, plus la masse volumique est élevée. Il suffit d'étalonner et de graduer la tige à partir de liquides connus. Ces appareils sont très précis.



La méthode du tube en U : (cf chap. Statique des fluides)

On verse les deux liquides dans un tube en U et on a

$$\rho = \rho_0 \cdot \frac{h_0}{h}$$

• pour les gaz

il faut mesurer la température et la pression d'un volume connu du gaz étudié, et appliquer l'équation d'état (pour les G.P., pas de problème, pour les gaz réels, il faudra appliquer des termes correctifs)

f- Une première distinction dans les fluides

Lorsque le fluide garde une masse volumique constante, on dit que le fluide est **incompressible**. Dans le cas contraire, on parle de fluide **compressible**.

Les liquides peuvent être considérés, dans une large mesure, comme incompressibles. Ce n'est pas le cas pour les gaz.

Par contre, pour certains types d'écoulement, les gaz peuvent avoir un comportement de fluide incompressible. C'est le cas lorsque le gaz s'écoule avec une vitesse inférieure à 0,3 fois la vitesse du son (météorologie...).

$$\rho = C^{te} \text{ pour un fluide incompressible}$$

3) Coefficients de dilatation et de compressibilité

L'état d'un fluide est caractérisé par la valeur des trois variables p, T et V dans cet état. On a souvent besoin de savoir comment varie une variable en fonction d'une autre lorsque la troisième garde une valeur fixe.

Ainsi six fonctions sont possibles : $V=f(T)$; $V=f(p)$; $p=f(T)$; $p=f(V)$; $T=f(V)$; $T=f(p)$

Mais trois sont inutiles.....On utilise par commodité :

- $V = f(p)$ à $T = C^{te}$ c'est le **coefficient de compressibilité isotherme**
- $V = f(T)$ à $p = C^{te}$ c'est le **coefficient de dilatation isobare**
- $P = f(T)$ à $V = C^{te}$ c'est le **coefficient de compressibilité isochore**

a- coefficient de compressibilité isotherme

- définition :

la température T reste constante, on fait subir à un volume V une « petite » variation de pression dp et on mesure la « petite » variation dV engendrée. Mais, ce faisant, la quantité dV est dépendante du volume V de départ. Pour s'en affranchir, c'est la variation relative $\frac{dV}{V}$ qui

est retenue (car seule à avoir un intérêt !). Ainsi,

$$\frac{dV}{V} = -\chi \cdot dp \text{ à } T = C^{te} \text{ (le signe « moins » est justifié car si p augmente, alors V diminue)}$$

$$\text{soit } \chi = \frac{-1}{V} \cdot \frac{dV}{dp} \text{ à } T = C^{te} \quad \text{coefficient de compressibilité isotherme}$$

Il reste juste une dernière précaution à prendre. La dérivée de V par rapport à p ne peut pas être la « dérivée totale » puisque nous nous sommes imposé une température constante, or p est aussi fonction de la température.....C'est la dérivée partielle qui doit être utilisée (cf. cours de maths). Finalement :

$$\chi = \frac{-1}{V} \cdot \left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_T$$

Pour dire les choses plus simplement, $\left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_T$ représente la pente de l'isotherme T au point

(V,p) considéré.

- utilisation de la masse volumique :

la masse de fluide emprisonnée dans le volume V est : $m = \rho \cdot V = C^{te}$ qui donne par

$$\text{différenciation : } \rho \cdot dV + V \cdot d\rho = 0 \text{ soit : } \frac{dV}{V} = -\frac{d\rho}{\rho}, \text{ d'où}$$

$$\chi = \frac{-1}{V} \cdot \left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_T = \frac{1}{\rho} \cdot \left(\frac{\partial \rho}{\partial p} \right)_T$$

- unité :

le coefficient χ s'exprime en Pa^{-1}

- pour les liquides :

les liquides sont très peu compressibles, ce qui se traduit par des valeurs très faibles de χ .

	Eau à 0°C	Eau à 20°C	Eau à 100°C	Benzène à 20°C	Benzène à 80°C
χ (m ² /N)	$5,04.10^{-10}$	$4,58.10^{-10}$	$4,80.10^{-10}$	$0,94.10^{-10}$	$1,54.10^{-10}$

Pour les liquides, χ dépend de la température, mais est dans une très large mesure indépendant de la pression.

