

Discussions sur le second principe de la thermodynamique

Ces réflexions sont destinées aux professeurs, mais peuvent être intéressantes à lire pour les étudiants.

La rédaction du cours n°5 sur le second principe de la thermodynamique m'a posé beaucoup de problèmes car cela fait intervenir la notion d'entropie et de réversibilité d'une transformation. Or je me suis aperçu que la réversibilité d'une transformation était une notion difficile à comprendre, d'autant plus que les auteurs des ouvrages spécialisés ne disent pas tous la même chose...à première vue. J'ai essayé ici de faire le point.

1. "Réversible" ou "quasi-statique" ?

- Pour certains ouvrages on a $dS = \frac{\delta Q}{T}$ pour toutes les transformations quasi-statiques (cours de Berkeley, par F. Reif).
- Pour d'autres on a $dS = \frac{\delta Q}{T}$ pour les transformations réversibles uniquement (cours de thermodynamique de C. Lhuillier et J. Rous).
- Et enfin, pour d'autres on a encore $dS = \frac{\delta Q}{T}$ que la transformation soit réversible ou non (cours de thermodynamique de G. Dareau et G. Rousselet)

Est-ce important de faire les distinctions précédentes ? En toute rigueur oui, car l'évaluation des échanges de chaleur avec l'extérieur se fait souvent, en pratique, avec un diagramme entropique...donc en supposant que $dS = \frac{\delta Q}{T}$. Si la transformation ne répond pas au critère d'utilisation de cette relation (quasi-statique ? réversible ?) alors l'évaluation de chaleur échangée à l'aide du diagramme est fautive.

Est-ce que les auteurs des précédents ouvrages ont tort ? réponse : non : **ils ont tous raison** ! Seulement il faut décoder...ça n'a pas été facile pour moi, donc j'imagine que pour les étudiants ça l'est encore moins...En outre beaucoup de sujets d'exams racontent des bêtises à ce sujet, ou omettent de préciser certaines choses (par exemple le sujet de BTS Maintenance, session 1992, sur le moteur de Stirling), ce qui peut amener l'étudiant à faire des erreurs de calculs.

Décodons :

1^{ère} affirmation : $dS = \frac{\delta Q}{T}$ pour toutes les transformations quasi-statiques (chapitre 7, relation 32 du cours de Physique de Berkeley, physique statistique, volume n°5).

En fait il faut ici bien comprendre ce que l'auteur définit comme transformation quasi-statique : *une transformation est dite quasi statique si, à chaque instant, elle est suffisamment lente pour que le système soit infiniment proche de l'équilibre.*

Bon, cela nous renvoie à la définition de l'équilibre thermodynamique : un système est en équilibre thermodynamique (sous-entendu *avec l'extérieur*) lorsque ses paramètres macroscopiques (température, pression, volume, densité, concentration...) restent constants au cours du temps.

Conclusion : pour l'auteur, une transformation *quasi-statique* est donc une transformation pour laquelle, à chaque instant, il y a, en particulier, équilibre thermique (lors d'interaction thermique avec l'extérieur) et équilibre mécanique (lors d'interaction mécanique avec l'extérieur).

Conclusion ? **Et bien l'auteur appelle tout simplement "quasi-statique" ce qu'on appelle généralement, en France du moins, "réversible"** (ou ce que moi j'appellerai ultérieurement *quasi-réversible*) : dans mon cours, je définis (et je ne suis pas le seul) comme *quasi-statique* une transformation suffisamment lente pour que ses paramètres macroscopiques restent homogènes au cours du temps, c'est-à-dire qu'elle est constituée d'une suite de transformations infinitésimales. En aucun cas je fais intervenir l'extérieur du système alors que la réversibilité d'une transformation fait obligatoirement intervenir l'extérieur.

