

Polycopié de Thermodynamique 1

UE PHYSIQUE CHIMIE 2 / EC THERMO 1

DUMONS Emmanuel / MABILAT Frédéric

2017/2018

Contenu

Syllabus de l'EC Thermodynamique 1.....	4
Support de Cours	5
A) Propriétés de la matière – variables d'état.....	5
1) Préliminaire : dimensions et unités des grandeurs physiques	5
a) Grandeurs mesurables	5
b) Contenu d'une grandeur physique	6
c) Systèmes d'unités	6
d) Dimensions fondamentales ; unités fondamentales du Système International	6
e) Utilisation des dimensions	7
<i>i. Vérification de l'homogénéité d'une formule</i>	7
<i>ii. Analyse dimensionnelle</i>	8
<i>iii. Décomposition d'une unité en fonction des unités fondamentales du S.I.</i>	8
2) Variables d'état et équilibre thermodynamique.....	9
3) La température	10
4) La pression dans un fluide	11
a) Définition de la pression	11
b) Pression dans un fluide en équilibre dans le champ de pesanteur : relation fondamentale de la statique des fluides (RFSF)	12
<i>i. Recherche de la RFSF</i>	12
<i>ii. Résolution dans le cas des fluides incompressibles</i>	13
<i>iii. Résolution dans le cas des fluides compressibles</i>	13
c) Action sur un corps immergé : la poussée d'Archimède	14
5) Température absolue et loi des gaz parfaits.....	15
a) Recherche d'une échelle de température absolue.....	15
b) La loi de Boyle-Mariotte et la définition du kelvin	16
c) Qu'est-ce qu'un gaz parfait ?	17
B) Énergie et échanges d'énergie – Le 1 ^{er} principe de la thermodynamique .	18
1) Différentes formes d'énergie.....	18
2) Energie interne et température	20
3) Différentes formes d'échanges d'énergie	21
4) Système thermodynamique	22
5) Sens des échanges d'énergie : conventions de signes	23
6) Le premier principe de la thermodynamique	23
a. Enoncé du premier principe	23

b.	Le cas des transformations élémentaires ou infinitésimales.....	24
c.	Équivalence travail \leftrightarrow chaleur : aspect historique.....	25
C)	Calcul du travail échangé au cours d'une transformation	26
1)	Transformations réelles.....	26
a)	Transformation quasi-statique (progressive)	26
b)	Transformations réversible et irréversible	26
c)	Transformation adiabatique	27
d)	Transformations isotherme, isobare et isochore.....	27
2)	Transformation élémentaire et variables d'état.....	27
3)	Expressions du travail W	28
a)	Cas général	28
b)	Cas d'une transformation quasi-statique et réversible	29
D)	Chaleur échangée par un système.....	31
1)	Cas d'un système sans changement d'état physico-chimique	31
a)	Expression générale de la chaleur élémentaire δQ	31
b)	Cas particulier : calcul de la chaleur échangée lorsqu'elle ne dépend que de T	31
c)	Energie et chaleur ; une nouvelle fonction d'état : l'enthalpie H.....	32
2)	Chaleur échangée par un corps changeant d'état physique	33
a)	Rappel : les principaux changements d'états.....	33
b)	Changement d'état et énergie associée	33
3)	Application : principe de la calorimétrie.....	34
E)	Propriétés spécifiques des gaz parfaits.....	36
1)	Les lois de Joule.....	36
a)	1ère loi de Joule.....	36
b)	2ème loi de Joule	36
2)	Loi de Laplace.....	37
3)	Représentation sur le diagramme de Clapeyron.....	38
F)	Cas particulier fondamental : les cycles thermodynamiques	39
1)	Définition d'un cycle thermodynamique.....	39
2)	Travail échangé au cours d'un cycle.....	39
	Annexe 1 : Mesure de la température des corps.....	40
	Les premières échelles de température	40
	Principe des échelles modernes	40
	Thermomètres usuels.....	41
	Annexe 2 : Tableau récapitulatif des principales unités secondaires du S.I.....	43

TD n°1 : Analyse dimensionnelle et unités - Grandeurs thermodynamiques – Loi des gaz parfaits	44
TD n°2 : La pression dans les fluides	46
Statique des fluides (1) : pression dans les fluides incompressibles	46
TD n°3 : Statique des fluides (2) : cas des fluides compressibles - la pression dans l'atmosphère	49
TD n°4 : Echanges d'énergie et 1 ^{er} principe	51
TD n°5 : Travail des forces de pression	54
TD n°6 : Chaleur échangée et 1 ^{er} principe	56
TD n°7 : Chaleur échangée et changements d'état d'un corps pur - calorimétrie 57	
TD n°8 : Etude de cycles moteurs	60
TP : Calorimétrie	61
Annale 2016/2017 : Examen de Thermodynamique 1	65
Correction Annale 2016/2017 : Examen de Thermodynamique 1	67

Syllabus de l'EC Thermodynamique 1



STPI

SCIENCES ET TECHNOLOGIES POUR L'INGENIEUR CAMPUS BLOIS

UE :

Semestre : 2

Crédits ECTS : 6

EC :

Coefficient : 1

PHYSIQUE - CHIMIE 2 – 1A

Thermodynamique 1

Tronc commun TC

L'UE Physique - Chimie 2 :

- Electromagnétisme 1
- Thermodynamique 1
- Thermodynamique 2

Volume horaire	
Cours	6h20
TD	12h
TP	2h40
Projet	-
Travail perso.	16 h

Evaluation	Coefficient
Contrôle continu CM / TD	0,35
TP	0,15
Examen final	0,50
Projet	
Soutenance	

Enseignants	
Responsable	F. MABILAT
Intervenant 1	E. DUMONS
Intervenant 2	J. FORTINEAU
Intervenant 3	T. DEFFORGE
Intervenant 4	
Intervenant 5	

Objectifs pédagogiques :

- Connaître le comportement des gaz, notamment parfaits,
- Comprendre la description microscopique d'un fluide et les phénomènes sous-jacents aux grandeurs thermomécaniques,
- Connaître les lois régissant la pression dans les fluides au repos,
- Savoir faire un bilan énergétique en respectant le 1^{er} principe de la thermodynamique,
- Connaître les propriétés des cycles thermodynamiques, et savoir calculer le rendement d'un cycle moteur réversible.

Pré-requis :

- Mécanique du point et Mathématiques 1.1 & 1.2.

Programme du cours :

- Systèmes et grandeurs thermodynamiques,
- Statique des fluides,
- Modèle du gaz parfait et lois de Joule,
- Changements d'état d'un corps pur,
- Chaleur, capacités calorifiques, calorimétrie,
- Travail de compression/détente d'un fluide ; applications aux GP,
- 1^{er} principe de la thermodynamique et applications aux moteurs.

Références bibliographiques :

- Bertin/Faroud/Renaud « Thermodynamique » Ed. Dunod.

Compétences :

- C241 : Connaître le modèle du gaz parfait ; expliquer la pression et la température dans un fluide - niveau 1
- C241 : Décrire les échanges d'énergie d'un système en transformation – niveau 1
- C241 : Calculer les énergies échangées par un gaz parfait – niveau 3
- C241 : Analyser des échanges de chaleur, et caractériser l'état final d'un système adiabatique – niveau 4
- C246 : Mettre en œuvre une méthode de mesure de caractéristiques calorifiques d'un matériau – niveau 5
- C241 : Enoncer et interpréter le 1^{er} principe de la thermodynamique – niveau 2

A) Propriétés de la matière – variables d'état

Étymologiquement la **thermodynamique** est la science qui étudie les rapports entre les phénomènes **mécaniques** et **thermiques**. Elle décrit l'équilibre des corps macroscopiques à l'aide de grandeurs physiques macroscopiques telle que la température.

En effet, un phénomène purement mécanique est rare surtout pour des corps macroscopiques. Il s'accompagne en général d'un autre phénomène dit thermique. Par exemple, imaginons une voiture descendant un col en montagne. Au sommet, la voiture possède une énergie potentielle de pesanteur qui se transformera en énergie cinétique au cours de la descente. Cependant, pour des raisons de sécurité, le conducteur freinera son véhicule. Ceci dissipera de l'énergie mécanique, mais par contre, les freins seront plus « chauds ». Cette partie d'énergie mécanique perdue sera transformée en une autre forme d'énergie, appelée énergie thermique ou énergie interne.

Historiquement, l'aspect thermique des phénomènes physiques est notamment lié à l'utilisation du feu. La découverte du feu et sa maîtrise ont permis de grandes évolutions scientifiques et technologiques notamment dans les domaines du transport (bateaux, trains, ...) et de l'industrie (fours, réacteurs...). L'utilisation des moyens de chauffage ou de réfrigération ont permis également d'améliorer les conditions de vie.

1) Préliminaire : dimensions et unités des grandeurs physiques

a) Grandeurs mesurables

Une grandeur physique, notée G , est dite **mesurable** si et seulement s'il est possible de concevoir une opération physique permettant de définir **l'égalité** et le **rapport** de deux grandeurs G et G' du même type.

Exemples :

- le rapport de deux longueurs L et L' peut être obtenu en positionnant côte à côte des séries d'objets de longueur L et L' de façon à obtenir des longueurs totales égales.
- le rapport de deux odeurs O et O' n'a pas de sens physique : l'odeur n'est pas mesurable

A partir de cette propriété, on peut **choisir un objet ou système de référence** pour la grandeur G étudiée, auquel on attribue la valeur 1 : ce système est alors appelé **étalon** pour la grandeur G , et on définit simultanément le contenu physique de **l'unité** utilisée pour mesurer G .

b) Contenu d'une grandeur physique

Lorsqu'on mesure une grandeur G associée à un système quelconque, on compare en fait G à la grandeur unité associée à l'étalon de cette grandeur, que l'on peut noter G_0 ou U_G .

La **valeur** ou **mesure** de G est donc le nombre : $x = \frac{G}{G_0}$ ou $x = \frac{G}{U_G}$

c'est-à-dire que la grandeur physique s'écrit : $G = x U_G$

On dit alors que G et U_G sont **homogènes** et qu'elles ont la même **dimension** (c'est-à-dire qu'elles sont de la même **nature physique**) ; cette dimension se note **[G]**.

Remarque : lorsqu'on s'intéresse à une grandeur physique, on doit donc toujours se préoccuper d'une part de sa valeur x , et d'autre part de son unité.

c) Systèmes d'unités

Les unités étant, d'après ce qui précède, des cas particuliers de grandeurs physiques, **les relations existant entre les grandeurs physiques relient également les unités de grandeurs différentes entre elles**. De ce fait, certaines unités sont en réalité des combinaisons d'autres unités. Il en est de même pour les dimensions physiques.

A partir de ces relations, on construit donc un ensemble cohérent d'unités reliées entre elles, appelé **système d'unités**. Sa construction doit obéir aux principes suivants :

- il faut déterminer le nombre minimal de grandeurs indépendantes suffisantes pour construire le système d'unités entier
- il faut choisir la nature des grandeurs de base, donc les unités fondamentales du système ; en général, on choisit celles qui permettent d'obtenir les étalons correspondants avec la plus grande précision possible
- il faut ensuite choisir les relations permettant de construire l'ensemble des autres unités. il est parfois nécessaire de faire intervenir des coefficients numériques ; on fait en sorte qu'ils soient les plus simples possible.

d) Dimensions fondamentales ; unités fondamentales du Système International

La quasi-totalité des grandeurs physiques se déduit de six grandeurs de base. Le Système International (S.I.) est un système d'unités cohérent basé sur les six unités fondamentales suivantes :

Dimension (nature physique)	Symbole	Unité dans le S.I.	Symbole	Etalon
Longueur	L	mètre	m	La distance parcourue par la lumière pendant $1/299\,792\,458$ s
Temps	T	seconde	s	9 192 631 770 périodes d'une radiation du ^{133}Cs
Masse	M	kilogramme	kg	Bloc de platine conservé au Bureau International des Poids et Mesures
Quantité de matière	N	mole	mol	Quantité présente dans 12 g de ^{12}C
Température	θ	kelvin	K	1/100 de l'écart entre les températures de la glace fondante et de l'eau bouillante à la pression atmosphérique moyenne
Intensité électrique	I	ampère	A	L'intensité du courant qui, lorsqu'il parcourt 2 fils parallèles infiniment longs séparés de 1 m, donne naissance à une force d'un fil sur l'autre de $2 \cdot 10^{-7}$ N/m

Dans une partie du domaine de l'optique, on définit une grandeur supplémentaire : l'intensité lumineuse. Elle est en fait reliée à la puissance, mais est utilisée pour mesurer l'impression visuelle d'une source lumineuse et est donc liée aux capacités de l'œil humain, ce qui rend l'utilisation du watt inadaptée (en effet, la sensibilité de l'œil n'est pas la même suivant les conditions d'observation : elle dépend notamment de la couleur)

Intensité lumineuse	J	candela	cd
---------------------	----------	---------	-----------

Exemple d'unité dérivée :

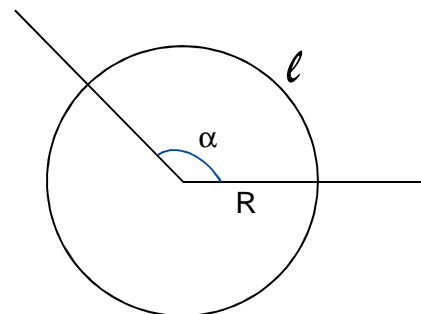
D'après la 2^{ème} loi de Newton, une force mécanique est homogène au produit d'une masse et d'une accélération. On en déduit :

- la dimension d'une force : $[force] = [masse].[accélération] = M.L.T^{-2}$
- la décomposition de son unité dans le S.I. : $1\text{ N} = 1\text{ kg.m.s}^{-2}$

La mesure des angles

La définition de la mesure d'un angle est la suivante : soient deux demi-droites d'origine commune en un point O. On trace un cercle de centre O, et on constate que la longueur de l'arc de cercle délimité par les deux demi-droites est rigoureusement proportionnel au rayon du cercle. On attribue donc à l'angle entre les deux demi-droites la valeur fixe :

$$\alpha = \frac{\ell}{R} \text{ en radians}$$



Attention : les angles ont une **unité** (il y a nécessairement un angle de référence auquel on attribue la valeur 1), mais **pas de dimension** !

e) Utilisation des dimensions

i. Vérification de l'homogénéité d'une formule

Dans une expression reliant plusieurs grandeurs physiques :

- tous les termes d'une somme
- les deux membres d'une égalité... ou d'une inégalité

doivent toujours avoir la même dimension.

Lorsque c'est bien le cas, on dit que l'équation est **homogène**. Comme il s'agit d'une condition nécessaire, vérifier l'homogénéité d'une relation est une première vérification de la fiabilité d'un résultat : **ceci doit être fait systématiquement !**

Exemple : à la suite d'un calcul, on trouve que la période d'un pendule s'exprime par :

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{g}{L}}. \text{ Ce résultat semble-t-il correct ?}$$

ii. Analyse dimensionnelle

Il est parfois possible, lorsque les calculs complets sont très complexes, de prévoir la forme d'une relation entre les différentes variables intervenant dans un phénomène qu'on cherche à analyser. Dans ce cas, on cherche à exprimer la grandeur que l'on souhaite étudier sous la forme d'un **monôme** où interviennent les paramètres susceptibles d'influencer le phénomène.

L'analyse des dimensions des diverses grandeurs permet alors de déterminer avec quelle puissance chaque grandeur intervient dans l'expression cherchée ; on a alors déterminé la forme du résultat à une constante multiplicative sans dimension près.

Exemple : déterminer (à une constante près) l'expression de la surpression Δp créée par un fluide, en fonction de sa masse volumique μ , de la profondeur h , et de l'accélération de la pesanteur g .

On cherche donc une expression de la forme : $\Delta p = k \mu^\alpha h^\beta g^\gamma$

iii. Décomposition d'une unité en fonction des unités fondamentales du S.I.

Comme on a défini les unités comme des cas particuliers de grandeurs physiques (celles auxquelles on a attribué la valeur 1), **les unités respectent exactement les mêmes relations que les grandeurs physiques en général**, ce qui permet de relier les unités de types différents entre elles.

Exemple : de la loi d'Ohm on peut déduire par exemple : $R = \frac{U}{I}$

Par conséquent, on peut relier les trois unités correspondantes par l'équation :

$$1 \Omega = \frac{1V}{1A} = 1 V / A = 1 V.A^{-1}$$

2) Variables d'état et équilibre thermodynamique

Les systèmes thermodynamiques sont composés d'un très grand nombre de molécules ou atomes mais qui nécessitent un faible nombre de paramètres appelés paramètres ou variables d'état pour décrire leur état macroscopique.

Une **variable d'état** ou variable thermodynamique, est donc une grandeur physique **macroscopique** (qui a perdu les particularités des particules microscopiques qui composent le système) contribuant à définir l'état du système étudié.

Ces variables d'état évoluent en général dans le temps jusqu'à atteindre une valeur stationnaire (constante dans le temps) appelée valeur d'équilibre. Seules les variables stationnaires nous intéresseront dans ce cours : elles permettent de définir l'état d'équilibre du système avec le milieu extérieur. Dans ce cas, il est parfois possible de les relier avec une équation appelée **équation d'état**, caractéristique du système étudié.

Les variables d'état peuvent être des grandeurs **extensives** ou **intensives**.

Une grandeur physique est **extensive** si elle est **proportionnelle à la quantité de matière** du système. C'est nécessairement une grandeur **globale** du système.

Exemples : volume V , énergie E , masse m , charge électrique q ...

Une grandeur physique est **intensive** si elle **ne dépend pas de la quantité de matière** du système. Cette variable peut être définie **localement**, et à l'équilibre elle a la même valeur en tout point du système.

Exemples : température T , pression p , masse volumique μ ...

Les variables les plus couramment utilisées pour décrire l'état de la matière sont le volume V , la pression p , et la température T .

L'**équilibre thermodynamique** du système est atteint lorsque **toutes ses variables d'état** sont **stationnaires**.

L'équilibre thermodynamique implique quatre sortes d'équilibre simultanément :

- **équilibre mécanique :** toutes les parties macroscopiques du système sont en équilibre de translation ou de rotation
- **équilibre de diffusion :** absence de courants de matières dans le système (courants dus à des différences de concentration, de potentiel électrique, ...)
- **équilibre chimique :** absence de réaction chimique entre les différents constituants du système ou réaction chimique à l'équilibre
- **équilibre thermique :** uniformité de la température T en tout point du système

Condition d'équilibre thermodynamique : tout système, soumis à des conditions extérieures constantes et uniformes, évolue vers un état d'équilibre qu'il ne peut plus ensuite quitter spontanément.

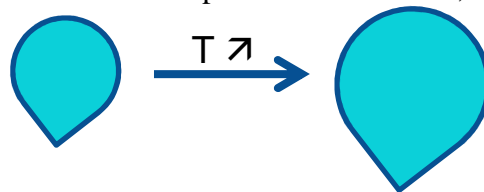
3) La température

La notion de chaud et de froid est une approche empirique propre à l'aspect subjectif du toucher : quand un corps est trop chaud, on se brûle.

La température découle, au niveau microscopique, de l'agitation dite thermique de la matière constitutive d'un corps : elle est directement liée à l'énergie cinétique microscopique due à des phénomènes de vibration pour les atomes très liés des solides ou de translation pour les atomes moins liés d'un fluide.

Un ballon de baudruche gonflé, reste gonflé grâce aux impacts sur la paroi des molécules du gaz contenu dans le ballon, responsables de la pression sur l'enveloppe. On sait par exemple que si l'on chauffe trop longtemps au Soleil ce type de ballon, il peut éclater.

Le gaz qui est enfermé à l'intérieur du ballon se dilate (augmentation du volume) du fait de l'augmentation de la température, qui se traduit par une augmentation de la vitesse des molécules et donc une augmentation des impacts des molécules, donc de la pression :



Les travaux de la thermodynamique ont permis de définir de façon objective la température en utilisant le concept d'équilibre thermique entre deux corps. La température est donc une variable thermodynamique macroscopique caractéristique d'un état d'équilibre thermique interne d'un corps.

Notion d'équilibre thermique

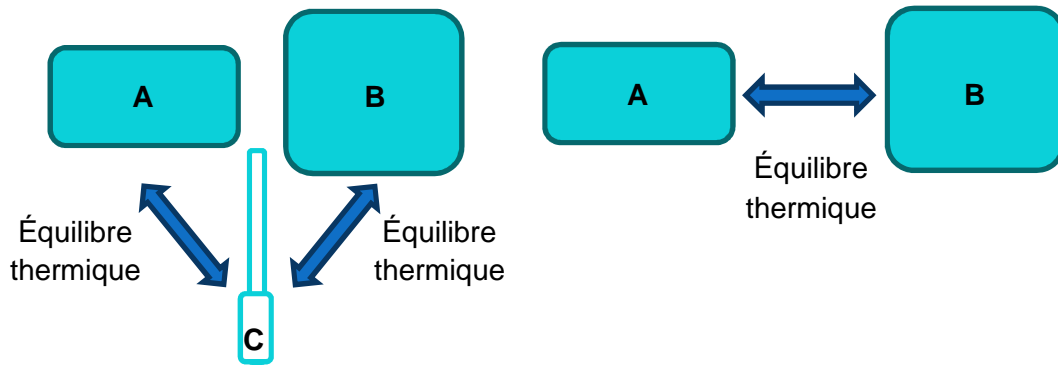
Considérons deux systèmes A et B à parois rigides et imperméables, initialement isolés à des températures initiales différentes $T_{A,i}$ et $T_{B,i}$.

Si ces deux systèmes sont mis en contact par l'intermédiaire d'une surface diatherme commune de leur paroi, on observe une évolution jusqu'à un nouvel état d'équilibre thermique tel que A et B ont une température finale commune T_f différente de leur température initiale.