- pour les G.P.

la différentiation de l'équation des G.P. donne : $p.V = C^{te}$ (puisque $T = C^{te}$ ainsi que n)

$$\Rightarrow p.dV + V.dp = 0 \text{ d'où on tire : } \frac{dV}{dp} = \frac{-V}{p}, \text{ soit}$$

$$\chi = \frac{-1}{V} \cdot \frac{-V}{p} = \frac{1}{p} \text{ c'est à dire que } \chi \text{ est l'inverse de la pression}$$

- pour les gaz réels (cf. cours de THERMO.)

b- coefficient de dilatation isobare

- définition :

cette fois, la pression est fixée, et on mesure la petite variation de volume dV engendrée par une petite variation de température dT , puis on exprime le résultat en variation relative de volume :

$$\frac{dV}{V} = \alpha.dT \text{ à } p=C^{te} \text{ soit :}$$

$$\alpha = \frac{1}{V} \cdot \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p$$

coefficient de dilatation isobare

- unité :

la formule donne comme unité le K^{-1}

- pour les liquides :

ce coefficient est toujours relativement faible, mais dépend de la température. En général, il augmente lorsque T augmente (exception notable de l'eau ! !). On emploie alors une relation approchée :

$$\frac{\Delta V}{V} = \alpha_{moyen} \cdot \Delta T \text{ formule qui devient lorsque à un volume } V_i \text{ correspond une température } T_i$$

$$V_1 = V_0 \cdot [(1 + \alpha_{01} \cdot (T_1 - T_0))]$$

avec α_{01} coefficient de dilatation moyen entre T_1 et T_2

- pour les G.P. :

à pression constante, l'équation du G.P. donne : $\frac{V}{T} = C^{te}$ qui différenciée donne

$$\frac{T.dV - V.dT}{T^2} = 0 \Rightarrow \frac{\partial V}{\partial T} = \frac{V}{T} \Rightarrow \alpha = \frac{1}{T}$$

- pour les gaz réels (cf. cours de THERMO.)

c- coefficient de compressibilité isochore

- définition :

pour un volume constant, une variation infinitésimale de température dT entraîne une variation relative infinitésimale de pression $\frac{dp}{p}$ telle que

$$\frac{dp}{p} = \beta \cdot dT \text{ qui amène à : } \beta = \frac{1}{p} \cdot \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_V \quad \text{coefficient de compressibilité isochore}$$

- unité :

il s'exprime comme α en K^{-1}

- pour les liquides :

c'est une constante qui ne présente pas d'intérêt.....

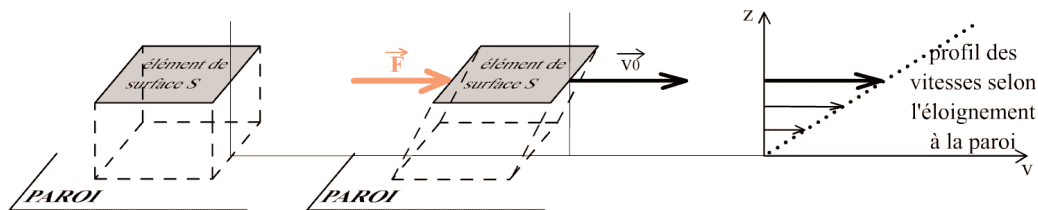
- pour les G.P. :

on montre aisément que : $\beta = \frac{1}{T} = \alpha$

- pour les gaz réels (cf. cours de THERMO.)

4) La viscosité

Soit un film de fluide placé entre une paroi et une plaque mobile d'aire « S ». On applique une force \vec{F} sur la plaque mobile, celle-ci a alors une vitesse \vec{v}_0 :



On constate expérimentalement plusieurs choses :

- la vitesse du fluide au contact de la paroi est nulle
- si la vitesse \vec{v}_0 a une valeur suffisamment faible, le fluide se déplace en couches minces parallèles aux plaques, celles-ci ne se mélangeant pas (on parle de régime laminaire)
- la variation de vitesse est linéairement décroissante depuis la plaque mobile

A partir de ces observations, on construit le modèle suivant :

Le module de la force est proportionnelle à la surface de la plaque mobile, proportionnelle à la

variation de vitesse avec l'éloignement $\|\vec{F}\| = F \propto S \cdot \frac{dv}{dz}$