2^{ème} affirmation : $dS = \frac{\delta Q}{T}$ pour toutes les transformations réversibles. ("Introduction à la thermodynamique" cours de thermodynamique de C. Lhuillier et J. Rous, Dunod)

Qu'appelle t-on "réversible" ici ? Il s'agit d'une transformation telle qu'elle répond à la définition suivante (empruntée à J.P Faroux, J. Renault et L. Bocquet) : *une transformation réversible est une transformation qui se fait par une succession continue d'états d'équilibres, la condition d'équilibre concernant aussi bien le système étudié que le milieu extérieur avec lequel il interagit.*

Cette définition de réversibilité me gêne car, en toute rigueur, le système évolue dans le temps (puisqu'il subit une transformation) : ses paramètres macroscopiques ne restent donc pas constants au cours du temps, et donc lors d'une transformation dite ici *réversible* le système n'est jamais rigoureusement et à chaque instant en équilibre thermodynamique avec l'extérieur. En effet, c'est souvent la modification des paramètres extérieurs qui fait évoluer le système (de façon infinitésimale pour une *réversibilité*) : et comme la cause précède toujours l'effet, le système n'est jamais rigoureusement à chaque instant à la même température ou à la même pression que l'extérieur et donc il n'est jamais rigoureusement en équilibre thermodynamique avec l'extérieur ; c'est la raison pour laquelle j'appelle cette suite d'états d'équilibre continus "transformation quasi-réversible"...mais j'avoue que je suis le seul prof (à ma connaissance) à le faire...

Ici, de toute façon, la réversibilité de la transformation est identique à la quasi-staticité de la transformation vue à la 1^{ère} affirmation : les auteurs affirment bien la même chose !

3^{ème} affirmation : $dS = \frac{\delta Q}{T}$ **que la transformation soit réversible ou non.** ("Thermodynamique", 2^{ème} année PT PT*, de G. Dareau et G. Rousselet, édition Ellipses)

Cette affirmation semble identique à la 1^{ère} affirmation (sous entendu "que la transformation *quasi-statique* soit réversible ou non"), mais on a vu qu'il n'en était rien car le mot "quasi-statique" de la 1^{ère} affirmation est identique au mot "réversible" de la seconde affirmation. Il s'agit donc ici encore d'autre chose.

En fait, ici, les auteurs notent $Q = Q_e + Q_f$: la chaleur Q échangée par le système est égale à la chaleur Q_e échangée avec l'extérieur (celle qu'on notait Q dans les 2 affirmations précédentes) + la chaleur Q_f (forcément absorbée) due aux frottements, principale cause d'irréversibilité.

Ces auteurs parlent de thermodynamique *technique*, et je crois savoir que pour ce domaine de la thermodynamique, l'irréversibilité d'une transformation se traduit toujours par des frottements¹ (viscosité, hystérésis...). On a donc en fait $dS = \frac{\delta Q_e + \delta Q_f}{T}$ et comme δQ_f est toujours ≥ 0 on a toujours $dS \geq \frac{\delta Q_e}{T}$, l'égalité ayant lieu pour une transformation

réversible...on revient donc au même cas que les transformations précédentes, à condition de remplacer Q par Q_e (dans certains ouvrages $\delta Q_f/T$ est parfois notée dS_i : création d'entropie élémentaire due à l'irréversibilité d'un processus, avec $dS_i \geq 0$, et l'on a alors $dS = \frac{\delta Q}{T} + dS_i$ avec δQ la chaleur élémentaire échangée avec l'extérieur et donc $dS \geq \frac{\delta Q}{T}$).

Cette 3^{ème} affirmation a l'intérêt de montrer que l'utilisation du diagramme entropique ne se limite pas aux transformation réversibles pour l'évaluation Q d'une chaleur développée par un système : il est utilisable pour les transformations irréversibles dont l'irréversibilité se traduit par une absorption supplémentaire de chaleur, ce qui est le cas en thermodynamique technique.

2. "Réversible" ou "quasi-réversible" ?

Dans mon cours on est en présence de systèmes simples : pas de mélange, pas de phénomène de diffusion de molécules, pas de réaction chimique². Dans ce cas, un processus en équilibre thermo-mécanique avec l'extérieur est en équilibre thermodynamique avec l'extérieur, c'est-à-dire réversible. Cela se traduit par une chaleur développée dans le système égale à la chaleur échangée avec l'extérieur. Ainsi un processus est réversible lorsque $Q_f = 0$ (voir 2^{ème} affirmation du paragraphe précédent). Dans ce cas (très courant d'ailleurs), la cause d'irréversibilité est provoquée par la propagation de la chaleur, dans le système étudié, qui l'amène à l'équilibre thermique avec l'extérieur. Pour avoir un processus réversible avec les systèmes simples que l'on a étudié en cours, il faut donc supprimer cette propagation de chaleur.

Ainsi pour reprendre les affirmations de G. Dareau et G. Rousselet (Thermodynamique, 2^{ème} année PT PT*, édition Ellipses), une transformation est réversible parce que :

¹ Ces systèmes sont donc implicitement sans mélange, sans réaction chimique etc.