Le système global {A ; B} est isolé mais il y a eu un échange d'énergie entre A et B sous forme d'un transfert thermique.

L'équilibre thermique satisfait à un principe de la thermodynamique, le « principe zéro », d'origine expérimentale : « **Deux systèmes A et B en équilibre thermique avec un même troisième C sont en équilibre thermique entre eux** ».

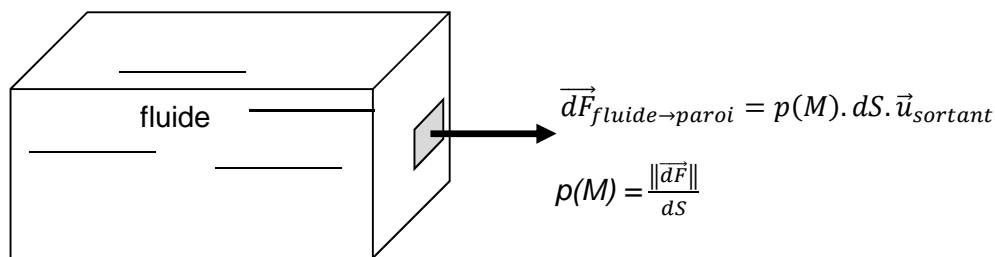


Des systèmes en équilibre thermique sont donc tous à la même température. C'est ce principe qui est utilisé pour la mesure des températures : **à l'équilibre**, la température du système étudiée est égale à celle indiquée par le thermomètre.

4) La pression dans un fluide

a) Définition de la pression

La pression est une grandeur **scalaire** définie, en tout point d'un fluide immobile, comme la force normale qui serait exercée par le fluide **par unité de surface** sur un élément de paroi (par exemple sur la membrane d'un manomètre) immergé dans le fluide. Lorsque le fluide n'est pas en équilibre, cette force subsiste, mais il s'y ajoute une composante tangentielle due à la viscosité du fluide ("frottements" fluides).



Unité de pression dans le Système International : **le pascal (Pa) \Rightarrow 1Pa = 1 N.m⁻²**

Unité dérivée fréquemment employée : **le bar 1 bar = 10⁵ Pa**

On utilise également comme unité l'atmosphère, égale à la pression atmosphérique moyenne normalisée au niveau de la mer : **1 atm = 101 325 Pa**

Au niveau microscopique, cette force est due aux « chocs » des molécules du fluide sur les parois. Ce sont ces forces qui maintiennent tendue une enveloppe souple enfermant un gaz suffisamment comprimé : ballon, pneu...

La pression est d'autant plus élevée que les « impacts » sont nombreux et efficaces ; la pression est donc liée à :

- la masse des particules constituant le fluide
- à leur vitesse
- à leur concentration.

Une étude statistique permet d'obtenir pour un gaz parfait :

$$p = \frac{1}{3} \frac{Nm\langle v^2 \rangle}{V} \quad \text{où } N \text{ est le nombre de molécules du gaz, } V \text{ le volume occupé,}$$

et $\langle v^2 \rangle$ la valeur moyenne du carré de la vitesse des molécules.

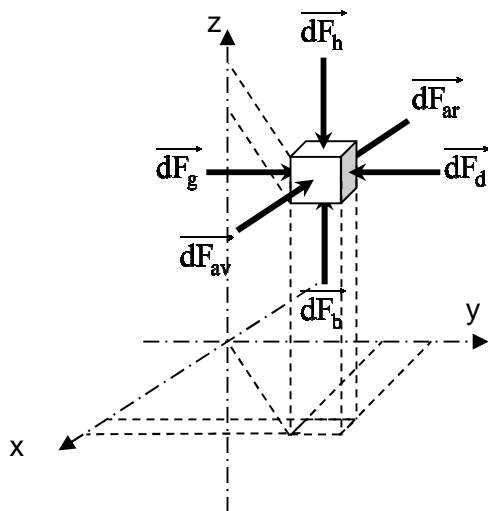
b) Pression dans un fluide en équilibre dans le champ de pesanteur : relation fondamentale de la statique des fluides (RFSF)

Nous allons étudier comment la pression s'établit au sein d'un **fluide en équilibre**, en fonction de ses caractéristiques propres (masse volumique, température...) et des contraintes qui lui sont appliquées (forces extérieures, présence d'une paroi...). Nous nous limiterons à l'étude d'un fluide :

- ne subissant en tout point que son poids
- au repos dans un référentiel galiléen

i. Recherche de la RFSF

Principe : on fait un bilan des forces appliquées sur une partie du fluide étudié ; à l'équilibre, la somme vectorielle de ces forces doit être nulle. Comme la pression n'est pas forcément la même partout dans le fluide, nous allons devoir isoler une **parcelle élémentaire** du fluide, suffisamment petite pour pouvoir considérer que toutes les caractéristiques sont constantes dans cette parcelle.



La parcelle de fluide en équilibre subit :

- une seule force à distance : le poids, s'exerçant sur tout le volume de la parcelle de fluide :

$$\vec{dP} = dm \vec{g} = \mu dV \vec{g} = -\mu dx dy dz \vec{g} \vec{u}_z$$

- les forces pressantes sur chacune de ses 6 faces :

$$\vec{dF}_b = p(z) dx dy \vec{u}_z \text{ et } \vec{dF}_h = -p(z + dz) dx dy \vec{u}_z$$

$$\vec{dF}_g = p(y) dx dz \vec{u}_y \text{ et } \vec{dF}_d = -p(y + dy) dx dz \vec{u}_y$$

$$\vec{dF}_{ar} = p(x) dy dz \vec{u}_x \text{ et } \vec{dF}_{av} = -p(x + dx) dy dz \vec{u}_x$$

N.B. : les dimensions de la cellule de fluide sont tellement réduites que les variations de x, y, z sur une même face sont négligeables.

La 1^{ère} loi de la statique appliquée à la cellule de fluide donne :

$$\vec{dP} + \vec{dF}_b + \vec{dF}_h + \vec{dF}_g + \vec{dF}_d + \vec{dF}_{ar} + \vec{dF}_{av} = \vec{0}$$

En divisant par le volume $dV = dx dy dz$, on obtient :

$$-\mu \vec{g} \vec{u}_z = \frac{p(x + dx) - p(x)}{dx} \vec{u}_x + \frac{p(y + dy) - p(y)}{dy} \vec{u}_y + \frac{p(z + dz) - p(z)}{dz} \vec{u}_z = \frac{\partial p}{\partial x} \vec{u}_x + \frac{\partial p}{\partial y} \vec{u}_y + \frac{\partial p}{\partial z} \vec{u}_z$$

d'où la RFSF dans le champ de pesanteur :

$$\vec{\text{grad}} p = -\mu \vec{g} \vec{u}_z$$

et sa forme scalaire :

$$\frac{dp}{dz} = -\mu g$$

ATTENTION : le signe est lié au choix du sens de l'axe (Oz) vers le haut

On obtient donc une équation différentielle reliant **deux grandeurs** caractéristiques du fluide : **la pression p et la masse volumique μ** ; or μ dépend généralement de la pression dans le fluide (c'est la notion même de compressibilité). Il va donc falloir trouver une seconde relation pour résoudre le problème. Cette relation entre p et μ caractéristique des propriétés du fluide est **l'équation d'état du fluide**.

ii. Résolution dans le cas des fluides incompressibles

Le problème est très simple dans ce cas car la masse volumique μ est constante. En pratique, **c'est le cas des liquides** la plupart du temps.

On utilise souvent la **densité du liquide**, définie par : $d = \frac{\mu}{\mu_{eau}}$. (valable également pour un solide)

1°) Expression générale de la pression dans un fluide incompressible

$$\frac{dp}{dz} = -\mu g \quad \Rightarrow \quad p(z) = -\mu g z + cste$$

La constante est déterminée par une condition initiale : il faut connaître une pression de référence p_0 à une altitude donnée. En général, on choisit cette altitude comme origine ($z=0$) et on obtient :

$$p(z) = -\mu g z + p_0$$

En particulier, entre 2 points du même liquide en équilibre :

$$p(z_2) - p(z_1) = \mu g (z_1 - z_2)$$

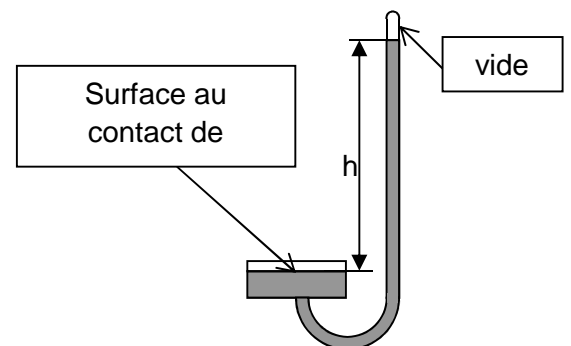
2°) Application fondamentale : le principe du baromètre (Torricelli, 1643)

On applique les résultats précédents entre la surface du liquide en contact avec l'atmosphère, et celle en contact avec le vide en haut du tube :

$$p(z_{bas}) - p(z_{haut}) = \mu g (z_{haut} - z_{bas}) = \mu g h$$

soit : $p_{atm} = \mu g h$

Initialement, le liquide utilisé était du mercure, de densité $d = 13,6$ à température ambiante.



iii. Résolution dans le cas des fluides compressibles

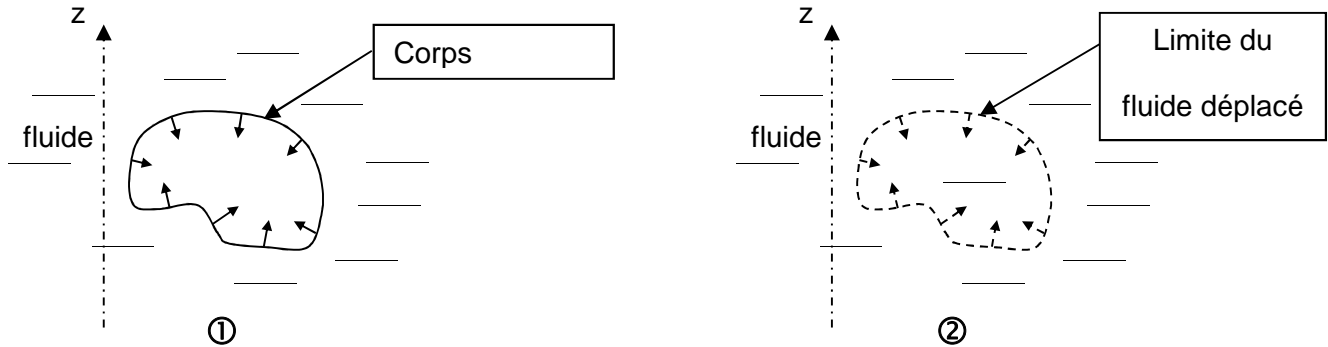
En pratique, **c'est le cas des gaz**. La résolution du problème est un peu moins simple car la masse volumique est alors variable : la R.F.S.F. fait donc intervenir **deux inconnues, p et μ** , et il faut donc une **seconde relation** pour résoudre le problème.

Cette seconde relation est **l'équation d'état du fluide** ; pour un gaz dans des conditions usuelles, nous utiliserons **la loi des gaz parfaits**.

c) Action sur un corps immergé : la poussée d'Archimède

Théorème d'Archimède :

Tout corps plongé dans un fluide **en équilibre dans le champ de pesanteur dans le référentiel terrestre considéré galiléen** subit de la part de celui-ci une force appelée **poussée d'Archimède $\vec{\Pi}$** exactement **opposée au poids du fluide dont il occupe la place**, appelé “**fluide déplacé**”.



Justification :

Entre les situations ① et ②, l'état du fluide extérieur à la forme du corps immergé n'étant pas modifié (c'est le même fluide, soumis au même champ de pesanteur dans les deux cas), les pressions au niveau de chaque point de la surface du corps immergé sont les mêmes.

Or dans la situation ② nous avons affaire uniquement à du fluide **en équilibre** (dans la situation ①, le corps immergé lui-même n'est pas forcément en équilibre), par conséquent d'après le T.C.I. :

$$\vec{\Pi} = \oint_{\text{surface du corps immergé}} d\vec{F}_{\text{pressante}} = -\vec{P}_{\text{fluide déplacé}}$$

Explication physique :

La force connue sous le nom de “poussée d'Archimède” est en fait le résultat de toutes les forces exercées par le fluide sur un corps plongé dans ce fluide.

D'après la RFSF, nous constatons que dans un fluide en équilibre, **la pression décroît toujours lorsque l'on s'élève** : par conséquent, la pression est **toujours plus élevée sous** un corps immergé **que dessus**. La force résultante de toutes les forces de pression exercées sur toute la surface de ce corps est **donc toujours dirigée vers le haut**.

Remarque : on ne tient pas compte dans cette justification d'une possibilité : que le fait de changer la nature du matériau immergé entre les deux situations ne fasse apparaître ou disparaître des forces supplémentaires de tension superficielle dues à la différence d'affinité entre molécules. Si leur résultante s'annule pour un objet totalement immergé, il n'en est pas de même pour un objet partiellement immergé.

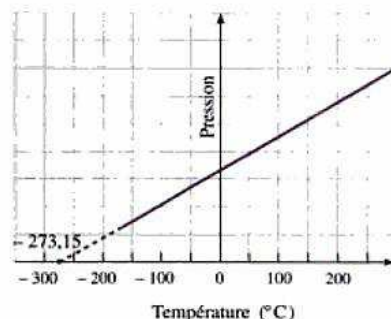
5) Température absolue et loi des gaz parfaits

a) Recherche d'une échelle de température absolue

Pour déterminer une échelle de température universelle, il a fallu rechercher un **zéro absolu de température**. Pour cela, on a utilisé le comportement des gaz lors de leur refroidissement à volume constant :

Lorsque la pression devient faible, tous les gaz suivent une loi linéaire dont l'abscisse à l'origine vaut :

$$- 273,15^{\circ}\text{C}$$



(Hecht, 2006)

Suite à ces travaux, Thomson (devenu ensuite Lord Kelvin) conçut une échelle de température absolue (appelée aussi température thermodynamique) utilisant le **zéro absolu** correspondant à $-273,15^{\circ}\text{C}$ et un autre point de référence : le point triple de l'eau à $0,01^{\circ}\text{C}$ (coexistence d'eau liquide, de vapeur et de glace sous une pression $p = 610 \text{ Pa}$). L'unité de cette température absolue est le **Kelvin (K)**.

Correspondance : $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

Les phénomènes dans l'Univers se déroulent sur des plages de températures très vastes :

Phénomène	T (K)	T ($^{\circ}\text{C}$)
Ébullition Hélium (He)	4	-269
Ébullition Azote (N)	77	-196
Solidification Neige carbonique (CO_2)	194	-79
Solidification Eau (H_2O)	273	0
Ébullition Eau (H_2O)	373	100
Fusion Plomb (Pb)	600	327
Fusion Platine (Pt)	2047	1774
Flamme d'un brûleur à gaz	2143	1870
Filament en tungstène (W) d'une lampe	2800	2500
Surface du Soleil	6280	6000
Cœur du Soleil	$1,5 \cdot 10^7$	$1,5 \cdot 10^7$

b) La loi de Boyle-Mariotte et la définition du kelvin

Quand on enferme un gaz dans un récipient, l'une de ses propriétés essentielles est qu'il remplit l'ensemble du volume du récipient. De plus, Boyle et Mariotte, ont pu, en étudiant les propriétés des gaz à l'aide de pompes à vide, montrer que la pression du gaz P est dépendante de son volume V à une température donnée.

Ils en ont déduit la loi de Boyle-Mariotte : **$pV = \text{cste}$ pour une température fixée**

Si l'on enferme une masse donnée de gaz dans un cylindre fermé par un piston et que l'on double le volume du cylindre alors la pression est divisée par 2 et vice versa. Ceci n'est vrai que si on maintient la température constante dans le cylindre.

Conditions nécessaires à sa validité : cette loi expérimentale nécessite d'avoir des gaz « dilués », c'est-à-dire loin des hautes densités, des hautes pressions et des basses températures (pour ne pas être trop proche de la liquéfaction) ; cette condition est en fait peu contraignante : avec la plupart des gaz usuels, on observe un écart de l'ordre de 1 % voire moins par rapport à cette loi à une pression de l'ordre de 3 bars et à 0°C.

En effet, dans les **Conditions Normales de Température et de Pression (C.N.T.P.)**, soit **$T = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$** et **$p = 1013\text{ hPa} = 1,013\text{ bar} = 1\text{ atm}$** , on a, pour un gaz ordinaire tel que l'hélium, une densité de l'ordre de 10^{19} molécules/cm³. Si l'on considère que chaque molécule du gaz est dans une « boîte » cubique de 1 Å de côté, on obtient un « rapport matière/vide » de 1:100000. Ces conditions sont bien celles d'un gaz dilué où chaque particule se comporte indépendamment des autres.

Pour définir complètement la valeur d'un kelvin, une observation supplémentaire a été nécessaire : non seulement le produit pV est quasi-constant à une température donnée, mais en plus on constate que si l'on fait l'expérience à 2 températures différentes T_1 et T_2 , la limite que l'on obtient aux très basses pressions (c'est-à-dire dans les conditions où la loi de Boyle-Mariotte est parfaitement vérifiée), les valeurs obtenues pour pV respectent TOUJOURS la même relation :

$$\frac{pV(T_1)}{pV(T_2)} = \text{cste}$$

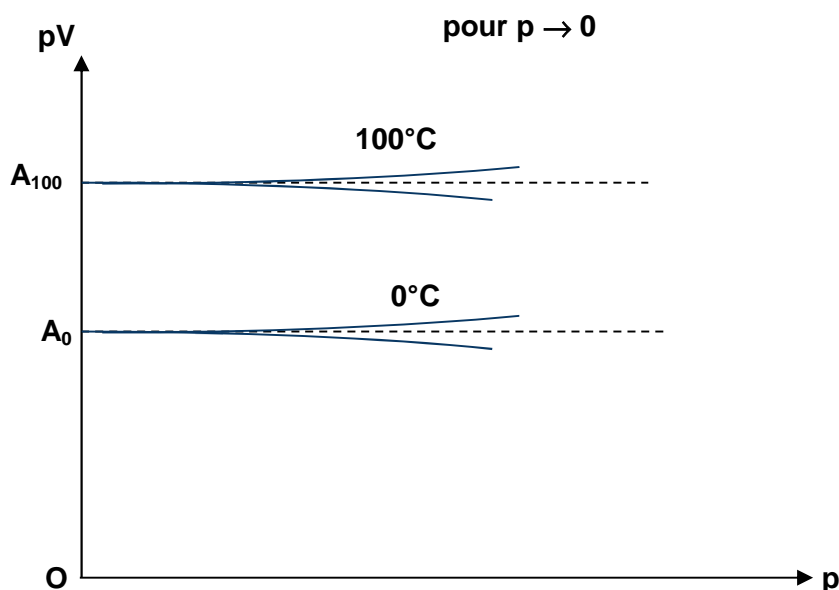
$\forall \text{ gaz}, \forall n$

Les valeurs obtenues pour ces limites sont donc une propriété de la température elle-même ; elles vont servir de base pour définir la température absolue : **la température devient une grandeur mesurable.**

En particulier, pour les températures 0°C et 100°C on obtient toujours :

$$\frac{OA_{100}}{OA_0} = 1,36610$$

Isothermes 0°C et 100°C pour divers gaz



Une contrainte supplémentaire va permettre de fixer définitivement ce que doit être l'unité de température : pour des raisons pratiques, on choisit que l'échelle de température absolue corresponde à l'échelle Celsius, à une constante additive près.

Si l'on appelle T_0 la température en kelvins correspondant à 0°C , et T_{100} celle correspondant à 100°C , elles doivent donc vérifier à la fois :

$$\frac{T_{100}}{T_0} = 1,36610 \quad \text{et} \quad T_{100} = T_0 + 100 \quad \Rightarrow \quad T_0 = 273,15 \text{ K}$$

Ainsi complétée, la loi de Boyle-Mariotte devient maintenant : $pV = kT$, puisque les valeurs de pV sont utilisées pour définir la température absolue. Constatant de plus que les valeurs obtenues, pour chaque gaz, sont proportionnelles à la quantité de matière, on en déduit la **loi des gaz parfaits** :

$$PV = nRT$$

$$\text{avec } R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

R est appelée la **constante des gaz parfaits**.

ATTENTION : cette relation implique que n , p , V et T soient exprimés dans les unités du Système International !

c) Qu'est-ce qu'un gaz parfait ?

Les gaz réels peuvent avoir des comportements très différents les uns des autres. Toutefois, de nombreux gaz, et en particulier les plus courants, composés de molécules assez petites, dans les conditions évoquées précédemment, se rapprochent du comportement idéal décrit par la loi des gaz parfaits.

Ce comportement correspond à un modèle théorique : **le modèle des gaz parfaits**. Ce modèle suppose principalement une **absence d'interaction entre les molécules**.

L'étude des propriétés des gaz se base alors sur des **hypothèses** dans le cadre de la **théorie cinétique des gaz** (qui sera abordée dans le cours Thermodynamique 2) :

- **Chaos moléculaire** : mouvements incessants et chaotiques des molécules du gaz entrant en collision avec la paroi de l'enceinte
- **Homogénéité de la répartition des molécules** : on suppose que la concentration en molécules est la même pour tous les points du système
- **Homogénéité et isotropie de la distribution des vitesses** : on considère que les vitesses des molécules sont équivalentes en moyenne en tous les points du système, et que toutes les directions de l'espace sont équivalentes pour la répartition des vitesses

Dans ce modèle, les mouvements des molécules sont dus uniquement à l'**agitation thermique ou mouvement brownien**, et l'énergie cinétique moyenne de translation des molécules est :

$$\langle \epsilon_{c,\text{micro}} \rangle = \frac{3}{2} k_B T \quad \text{où} \quad k_B = \frac{R}{N_A} = 1,38.10^{-23} \text{ J.K}^{-1} \quad \text{est la constante de}$$

Boltzmann

Compte tenu du très grand nombre de particules en jeu, l'étude du gaz ne peut se faire que par une analyse statistique.