(le rapport $\tau = \frac{F}{S}$ s'appelle la contrainte tangentielle de cisaillement)

a- définitions

le coefficient de proportionnalité est appelé **viscosité dynamique du fluide** : $\mu = \frac{\|\vec{F}\|}{S} \cdot \frac{dz}{dv}$

On emploie aussi la **viscosité cinématique** : $\nu = \frac{\mu}{\rho}$

b- unités

- la contrainte tangentielle de cisaillement s'exprime en Pa
- la viscosité dynamique s'exprime en Pa.s
- la viscosité cinématique s'exprime en m^2/s

Quelques valeurs pour les liquides à 20°C et sous 1 bar:

	benzène	eau	éthanol	glycérine	Huile d'olive	mercure	miel
μ (10^{-3} Pa.s)	0,652	1,005	1,20	1490	84	1,554	6000
ν (10^{-6} m ² /s)	0,741	1,007	1,51	1182	91,5	0,1147	4280

Quelques valeurs pour les gaz à 20°C et sous 1 bar:

	air	azote	Dioxyde de carbone	hydrogène
μ (10^{-6} Pa.s)	18,5	17,5	14,8	8,9
ν (10^{-6} m ² /s)	15,6	15,2	8,04	105

c- origine de la viscosité

la viscosité est un paramètre EXCLUSIVEMENT MACROSCOPIQUE, il n'y a absolument aucune force de frottement au niveau atomique. Alors quelle est son origine ?

Au niveau ATOMIQUE, Il y a d'une part l'existence de forces électrostatiques (forces de Van der Waals) et d'autre part les chocs résultant de l'agitation moléculaire. La combinaison de ces effets atomiques se manifeste au niveau macroscopique par la viscosité.

d- facteurs influençant la viscosité

• influence de la température :

la viscosité est très sensible à la température. Quand il y a élévation de température la viscosité diminue pour les liquides, et augmente pour les gaz.

Il existe des relations empiriques qui tentent de modéliser cette influence.

• influence de la pression :

la viscosité ne varie quasiment pas avec la pression. Cette influence peut être négligée pour les liquides en-dessous de 40 bars, et en-dessous de 20 bars pour les gaz.

e- Mesure de la viscosité

Il existe de nombreux dispositifs possibles. Citons les plus utilisés.

viscosimètre de Poiseuille

il utilise la loi de Poiseuille. On fait passer le liquide à étudier dans un tube capillaire parfaitement calibré (rayon compris entre 0,01 mm et 0,5 mm), et on mesure le débit en chronométrant le temps nécessaire à l'écoulement d'un certain volume.

- avec un liquide de référence (eau à une température précise par ex.) :

$$Q_{v0} = \frac{\text{volume}}{t_0} = \frac{\pi \cdot r^4}{8 \cdot \eta \cdot L} \Delta p_0 \quad \text{où} \quad \Delta p_0 = k \cdot \rho_0$$

- avec le liquide à étudier :

$$Q_v = \frac{\text{volume}}{t} = \frac{\pi \cdot r^4}{8 \cdot \eta \cdot L} \Delta p \quad \text{où} \quad \Delta p = k \cdot \rho$$

le rapport des deux débits donne l'équation : $\eta = \eta_0 \cdot \frac{\rho}{\rho_0} \cdot \frac{t}{t_0}$

La mesure est **relative** à la connaissance d'une viscosité pour un liquide (eau par ex.)

viscosimètre à chute de bille (ou viscosimètre d'Hoepler)

on laisse tomber une bille sphérique dans un tube renfermant le liquide à étudier. Si la bille est convenablement choisie (bon rayon R, bonne masse volumique ρ_{bille} ...) alors, la vitesse « V » de chute entre deux repères devient rapidement constante du fait des forces de viscosité. Dans ces conditions on montre que (loi de Stokes) :

$$\eta = \frac{2 \cdot R^2}{9 \cdot V} \cdot g \cdot (\rho_{bille} - \rho_{liquide})$$

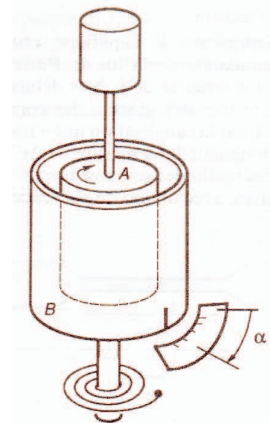
Par chronométrage on mesure aisément la vitesse V (qui doit impérativement être constante entre les deux repères distant de L !) : $V = \frac{L}{t}$

La mesure est ici absolue

viscosimètre rotatif

ces viscosimètres peuvent avoir des conceptions différentes, mais il repose sur le même principe : on fait tourner le rotor (très fin) d'un moteur dans une couche du liquide à étudier, et on mesure le couple de freinage exercé par ce liquide.....