² Sauf pour l'explosion d'un mélange air-essence, mais l'explosion constitue simplement une source de chaleur que l'on peut imaginer être placée à l'extérieur du système.

- le flux de chaleur (propagation) n'existe pas car tous les points du système sont à la même température (homogénéité de température des transformations adiabatiques quasi-statiques et isothermes quasi-statiques)
- et/ou le flux de chaleur ne peut se propager car les échanges de chaleurs sont interdits (impossibles) à l'intérieur comme à l'extérieur du système (adiabatiques quasi-statiques).

Il en résulte que les seuls processus réversibles sont les isothermes et les isentropiques, c'est-à-dire, pour simplifier, les adiabatiques quasi-statiques en équilibre mécanique avec l'extérieur, (si le piston bouge dans le cylindre, c'est que l'extérieur du système évolue également de manière à avoir équilibre des pressions extérieures et intérieures).

Cependant on voit beaucoup de sujets d'examens affirmer qu'une transformation isochore, par exemple, peut être qualifiée de *réversible* (contrairement à ce qu'affirment les auteurs précédents pour qui seules les isothermes et les adiabatiques peuvent être réversibles). On pourrait alors appliquer la relation $dS = \delta Q/T$ pour en déduire la chaleur échangée avec l'extérieur à partir de notre connaissance préalable de la variation d'entropie. En fait, dans ce cas, le processus isochore "réversible" est obtenu en mettant le système isochore en contact thermique avec des thermostats de température progressivement de plus en plus élevée ou faible (ou bien un four qui évolue *quasiment* à la même température que le système, ou bien un échangeur de chaleur comme c'est le cas du moteur de Stirling que l'on verra ultérieurement). Ainsi l'extérieur évolue de la même manière que le système, d'où la réversibilité. Cependant pour amener le système de la température T à la température $T+dT$, il a bien fallu qu'une propagation de chaleur ait eu lieu, et donc un tel processus n'est pas réversible en toute rigueur puisqu'il a bien fallu rompre l'équilibre thermodynamique pour le faire évoluer. Cependant on démontre facilement que, lors de ces échanges infinitésimaux, la variation élémentaire d'entropie dS est au 1^{er} ordre près³ identique à la variation élémentaire d'entropie d'une transformation réversible. Ainsi dans les 2 cas on a $dS = \delta Q/T$ au 1^{er} ordre près. On peut donc qualifier cette transformation isochore de *réversible* et utiliser la relation $dS = \delta Q/T$ pour évaluer la chaleur échangée avec l'extérieur.

Cependant, comme en toute rigueur l'égalité des variations d'entropie n'est assurée qu'au 1^{er} ordre près, je préfère qualifier cette dernière transformation de *quasi-réversible* et non de *réversible*, même si ça ne change rien au niveau des calculs... Une isochore peut donc être quasi-réversible si l'extérieur évolue de la même manière que le système. La relation $dS = \delta Q/T$ peut être alors appliquée sachant qu'en toute rigueur on a plutôt $dS = \delta Q/T + d^2\epsilon$ (le $d^2\epsilon$ est là pour signifier qu'il s'agit d'une variation infinitésimale d'ordre 2).

3. Echange d'e-mails avec des professeurs spécialistes de thermodynamique ; le problème du cycle de Stirling : réversible ou non ?

La thermodynamique est une affaire loin d'être simple et j'ai choisi de l'illustrer par des e-mails que j'ai eus avec des spécialistes. Ce que j'ai écrit précédemment est en fait en partie issu des débats qui suivent. En surligné jaune on trouvera les questions que je pose. Les professeurs ne m'ont pas tous donné l'autorisation de publier leur nom, je leur attribue donc des initiales quelconques. Les réponses sont indiquées à la suite.

Correspondance avec Madame C, professeur d'université en physique théorique, spécialiste de thermodynamique.

Vous écrivez dans votre ouvrage que la relation $\delta Q = dU + P.dV$ n'est valable que pour les transformations réversibles or les hypothèses de départ de votre ouvrage ($P_{\text{ext}} = P_{\text{int}} \triangleq P$) semblent ne concerner que les transformations quasi-statiques : à quel moment intervient cette restriction ?