B) Énergie et échanges d'énergie – Le 1^{er} principe de la thermodynamique

L'utilisation de la notion d'énergie est relativement récente dans l'étude des phénomènes physiques (à partir du XVIII^e s.). Cette grandeur permet de relier différents types de phénomènes physico-chimiques et de quantifier à la fois la capacité d'un corps à effectuer une action et sa capacité à interagir avec son environnement.

La thermodynamique a permis de développer une théorie énergétique en lien avec la température d'un corps faisant intervenir :

- une nouvelle forme d'énergie : l'énergie interne notée **U**
- une nouvelle forme d'échange d'énergie : le **transfert thermique ou chaleur** notée **Q**.

1) Différentes formes d'énergie

L'Univers et les lois de la physique sont régis par 4 interactions fondamentales permettant de comprendre les phénomènes mêlant matière et rayonnement.

Interaction	Forme d'énergie associée
Gravitationnelle	Énergie gravitationnelle
Électromagnétique	Énergie électromagnétique / Énergie chimique
Faible	Énergie nucléaire
Forte	

Quel que soit le système matériel envisagé, et le référentiel par rapport auquel son évolution est étudiée, le fait qu'il soit composé d'un grand nombre d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions) permet de lui **attribuer en propre** différentes formes d'énergie, dont la **somme** constitue son **énergie totale**.

La segmentation des différentes formes d'énergies est liée d'une part à la nature des phénomènes observés, mais aussi aux changements d'ordre de grandeur des énergies mises en jeu.

Le tableau suivant présente les formes d'énergie les plus courantes, dans l'ordre croissant des énergies mises en jeu :

Domaine des sciences physiques concerné	Mécanique	Thermodynamique		Chimie	Physique atomique	Physique nucléaire
Nature des interactions en jeu dans le système	Interaction gravitationnelle	Interactions gravitationnelle et électromagnétique	Interaction électromagnétique			Interactions faible et forte
Type d'énergie associée	Energie cinétique macroscopique	Energie cinétique microscopique	Energie d'interaction intermoléculaire	Energie d'interaction intramoléculaire	Energie d'interaction intra-atomique	Energie d'interaction nucléaire
Niveau où la matière est affectée	Systèmes mécaniques matériels	Positions des molécules les unes par rapport aux autres		Electrons périphériques	Ensemble du nuage électronique	
Phénomènes concernés	Mouvement d'ensemble	Agitation moléculaire	Déformations, changements d'état...	Modifications de la nature des molécules	Modification de la structure des atomes et ions	Modification de la structure des noyaux
Echelle des phénomènes	Macroscopique	Microscopique				

2) Energie interne et température

Définition

On appelle **énergie interne du système** (habituellement notée U) la somme de toutes les énergies microscopiques des entités (atomes, ions, molécules) qui le constituent : énergie cinétique des mouvements d'agitation thermique, énergies potentielles d'interaction entre tous les constituants. L'énergie interne est mise en jeu uniquement lorsque les propriétés internes du système sont modifiées : liaisons chimiques ou nucléaires, état physique, volume, température....

Conséquence : l'énergie totale d'un système est $E_{\text{tot}} = E_{\text{C macro}} + U$

Remarque : cette définition exclut les énergies d'interaction **avec le milieu extérieur**, habituellement appelées énergies potentielles macroscopiques (énergie potentielle de pesanteur, gravitationnelle...)

Lien avec la température du système

La température est la traduction macroscopique des mouvements d'agitation désordonnés qui existent au sein de la matière. Ces mouvements, ou plus exactement leurs conséquences, peuvent être observés au microscope : on constate que de tous petites objets (par exemple des grains de pollen, des bactéries...), de dimensions de l'ordre du micromètre, subissent des mouvements apparemment aléatoires : c'est ce que l'on appelle le **mouvement brownien**, observé dès 1827 par le botaniste James Brown. Il est directement dû aux chocs des molécules sur les objets observés. C'est d'ailleurs à partir de la mesure de ces mouvements que Jean Perrin a pu obtenir en 1908 une des premières mesures du nombre d'Avogadro.

Plus précisément, l'étude statistique de ces mouvements a permis de mettre en évidence, le fait que la température est **proportionnelle à l'énergie cinétique moyenne des molécules ou atomes qui constituent la matière**. Qu'il s'agisse de vibrations dans le cas d'atomes et de molécules liés entre eux, quelle que soit la nature de ces liaisons, ou qu'il s'agisse de mouvements de translations ou de rotations sur eux-mêmes :

$$\langle E_{c,micro} \rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{1}{2} k_B T \quad \text{pour chaque degré de liberté des atomes ou molécules}$$

où $k_B = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$ est la constante de **Boltzmann**

En particulier, pour un gaz monoatomique comme l'argon, les seuls mouvements possibles sont des translations ; les atomes d'argon ont donc 3 degrés de liberté de mouvements et on obtient :

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

Application :

Pour des atomes d'argon à température ambiante (293 K), on trouve une **vitesse quadratique moyenne** : $u = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = 427 \text{ m.s}^{-1}$

Cette vitesse, très élevée, donne l'ordre de grandeur de la vitesse de transmission des mouvements dans l'argon, comme par exemple la vitesse du son. On peut d'ailleurs noter que

la vitesse du son dans les gaz parfaits est presque parfaitement proportionnelle à \sqrt{T} , ce qui est une confirmation des relations précédentes.

3) Différentes formes d'échanges d'énergie

Les échanges d'énergie peuvent s'effectuer sans modification de forme d'énergie (ex : transfert d'énergie cinétique lors d'un choc) ou avec une conversion d'une forme d'énergie en une autre (ex : réacteur nucléaire qui convertit l'énergie nucléaire en énergie potentielle électrique).

Toutefois, pour qu'il y ait un échange d'énergie, il faut que deux corps soient en interaction ou qu'un corps soit en interaction avec son environnement. Il faut donc, avant toute étude, définir clairement le corps étudié appelé **système thermodynamique** et l'environnement du corps étudié appelé **milieu extérieur**.

Les **échanges d'énergie** ne peuvent se définir **qu'au moment où** cette énergie est transférée entre le corps étudié et le milieu extérieur. Les échanges d'énergie se regroupent en deux catégories :

- **Travail** : transfert macroscopique d'énergie qui découle d'une force, et fait intervenir un déplacement (ou une déformation) macroscopique.
- **Chaleur** : transfert microscopique d'énergie dû à l'agitation thermique. En effet, nous avons vu précédemment que la température est liée à l'énergie cinétique d'agitation thermique des molécules. Lorsque l'on met en contact 2 corps de températures différentes, les chocs microscopiques désordonnés au niveau de la surface de contact sont responsables du transfert d'une partie de l'énergie cinétique, des molécules qui en ont le plus vers celles qui en ont le moins : de l'énergie est donc systématiquement transférée du corps le plus chaud vers le corps le plus froid.

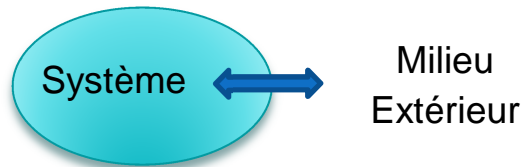
Remarque très importante

Nous verrons par la suite que **chaleur et température sont relativement indépendantes** :

- **il est possible de modifier la température d'un corps sans qu'il échange de chaleur avec l'extérieur** : c'est le cas de l'air comprimé avec une pompe à vélo
- **dans des conditions bien choisies, il est possible de faire baisser la température d'un corps tout en lui apportant de la chaleur.**

4) Système thermodynamique

On appelle **système thermodynamique** Σ , un ensemble de corps matériel(s) macroscopique(s) contenu(s) dans une surface fermée réelle (appelée alors paroi) ou fictive en interaction avec un milieu extérieur.



$$\text{Univers} = \{\text{Système} + \text{Milieu Extérieur}\}$$

Les états d'un système seront caractérisés par un ensemble de variables macroscopiques appelées variables thermodynamiques ou variables d'état. Les échanges (énergie ou matière) se feront entre le système et le milieu extérieur.

Exemple : chauffe-eau solaire



Il est très important de connaître les conditions dans lesquelles un système est susceptible de se transformer. Ces conditions définissent les contraintes imposées au système considéré.

On distingue les différents systèmes suivants :

- **système isolé** : aucun échange avec le milieu extérieur : ni énergie, ni matière (situation théorique ou idéale)
- **système fermé** : aucun échange de matière avec le milieu extérieur
- **système ouvert** : échange d'énergie et de matière possible avec le milieu extérieur

La paroi délimitant un système peut posséder certaines propriétés. Elle peut être :

- **rigide** : si elle ne permet aucune modification de forme ou de volume V du système
- **imperméable** : si elle ne permet pas d'échange de matière
- **adiabatique** : si elle ne permet pas de transfert thermique Q avec le milieu extérieur
- **diatherme** : si elle permet un transfert thermique Q avec le milieu extérieur

On s'intéressera par la suite aux seuls systèmes fermés.

5) Sens des échanges d'énergie : conventions de signes

Lorsqu'un système échange de l'énergie avec le milieu extérieur, il faut différencier les cas où :

- le système **reçoit** de l'énergie de l'extérieur : son énergie **augmente** alors, il s'agit donc pour le système d'un **gain** d'énergie
- le système **cède** de l'énergie à l'extérieur : son énergie **diminue**, il s'agit donc dans ce cas d'une **perte** d'énergie

Convention : lors d'un échange d'énergie par un système quel qu'il soit, on comptera **positivement une énergie reçue**, toute **perte** d'énergie se traduisant par une **valeur négative**.

Ainsi, on pourra écrire un bilan d'énergie pour le système en faisant apparaître la variation d'énergie du système :

$$\Delta E = \Sigma (\text{énergies échangées})$$

où par définition, ΔE est la différence entre l'énergie finale et l'énergie initiale du système :

$$\Delta E = E_f - E_i = E_2 - E_1$$

Nous allons maintenant nous intéresser au calcul des différentes quantités d'énergie échangées, et tout d'abord préciser l'expression des échanges de chaleur.

6) Le premier principe de la thermodynamique

a. Énoncé du premier principe

Rappelons que l'énergie d'un système est présente dans l'ensemble des variations temporelles de toutes les caractéristiques physiques d'un système : positions, vitesse, température, masse ...

L'énoncé du premier principe de la thermodynamique peut se mettre sous la forme suivante :

L'énergie ne peut être ni créée ni détruite, mais échangée seulement d'un système à un autre et/ou transformée d'une forme à une autre.

Il en découle que :

- **L'Univers a une quantité d'énergie totale finie et constante.**
- **L'énergie totale ($E_{\text{tot}} = E_{\text{C macro}} + U$) d'un système isolé reste constante.**

On considère désormais un système au repos macroscopique dans un référentiel donné :

$$\mathbf{E}_{C \text{ macro}} = \mathbf{0} \text{ et donc } \mathbf{E}_{\text{tot}} = U$$

Si l'on applique le **premier principe** à ce système lors d'une **transformation réelle**, on obtient le bilan énergétique global suivant :

$$\Delta U = W + Q$$

$\Delta U = U_f - U_i$: variation d'énergie interne entre l'instant initial et l'instant final

W : travail échangé avec le milieu extérieur

Q : chaleur échangée avec le milieu extérieur

Rappel : $W > 0$ ou $Q > 0$ si gain d'énergie pour le système

On retrouve bien le fait que lorsqu'un système est **isolé** ($W = 0$ et $Q = 0$), on a :

$$\Delta U = 0$$

b. Le cas des transformations élémentaires ou infinitésimales

Pour travailler en pratique sur les transformations réelles, il faut pouvoir exprimer ce premier principe dans le cas d'une transformation élémentaire entre l'**instant initial** t et un instant ultérieur très proche $t + dt$.

On montre que, à l'équilibre, l'énergie interne U est une fonction d'état de deux variables d'état indépendantes (à choisir parmi la pression p , le volume V et la température T) telle que par exemple :

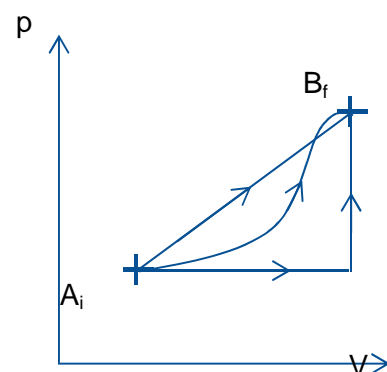
$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV \quad \text{ou} \quad dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial U}{\partial P} \right)_T dP$$

On dit alors que l'énergie interne peut se mettre sous la forme d'une **différentielle totale exacte** notée dU , qui permet d'exprimer une petite variation de U entre 2 états infiniment voisins.

On peut alors passer d'une transformation élémentaire à une transformation réelle grâce au calcul intégral :

$$\Delta U = \int_{U_i}^{U_f} dU = U_f - U_i$$

On voit alors que le résultat ne fait intervenir que les états initial et final : ceci signifie que la **variation d'énergie interne est indépendante du type de transformation réelle choisi, ou du chemin suivi** si l'on considère la courbe associée à la transformation.



Définition : la représentation des états d'équilibre par des points (A ou B par exemple) dans le **plan (V,p)** est appelée le **diagramme de Clapeyron**.

Par contre, on montre que, pour le travail W et la chaleur Q , **cette propriété de différentielle totale exacte ne s'applique pas**. En effet, le calcul global de W ou Q dépend du type de transformation réelle choisi ou du chemin suivi, et pas seulement de l'état initial et de l'état final.

Autrement dit, si on réalise des transformations différentes ayant le même état initial et le même état final, l'énergie totale mise en jeu sera la même, mais la répartition de cette énergie entre chaleur et travail échangés sera différente.

On utilisera alors une autre notation, correspondant à une autre forme différentielle : on note δW et δQ les quantités élémentaires de travail et de chaleur échangées, telles que pour toute transformation macroscopique :

$$W = \int_{t_i}^{t_f} \delta W \quad \text{et} \quad Q = \int_{t_i}^{t_f} \delta Q$$

On peut finalement écrire le **premier principe pour une transformation élémentaire** :

$$dU = \delta W + \delta Q$$

c. Équivalence travail ↔ chaleur : aspect historique

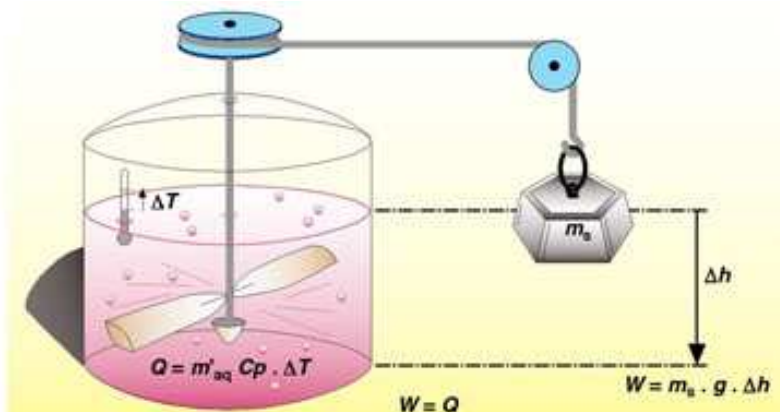
Les notions liées au travail notamment le travail d'une force furent maîtrisées avant celle liées à la chaleur. Il a fallu attendre le milieu du XIX^e siècle et les travaux de Mayer puis de Joule pour déterminer une équivalence entre ces deux formes de transfert d'énergie.

Historiquement, la chaleur eut comme unité la calorie (cal) qui fut définie comme la chaleur nécessaire pour augmenter la température de 1 g d'eau de 1°C.

On définissait alors la valeur de la capacité thermique massique de l'eau par $c = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$

En travaillant sur des dispositifs d'équivalent mécanique de la chaleur, on a réussi à déterminer la conversion entre les calories et les Joules.

En utilisant la valeur de $c = 4,186 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$, on obtient que : **1 cal = 4,186 J**.

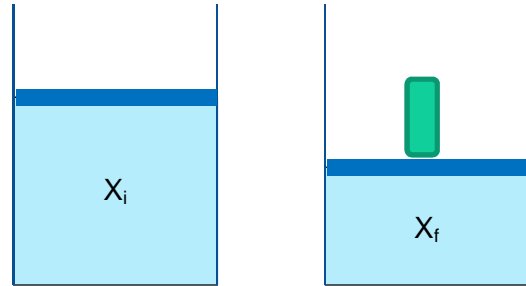


Dispositif similaire à celui de Joule

C) Calcul du travail échangé au cours d'une transformation

1) Transformations réelles

Exemple : masse posée sur un piston



Une transformation est une évolution d'un système d'un état d'équilibre initial à un état d'équilibre final liée à une (des) modification(s) des variables d'état.

Pour des raisons à la fois théoriques et pratiques, on définit plusieurs types de transformations.

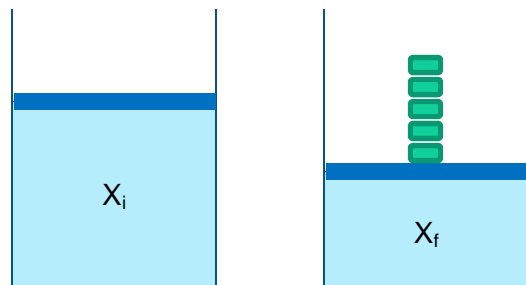
a) Transformation quasi-statique (**progressive**)

Une transformation quasi-statique correspond à une transformation qui est un **enchaînement continu d'états d'équilibre interne** du système. Les variables d'état du système varient donc continument de façon infinitésimale : $X \rightarrow X + dX$

Toutefois, aucune contrainte n'existe sur l'évolution du milieu extérieur.

Pour être considérée comme quasi-statique, la transformation doit être suffisamment lente ou avoir une grande durée par rapport au temps de réaction caractéristique du phénomène utilisé.

Exemple : ajout progressif de petites masses



b) Transformations réversible et irréversible

Soit une transformation directe qui part de l'état A appelé état initial pour terminer à l'état B appelé état final. La transformation inverse est celle qui part de B pour terminer en A.

Une transformation est réversible si :

- elle est quasi-statique
- le système et le milieu extérieur se retrouvent dans le même état que celui de départ après l'enchaînement de la transformation directe puis inverse (aucune trace ne doit subsister ni dans le système ni dans le milieu extérieur)

Dans le cas contraire la transformation est dite irréversible.

Le cas réversible est évidemment lié à un caractère idéal d'une transformation (on néglige par exemple les frottements, ...). En effet, les transformations réelles sont irréversibles.

c) Transformation adiabatique

Une transformation adiabatique s'effectue sans transfert thermique entre le système et le milieu extérieur : $Q = 0$.

C'est notamment le cas quand les parois du système sont adiabatiques ou dans certaines transformations « rapides » : le transfert de chaleur n'a alors pas le temps de se produire significativement.

d) Transformations isotherme, isobare et isochore

Les variables d'état les plus fréquentes d'un système (notamment pour les gaz) sont la température T , la pression p et le volume V .

Une **transformation isotherme** est une transformation telle que la température du système reste constante pendant toute la transformation : $T = \text{cste}$

Une **transformation isobare** est une transformation telle que la pression du système reste constante pendant toute la transformation : $p = \text{cste}$

Une **transformation isochore** est une transformation telle que le volume du système reste constant pendant toute la transformation : $V = \text{cste}$

2) Transformation élémentaire et variables d'état

Lorsque les variables d'état du système varient continument, on peut définir une transformation élémentaire en considérant une variation infinitésimale dX , dY , ... des variables d'état du système entre deux états d'équilibre du système.

L'état d'équilibre d'un système thermodynamique peut être représenté par une combinaison de valeurs des variables d'état vérifiant l'équation d'état : $f(X, Y, \dots) = 0$

Dans toute la suite nous supposons un système défini par les variables d'état P , V , T respectivement pression, volume, température qui caractérisent l'état d'un fluide quelconque.

Les développements suivants avec ces trois variables peuvent être facilement étendus à tout système thermodynamique dont les états d'équilibre dépendent de plusieurs variables.

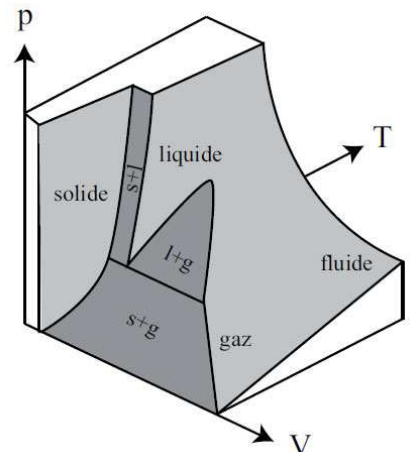
L'équation d'état de notre système sera donc représentée par une fonction f à 3 variables :

$$f(p, V, T) = 0$$

Exemple :

Gaz parfaits : $pV = nRT$ donc $f(P, V, T) = PV - nRT = 0$

Cette équation détermine un ensemble de points A sur une surface dans un repère à 3 dimensions ayant comme axes p , V et T . Le système thermodynamique à l'équilibre est représenté par un point $A_0 (p_0, T_0, V_0)$ de cette surface.



Remarque : le diagramme d'état de l'eau dans le plan (p,T) vu dans le chapitre B correspond à une coupe de la surface représentant l'ensemble des points d'équilibre.