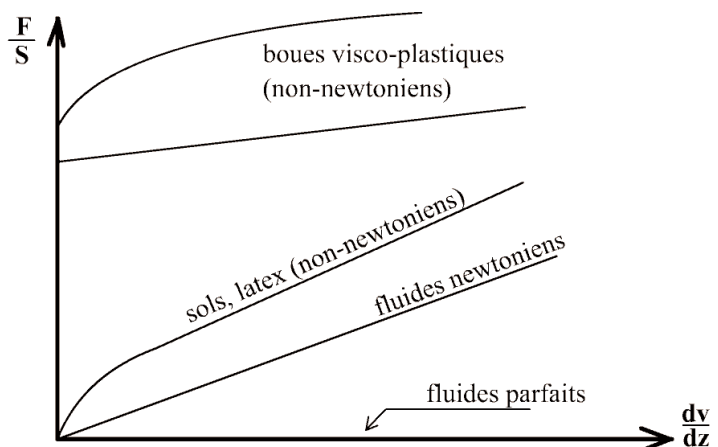
Le moteur entraîne le cylindre A . Entre le cylindre et le vase B, on a placé le liquide à étudier. Les forces de viscosité provoquent une rotation du vase. Le ressort de torsion permet de mesurer le couple ainsi transmis au vase.....



f- une nouvelle distinction pour les fluides

La viscosité permet à nouveau d'introduire différents types de fluides.

- **les fluides parfaits**
ce sont les fluides qui ont une viscosité nulle
- **les fluides newtoniens**
ce sont les fluides dont la viscosité répond à la définition ci-dessus. Il s'agit des gaz et des liquides purs comme l'eau, les alcools et la glycérine



- **les fluides non-newtoniens**
ces fluides ont une viscosité très complexe, qui ne répond pas à la relation de linéarité ci-dessus. Ce sont les argiles, les latex, les boues....

IV LA TENSION SUPERFICIELLE

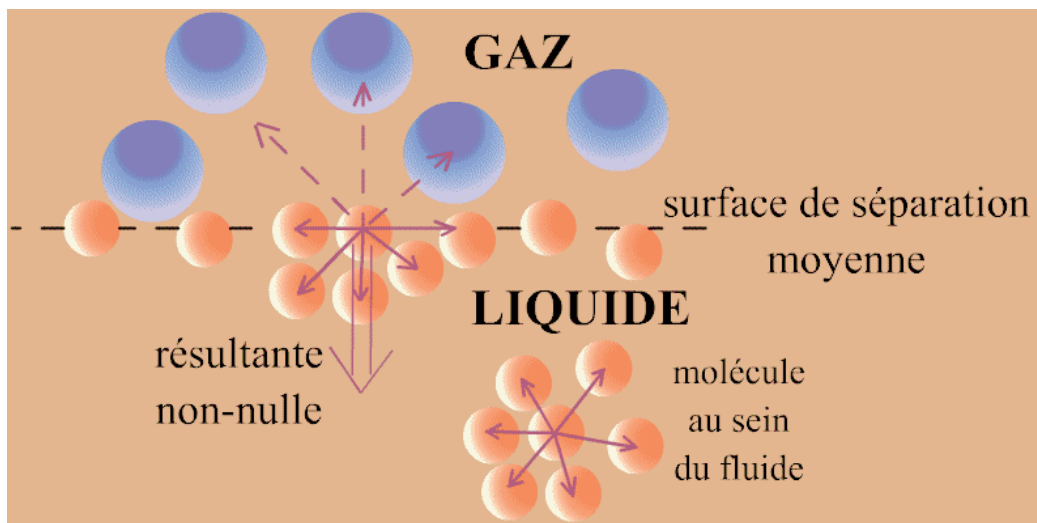
Dans le domaine de l'hydrodynamique, les forces évoquées dans ce paragraphe, sont la plupart du temps négligeables. Mais elles peuvent se manifester dans les systèmes de petites tailles (donc dans les capteurs...).