1) **Pour un gaz**, "quasi-statique avec $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$ " est équivalent à "réversible" (cela est microscopiquement réversible). Voir par exemple le calcul de théorie cinétique montrant l'évolution des caractéristiques thermodynamiques d'un gaz dans un récipient dont une paroi se déplace lentement avec une vitesse u tendant vers 0 (Je crois que c'est dans notre bouquin dans le chapitre pression). Cette remarque éclairera les futures remarques. [cette affirmation sera modulée par un collègue ultérieurement]

2) **pour un solide** réel, légèrement compressible, le travail des forces extérieures peut se réduire à $\delta W = -PdV$ uniquement si les transformations sont réversibles, c'est-à-dire si les efforts mécaniques ne font pas bouger des dislocations de manière irréversible. La notion de quasi-statique n'est plus ici pertinente.

Certains auteurs écrivent que " $dS = \delta Q/T$ pour toutes les transformations quasi-statiques", alors que d'autres (dont vous-même) écrivent que " $dS > \delta Q/T$ pour les transformations quasi-statiques, l'égalité n'apparaissant que dans le cas des transformations réversibles"...ce qui limiterait finalement largement l'utilisation d'un diagramme entropique $T(S)$ aux seules transformations réversibles.

³ Mais non au 2nd ordre...

Les auteurs qui écrivent que " $dS = \delta Q/T$ pour toutes les transformations quasi-statiques" ont tort, cela n'est effectivement vrai que dans le cas des transformations réversibles : voir l'exemple de la détente de Joule Gay-Lussac quasi-statique d'un gaz parfait dans un récipient calorifugé : travail des forces de pression extérieures nul, $Q = 0$ et donc pas de variation de la température car $\Delta U = 0$. Cependant S croît : la transformation n'est pas réversible alors qu'elle est quasi-statique (on n'a plus ici $P_{\text{int}} = P_{\text{ext}}$) et donc $dS > \delta Q/T$ pour une transformation quasi-statique.

L'utilisation d'un diagramme entropique $T(S)$ est parfaitement utilisable, que la transformation soit réversible ou pas, tout à la joie d'avoir compris ce qu'était le deuxième principe et l'entropie, nous en avons fait trop ou pas assez :

- 1) le diagramme entropique est une fonction d'état comme vous le dites fort bien dans votre cours : il caractérise donc des états d'équilibre des systèmes, quelles que soient les choses horribles qu'on leur ait fait subir entre temps et donne donc des informations qui peuvent être utiles. [ici je m'aperçois que ma question a été mal posée : ce qui me gêne n'est pas la détermination d'un tracé de diagramme entropique mais l'évaluation de la chaleur Q développée dans une transformation quelconque à l'aide de ce diagramme : il n'évalue que les chaleurs développées par une transformation réversible et non les chaleurs réellement développées par le processus]
- 2) L'approximation de "réversibilité" n'est pas conceptuellement inatteignable et est même assez aisée à approcher dans toutes les transformations faisant intervenir des gaz (voir remarque précédente où $P_{\text{int}} = P_{\text{ext}}$ suffit pour obtenir la réversibilité d'une transformation). [c'est avec cette réponse que l'on peut finalement dire que la chaleur Q évaluée pour une transformation quelconque est proche de la chaleur Q évaluée grâce au diagramme entropique]

$\delta Q = TdS$ est :

- 1/ exacte pour les quasi-statiques des gaz et liquides où $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$ parce qu'elles sont effectivement réversibles
- 2/ fautive pour les quasi-statiques des solides (avec variation de volume), pour les quasi statiques d'aimants (hystérésis), des systèmes où une seule variable bouge : exemple du solide parfait où $dU = CdT$. La formule fondamentale de définition de S se réduit alors à $dS = dU/T$ et dU est identiquement la quantité de chaleur reçue par le solide, d'où votre formulation qui devient vraie.

Messieurs Gérard Dareau et Georges Rousselet, dans leur cours de thermodynamique (cycle préparatoire, math spé PT et PT*, édition Ellipses) précisent :

« La principale cause d'irréversibilité étant le flux de chaleur qui conduit à l'équilibre thermique, ce dernier ne peut exister dans les processus irréversibles et donc :

- soit le flux de chaleur n'existe pas car tous les points du système sont à la même température.
- soit le flux de chaleur ne peut se propager car tous les échanges de chaleurs sont interdits (avec le milieu extérieur comme à l'intérieur du fluide).