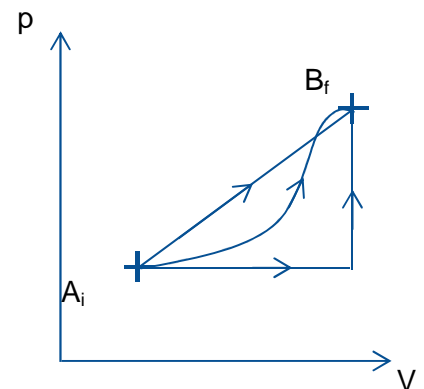
La transformation élémentaire ou infinitésimale permet alors de passer de $A_0 \rightarrow A$ tel que les coordonnées de A qui appartient à cette même surface soient : $(P_0 + dP, V_0 + dV, T_0 + dT)$.

Les variations élémentaires dp, dV et dT sont supposés infiniment petits : la transformation est élémentaire ou infinitésimale (et donc quasi-statique).

Pour des raisons liées notamment au calcul du travail échangé, on choisit le plus souvent de représenter l'état d'un fluide et son évolution.

Définition :

La représentation des états d'équilibre par des points (A ou B par exemple) dans le **plan (V,p)** est appelée le **diagramme de Clapeyron**.



3) Expressions du travail W

a) Cas général

Il existe plusieurs situations où un travail est échangé avec l'extérieur :

- Travail lié au déplacement dû à une force : $W = F \Delta l$
- Travail électrique : $W = U_{AB} \Delta q$
- Travail des forces extérieures de pression
- ...

Le travail des forces extérieures de pression est très fréquent en thermodynamique. On va s'intéresser à l'expression de son travail élémentaire.

Ce travail est directement donné par les lois de la mécanique, mais nous devons faire attention au sens de l'échange d'énergie pour respecter la convention de signe. La mécanique nous donne, pour le travail nécessaire pour déplacer le point d'application de la force \vec{F}_{ext} , la relation : $\delta W = \vec{F}_{\text{ext}} \cdot \vec{dl} = (p_{\text{ext}} S \vec{u}_x) \cdot \vec{dl} = -p_{\text{ext}} dV$

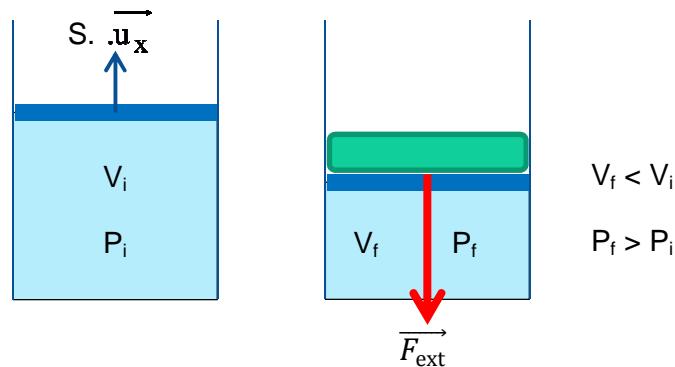
p_{ext} est la pression qu'exerce la force \vec{F}_{ext} sur la surface S , de vecteur normal \vec{u}_x orienté vers l'extérieur du système.

dV est la variation élémentaire de volume lors de la transformation.

Cette expression tient bien compte de la convention de signe. En effet, en comprimant un gaz de façon infinitésimale, on aura : $dV < 0$. Or dans ce cas, c'est le milieu extérieur qui fournit l'énergie au système.

Donc le travail échangé doit être positif. Or $dV < 0$ et $p_{\text{ext}} > 0$ donc cela valide l'expression du travail **élémentaire** :

$$\delta W = -p_{\text{ext}} dV$$



Ceci permet d'en déduire l'expression du travail réel :

$$W = - \int_i^f p_{\text{ext}} dV$$

Si la pression extérieure est constante, on obtient :

$$W = -p_{\text{ext}} (V_f - V_i)$$

b) Cas d'une transformation quasi-statique et réversible

Tout état intermédiaire étant un état d'équilibre du gaz, les variables thermodynamiques sont définies sur tout le chemin de transformation. Dans ce cas, à chaque instant, la pression du système est identique à la pression extérieure : **$p = p_{\text{ext}}$** .

On a donc : $\delta W = -pdV$ et

$$W = - \int_{V_1}^{V_f} p dV$$

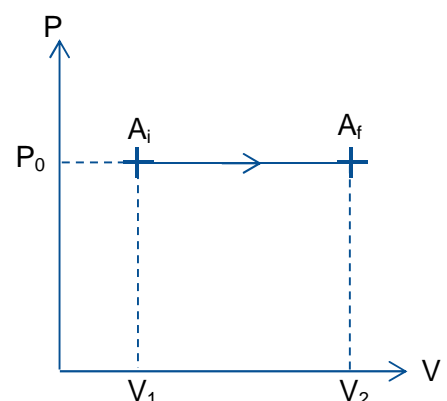
Cette expression peut donc être utilisée lors d'une transformation quasi-statique et par extension lors d'une transformation réversible.

On peut représenter (dans le cadre de ces 2 transformations) de façon géométrique le travail mécanique sur le diagramme de Clapeyron (p, V).

Considérons une transformation allant de l'état 1 vers l'état 2 comme indiquée sur la figure ci-contre.

Dans le plan (p, V) : l'aire sous la courbe $p = f(V)$ est :

$$\mathcal{A} = \left| \int_{V_1}^{V_2} p dV \right|$$



La valeur absolue du travail échangé au cours de la transformation $1 \rightarrow 2$ est donc représentée par l'aire sous la courbe : **$|W| = \mathcal{A}$** .

Le signe du travail correspond au “sens de parcours” de la courbe, c’est-à-dire au sens d’évolution du volume : il est toujours **positif** lorsque le fluide est **comprimé** (le volume **V diminue**), et **négatif** lorsque le fluide est **détendu** (**V augmente**).

Dans le cas présenté : le travail échangé est négatif, il est donc fourni par le système au milieu extérieur : $W = -P_0(V_f - V_i) < 0 \Rightarrow W = -\mathcal{A}$.

D) Chaleur échangée par un système

1) Cas d'un système sans changement d'état physico-chimique

a) Expression générale de la chaleur élémentaire δQ

Suivant le couple de variables d'état indépendantes employées, nous pouvons exprimer la chaleur élémentaire δQ sous deux formes, pour une même transformation élémentaire :

- $\delta Q = C_V(T, V)dT + \lambda(T, V)dV$
- $\delta Q = C_P(T, p)dT + h(T, p)dp$

Les fonctions C_V , C_P , λ et h sont appelées **coefficients calorimétriques** :

- C_V : capacité calorifique ou thermique à volume constant
- C_P : capacité calorifique ou thermique à pression constante
- λ : chaleur latente d'expansion à température constante
- h : chaleur latente de compression à température constante

C_P et C_V s'expriment en $J.K^{-1}$, λ en $J.m^{-3}$, h en $J.Pa^{-1}$.

Les deux équations précédentes sont équivalentes, et il suffit de connaître deux des quatre coefficients pour déterminer les autres.

Les chaleurs **latentes** de transformation λ et h sont définies comme des quantités de chaleur absorbées par le système **lorsque celui-ci est maintenu à température constante** pendant toute la durée de la transformation.

On peut remarquer que **lorsque soit le volume, soit la pression, reste constant**, on obtient des relations simplifiées :

$$\delta Q = C_V(T)dT \quad \text{ou} \quad \delta Q = C_P(T)dT$$

Dans ce cas, on constate que les capacités thermiques correspondent à la chaleur emmagasinée par le système, par kelvin supplémentaire.

b) Cas particulier : calcul de la chaleur échangée lorsqu'elle ne dépend que de T

Cette situation correspond notamment au cas où le volume, ou la pression, reste constant ; alors la somme de toutes les quantités de chaleur élémentaires échangées donne :

$$Q = \int_{T_i}^{T_f} C(T) dT$$

où la capacité calorifique $C(T)$ peut représenter $C_V(T)$ ou $C_P(T)$ suivant les cas.

Cette capacité calorifique se calcule en général à partir des caractéristiques du matériau utilisé. On trouve en effet dans la littérature scientifique les capacités calorifiques massiques ou molaires des matériaux (parfois appelés également "chaleurs spécifiques") :

Si l'on connaît la **masse m** du corps étudié, on utilise alors la **capacité thermique massique notée c** et l'on a : $C = m c$ et $\delta Q = m c dT$

L'unité de c dans le Système International d'unités est le **$\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$** .

Si l'on connaît la **quantité de matière** n du corps étudié, on utilise alors la **capacité thermique molaire notée C_m** et l'on a : $C = n C_m$ et $\delta Q = n C_m dT$

L'unité de C_m est le **$\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$** .

Remarque :

En pratique, on distingue C_p et C_v uniquement pour les gaz.

Pour un solide et un solide, l'état du système est quasiment indifférent à la pression p , et le volume V quasiment constant (la dilatation est négligeable). Dans ce cas, on note simplement : $C = C_v = C_p$

Cas particulier :

Lorsque la capacité calorifique peut être considérée comme constante, le résultat du calcul donne tout simplement :

$$Q = C \Delta T = C (T_f - T_i)$$

La chaleur échangée est alors directement proportionnelle à l'écart de température entre l'instant initial et l'instant final.

Conditions nécessaires à sa validité : cette relation est valable uniquement dans le cas où la capacité thermique du corps étudié est constante, c'est-à-dire qu'elle ne varie pas avec la température : $C = \text{cste}$

c) Energie et chaleur ; une nouvelle fonction d'état : l'enthalpie H

On considère un système thermodynamique dont les variables d'état sont p, V et T .

Si l'on reprend le premier principe sous sa forme différentielle :

$$dU = \delta Q + \delta W = \delta Q - p dV$$

- Pour une **transformation isochore**, on a selon le cas (transformation élémentaire ou réelle) :

$$\boxed{dU = \delta Q} \Rightarrow \boxed{\Delta U = Q}$$

En considérant T et V comme variables d'état indépendantes, l'expression précédente devient :

$$dU = C_v dT + (\lambda - p) dV$$

On voit donc que l'on a aussi : $\boxed{dU = C_v dT} \Rightarrow \boxed{\Delta U = C_v \Delta T}$

- Dans de nombreuses situations concrètes (réaction chimique, mesures calorimétriques) les transformations s'effectuent à **pression constante**.

Il est alors utile de définir une nouvelle fonction d'état appelée **enthalpie H** à partir de l'énergie interne U et des variables d'état p et V :

$$H = U + pV$$

H est en fait une nouvelle forme d'énergie et s'exprime en joules.

La différentielle de cette fonction a pour expression :

$$dH = dU + d(pV) = \delta Q + \delta W + pdV + VdP = \delta Q + VdP$$

Pour une **transformation isobare**, on a donc selon le cas élémentaire ou réelle :

$$dH = \delta Q \Rightarrow \Delta H = Q$$

En considérant T et p comme variables d'état indépendantes, l'expression précédente devient :

$$dH = C_P dT + (h + V) dp$$

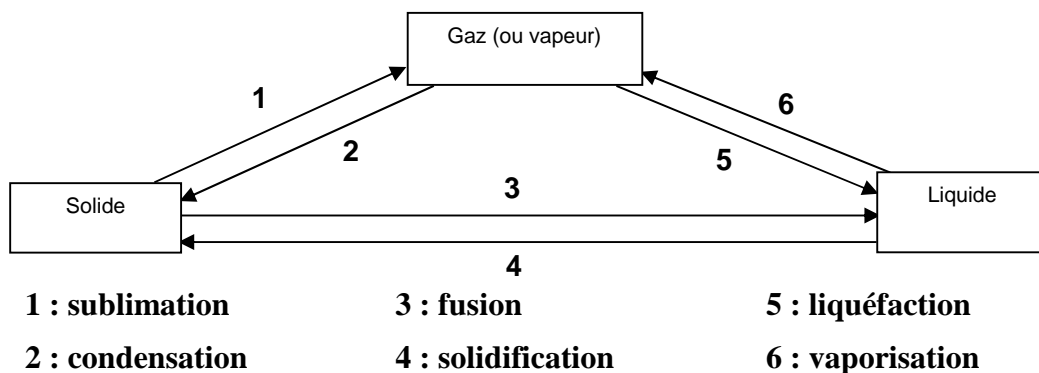
On voit donc que l'on a aussi : $dH = C_P dT \Rightarrow \Delta H = C_P \Delta T$

Conclusion :

- pour une **transformation isochore**, la **chaleur échangée** correspond à la **variation d'énergie interne du système**
- pour une **transformation isobare**, la **chaleur échangée** correspond à la **variation d'enthalpie du système**

2) Chaleur échangée par un corps changeant d'état physique

a) Rappel : les principaux changements d'états



Remarque : on utilise aussi le terme d'ébullition à la place de vaporisation

b) Changement d'état et énergie associée

Le changement d'état d'un corps pur est un processus qui s'effectue à une température donnée à la pression atmosphérique, et qui nécessite un échange d'énergie sous forme de chaleur avec le milieu extérieur.

Comme cet échange de chaleur se produit sans variation de température, on le qualifie de **chaleur latente** ; elle peut être positive ou négative selon le type de changement d'état.

D'autre part, la quantité de chaleur nécessaire est naturellement proportionnelle à la quantité de matière qui change d'état (l'énergie est en effet une grandeur extensive). On aboutit donc à la relation :

$$Q = m.L_{\text{ch état}} \quad \text{ou parfois} \quad Q = n.L_{\text{m, ch état}}$$

où $L_{\text{ch état}}$ est la chaleur latente massique de changement d'état (en J/kg), et $L_{\text{m, ch état}}$ la chaleur latente molaire de changement d'état (en J/mol).

Corps	Fusion	Vaporisation
Au	$T_{\text{fus}} = 1063^{\circ}\text{C} / L_{\text{fus}} = 66,6 \text{ kJ.kg}^{-1}$	$T_{\text{vap}} = 2600^{\circ}\text{C} / L_{\text{vap}} = 1578 \text{ kJ.kg}^{-1}$
He	$T_{\text{fus}} = -269,7^{\circ}\text{C} / L_{\text{fus}} = 5,2 \text{ kJ.kg}^{-1}$	$T_{\text{vap}} = -268,93^{\circ}\text{C} / L_{\text{vap}} = 21 \text{ kJ.kg}^{-1}$
Hg	$T_{\text{fus}} = -38,9^{\circ}\text{C} / L_{\text{fus}} = 11,8 \text{ kJ.kg}^{-1}$	$T_{\text{vap}} = 256,58^{\circ}\text{C} / L_{\text{vap}} = 296 \text{ kJ.kg}^{-1}$

On a des valeurs opposées pour des changements d'états inverses (fusion et solidification par exemple) ; ainsi : $L_{\text{fus}} = -L_{\text{sol}} > 0 / L_{\text{vap}} = -L_{\text{liq}} > 0 / L_{\text{sub}} = -L_{\text{con}} > 0$

Les trois changements d'état concernant le passage d'un état vers un état moins ordonné ont des chaleurs latentes positives : cela correspond donc à une augmentation de l'énergie de la matière.

Remarque : toute transformation de la matière met en jeu une variation d'énergie, qui se traduit par une chaleur latente associée. C'est par exemple le cas des transformations chimiques : elles s'accompagnent d'une « énergie de réaction », exprimée en kJ/mol, équivalente à $L_{\text{m, ch état}}$.

3) Application : principe de la calorimétrie

La calorimétrie est par définition l'étude et la mesure des quantités de chaleur, et de leur lien avec la température notamment. En général, l'objectif est soit de déterminer des caractéristiques d'un système physique (par exemple sa capacité calorifique), soit de prévoir une température finale à la fin d'une transformation du système.

Le principe est le suivant : on met en contact dans une enceinte supposée **parfaitement isolée thermiquement**, un certain nombre d'objets ayant initialement des températures ou des états physiques créant un déséquilibre entre eux. Ils vont donc échanger de l'énergie **uniquement sous forme de chaleur**, jusqu'à atteindre un état d'équilibre final.

Si l'enceinte est isolée, **aucun échange d'énergie avec l'extérieur** n'est possible : on dit que la transformation qui a lieu est **adiabatique**, et les différentes quantités de chaleur vérifient :

$$\sum_{\text{sous-systèmes } i} \text{tous les } Q_i = 0$$

E) Propriétés spécifiques des gaz parfaits

1) Les lois de Joule

a) 1ère loi de Joule

Dans le modèle des GP, on considère qu'il n'existe aucune interaction entre molécules. Dans ce cas, l'énergie interne est simplement l'énergie cinétique microscopique due à l'agitation thermique, et le volume ou la pression n'ont aucun effet sur celle-ci. De plus, nous avons vu précédemment que l'énergie cinétique moyenne des molécules est directement liée à T.

Ceci entraîne la **1^{ère} loi de Joule** :

L'énergie interne U d'un GP ne dépend que de la température T : U(T).

Or l'expression générale de la variation d'énergie au cours d'une transformation élémentaire est : $dU = C_V dT + (\lambda - p) dV$; on en déduit pour un gaz parfait :

$$\ell = p \quad \text{d'où :} \quad \delta Q = C_V dT + p dV \quad \text{et}$$

$$\boxed{dU = C_V dT = nC_{V,m} dT}$$

Finalement, pour une transformation réelle :

$$\boxed{\Delta U = nC_{V,m} \Delta T}$$

b) 2ème loi de Joule

Par définition, on a l'enthalpie H : $H = U + PV$

Dans le modèle des GP, on a donc : $\boxed{H = U + nRT}$

Ceci entraîne la **2^e loi de Joule** :

L'enthalpie H d'un GP ne dépend que de la température T : H(T).

On en déduit donc que lors d'une transformation élémentaire :

$$dH = nC_{V,m} dT + nR dT = n(C_{V,m} + R) dT$$

Si l'on compare avec la formule générale : $dH = C_P dT + (h + V) dp$, on a donc pour un GP :

$$h = -V \quad \text{d'où :} \quad \delta Q = C_P dT - V dp \quad \text{et}$$

$$\boxed{dH = C_P dT = nC_{P,m} dT}$$

Finalement, pour une transformation réelle :

$$\boxed{\Delta H = nC_{P,m} \Delta T}$$

De plus, on obtient la **relation de Mayer** dans le cas des GP :

$$\boxed{C_{P,m} - C_{V,m} = R} \quad \text{ou} \quad \boxed{C_P - C_V = nR}$$

2) Loi de Laplace

Supposons que l'enceinte dans laquelle est placée le GP soit **adiabatique et réversible** (pas d'échange d'énergie sous forme de chaleur avec l'extérieur) : $\delta Q = 0$

Or δQ s'exprime en fonction des coefficients calorimétriques de deux manières différentes :

- $\delta Q = C_V(T, V)dT + \lambda(T, V)dV = 0$ d'où pour un GP : $C_V dT = -p dV$
- $\delta Q = C_P(T, p)dT + h(T, p)dp = 0$ d'où pour un GP : $C_P dT = V dp$

On en déduit : $C_V V dp + C_P p dV = 0$

$$\Rightarrow V dp + \frac{C_P}{C_V} p dV = 0$$

On utilise alors le coefficient γ tel que : $\gamma = \frac{C_P}{C_V} > 1$

Ce coefficient est caractéristique du gaz, et généralement considéré constant. On obtient

$$\text{alors : } V dp + \gamma p dV = 0 \Rightarrow \frac{dp}{p} + \gamma \frac{dV}{V} = 0$$

En prenant la primitive de cette relation (K , K_1 et K_2 : constantes d'intégration) :

$$\int \frac{dp}{p} + \gamma \int \frac{dV}{V} = K \Rightarrow \ln(p) + K_1 + \gamma \ln(V) + K_2 = K \Rightarrow$$

$$\ln(p) + \ln(V^\gamma) = K - K_1 - K_2$$

$$\Rightarrow \ln(pV^\gamma) = K - K_1 - K_2 \Rightarrow pV^\gamma = e^{(K - K_1 - K_2)}$$

On en déduit donc que **pour un GP qui évolue de façon adiabatique et réversible**, on a la **loi de Laplace** :

$$pV^\gamma = \text{cste}$$

La loi de Laplace peut être utilisée lors d'une transformation adiabatique et réversible :

$$p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma$$

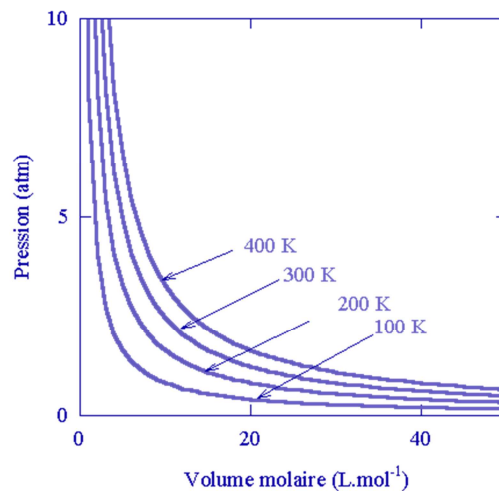
3) Représentation sur le diagramme de Clapeyron

Sur le diagramme de Clapeyron (p en fonction de V), on peut représenter, dans le cadre des GP deux transformations importantes :

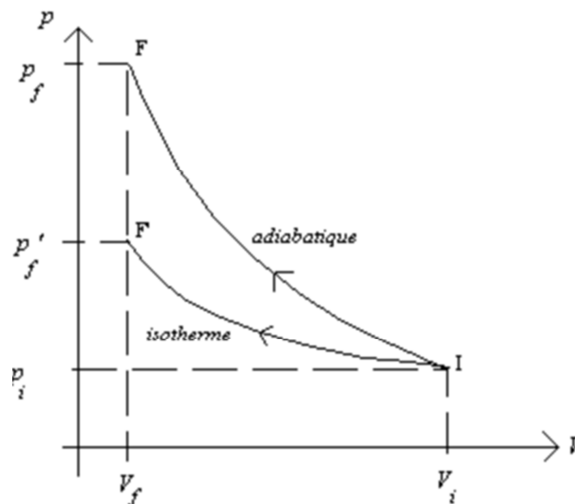
- (1) Transformation isotherme ($dT = 0$)
- (2) Transformation adiabatique réversible ($\delta Q = 0$)

En effet, en considérant pour (1) l'équation d'état des GP, et pour (2) la loi de Laplace, on obtient que :

(1) $pV = \text{cste} \Rightarrow p = \frac{\text{cste}}{V}$: **courbe isotherme \leftrightarrow branche d'hyperbole**



(2) $pV^\gamma = \text{cste} \Rightarrow p = \frac{\text{cste}}{V^\gamma}$: **courbe adiabatique \leftrightarrow variations plus fortes qu'une hyperbole**



F) Cas particulier fondamental : les cycles thermodynamiques

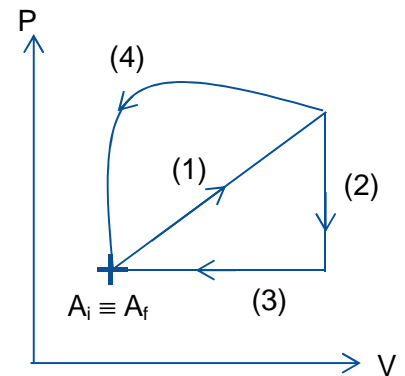
1) Définition d'un cycle thermodynamique

On appelle cycle une succession de transformations à la fin de laquelle le système revient à son état d'équilibre initial. Cette condition correspond en effet à des applications essentielles.