1) Mise en évidence

Nous pouvons citer l'expérience qui consiste à faire flotter une aiguille en acier (celles qui servent à repriser...) en la posant délicatement à la surface de l'eau, les insectes qu'on peut voir sur les bords de l'eau, capables de se déplacer à la surface de l'eau, ou encore les ménisques observés dans les verreries de laboratoire (burettes, pipettes...).

Origine microscopique :

L'origine des forces de tension superficielle est à chercher dans les interactions électrostatiques qui existent entre les atomes (ou molécules, ou ions...). Alors qu'au sein du



liquide, l'ensemble des forces qui s'exercent sur une molécule est globalement nulle (les forces dues à la douzaine de molécules identiques qui l'entourent s'annulent par symétrie), il n'en va plus de même pour une molécule de l'interface LIQUIDE-GAZ. En effet, du fait de l'agitation moléculaire toujours plus importante pour un gaz, les forces ne se compensent plus par symétrie, mais il subsiste au contraire une résultante non nulle, dirigée vers l'intérieur du liquide.

L'existence de cette résultante explique que tout liquide tend spontanément à diminuer sa surface (ou encore à prendre la surface minimale) → formation de gouttes ou de bulles...

2) Définition

Quand on gonfle un ballon de baudruche, on étire sa surface en lui fournissant un travail qui augmente son énergie potentielle élastique.

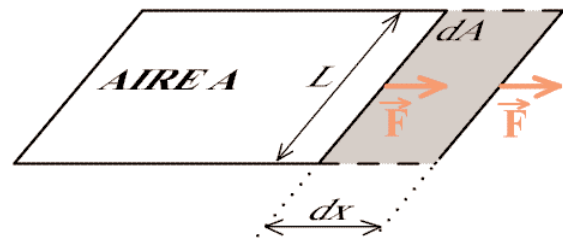
De la même façon, les molécules superficielles possèdent une énergie potentielle (elles compriment les autres molécules du milieu).

Pour accroître la surface, il faut donc apporter une certaine énergie, et l'expérience montre qu'il y a proportionnalité entre le travail à apporter dW et l'augmentation de l'aire dA . Le coefficient de proportionnalité est appelé : **tension superficielle**

$$dW = \sigma \cdot dA$$

Ce travail est celui d'une force \vec{F} répartie sur une longueur L et agissant sur un trajet dx :

$$dW = F \cdot dx$$



d'où :

$F = \sigma \cdot L$ pour déformer de $+dA$ la surface, ce qui signifie que le liquide développe une force opposée : $\vec{F}_{\text{liquide}} = -\vec{F}$ telle que $\|\vec{F}_{\text{liquide}}\| = \|\vec{F}\| = \sigma \cdot L$

3) Unité

La relation ci-dessus nous donne pour unité de la tension superficielle :

$$\sigma \text{ en N/m}$$

(soit encore en kg/s^2)

Quelques valeurs sous 1 bar :

	Air-eau	Air-eau	Air-eau	Air-mercure	Eau-mercure	Air-ethanol
θ (en °C)	0	20	40	20	20	20
σ (en N/m)	0,0756	0,0724	0,0697	0,475	0,375	0,023

La tension superficielle dépend d'une part de la nature des liquides en contact, d'autre part de la température.

En pratique, σ varie peu en fonction de la nature du gaz qui surmonte le liquide.

4) Formule de Laplace

- *pour une BULLE (d'eau savonneuse par exemple) :*

le travail des forces extérieures est compensé par le travail des forces intérieures, or :

→ travail des forces de pression : $dW_{ext} = -F_{ext}.dR + F_{int}.dR = -(p_{EXT} - p_{INT}).4.\pi.R^2.dR$

→ travail des forces de tension superficielle : $dW_{INT} = -\sigma.dA$

or, il y a **DEUX** couches superficielles de surface $4.\pi.R^2$, soit $dA = 2.8\pi.R.dR = 16\pi R.dR$

Finalement : à l'équilibre $dW_{ext} + dW_{INT} = 0$ qui donne

$$\Delta p = p_{int} - p_{EXT} = \frac{4\sigma}{R}$$

- *pour une goutte de liquide :*

le calcul est exactement le même, mais il n'y a qu'UNE couche superficielle, d'où le résultat

$$\Delta p = p_{int} - p_{EXT} = \frac{2\sigma}{R}$$

5) Ascension capillaire. Loi de Jurin

La forme du ménisque est pratiquement celle d'une calotte sphérique (rayon « R »), le tube capillaire a lui un rayon « r ».