On en déduit alors que, **pour un cycle** : $\Delta U = U_f - U_i = 0$

Ceci implique donc que, pour un cycle : $W = -Q$

Cela revient à dire que lors d'un cycle (transformation (1) suivie de (2) et de (3) ou transformation (1) suivie de (4)) si le système reçoit un travail du milieu extérieur, il lui fournit obligatoirement de la chaleur en même quantité et inversement.



En travaillant sur les cycles, on peut vérifier que la quantité $U = W + Q$ est bien indépendante du chemin suivi :

- $W_1 + Q_1 + W_2 + Q_2 + W_3 + Q_3 = 0 \quad \Leftrightarrow \quad W_1 + Q_1 + W_{2,3} + Q_{2,3} = 0$
- $W_1 + Q_1 + W_4 + Q_4 = 0$

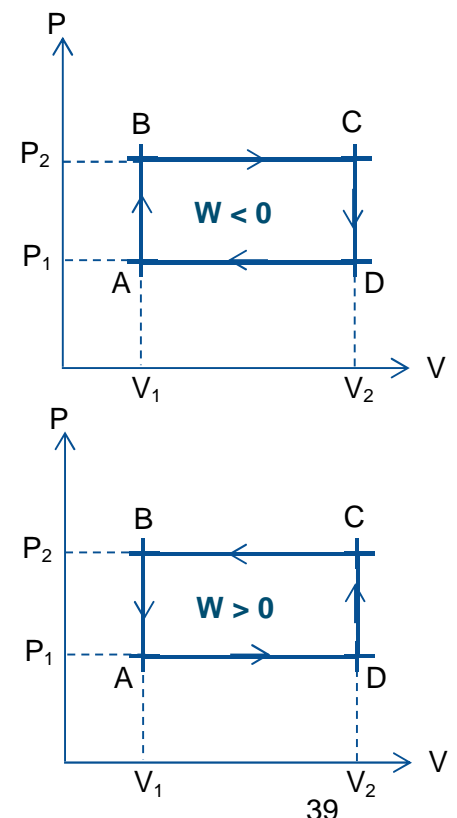
Donc : $W_{2,3} + Q_{2,3} = W_4 + Q_4$: la quantité $\Delta U = W + Q$ est bien indépendante du chemin suivi.

2) Travail échangé au cours d'un cycle

On a vu que le travail échangé est lié à l'aire délimitée par la courbe dans le diagramme de Clapeyron.

Dans le cas d'un cycle, on doit prendre en compte la différence des aires correspondant à l'aller et au retour, en tenant compte des signes traduisant le sens de l'évolution du volume :

- un cycle parcouru dans le sens inverse du trigonométrique correspond à un travail négatif : on dit que **le cycle est moteur**, c'est le système qui **fournit du travail mécanique à l'extérieur**.
- un cycle parcouru dans le sens trigonométrique correspond à un travail positif : on dit que le cycle est **récepteur**, le système **absorbe un travail apporté par l'extérieur**.



Annexe 1 : Mesure de la température des corps

Support : Mesure_Temperature_Meteo_France.pdf (Civiate & Mandel, 2008)

Les premières échelles de température

Les premiers essais de mesure de la température ont commencé avec Galilée (fin XVI^e s.) puis se sont poursuivis courant XVII^e s. en utilisant d'abord la dilatation de l'air avec la température puis celle de certains liquides (eau, alcool ou mercure). Ils utilisent directement la propriété précédente : lorsque l'on met en contact le système que l'on veut étudier avec le thermomètre, un équilibre thermique se crée : la température du système étudié est alors la même que celle du thermomètre !

Ces premiers thermomètres ont permis de mettre en évidence que certains phénomènes physiques se déroulaient à des températures bien précises. Hooke et Huygens ont proposé respectivement la température de solidification et la température d'ébullition de l'eau comme points de référence.



Thermoscope de Galilée



En 1717, Fahrenheit (États-Unis) décida de créer sa propre échelle de température en prenant comme référence inférieure (0°F) la température la plus froide qu'il pouvait atteindre (mélange d'eau, de glace et de sel de mer) et comme référence supérieure (96°F) la température normale du corps humain.

Plus tard, Celsius (Suède) utilisa les points de référence de Hooke et Huygens pour créer une nouvelle échelle de température et sépara ces 2 points par 100 graduations : $T_{\text{solidification eau}} = 0^{\circ}\text{C}$ et $T_{\text{ébullition eau}} = 100^{\circ}\text{C}$.

Le problème de ces échelles de températures est qu'elles permettent de comparer des températures, et de les repérer le long d'une échelle, mais pas d'attribuer une température indiscutable à un système physique, faute de phénomène physique de référence.

Principe des échelles modernes

Il existe aujourd'hui une grande variété de thermomètres selon le type de corps, leur mode de mesure (grandeur physique utilisée) et la gamme de température souhaitée.

Dans tous les cas, ces thermomètres donnent des indications correctes à condition d'avoir été étalonnés par rapport à l'échelle légale.

Pour **étalonner un thermomètre**, on détermine un certain nombre de **points fixes** (températures de changement d'état de corps purs ou points triples de corps purs) à l'aide d'un instrument, appelé thermomètre primaire, qui donne accès à la **température absolue en kelvins**.

On utilise pour cela un thermomètre à gaz (« thermomètre normal à hydrogène » par exemple) qui, par des mesures de pression, permet d'obtenir ces points fixes de manière précise. On obtient alors une échelle internationale de température.

Points triples	T (°C)
Point triple Hydrogène (H)	-259,3467
Point triple Argon (Ar)	-189,3442
Point triple Mercure (Hg)	-38,8344
Point triple Eau (H ₂ O)	0,01

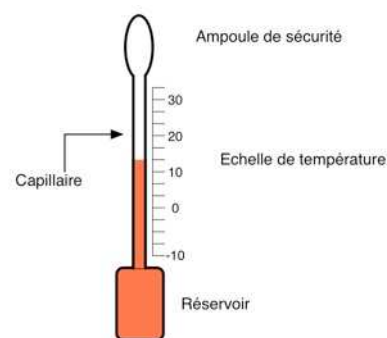
(Faroux & Renault, 1997)

À l'aide de cette échelle internationale, on peut alors étalonner des thermomètres plus simples appelés thermomètres usuels.

Thermomètres usuels

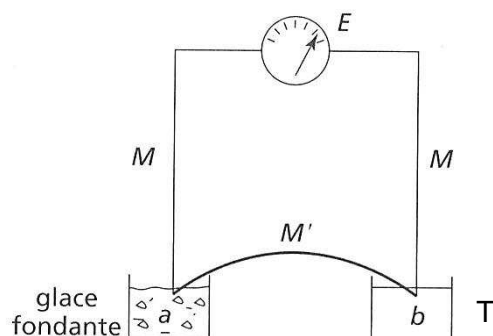
• Thermomètre à dilatation de liquide

C'est le plus répandu des thermomètres. Il utilise la dilatation thermique des liquides (mercure ou alcool coloré). Une quantité de liquide est enfermée dans un réservoir de verre terminé vers le haut par une fine tige verticale et creuse (capillaire). Le liquide crée un ménisque (surface libre) dont la position varie selon la dilatation du liquide et donc selon la température. On trace deux traits grâce à deux points fixes (ex : on plonge le thermomètre dans de la glace fondante ou de l'eau en ébullition) et on en déduit les graduations.



• Thermocouple

Trois fils constitués de deux métaux (ou alliages) différents M et M' sont soudés en (a) et (b). La soudure (a) est portée à une température fixe (ex : glace fondante) et la soudure (b) plonge dans le corps de température inconnue T. On mesure la différence de potentiel E aux bornes du dispositif et on utilise la relation d'étalonnage $E = f(T)$.



(Faroux & Renault, 1997)

• Sonde thermométrique à résistance de Platine (Pt)

On utilise le fait que la résistivité d'un conducteur électrique dépend de la température. On prend alors un fil de platine d'une longueur donnée et on mesure précisément sa résistance (ex : utilisation d'un pont de Wheastone). Un étalonnage permet d'obtenir une formule



empirique reliant la température T recherchée et la résistance R mesurée

(ex : $R = R_0 (1 + aT + bT^2 + cT^3(T-100))$ avec T en $^{\circ}\text{C}$).

- **Pyromètre optique**

Cet instrument est utilisé pour mesurer des très hautes températures (qui feraient fondre les thermomètres précédents). Contrairement aux précédents, il ne nécessite pas de contact (et donc d'équilibre thermique avec le corps à mesurer), ce qui lui permet également de mesurer des températures de corps très éloignés (Soleil, étoiles, ...). Cet appareil se base sur l'étude optique du rayonnement lumineux émis par un corps porté à une certaine température (travaux de Planck).



Annexe 2 : Tableau récapitulatif des principales unités secondaires du S.I.

Dimension (nature physique)	Unité dans le S.I. et symbole	Décomposition de la dimension en fonction des grandeurs fondamentales	Equivalence de l'unité exprimée avec les unités fondamentales
Force			
Pression			
Energie			
Puissance			
Tension électrique			
Résistance			
Inductance			
Capacité			

TD n°1 : Analyse dimensionnelle et unités - Grandeurs thermodynamiques – Loi des gaz parfaits

I - Recherche de dimensions et d'unités

- 1) A partir d'expressions classiques, vérifiez que les différentes grandeurs suivantes ont la même dimension :
 - énergie cinétique
 - énergie potentielle de pesanteur
 - travail d'une force
 En déduire la dimension d'une énergie et d'une puissance en fonction des dimensions fondamentales, puis la décomposition du joule et du watt en fonction des unités fondamentales du Système International (S.I.).
- 2) A partir des dimensions précédentes, déterminer la dimension d'une tension électrique, puis celles d'une résistance, d'une inductance, d'une capacité ; donner l'expression de leurs unités en fonction des unités fondamentales du S.I.
- 3) Quelle est la dimension d'un produit résistance×capacité ? Du produit inductance×capacité ?
Comment obtenir une durée à partir d'une inductance et d'une résistance ?
- 4) Unités en thermodynamique
 - a) Rappeler la loi des gaz parfaits, en précisant les unités de chacune des variables d'état.
 - b) Rappeler la dimension d'une pression, et vérifier que le produit pV représente une énergie.
 - c) En déduire l'unité de la constante des gaz parfaits R.

II - Homogénéité d'une formule.

Parmi les relations ci-dessous, lesquelles sont correctes d'un point de vue dimensionnel ?

- ① $U = \frac{R_1 R_2 R_3}{R_1(R_1 + R_3) + R_2} I_0$, qui exprime la tension U en fonction de l'intensité I_0 et des résistances d'un circuit électrique.
- ② $\Delta p = p_1 - p_2 = 0,003 \cdot \mu v^3$, qui donne la différence de pression entre deux points M_1 et M_2 d'un fluide en fonction de sa masse volumique μ et de la vitesse de l'écoulement v .
- ③ $R = \sqrt{\frac{G M_S T}{4\pi^2}}$, qui traduit la relation entre le rayon de l'orbite d'une planète autour du Soleil, la masse M_S du Soleil, la constante de gravitation universelle G et sa période de révolution T autour du Soleil.

III - Analyse dimensionnelle.

- 1) La célérité c des ondes acoustiques dans un fluide dépend de la masse volumique μ et du coefficient de compressibilité $\chi = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)$, où V représente le volume et P la pression du fluide. Déterminer, à une constante sans dimension près, la relation entre c, μ et χ .

2) La fréquence ν de vibration d'une corde de longueur l , de masse par unité de longueur μ , tendue par une force F , s'exprime par un monôme contenant l , F et μ . Déterminer, à une constante sans dimension près, la formule donnant ν en fonction de l , F et μ .

Exercices complémentaires :

1) Grandeurs électrostatiques

- ① A partir de la loi de Coulomb, déterminer la dimension physique d'un champ électrique.
- ② Déterminer la dimension de la permittivité diélectrique du vide ϵ_0 et son unité dans le S.I.
- ③ Montrer que l'énergie par unité de volume e_v "contenue" dans la zone où règne le champ électrique peut s'exprimer comme un monôme en fonction du champ E et de ϵ_0 :

$$e_v = k \cdot E^\alpha \epsilon_0^\beta$$
 et déterminer les coefficients α et β .

2) Grandeurs magnétiques

- ① La force de Lorentz subie par une particule de charge q , de vitesse v , soumise à un champ magnétique B , a pour norme : $F = qvB$. Déterminer la dimension physique d'un champ magnétique et en déduire l'expression de son unité, le tesla, en fonction des unités fondamentales du système international.
- ② Sachant que le champ magnétique à l'intérieur d'une bobine allongée comportant n enroulements de fil par unité de longueur, et parcourue par un courant d'intensité I , est donné par la relation : $B = \mu_0 n I$, déterminer la dimension de la constante μ_0 et son unité dans le S.I.
- ③ Montrer que l'énergie par unité de volume E_v "contenue" dans la zone où règne le champ magnétique peut s'exprimer comme un monôme en fonction du champ B et de μ_0 :

$$e_v = k \cdot B^\alpha \mu_0^\beta$$
 et déterminer les coefficients α et β .

TD n°2 : La pression dans les fluides

Statique des fluides (1) : pression dans les fluides incompressibles

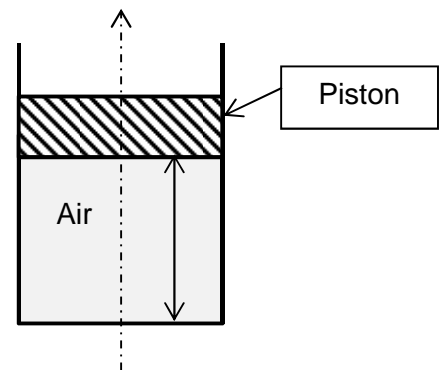
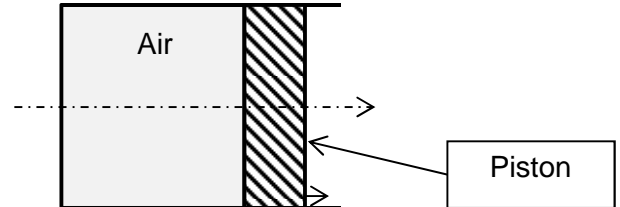
Données générales : $g = 9,81 \text{ m.s}^{-2}$

$R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

$p_{\text{atm},0} = 1,013 \text{ bar}$

I - Pression dans un récipient – notion de pression extérieure subie par un fluide

- 1) Quelle est la définition de la pression d'un fluide ?
- 2) On enferme 2,5 mol d'air dans un cylindre, fermé par un piston de masse $m_p = 20 \text{ kg}$. La température est de 20°C . Le piston de surface $S = 500 \text{ cm}^2$ est libre de se déplacer le long de l'axe du cylindre.
 - a) Le cylindre est placé horizontalement. Déterminer :
 - ① les forces qui s'exercent sur le piston
 - ② la condition d'équilibre du piston ; quelle est la pression extérieure s'exerçant sur le gaz ?
 - ③ la longueur intérieure L_{int} du cylindre
 - b) Reprendre l'étude précédente dans le cas où le cylindre est placé verticalement, piston en haut.



- 3) Quelle est la condition générale sur la pression du gaz et la pression extérieure, pour que le système soit à l'équilibre mécanique ?

II - Comportement d'un gaz parfait

- 1) On dispose d'un gaz, de volume initial $V_1 = 15 \text{ L}$, de température initiale $\theta_1 = 10^\circ\text{C}$, à la pression $p_1 = 2,0 \text{ bar}$. On demande de calculer :
 - ① la nouvelle température T_2 si le volume est divisé par 2 sans modifier la pression
 - ② la nouvelle pression p_3 du gaz, si la température atteint 60°C sans modification du volume
 - ③ la nouvelle pression p_4 si le volume et la température absolue du gaz sont multipliés par 2
- 2) **Quelques propriétés générales**
 - a) En thermodynamique, on représente souvent l'état d'un gaz en utilisant les **coordonnées de Clapeyron**, c'est-à-dire la pression du gaz en fonction de son volume. Si la température est constante, quelle est la forme de la courbe obtenue lorsque l'on fait varier p et V ? Même question dans le cas où la pression est constante ainsi que dans le cas où le volume est constant.
 - b) Exprimer le volume molaire d'un gaz parfait. Le calculer à la pression atmosphérique normale au niveau de la mer $p_{\text{atm},0}$, pour une température de 0°C puis de 25°C .
 - c) Exprimer la masse volumique d'un gaz parfait, en fonction notamment de sa masse molaire. Calculer celle de la vapeur d'eau à la pression atmosphérique normale $p_{\text{atm},0}$, pour une température de 25°C . Comparer avec celle de l'eau liquide.

III - Pression dans un pneu de voiture

- 1) On s'intéresse au gonflage du pneu d'une voiture. Le constructeur recommande une pression de $2,5 \pm 0,2 \text{ bar}$. On précise que cette pression est en fait la pression **supplémentaire** que l'air doit avoir à l'intérieur du pneu, par rapport à la pression extérieure. On précise

également que l'enveloppe du pneu étant très épaisse, on peut considérer que l'enveloppe est inextensible et donc que le volume intérieur du pneu est constant.

- 1) Le pneu a été gonflé par beau temps, à la pression recommandée de 2,5 bar, la température étant de 30°C. Si la température descend à 0°C, faudra-t-il corriger la pression du pneu ?
- 2) Calculer les températures limites entre lesquelles la pression du pneu n'aurait pas besoin d'être corrigée.
- 3) A quelle pression est-il préférable de gonfler le pneu en plein soleil ? Justifier.

Pression dans les fluides incompressibles

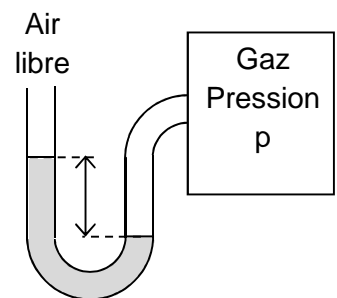
IV - Pression dans les liquides

- 1) Rappeler la relation fondamentale de la statique des fluides soumis au champ de pesanteur. En déduire l'expression de la pression dans un liquide **en fonction de la profondeur notée h**.
- 2) De combien varie la pression par mètre, lorsqu'on s'enfonce sous l'eau ? et par centimètre ?
- 3) Sachant que la densité du mercure est 13,6, quelle est la hauteur d'une colonne de mercure équilibrant la pression atmosphérique moyenne $P_0 = 1,013$ bar ? Quelle variation de pression correspond à une variation de 1 mm du niveau du mercure ?
- 4) Quelle est la valeur de la pression à une profondeur de 1000 m dans l'océan ? La densité moyenne de l'eau de mer sera prise égale à 1,03.
- 5) A quelle profondeur, dans un lac d'eau douce ($d = 1,00$), la pression est-elle 5 fois plus grande qu'à la surface ?
- 6) On met du mercure dans le fond d'un tube en U. Dans l'une des branches on verse de l'eau de façon à avoir une colonne de 20 cm de hauteur. Dans l'autre branche, on verse de l'alcool jusqu'à ce que les niveaux du mercure dans les deux branches soient dans un même plan horizontal. On constate que la colonne d'alcool a une hauteur de 25 cm : quelle est la densité de l'alcool ?

V - Principe d'un manomètre à liquide

Un manomètre à alcool est constitué d'un tube en U gradué et recourbé contenant de l'éthanol (densité : $d = 0,79$), dont une extrémité est à l'air libre et l'autre extrémité est reliée au milieu dont on veut mesurer la pression (voir schéma ci-contre).

- 1) Calculer la pression p lorsque la dénivellation observée est de 11,3 cm.
- 2) Quel est l'intérêt d'utiliser de l'alcool plutôt que de l'eau ?
- 3) Quelle est la différence entre un manomètre et un baromètre ?



VI - Poussée d'Archimède dans un liquide

- 1) Pourquoi peut-on fabriquer des navires en acier alors que l'acier est plus dense que l'eau ?
- 2) Déterminer, sachant que la densité de la glace est $d_g = 0,92$ alors que celle de l'eau de mer est $d_m = 1,03$:
 - la hauteur émergée et la hauteur immergée d'un iceberg cubique d'arête $L = 100$ m ;
 - la hauteur émergée d'un iceberg ayant la forme d'un prisme droit de hauteur $h = 40$ m.

- 3) Montrer que la proportion (en volume) de l'iceberg émergée ne dépend pas de la forme de l'iceberg.
- 4) Justifier qu'il n'est pas utile de prendre en compte la poussée d'Archimède qui s'exerce sur la partie émergée de l'iceberg.

Exercices complémentaires :

- ① Reprendre la question 2) de l'exercice I - avec le cylindre vertical, mais le piston situé vers le bas ; montrer également que l'équilibre n'est possible que si la masse du piston ne dépasse pas une certaine valeur limite, que vous préciserez.
- ② On met du mercure dans le fond d'un tube en U. On verse 20 cm d'eau dans l'une des branches et, dans l'autre branche, la même hauteur de pétrole, de densité 0,72. Quelle est la différence de niveau du mercure dans les deux branches ?

TD n°3 : Statique des fluides (2) : cas des fluides compressibles - la pression dans l'atmosphère

Données générales : $g = 9,81 \text{ m.s}^{-2}$ $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ $p_{\text{atm},0} = 1,013 \text{ bar}$
 Composition de l'atmosphère sèche au niveau de la mer : $\text{O}_2 : 21 \%$ $\text{N}_2 : 78 \%$ $\text{Ar} : 1 \%$
 Masses molaires, en g.mol^{-1} : $\text{O} : 16,00$ $\text{N} : 14,01$ $\text{Ar} : 39,95$ $\text{He} : 4,00$

1) Analyse qualitative

Justifier, de façon qualitative, que la pression dans l'air (supposé ici incompressible) peut être considérée comme constante à 0,1 % près dans la plupart des situations courantes. Comparer avec le cas de l'eau liquide.

2) Etude quantitative

On veut déterminer les variations de la pression en fonction de l'altitude dans l'atmosphère. On utilise pour cela un modèle simplifié : on considèrera que la température de l'atmosphère est uniforme et égale à $T_0 = 290 \text{ K}$.

- a) A partir de la relation fondamentale de la statique des fluides dans le champ de pesanteur, déduire l'équation vérifiée par la pression en fonction de l'altitude. De quel type d'équation s'agit-il ?
- b) En déduire l'expression de la pression, puis de la masse volumique de l'air, en fonction de l'altitude. On fera intervenir la masse molaire moyenne de l'air M , que l'on calculera.
- c) Quelle est la dimension du coefficient $\alpha^{-1} = \frac{RT_0}{Mg}$? Que représente-t-il ?
- d) A quelle altitude la pression est-elle égale à $\frac{1}{2} p_{\text{atm},0}$?
- e) Vérifier que la justification donnée à la question 1) est valable. On pourra par exemple calculer sur quelle hauteur la pression varie de 1%.
- f) Pourquoi la proportion de dioxygène dans l'air décroît-elle avec l'altitude ? En tenant compte de la différence entre O_2 et N_2 , déterminer l'altitude à laquelle la pression partielle de O_2 est divisée par 2 par rapport à celle qui existe au niveau de la mer.

3) Conséquence sur un ballon atmosphérique

On se propose de déterminer l'altitude maximale que pourrait atteindre un ballon, constitué d'une enveloppe sphérique inextensible gonflée avec de l'hélium, de diamètre $D_b = 12,00 \text{ m}$, supportant une nacelle de volume très négligeable, la masse de tous les éléments solides (enveloppe, nacelle, accessoires, passagers) étant $m_0 = 500 \text{ kg}$.

- a) Faire le bilan des forces appliquées au ballon lorsqu'il est en vol. Exprimer chacune de ces forces, puis la force résultante \vec{F}_{tot} en fonction notamment des masses molaires M de l'air et M' de l'hélium, et de leurs pressions p et p' .
- b) On gonfle initialement le ballon avec une pression d'hélium égale à la pression ambiante. Vérifier qu'au niveau du sol, ce ballon s'élève spontanément ; quelle masse maximale de l'ensemble (enveloppe, nacelle, accessoires, passagers) le ballon pourrait-il soulever ?
- c) Déterminer son altitude d'équilibre (appelée plafond du ballon).

Exercices complémentaires :

① Altitude maximale atteint par une montgolfière

Une montgolfière est un aérostat dont l'enveloppe est ouverte à la base au lieu d'être fermée.

- a) Quelle est la conséquence sur la pression dans le ballon ?
- b) Pourquoi peut-on considérer qu'à l'intérieur de la montgolfière, le gaz est toujours de l'hélium ?
- c) Calculer le plafond de la montgolfière

d) Comparer ce résultat à celui de la question **3)c)** ; comment pouvait-on le prévoir ?

Question subsidiaire (qu'il est souhaitable de se poser avant de monter dedans) : comment faire redescendre le ballon ?...

② **En réalité**, l'atmosphère n'a bien sûr pas une température uniforme ; la température décroît assez régulièrement avec l'altitude, ce que l'on modélise souvent par une loi affine : $T = T_0 (1 - kz)$.

Vérifier que l'on obtient alors une équation différentielle linéaire, dont un coefficient n'est pas constant.

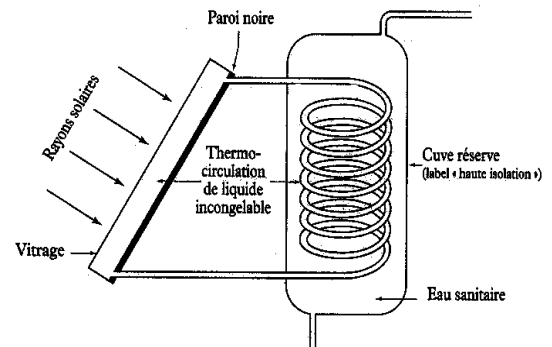
Données générales :

capacité thermique massique de l'eau $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$
 masse volumique de l'eau $\mu_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$
 constante de Planck $h = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}$

I – Panneau solaire thermique

Le principe de fonctionnement d'un chauffe-eau solaire est schématisé ci-contre. Le capteur de rayonnement est constitué d'un panneau solaire thermique fermé par une plaque de verre de surface $S = 2 \text{ m}^2$. Placé sur le toit, ce panneau permet de fournir l'eau chaude d'une maison individuelle, dans une région bien ensoleillée.

Un essai d'utilisation de cet appareil, pendant une période ensoleillée (puissance surfacique thermique du rayonnement solaire $P_S = 800 \text{ W.m}^{-2}$), a donné les résultats suivants : pour un débit volumique d'eau circulant dans le panneau $D_V = 20 \text{ L.h}^{-1}$ et une température d'entrée de l'eau $\theta_1 = 15 \text{ }^\circ\text{C}$, on obtient une température de sortie de l'eau $\theta_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$.



- 1) Identifier l'échange d'énergie s'effectuant au niveau de ce panneau.
- 2) Calculer la chaleur reçue par le panneau pendant une heure d'exposition au Soleil.
- 3) Calculer la chaleur absorbée par l'eau circulant dans le panneau pendant une heure.
- 4) En déduire le rendement r du panneau. Quelles sont les origines des pertes d'énergie ?

II – Panneau solaire photovoltaïque

Un panneau solaire photovoltaïque est constitué d'un ensemble de cellules d'un matériau semi-conducteur (généralement du silicium) permettant de convertir l'énergie du rayonnement solaire en énergie électrique utile (Fig. 1). Pour un cristal semi-conducteur, les niveaux d'énergie possibles constituent deux bandes d'énergie appelées bande de conduction et bande de valence. Ces deux bandes sont séparées par une bande interdite inaccessible aux électrons : « gap » (Fig. 2).



Fig. 1

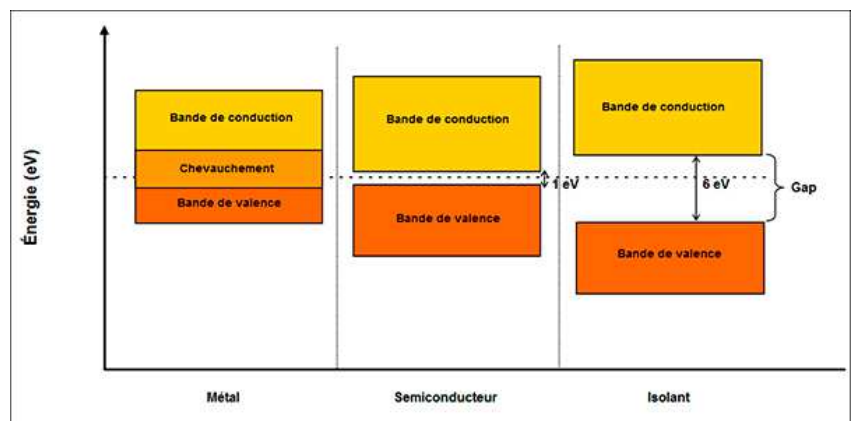


Fig. 2

- 1) Sachant que le gap énergétique du silicium est $\Delta E = 1,12 \text{ eV}$, déterminer la longueur d'onde maximale de la lumière permettant de faire passer des électrons de la bande de valence à la bande de conduction. Conclure sur l'intérêt de ce matériau.

On considère un panneau photovoltaïque de surface totale $S = 1 \text{ m}^2$ soumis à un rayonnement solaire de puissance surfacique thermique $P_s = 1000 \text{ W.m}^{-2}$. Ses caractéristiques électriques sont représentées dans la Fig. 3.

- 2) Quelle est la conversion d'énergie effectuée par ce panneau et quel est le mode de transfert de cette énergie ?
- 3) En vous aidant de la Fig. 3, déterminer :
 - la puissance maximale délivrée par le panneau photovoltaïque $P_{\text{el,max}}$
 - la tension au point de puissance maximale V_m
 - l'intensité au point de puissance maximale I_m
- 4) Lorsque le panneau photovoltaïque fonctionne en régime permanent, quelle puissance thermique le panneau échange-t-il ?
- 5) En déduire le rendement r du panneau.

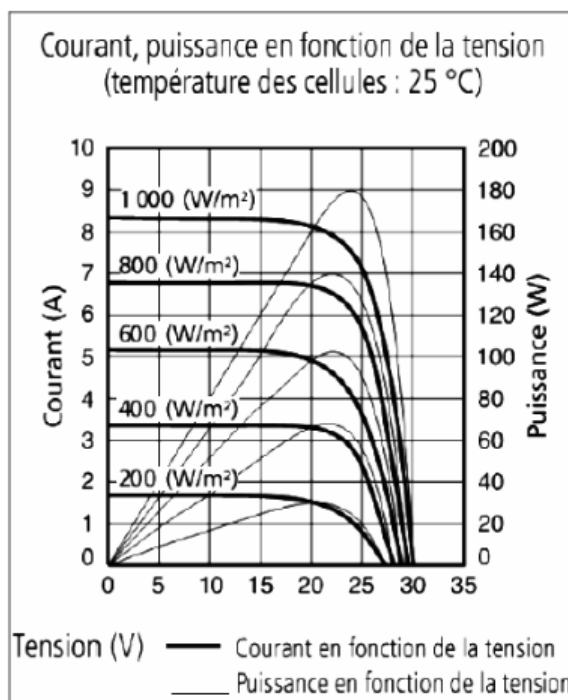
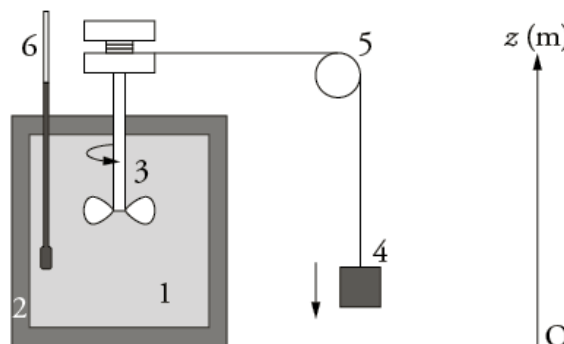


Fig. 3

III – Expérience de Joule

James Prescott Joule, grand expérimentateur anglais du XIX^e s., créa un dispositif pour déterminer l'équivalence entre travail et chaleur. Il mit de l'eau (1) dans une enceinte isolée thermiquement (2). Une hélice (3) est mise en rotation dans cette eau par la chute d'une masse (4) à l'aide d'une poulie (5). Un thermomètre (6) permet de mesurer la température de l'eau. Joule obtient une élévation de la température de l'eau de volume V après avoir fait chuter N fois la masse m d'une hauteur h .



- 1) Quel phénomène permet d'expliquer l'échauffement de l'eau lors de la rotation de l'hélice ?

On néglige par la suite toute autre forme de dissipation ou de perte d'énergie du système {eau + hélice + câble + poulie + masse}.

- 2) Exprimer la variation d'énergie potentielle de pesanteur lors d'une chute de la masse. Faire l'application numérique.
- 3) En déduire le travail mécanique W fourni par l'hélice à l'eau lors de N chutes. Faire l'application numérique.
- 4) Justifier que ce travail a le même effet sur l'eau qu'une quantité de chaleur fournie identique.
- 5) En déduire l'expression de l'élévation de température ΔT obtenue en fonction de c_{eau} , μ_{eau} , V , N , m , g et h . Faire l'application numérique.

Données : $V = 50 \text{ L}$ $N = 50$ $m = 100 \text{ kg}$ $h = 2 \text{ m}$

Exercices complémentaires :

IV – 1^{er} principe de la thermodynamique appliqué à un composant électrique

On s'intéresse à la résistance électrique d'un four. Lorsque le four est réglé sur 180°C, la tension efficace appliquée à la résistance est $U = 18 \text{ V}$, alors que la résistance a pour valeur $R = 0,15 \Omega$. Nous allons décrire les échanges d'énergie de cette résistance lorsqu'elle fonctionne en régime permanent.

- 1) Rappeler en quoi consiste un courant électrique, et ce qu'est son intensité. Calculer l'intensité électrique dans la résistance et la puissance électrique qu'elle reçoit.
- 2) On considère que dans le matériau conducteur, les électrons sont soumis à 2 forces : une force motrice due au champ électrique et à la différence de potentiel appliquée, et une force de « frottement » due au cristal formé par les ions métalliques.
 - a) A quelle condition sur ces forces correspond le régime permanent ?
 - b) En déduire la puissance reçue par le « corps » de la résistance de la part du courant électrique. De quel type de transfert d'énergie s'agit-il ?
 - c) En appliquant le 1^{er} principe au « corps » de la résistance, en déduire qu'il existe nécessairement un autre échange d'énergie en régime permanent. Comment est-il appelé habituellement ?
 - d) Justifier que la résistance doit être à une température particulièrement élevée.

On souhaite maintenant préciser les échanges d'énergie qui ont lieu pendant les régimes transitoires, à l'allumage et à l'extinction du four.

- 3) Appliquer le 1^{er} principe de la thermodynamique à la phase de mise en route du four, entre l'instant où on l'allume ($t = 0$) et le moment où le régime permanent est atteint. La résistance fournit-elle plus ou moins de chaleur que pendant le régime permanent ?

Justifier que les échanges d'énergie qui se produisent pendant la phase d'extinction du four, entre le moment où on coupe le courant et le moment où le four atteint son état final, compensent exactement l'écart précédent.

TD n°5 : Travail des forces de pression

I – Travail reçu par un gaz lors de transformations classiques réversibles

On comprime une masse de 1kg d'air, de température initiale $T_i = 300 \text{ K}$ et de pression $p_i = 2 \text{ bar}$, de telle sorte que son volume soit divisé par 3. Sachant que l'air peut être considéré comme un gaz parfait diatomique, de masse molaire $M = 29 \text{ g.mol}^{-1}$, on veut calculer le transfert d'énergie que subit le gaz, sous forme de travail, dans les évolutions suivantes pour lesquelles l'équilibre mécanique est réalisé en permanence :

- ① la compression se fait à la pression constante P_i .
 - ② la compression est isotherme à la température T_i .
 - ③ la compression est adiabatique (pour l'air $\gamma = 7/5$).
- 1) Représenter ces transformations dans le diagramme de Clapeyron
 - 2) Quel seront les signes des travaux échangés dans les 3 cas ?
 - 3) Classer les valeurs des différents travaux par une simple analyse graphique.
 - 4) Justifier qualitativement que dans le cas d'une compression adiabatique, la température du gaz augmente nécessairement.
 - 5) Calculer les différents travaux ; vérifier que vos prévisions des questions 2) et 3) sont vérifiées.

II – Comparaison de diverses conditions pour la compression d'un gaz

Un cylindre est rempli d'un gaz parfait *monoatomique* ($\gamma = 5/3$, par exemple de l'argon) dans les conditions normales de températures et de pression (CNTP : 0°C , 1 atm). Un piston le sépare de l'extérieur.

La section du piston est $s=100 \text{ cm}^2$, sa masse est de 50 kg . La hauteur du gaz dans le cylindre est $h_o=1\text{m}$. La pression qui règne à l'extérieur du cylindre est naturellement la pression atmosphérique, que nous prendrons égale à la pression atmosphérique moyenne au niveau de la mer : $p_{\text{atm}} = 1,013.10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$.

On suppose que le cylindre est très bon conducteur de chaleur. Il est maintenu en contact avec un thermostat à la température de 273 K .

- 1) Un opérateur soutient le piston et le laisse descendre lentement et sans frottement jusqu'à ce que celui-ci repose seul en équilibre sur le gaz. Calculer la hauteur h_{fin1} , puis déterminer le travail échangé par le gaz.
- 2) L'opérateur recommence l'expérience en lâchant le piston brutalement. Calculer la hauteur h_{fin2} et le travail échangé par le gaz dans ce cas.
- 3) Comparer les 2 résultats. En particulier, interpréter le fait qu'on obtienne des résultats différents pour les 2 travaux, alors que l'état final est le même.

Exercices complémentaires :

III – Le coup de pompe

Un pneu de vélo a besoin d'être regonflé. Le cycliste utilise donc une pompe (manuelle) pour injecter de l'air à l'intérieur. Les données sont les suivantes :

- la chambre à air a un diamètre de 3 cm
- le rayon de la jante est de 30 cm
- le corps de la pompe est un cylindre de 2 cm de diamètre intérieur et de 30 cm de longueur
- la pression initiale de l'air dans la chambre à air est de 1,8 bar
- la pression ambiante est naturellement de 1 atm et la température ambiante est de 15°C

1) Calculer la quantité de matière initiale dans la chambre à air

Remplissage de la pompe

2) Déterminer la quantité d'air aspiré dans la pompe (on considère que l'air pénètre dans la pompe en conservant les caractéristiques de l'air extérieur)

Gonflage du pneu : on considère que l'air est ensuite totalement refoulé dans la chambre à air. Le pneu est fermé par une soupape : l'air ne peut commencer à être poussé dans le pneu que lorsque la pression dans la pompe atteint celle qui règne à l'intérieur du pneu !

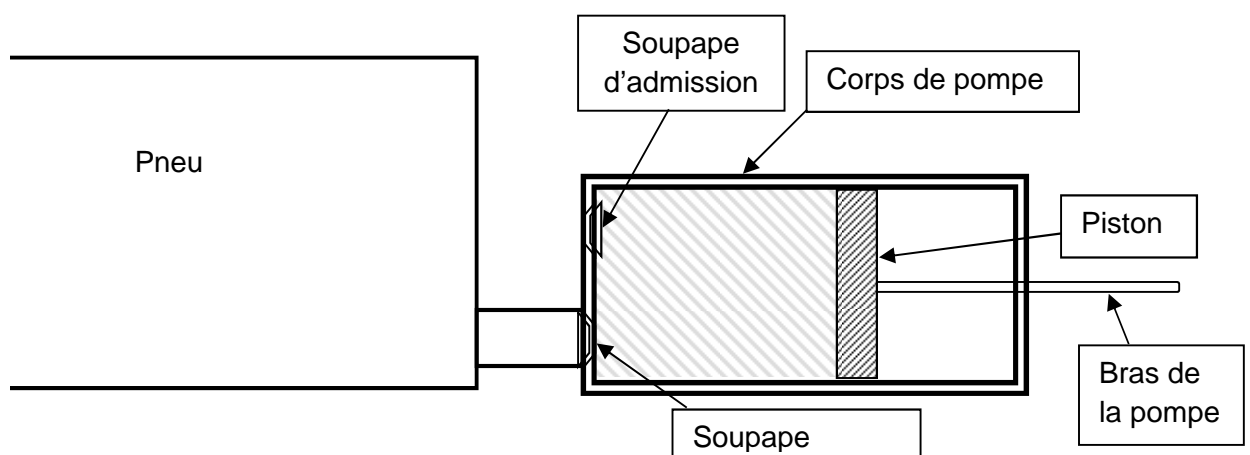
3) **1^{er} cas : on suppose que l'air est refoulé tout doucement.**

- a) Qu'implique l'hypothèse "tout doucement" ?
- b) Décrire les 2 étapes de la compression, en précisant l'état de l'air lorsque la soupape s'ouvre, et l'état final atteint.
- c) Calculer le travail apporté au gaz pendant le gonflage.
- d) Comment expliquez-vous que la température de l'air dans le pneu n'ait pas changé ?

4) **2^{ème} cas : on suppose que l'air est refoulé "d'un seul coup".**

- a) Qu'implique l'hypothèse "d'un seul coup" ?
- b) Préciser l'état de l'air dans la pompe lorsque la soupape s'ouvre.
- c) En supposant que lorsque la soupape s'ouvre, l'air de la pompe et l'air du pneu se mélangent instantanément, préciser l'état initial de la 2^{ème} phase du gonflage. Déterminer ensuite les caractéristiques de l'état final atteint.
- d) Calculer le travail apporté au gaz pendant le gonflage.
- e) Comment expliquez-vous que la température de l'air dans le pneu ait varié ?
- f) Que va-t-il se passer ensuite ? Quel sera l'état final de l'air au bout d'un certain temps ?

5) Conclusion : comment conseillez-vous au cycliste de gonfler le pneu de son vélo ?