Ces deux rayons sont liés par la relation :

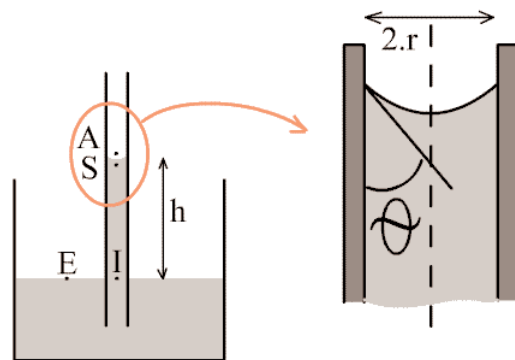
$$R = \frac{r}{\cos\theta} \text{ avec } \theta \text{ angle de mouillage}$$

de plus, entre les points E, I, A et S on peut écrire :

$$p_E - p_S = \rho.g.h$$

$$p_E = p_I$$

$$p_A - p_S = \frac{2.\sigma}{R} \text{ (d'après la loi de Laplace) au final : } h = \frac{2.\sigma.\cos\theta}{\rho.g.r} \text{ loi de JURIN}$$

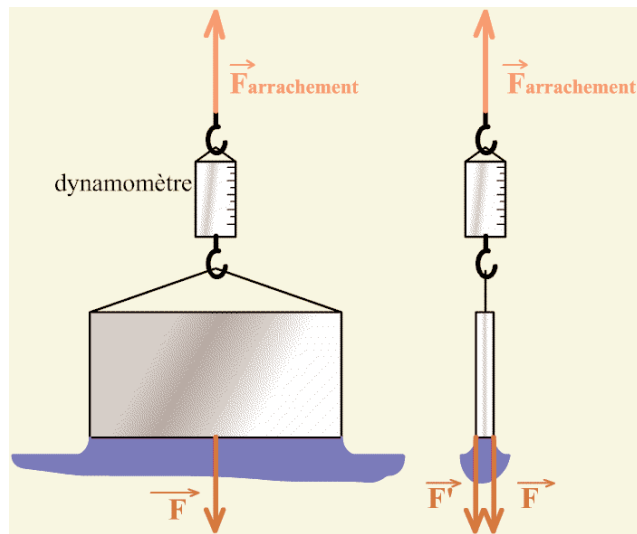


6) Mesure de la tension superficielle

Nous citons deux méthodes ici.

a- méthode par arrachement de Lecomte de Noüy :

on mesure directement, grâce à un dynamomètre la force nécessaire à l'arrachement d'un solide de forme simple (un cylindre creux, ou une plaque comme sur la figure ci-dessous...) plongé dans le liquide dont on veut mesurer la tension superficielle



La plaque (parfaitement propre) de masse « m » et de longueur « L » est soumise :

- de la part du dynamomètre, à \vec{F}_{arr}
- de la part du liquide, à : \vec{F} sur une face et \vec{F}' sur l'autre face
- à son propre poids \vec{P}

A l'équilibre précédent l'arrachement de la plaque, on peut écrire :

$$\vec{F}_{arr} + \vec{F} + \vec{F}' + \vec{P} = \vec{0} \quad \text{ce qui donne en projection sur un axe vertical :}$$

$$F_{arr} - 2.A.L - m.g = 0 \quad , \text{ d'où : } A = \frac{F_{arr} - m.g}{2.L}$$

b- stalagmométrie :

cette méthode repose sur la loi de Tate :

« la masse des gouttes issues d'un tube capillaire est proportionnelle à la tension superficielle

$$m_{goutte} = k.A$$

la constante k étant pratiquement INDEPENDANTE du liquide et du rayon du tube capillaire»

Cette constante k est difficile à mesurer, mais si on connaît la tension superficielle pour un certain liquide, on peut alors déterminer celle d'autres liquides . La mesure est donc

RELATIVE :

→ on pèse 100 gouttes (plutôt qu'une pour des raisons de précision...) d'un liquide de référence (l'eau à 20°C par exemple) de tension superficielle A_0 ($m_0 = k.A_0$)

→ on pèse 100 gouttes pour le liquide de tension superficielle inconnue A ($m = k.A$)

→ le rapport des 2 mesures donne la tension superficielle cherchée :

$$A = \frac{m}{m_0}.A_0$$