TD n°6 : Chaleur échangée et 1^{er} principe

Données utiles :

- capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_0 = 4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$
- capacité thermique massique du fer (à température ambiante) : $c_{p,\text{Fe}} = 444 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$
- capacités calorifiques molaires d'un gaz diatomique (à des températures pas trop faibles) :
 $C_{V,m} = 5/2 R$ $C_{P,m} = 7/2 R$ $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

I – Quelques ordres de grandeur

Calculer et comparer les quantités de chaleur nécessaires pour chauffer de 0°C à 50°C, 500 g :

- ① de fer solide ② d'eau liquide ③ de dihydrogène

II – Ballon d'eau chaude

Un ballon d'eau chaude a une contenance de 200 L, et une puissance de chauffage de 2400 W. Calculer le temps nécessaire au chauffage de la réserve d'eau après un arrêt de longue durée ; on pourra considérer que l'eau arrive froide dans le ballon à une température proche de celle du sol, par exemple 13°C, et que le ballon est réglé pour chauffer l'eau à 55°C.

III – Utilisation des différentes capacités calorifiques d'un gaz

Une maison longtemps inoccupée, de volume 250 m³, est à la température de 5°C sous une pression de 1,01 bar ; l'air est considéré comme un gaz parfait. Calculer, en J et en kW.h :

- la chaleur à fournir à l'air enfermé dans la maison pour le porter à 20°C à volume constant
- même question à pression constante

En utilisant le 1^{er} principe, montrer que la différence correspond au travail dû à la dilatation de l'air.

IV – Capacité calorifique variable d'un gaz

Aux faibles pressions, la capacité calorifique massique à pression constante d'un gaz diatomique (ici le monoxyde de carbone) est fonction de la température absolue T :

$$c_p = \left(A_0 - \frac{A_1}{T} + \frac{A_2}{T^2} \right) \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1} \quad \text{avec} \quad A_0 = 1,41 \quad A_1 = 492 \quad A_2 = 16.10^4$$

- 1) Donner les unités de A_0 , A_1 et A_2 .
- 2) Calculer la quantité de chaleur reçue par une mole de monoxyde de carbone ($M_{\text{CO}} = 28 \text{ g.mol}^{-1}$) lorsque ce gaz est chauffé de 27 °C à 127 °C, à pression constante.
- 3) Même question dans le cas où le gaz est placé dans une enceinte fermée.

V – Echauffement d'un solide de capacité thermique variable

Entre $T_1 = 30 \text{ K}$ et $T_2 = 45 \text{ K}$, la capacité calorifique massique de l'aluminium est une fonction

de la température de la forme : $c(T) = c_0 \frac{T^3}{T_0^3}$ avec $c_0 = 71 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$ et $T_0 = 400 \text{ K}$.

On veut chauffer un bloc d'aluminium de masse $m = 360 \text{ g}$, de $T_1 = 30 \text{ K}$ à $T_2 = 45 \text{ K}$, au moyen d'une résistance électrique $R = 2,72 \Omega$ (indépendante de T et de capacité thermique négligeable) parcourue par un courant d'intensité $I = 0,60 \text{ A}$. Calculer la durée t du chauffage.

VI – Chaleur échangée au cours d'une transformation... isotherme !

3,14 mol d'air sont enfermées dans un cylindre fermé par un piston mobile, à 298 K sous 1,618 bar. On apporte de la chaleur à cet air, de façon à ce que son volume double, mais sans changer sa température.

Calculer la chaleur échangée par le gaz ; calculer également le travail échangé. Conclusion ?

- 4) Dans un nouveau système S_1 , on plonge une masse $m_3 = 10$ g de glace prise à $\theta_3 = 0^\circ\text{C}$. La température finale d'équilibre s'établit à $\theta_{\text{eq}3} = 9,7^\circ\text{C}$ (toute la glace a donc fondu !). Déterminer la chaleur latente de fusion de la glace L_{fus} .
- 5) Dans le même système initial S_1 , on introduit un glaçon de masse $m_4 = 30$ g à $\theta_4 = 0^\circ\text{C}$. Déterminer la composition du mélange final et la température d'équilibre $\theta_{\text{eq}4}$.

Exercices complémentaires :

IV - Surfusion d'un corps pur

On s'intéresse à la solidification du phosphore, dont la température de fusion est de 44°C à la pression atmosphérique. On constate expérimentalement qu'il est possible de refroidir du phosphore liquide très calme au-dessous de 44°C : ce phénomène s'appelle la **surfusion**.

Une masse $m = 200$ g de phosphore est ainsi refroidie jusqu'à une température $\theta_0 = 30^\circ\text{C}$. On agite alors légèrement le phosphore (ou on ajoute un grain de phosphore solide) : une partie de celui-ci se solidifie instantanément.

- 1) Justifier pourquoi on peut considérer cette transformation comme adiabatique ; pourquoi peut-on supposer dans un premier temps que la température finale atteinte est de 44°C ?
- 2) Déterminer l'état final, et vérifier que la température finale est bien de 44°C .

Données relatives au phosphore (à la pression atmosphérique) :

Chaleur latente de fusion du phosphore :

$$L_{\text{fus}} = 21 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

Capacité thermique massique du phosphore :

$$c_{\text{phos}} = 840 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$$

V - Température d'un congélateur

Un étudiant souhaite connaître la température à l'intérieur d'un congélateur. Pour ce faire, il a l'idée d'utiliser un glaçon issu de ce congélateur et de le mélanger avec de l'eau liquide dans un récipient supposé adiabatique qui peut être considéré comme un calorimètre.

Dans un premier temps, il souhaite connaître la capacité calorifique de ce calorimètre. Une quantité de 200g d'eau froide est versée dans le calorimètre, l'ensemble étant à la température de 15°C . On ajoute 200g d'eau chaude à la température de 60°C . Une fois l'équilibre atteint, la température est de $35,7^\circ\text{C}$.

- 1) Quelle est la capacité calorifique du calorimètre ?

Il introduit ensuite un glaçon de masse 29 g issu du congélateur dans le calorimètre comportant 200g d'eau à 20°C . La température finale est $7,3^\circ\text{C}$.

- 2) Quelles sont les différents échanges de chaleur à considérer ?
- 3) Quelle est la température dans le congélateur ?

VI - Juste ce qu'il faut de glaçons...

Toutes les expériences décrites ci-dessous sont supposées se dérouler à la pression atmosphérique, supposée constante (la pression atmosphérique moyenne est de 101 325 Pa). On utilise un verre, qui sera considéré comme un calorimètre, c'est-à-dire supposé empêcher tout échange de chaleur avec l'extérieur.

- 1) Le verre contient initialement une masse $m_1 = 95,0$ g d'eau, l'ensemble étant à la température $\theta_1 = 20,0^\circ\text{C}$. On ajoute une masse $m_2 = 71,0$ g d'eau à $\theta_2 = 50,0^\circ\text{C}$. On observe une température d'équilibre $\theta_0 = 31,3^\circ\text{C}$. En déduire la capacité thermique du calorimètre.

- 2) On se propose maintenant de servir une boisson fraîche dans ce verre. On prépare donc initialement dedans une masse $m_4 = 250$ g de jus de fruits (assimilé à de l'eau), l'ensemble étant à une température $\theta_5 = 25^\circ\text{C}$.
- a) Combien de glaçons faudra-t-il ajouter à cette boisson pour la ramener à une température maximale $\theta_6 = 5,0^\circ\text{C}$, connaissant les données suivantes :
- masse moyenne d'un glaçon : $m_g = 12$ g ;
 - température des glaçons à la sortie du congélateur : $\theta_7 = -18^\circ\text{C}$;
- b) A partir de combien de glaçons ne peut-on plus espérer de refroidissement du jus de fruits ?
- c) Un étudiant curieux a l'idée saugrenue de vouloir faire geler tout le jus de fruits en ajoutant des glaçons. Est-ce possible ? Si oui, combien de glaçons faudrait-il ajouter à la boisson prise à 25°C ; sinon, expliquer pourquoi.

TD n°8 : Etude de cycles moteurs

Données : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Capacités calorifiques molaires d'un gaz monoatomique (à des températures pas trop faibles) :

$$C_{V,m} = 3/2 R \quad C_{P,m} = 5/2 R$$

Capacités calorifiques molaires d'un gaz diatomique (à des températures pas trop faibles) :

$$C_{V,m} = 5/2 R \quad C_{P,m} = 7/2 R$$

I - Un cycle très simple (mais peu réaliste...)

On fait subir à une mole de gaz parfait monoatomique, un cycle représenté en coordonnées de Clapeyron par le rectangle ABCDA. On donne :

$$V_A = V_B = 22,4 \text{ L} = V_1 ; \quad V_C = V_D = 44,8 \text{ L} = V_2 ; \quad P_A = P_D = P_1 = 1 \text{ bar} ; \quad P_C = P_B = P_2 = 5 \text{ bar}$$

Calculer :

- 1) Les températures aux points A,B,C,D
- 2) La quantité de chaleur échangée par le gaz au cours de chaque étape du cycle, puis du cycle entier.
- 3) La différence d'énergie interne $U_C - U_A$ entre les états A et C.
- 4) Le travail échangé au cours du cycle. Que remarquez-vous ?

II - Etude du cycle de Lenoir

On enferme une mole d'un gaz parfait diatomique dans un cylindre fermé par un piston. L'état initial du gaz, noté A, est caractérisé par une pression $p_0 = 2,00.10^5 \text{ Pa}$ et un volume $V_0 = 14,0 \text{ L}$. On fait subir à ce gaz les transformations suivantes, supposées réversibles :

- un échauffement isochore, qui double sa pression, l'amène dans un état noté B ;
- une détente isotherme qui le ramène à sa pression initiale, dans un état noté C ;
- une compression isobare qui le ramène à son état initial.

- 1) Déterminer la pression, la température, le volume dans les états A, B, C.
- 2) Par quel type de courbe une transformation isotherme est-elle représentée dans le diagramme de Clapeyron ? Représenter le cycle des transformations subies par le gaz dans le diagramme de Clapeyron (préciser le sens de parcours sur le schéma). A priori, s'agit-il d'un cycle moteur ?
- 3) Exprimer puis calculer (dans l'ordre que vous souhaitez), le travail et la chaleur reçus par le gaz pendant chacune des transformations.
- 4) En déduire le travail et la chaleur reçus pendant un cycle complet. Conclusion ?
- 5) Le cycle est-il finalement moteur ?
- 6) Pour ce moteur, comment définiriez-vous ;
 - L'énergie produite pendant un cycle
 - L'énergie consommée pendant un cycle
 - Le rendement de ce cycle **moteur**.

TP : Calorimétrie

Le but de ce TP est de procéder à des mesures de capacités thermiques ou de chaleurs latentes de changement d'état à l'aide notamment d'un calorimètre, et d'appréhender les problèmes expérimentaux liés aux mesures : influence du système de mesure, imperfection du modèle utilisé, précision...

Chaque binôme rendra un compte-rendu clair et soigné, en faisant ressortir particulièrement les objectifs et les conclusions de chaque expérience (les calculs annexes sont à rendre en début de séance).

Pour rédiger ce compte rendu, il est **indispensable** de réaliser rapidement et soigneusement les expériences demandées de façon à disposer ensuite de toutes les données nécessaires aux calculs.

On donne la capacité thermique massique de l'eau liquide (considérée constante) :

$$c_{H_2O} = 4185 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$$

I Étude du rôle du calorimètre

Principe

Le calorimètre et ses accessoires participant aux échanges de chaleur, il faut déterminer leur capacité thermique C . En effet, même si l'on considère que l'isolation thermique créée par la double paroi du calorimètre (de type "vase Dewar"), on ne peut en général négliger la quantité de chaleur absorbée ou cédée par la paroi elle-même.

Pour cela, dans le calorimètre contenant une masse m_1 d'eau "froide" environ égale à 200 g, à la température initiale θ_1 , on introduit une masse m_2 proche de 200 g d'eau chaude à la température θ_2 . L'eau chaude en se refroidissant, cède de la chaleur au calorimètre et à l'eau qu'il contient. La température finale de l'ensemble sera notée θ_3 .

Mode opératoire

- ✓ Mesurer la masse m_1 d'eau froide à l'aide de la balance électronique.
- ✓ Placer cette eau dans le calorimètre et noter la température fixe θ_1 indiquée par un thermomètre plongé dans l'eau.
- ✓ Mesurer une masse m_2 d'eau chaude ainsi que sa température θ_2 .
- ✓ Verser rapidement et **sans éclabousser**, l'eau chaude dans le calorimètre. **Agiter doucement** et noter la température atteinte θ_3 .

ATTENTION : vous devez attendre « un peu » pour que le mélange ait eu le temps de s'homogénéiser, mais « pas trop » car la température va décroître lentement

- ✓ Faire un schéma annoté de l'expérience.

Exploitation des mesures

- a) Pourquoi faut-il agiter **doucement** ?
- b) Pourquoi la température diminue-t-elle lentement après l'homogénéisation de la température ? A quelle condition peut-on considérer que la transformation qui a lieu à l'intérieur du calorimètre est adiabatique ?
- c) Ecrire l'équation reliant les différentes quantités de chaleur mises en jeu dans la transformation qui se produit, et calculer C .
- d) Donner le résultat sous la forme $C = \dots \pm \dots$ et évaluer la précision de la mesure (en %). Pourquoi l'incertitude relative sur C est-elle aussi importante ?

II Détermination de la capacité thermique massique d'un solide.

Principe

Dans le calorimètre contenant une masse m_1 environ égale à 200 g d'eau à la température initiale θ_1 (proche de la température ambiante), on introduit un échantillon du solide étudié de masse m , préalablement porté à la température θ_2 . Le solide, en se refroidissant, cède de la chaleur au calorimètre et à l'eau qu'il contient. La température finale de l'ensemble sera notée θ_3 .

Mode opératoire

- ✓ Choisir un échantillon de métal (aluminium, laiton, cuivre ou fer) ; **vous effectuerez 2 mesures différentes avec le même métal.**
- ✓ Noter la température θ_1 du calorimètre et la masse m_1 de l'eau qu'il contient.
- ✓ Sortir rapidement et avec précaution (**sans vous brûler**) le solide à étudier de l'étuve ou de l'eau chaude (noter la température θ_2 de celle-ci) et le plonger dans l'eau du calorimètre. Agiter doucement et régulièrement.
- ✓ Noter la température maximale atteinte par le mélange.
- ✓ Mesurer la masse m du solide.
- ✓ Faire un schéma annoté de l'expérience.

Vous n'oublierez pas d'agiter doucement pendant toute la durée des mesures.

Exploitation des mesures

- a) Pourquoi faut-il que l'eau soit en ébullition ?
- b) Ecrire l'équation reliant les différentes quantités de chaleur mises en jeu dans la transformation.
- c) Déterminer la capacité thermique massique c du métal étudié.
- d) Evaluer la précision de la mesure (en %) et donner le résultat sous la forme $c = \dots \pm \dots$. Comparer avec la valeur tabulée.

III Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace.

Principe

Une masse connue m' de glace fondante à la température θ_0 est introduite rapidement dans une masse connue m d'eau contenue dans un calorimètre à la température initiale θ_1 . La glace en fondant refroidit l'eau et le calorimètre, la température baisse et passe par un minimum θ_3 lorsque la fusion de la glace se termine.

Mode opératoire

- ✓ Remplir le calorimètre avec de l'eau dont on détermine la masse m (environ 200 g)
- ✓ Noter la température initiale θ_1 de l'ensemble eau-calorimètre.
- ✓ Prendre un morceau de glace fondante, l'essuyer rapidement avec du papier ou un tissu absorbant, le plonger sans éclabousser dans l'eau du calorimètre et relever la température minimale atteinte **en vous assurant que la glace soit entièrement fondue.**
- ✓ Mesurer la masse m' de la glace (réfléchir à la méthode de détermination de m' avant la manipulation).
- ✓ Faire un schéma annoté de l'expérience.

Vous n'oublierez pas d'agiter doucement pendant toute la durée des mesures.

Exploitation des mesures

- a) Ecrire l'équation reliant les différentes quantités de chaleur mises en jeu dans la transformation.
- b) Calculer la chaleur latente massique de fusion de l'eau soit L_{fus} .
- c) Pourquoi est-il absolument nécessaire d'utiliser dans cette expérience de la glace fondante ? Pourquoi essuie-t-on les glaçons avant de les introduire dans le calorimètre ?

ANNEXE AUX TRAVAUX PRATIQUES INCERTITUDE D'UNE GRANDEUR CALCULEE A PARTIR D'AUTRES GRANDEURS MESUREES

Le problème que nous rencontrons est le suivant : on s'intéresse à une grandeur physique qui est déduite par un calcul de la connaissance d'autres grandeurs ; chacune des grandeurs mesurées est connue avec une certaine incertitude, et on souhaite prévoir l'incertitude qui en résulte sur le résultat calculé. Ce problème est parfois appelé "propagation des incertitudes".

Exemple : on calcule la constante de temps d'un circuit R,L par : $\tau = L/R$, et le fabricant de composants donne :

$R = 2,20 \text{ k}\Omega$ à 5% près	soit	$\Delta R = 110 \Omega$
$L = 60 \text{ mH}$ à 10% près	soit	$\Delta L = 6,0 \text{ mH}$

Remarque :

On appelle ΔR incertitude (absolue) sur R et $\frac{\Delta R}{R}$ incertitude relative ou précision sur R que l'on peut exprimer en %.

But :

Ce calcul est crucial dans le cas où l'objectif est de déterminer si une théorie est valide ou non, en la comparant à vos valeurs expérimentales. En effet imaginons que le modèle théorique prédit le résultat

$X = 10$ (Unité S. I.) ; dans ce cas une mesure expérimentale de 11 ± 2 (Unité S. I.) est cohérente avec la théorie alors qu'une mesure de $11 \pm 0,3$ (Unité S. I.) permet d'invalidier la théorie. Ainsi l'incertitude associée à une mesure expérimentale peut-être aussi importante que le résultat de la mesure elle-même.

Principe :

L'incertitude étant définie comme le plus grand écart possible entre la valeur annoncée et la valeur réelle, le principe du calcul est le suivant :

- ① on exprimer d'abord les "petites variations" du résultat en fonction de celles de chacune des grandeurs utilisées pour calculer le résultat cherché, appelées par la suite variables
- ② on en déduit ensuite l'écart maximum, c'est-à-dire l'incertitude "partielle" due à chacune des variables
- ③ enfin, la combinaison des incertitudes dues aux différentes variables donne l'incertitude cherchée

La première étape fait donc naturellement intervenir le calcul des dérivées partielles de la fonction qui permet d'exprimer la grandeur étudiée en fonction des variables dont elle dépend.

Exemple : $\tau = L/R = f(L,R)$

① Si on envisage que R et L puissent légèrement varier par rapport à leur valeur prévue, cela entraînerait des variations pour τ correspondant à :

$$d\tau_R = \left(\frac{\partial f}{\partial R}\right) dR = \left(\frac{\partial \tau}{\partial R}\right) dR = -\frac{L}{R^2} dR \quad \text{et} \quad d\tau_L = \left(\frac{\partial f}{\partial L}\right) dL = \left(\frac{\partial \tau}{\partial L}\right) dL = \frac{1}{R} dL$$

② Les plus grands écarts possibles induits par les incertitudes sur R et L sont donc :

$$\Delta\tau_R = \left|\frac{\partial \tau}{\partial R}\right| \Delta R = \frac{L}{R^2} \Delta R \quad \text{et} \quad \Delta\tau_L = \left|\frac{\partial \tau}{\partial L}\right| \Delta L = \frac{1}{R} \Delta L$$

③ Il suffit ensuite de réunir les incertitudes dues à chaque variable ; on utilise 2 modèles de calcul :

- a) Si on ne dispose d'aucune donnée sur la nature des incertitudes (répartition statistique, origine...), on procède alors à une simple évaluation/majoration de l'incertitude finale en sommant les incertitudes partielles

Exemple :
$$\Delta\tau = \Delta\tau_R + \Delta\tau_L = \left|\frac{\partial \tau}{\partial R}\right| \Delta R + \left|\frac{\partial \tau}{\partial L}\right| \Delta L = \frac{L}{R^2} \Delta R + \frac{1}{R} \Delta L$$

Cette expression donne une valeur majorée de l'incertitude, puisqu'on ajoute sans précaution les écarts maximaux dus à l'influence de toutes les variables.

- b) Si on a affaire à des incertitudes standardisées, correspondant à des écarts-types de répartitions statistiques de résultats de mesure autour de la valeur moyenne (par exemple de type gaussienne), et que les variables sont indépendantes, on démontre mathématiquement que l'incertitude sur le résultat se calcule par la formule de Pythagore

Exemple :
$$\Delta\tau = \sqrt{\Delta\tau_R^2 + \Delta\tau_L^2} = \sqrt{\left(\frac{L}{R^2} \Delta R\right)^2 + \left(\frac{1}{R} \Delta L\right)^2}$$

- 1) Faire l'A.N. pour calculer $\Delta\tau$ avec la formule majorée et avec la formule standardisée et donner la précision en %.
- 2) Calculer l'incertitude théorique majorée pour le calcul de la focale d'une lentille convergente :
- $f' = \frac{D^2 - d^2}{4D}$ en fonction de l'incertitude ΔD et Δd .

Cas particulier : différentielle logarithmique et incertitude relative

Dans un grand nombre de cas, l'expression mathématique qui permet de calculer le résultat recherché se présente comme un monôme, c'est-à-dire qu'elle contient dans un terme unique un produit des différentes variables, affectées éventuellement d'exposants.

Dans ce cas, il est particulièrement simple d'exprimer directement la différentielle logarithmique de l'expression en question, afin d'obtenir directement l'expression des variations relatives du résultat en fonction de celles de chaque variable, et d'en déduire rapidement la précision ou incertitude relative sur le résultat connaissant celles sur chaque paramètre.

Exemple : $\tau = L/R = f(L,R)$

$$\ln(\tau) = \ln(L) - \ln(R) \quad \text{d'où} \quad \frac{d\tau}{\tau} = \frac{dL}{L} - \frac{dR}{R}$$

ce qui donne directement l'incertitude relative sur τ :

$$\frac{\Delta\tau}{\tau} = \frac{\Delta L}{L} + \frac{\Delta R}{R} \quad \text{ou} \quad \frac{\Delta\tau}{\tau} = \sqrt{\left(\frac{\Delta L}{L}\right)^2 + \left(\frac{\Delta R}{R}\right)^2}$$

Annale 2016/2017 : Examen de Thermodynamique 1

Lundi 24 avril 2017 / Durée : 2 h
Calculatrice autorisée / Aucun document autorisé

3 parties sont séparées par des tirets ; chaque partie sera rédigée sur une copie séparée

Données générales : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ $p_{\text{atm},0} = 1,013.10^5 \text{ Pa}$

Question de cours (2 points)

Rappelez la relation de Mayer pour les capacités thermiques molaires d'un gaz parfait. Montrer qu'on peut en déduire ces deux capacités thermiques molaires en fonction du coefficient γ .

Pour l'hélium, on mesure $\gamma = 1,666$: calculer les capacités thermiques molaires de l'hélium, si l'on admet qu'il se comporte comme un gaz parfait.

Exercice 1 : Pression exercée par un piston (4 points environ)

De l'air est placé dans un cylindre fermé par un piston.

La section interne de ce cylindre est de 75 cm^2 .

La masse du piston est de 15 kg.

A l'extérieur, règne la pression atmosphérique

- 1) Déterminer la pression dans le cylindre, lorsque le piston est au-dessus du gaz (voir figure 1).
- 2) Quelle est la pression dans le cylindre, si on le retourne en le plaçant en bas (figure 2) ?
- 3) Peut-on dire que la pression extérieure s'exerçant sur le gaz est égale à $p_{\text{atm},0}$?
- 4) Dans le cas où le piston est en bas, montrer que si on utilise un autre piston, de masse $m > 15 \text{ kg}$, il est possible que le piston ne puisse plus rester en équilibre. Calculer la masse minimale que doit avoir le piston pour cela.

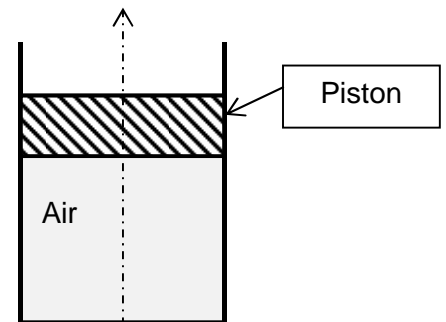


Figure 1

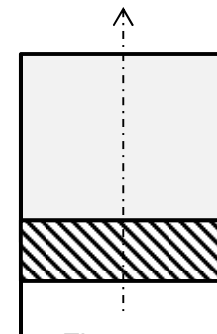


Figure 2

Exercice 2 : Calorimétrie et changement d'état (5 points environ)

Données :

- la température de fusion du fer (composant essentiel de l'acier) : $T_{\text{fus,Fe}} = 1538^\circ\text{C}$
- la capacité thermique massique de l'acier solide (considérée constante) : $c_{\text{Ac,sol}} = 445 \text{ J/K/kg}$
- la capacité thermique massique de l'acier liquide (considérée constante) : $c_{\text{Ac,liq}} = 380 \text{ J/K/kg}$
- la capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_{\text{eau,liq}} = 4,185 \text{ J/K/g}$
- la capacité thermique massique de la vapeur d'eau : $c_{\text{eau,vap}} = (1,70 + 0,57.10^{-3}T) \text{ J/K/g}$
- la chaleur latente de vaporisation de l'eau à 100°C : $L_{\text{vap,eau}} = 2,26.10^6 \text{ J/kg}$

Pour réaliser des objets en métal particulièrement durs, on effectue une « **trempe** » : le métal très chaud, est plongé brutalement dans un milieu froid (le plus souvent de l'eau froide). Le matériau le plus connu obtenu par ce procédé est **l'acier trempé**. Nous allons étudier quelques effets thermiques de ce procédé.

- 1) On considère dans un premier temps un volume de 3 L d'eau liquide, à 20°C. On y plonge un morceau d'acier de masse $m_{ac} = 1,8 \text{ kg}$, qui sort d'une forge à 450°C. Déterminer la température finale, en expliquant votre raisonnement.
- 2) Que se passerait-il avec un bloc d'acier de 1,8 kg initialement à 1400°C ? Déterminer complètement l'état final obtenu dans ce cas, dans une situation idéale.
- 3) Quand on réalise cette dernière expérience dans un récipient isolé, on obtient une température finale de 98,4°C. Déterminer la capacité thermique apparente du récipient.
- 4) Quels autres phénomènes interviennent pour limiter la température finale réelle ?

Problème : Etude d'un cycle thermodynamique (9 points environ)

On se propose d'étudier le fonctionnement d'un cycle avec les hypothèses suivantes :

① le système étudié est un gaz parfait, avec : $C_{V,m} = \frac{5}{2}R$ et $C_{p,m} = \frac{7}{2}R$

② les transformations sont considérées comme réversibles.

Le gaz subit successivement les transformations suivantes :

- une compression isotherme de l'état A à l'état B
- une 1^{ère} détente isobare, de l'état B à l'état C
- une 2^{ème} détente adiabatique de l'état C à l'état D
- un refroidissement isochore de l'état D à l'état A

Les données sont les suivantes :

$$p_A = 3,00 \text{ bar} \quad T_A = 298 \text{ K} \quad V_A = 2,50 \text{ L} \quad V_B = V_A / 10 \quad V_C = 3 V_B$$

- 1) Déterminer la pression, la température et le volume de l'air dans chacun des états A, B, C et D. Regrouper les résultats dans un tableau.
- 2) Représenter le cycle dans un diagramme de Clapeyron. Quelle(s) caractéristique(s) permettent de prévoir si ce cycle est moteur ou non ?
- 3) Calculer, pour chacune des 4 transformations, et dans l'ordre qui vous semble le plus judicieux :
 - le travail échangé par le gaz ;
 - la chaleur échangée par le gaz ;
 - la variation d'énergie interne du gaz ;
- 4) En utilisant les résultats précédents :
 - a) Vérifier que la variation d'énergie interne totale $(\Delta U)_{\text{cycle}}$ respecte les propriétés des cycles thermodynamiques.
 - b) Vérifier si vos résultats correspondent à un cycle moteur ou non.
 - c) Définir le rendement de ce cycle, et le calculer.

Question de cours (2 points)

Rappelez la relation de Mayer pour les capacités thermiques molaires d'un gaz parfait. Montrer qu'on peut en déduire ces deux capacités thermiques molaires en fonction du coefficient γ .

Pour l'hélium, on mesure $\gamma = 1,666$: calculer les capacités thermiques molaires de l'hélium, si l'on admet qu'il se comporte comme un gaz parfait.

Relation de Mayer : pour un gaz parfait, $C_{p,m} = C_{v,m} + R$ Or par définition : $C_{p,m} = \gamma C_{v,m}$

On a donc 2 relations à 2 inconnues, qui donnent : $C_{v,m} = \frac{R}{\gamma-1}$ et $C_{p,m} = \frac{\gamma R}{\gamma-1}$

soit pour l'hélium ($\gamma = 5/3$) : $C_{v,m} = 3/2 R = 12,5 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ et $C_{p,m} = 5/2$

$R = 20,8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercice 1 : Pression exercée par un piston (4 points environ)

De l'air est placé dans un cylindre fermé par un piston.

La section interne de ce cylindre est de 75 cm^2 .

La masse du piston est de 15 kg.

A l'extérieur, règne la pression atmosphérique

- 1) Déterminer la pression dans le cylindre, lorsque le piston est au-dessus du gaz (voir figure 1).

Bilan des forces sur le piston : son poids, la poussée de l'air dans le cylindre (vers le haut), la poussée de l'atmosphère (vers le bas). A l'équilibre, la somme est nulle donc en projection sur l'axe (Oz) on a (si on appelle S la section du cylindre) :

$$p_{\text{air}} S - p_{\text{atm}} S - mg = 0 \Rightarrow p_{\text{air}} = p_{\text{atm}} + \frac{mg}{S} = 1,209.10^5 \text{ Pa} = 1,21 \text{ bar}$$

- 2) Quelle est la pression dans le cylindre, si on le retourne en le plaçant en bas (figure 2) ?

On applique le même raisonnement, mais cette fois la poussée de l'air est dirigée vers le bas, et celle de l'atmosphère vers le haut donc :

$$- p_{\text{air}} S + p_{\text{atm}} S - mg = 0 \Rightarrow p_{\text{air}} = p_{\text{atm}} - \frac{mg}{S} = 8,168.10^4 \text{ Pa} = 0,817 \text{ bar}$$

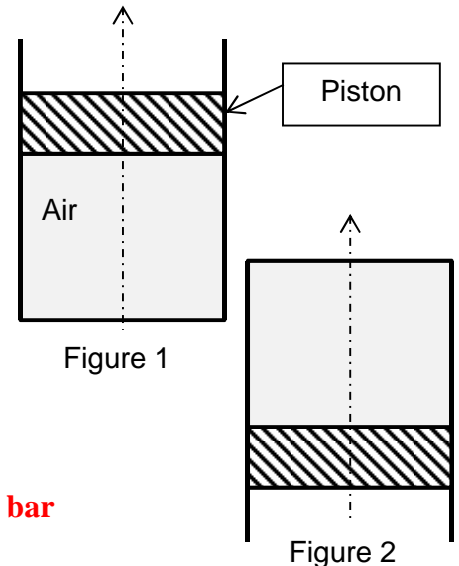
- 3) Peut-on dire que la pression extérieure s'exerçant sur le gaz est égale à $p_{\text{atm},0}$?

Non, on voit que la pression ressentie par le gaz dans le cylindre n'est pas simplement la pression atmosphérique : c'est la combinaison de toutes les forces exercées sur le gaz divisée par la surface de contact

- 4) Dans le cas où le piston est en bas, montrer que si on utilise un autre piston, de masse $m > 15 \text{ kg}$, il est possible que le piston ne puisse plus rester en équilibre. Calculer la masse minimale que doit avoir le piston pour cela.

Pour que le piston soit à l'équilibre, il faut que la somme des forces appliquées sur lui s'annule, soit : $- p_{\text{air}} S + p_{\text{atm}} S - mg = 0$ ou $p_{\text{atm}} S = p_{\text{air}} S + mg$

Ce n'est pas possible si $mg > p_{\text{atm}} S$ (la pression de l'air dans le cylindre ne peut pas être négative !), donc si : $m > \frac{p_{\text{atm}} S}{g} = 77,5 \text{ kg}$: dans ce cas le piston chuterait et sortirait du cylindre, la "dépression" à l'intérieur du cylindre ne pourrait jamais suffire à le retenir.



Exercice 2 : Calorimétrie et changement d'état (5 points environ)

Données :

- la température de fusion du fer (composant essentiel de l'acier) : $T_{\text{fus,Fe}} = 1538^{\circ}\text{C}$
- la capacité thermique massique de l'acier solide (considérée constante) : $c_{\text{Ac,sol}} = 445 \text{ J/K/kg}$
- la capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_{\text{eau,liq}} = 4,185 \text{ J/K/g}$
- la chaleur latente de vaporisation de l'eau à 100°C : $L_{\text{vap,eau}} = 2,26 \cdot 10^6 \text{ J/kg}$

Pour réaliser des objets en métal particulièrement durs, on effectue une « **trempe** » : le métal très chaud, est plongé brutalement dans un milieu froid (le plus souvent de l'eau froide). Le matériau le plus connu obtenu par ce procédé est **l'acier trempé**. Nous allons étudier quelques effets thermiques de ce procédé.

- 1) On considère dans un premier temps un volume de 3 L d'eau liquide, à 20°C . On y plonge un morceau d'acier de masse $m_{\text{ac}} = 1,8 \text{ kg}$, qui sort d'une forge à 450°C . Déterminer la température finale, en expliquant votre raisonnement.

On suppose que l'ensemble (eau + acier) constitue un système adiabatique, c'est-à-dire qu'on néglige toute perte de chaleur vers l'environnement du système.

Alors on peut écrire : $Q_{\text{tot}} = 0 = Q_{\text{eau}} + Q_{\text{acier}}$

Si on suppose qu'il ne se produit aucun changement d'état :

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} (T_f - T_{20}) \quad \text{et} \quad Q_{\text{acier}} = m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}} (T_f - T_{450})$$
$$\Rightarrow T_f = \frac{m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} T_{20} + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}} T_{450}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}}} = 319 \text{ K} = 46^{\circ}\text{C}$$

- 2) Que se passerait-il avec un bloc d'acier de 1,8 kg initialement à 1400°C ? Déterminer complètement l'état final obtenu dans ce cas, dans une situation idéale.

Le même raisonnement donne : $T_f = \frac{m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} T_{20} + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}} T_{1400}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}}} = 376 \text{ K} = 103^{\circ}\text{C}$

Dans ce cas, on voit que l'eau va en partie se vaporiser, puisque l'on obtient $T_f > T_{\text{vap,eau}}$, ce qui n'est pas possible pour de l'eau liquide à la pression atmosphérique.

On cherche donc la quantité d'eau m_{vap} qui change d'état, avec la condition cette fois que $T_f = 100^{\circ}\text{C}$; on a alors :

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} (T_{100} - T_{20}) + m_{\text{vap}} L_{\text{vap,eau}}$$
$$\Rightarrow m_{\text{vap}} = - \frac{m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} (T_{100} - T_{20}) + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}} (T_{100} - T_{1400})}{L_{\text{vap,eau}}} = 16,3 \text{ g}$$

On obtient donc à la fin l'acier, 2,984 kg d'eau liquide et 16 g de vapeur d'eau, le tout à 100°C .

- 3) Quand on réalise cette dernière expérience dans un récipient isolé, on obtient une température finale de $98,4^{\circ}\text{C}$. Déterminer la capacité thermique apparente du récipient.

Avec une température initiale de 1400°C , on a alors :

$$Q_{\text{tot}} = 0 = Q_{\text{eau}} + Q_{\text{acier}} + Q_{\text{récipient}}$$
$$\text{soit } m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} (T_f - T_{20}) + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}} (T_f - T_{1400}) + C_{\text{récipient}} (T_f - T_{20}) = 0$$
$$\text{ce qui donne : } C_{\text{récipient}} = - \frac{m_{\text{eau}} c_{\text{eau,liq}} (T_f - T_{20}) + m_{\text{ac}} c_{\text{Ac,sol}} (T_f - T_{1400})}{T_f - T_{20}} = 743 \text{ J/K}$$

- 4) Quels autres phénomènes interviennent pour limiter la température finale réelle ?

Il y a un peu d'évaporation (même avant 100°C) : cela consomme une partie de l'énergie.

L'isolation thermique n'est jamais parfaite : il y a des échanges de chaleur avec l'extérieur (pertes).

De la vapeur d'eau peut même s'échapper du système ce qui entraîne aussi des pertes d'énergie !

Le système réel n'est donc pas adiabatique, ni même rigoureusement fermé en général

Problème : Etude d'un cycle thermodynamique (9 points environ)

On se propose d'étudier le fonctionnement d'un cycle avec les hypothèses suivantes :

① le système étudié est un gaz parfait, avec : $C_{V,m} = \frac{5}{2}R$ et $C_{p,m} = \frac{7}{2}R$

② les transformations sont considérées comme réversibles.

Le gaz subit successivement les transformations suivantes :

- une compression isotherme de l'état A à l'état B
- une 1^{ère} détente isobare, de l'état B à l'état C
- une 2^{ème} détente adiabatique de l'état C à l'état D
- un refroidissement isochore de l'état D à l'état A

Les données sont les suivantes :

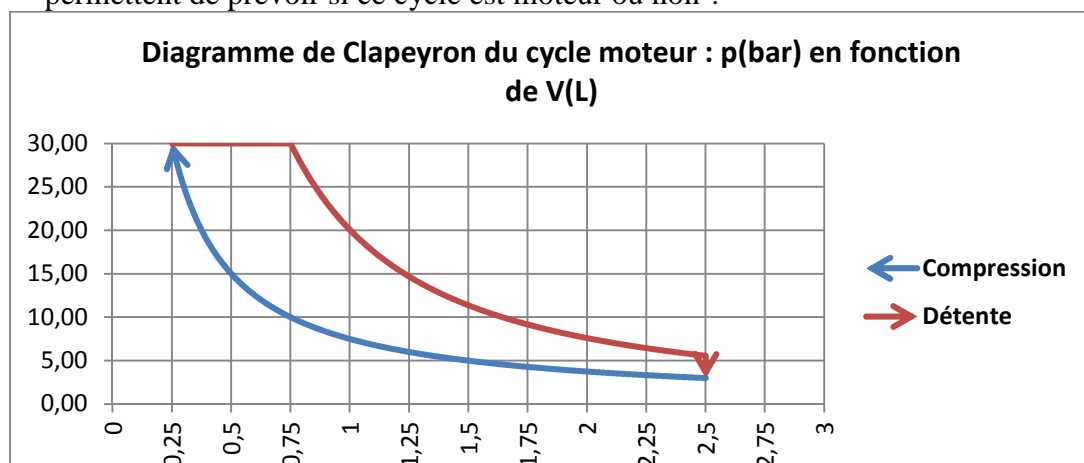
$p_A = 3,00 \text{ bar}$ $T_A = 298 \text{ K}$ $V_A = 2,50 \text{ L}$ $V_B = V_A / 10$ $V_C = 3 V_B$

5) Déterminer la pression, la température et le volume de l'air dans chacun des états A, B, C et D. Regrouper les résultats dans un tableau.

	A	B	C	D	
v	2,5	0,25	0,75	2,5	L
p	3	30,0	30,0	5,6	bar
T	298	298	894	552	K

Justifications :

- **Volumes :** $V_B = V_A / 10 = 0,250 \text{ L}$ $V_C = 3 V_B = 0,750 \text{ L}$
 $V_D = V_A = 2,50 \text{ L}$
 - **Pressions :** la compression C→D est adiabatique et réversible : la loi de Laplace s'applique :
 $p_D = p_C \left(\frac{V_C}{V_D} \right)^\gamma$ avec $\gamma = \frac{C_{p,m}}{C_{v,m}} = \frac{7}{5} = 1,4$ d'autre part $p_C = p_B$
 - **Températures :** on utilise la loi des gaz parfaits, avec $n = \frac{p_A V_A}{RT_A} = 0,3027 \text{ mol}$
- 6) Représenter le cycle dans un diagramme de Clapeyron. Quelle(s) caractéristique(s) permettent de prévoir si ce cycle est moteur ou non ?



Ce cycle correspond à un moteur puisqu'il est décrit dans le sens horaire. La détente (phase motrice : le gaz pousse le piston) se fait avec une pression plus élevée que la compression (phase de préparation : le piston repousse le gaz)

7) Calculer, pour chacune des 4 transformations, et dans l'ordre qui vous semble le plus judicieux :

- le travail échangé par le gaz ;
- la chaleur échangée par le gaz ;
- la variation d'énergie interne du gaz ;

1^{ère} transformation : compression isotherme A→B

$$\Delta U_{AB} = 0 \quad \mathcal{T}_{AB} = \int_A^B -p \cdot dV = \int_A^B -\frac{nRT_A}{V} \cdot dV = nRT_A \ln\left(\frac{V_A}{V_B}\right)$$

2^{ème} transformation : détente isobare B→C

$$Q_{BC} = n \cdot C_{p,m} (T_C - T_B) ; \quad \mathcal{T}_{BC} = -p_B \cdot (V_C - V_B) \quad \text{et} \quad \Delta U_{BC} = Q_{BC} + \mathcal{T}_{BC} \quad \text{ou}$$

$$\Delta U_{BC} = n \cdot C_{V,m} (T_C - T_B)$$

3^{ème} transformation : détente adiabatique C→D

$$Q_{CD} = 0 \quad \mathcal{T}_{CD} = \Delta U_{CD} = U_D - U_C = n \cdot C_{V,m} (T_D - T_C)$$

4^{ème} transformation : refroidissement isochore D→A

$$\mathcal{T}_{DA} = 0 \quad Q_{DA} = \Delta U_{DA} = U_A - U_D = n \cdot C_{V,m} (T_A - T_D)$$

d'où les résultats numériques :

<i>En joules</i>	A→B	B→C	C→D	D→A	Total
	isotherme	isobare	adiabatique	isochore	cycle
Travail	1727	-1500	-2150	0	-1923
Chaleur	-1727	5250	0	-1600	1923
ΔU	0	3750	-2150	-1600	0

8) En utilisant les résultats précédents :

d) Vérifier que la variation d'énergie interne totale $(\Delta U)_{\text{cycle}}$ respecte les propriétés des cycles thermodynamiques.

On trouve bien $\Delta U = 0$ pour le cycle complet.

e) Vérifier si vos résultats correspondent à un cycle moteur ou non.

Le travail total échangé pendant un cycle complet est bien négatif ($\mathcal{T}_{\text{cycle}} = -1923 \text{ J}$) : le gaz donne du travail à l'extérieur, c'est un moteur.

f) Définir le rendement de ce cycle, et le calculer.

$$\text{Le rendement correspond à : } r = \frac{\text{Travail produit}}{\text{Chaleur dépensée}} = \frac{-\mathcal{T}_{\text{cycle}}}{Q_{BC}} = \frac{1923}{5250} = 37 \%$$

ce qui est un ordre de grandeur classique pour un moteur thermique.