Il en résulte que :

Les seuls processus réversibles sont les isothermes et les isentropiques, et donc le seul cycle réversible est le cycle de Carnot, constitué par deux isothermes reliées par deux isentropiques ».

Pour ces auteurs (largement plus qualifiés que moi pour débattre de ces idées) les transformations quasi-statiques (en particulier celles pour lesquelles $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$) ne sont donc pas obligatoirement réversibles, bien qu'il s'agisse de fluide (cela expliquerait la raison pour laquelle on obtient 2 résultats différents pour l'étude du cycle de Stirling)...[note : cette question sera abordée plus loin].

D'autres auteurs, dont Hubert Lumbroso, contournent la difficulté de la détente de Joule Gay-Lussac dans une enceinte adiabatique en disant que, puisque S est une fonction d'état, on peut considérer que la transformation est réalisée isothermiquement avec échange de chaleur avec l'extérieur (parois diathermes donc), d'où $\Delta S = Q/T$ avec Q calculé avec des parois diathermes...c'est vrai, mais cela occulte le phénomène physique par un tour de passe-passe mathématique !

Ici je n'ai plus d'e-mail avec le précédent correspondant...je pense l'avoir épuisé !

Correspondance avec S.L.G., professeur de Physique en classe préparatoire de Mathématiques Spéciales, qui vient poursuivre le débat.

l'égalité $dS = \frac{\delta Q}{T}$ n'est pas valable pour une transformation quasi-statique quelconque, mais exclusivement pour une transformation réversible d'un système fermé dont tous les échanges thermiques s'effectuent à une température unique T , ce qui fait beaucoup d'hypothèses [...]

Cela signifie-t-il que les seules transformations quasi-statiques réversibles sont les transformations isothermes d'un système fermé ? Mais que penser dans ce cas des adiabatiques quasi-statiques dites "réversibles" ? Et de l'utilisation du diagramme entropique, basé sur la relation $dS = \frac{\delta Q}{T}$ pour évaluer une quantité de chaleur échangée lors d'une transformation quasi-statique ?

Non à la première question. Cela ne signifie nullement que la température est constante (au cours du temps), mais qu'elle est uniforme (indépendante des variables d'espace). Une transformation peut ainsi être réversible et non isotherme ; c'est en particulier le cas d'une transformation adiabatique réversible. La température varie en même temps en tout point du système ; comme la température est uniforme, il n'y a pas de création d'entropie par transfert thermique.

Les transferts thermiques ne créent de l'entropie que lorsque le transfert est irréversible (transfert d'une zone chaude vers une zone plus froide). **Lorsque la température est uniforme, un transfert thermique ne crée pas d'entropie.**

Plus quantitativement, l'entropie créée par unité de volume et par unité de temps lors d'un transfert thermique est proportionnelle au carré du gradient de la température. Ceci justifie le modèle d'un cycle de Stirling réversible, mais ceci n'est qu'un modèle, car aucune machine thermique réelle ne fonctionne de façon réversible.

Le bilan entropique $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = (Q_{AB} + Q_{BC})/T_1 + (Q_{CD} + Q_{DA})/T_2 = 0$ pour le cycle de Stirling est faux. En effet, les quantités de chaleur Q_{AB} et Q_{CD} se compensent, et n'apparaissent pas dans le bilan énergétique [ici je ne suis pas d'accord : ce n'est pas parce que les chaleurs se compensent qu'elles ne doivent pas apparaître dans l'égalité de Clausius, en fait ces chaleurs n'apparaissent pas dans l'égalité de Clausius parce que lors des isochores, le gaz n'est, en réalité, plus en contact avec les sources de chaleur mais avec un échangeur thermique]. Cependant les variations d'entropie $S(B)-S(A)$ et $S(D)-S(C)$ ne sont pas nulles, et n'ont aucune raison de se compenser. C'est d'ailleurs ce que montre le calcul effectué !

Je me doutais que le bilan $(Q_{AB} + Q_{BC})/T_1 + (Q_{CD} + Q_{DA})/T_2 = 0$ était faux, puisqu'il est basé sur l'énoncé (faux à mon avis, mais vrai d'après les hypothèses de madame C.L. où $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$) de la réversibilité du cycle de Stirling. Vous ne pensez donc pas, comme le professeur d'université, cité auparavant, que $dS = \frac{\delta Q}{T}$ pour les transformations gazeuses quasi-statiques pour lesquelles on a $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$?

$P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$ ne suffit pas ; il faut aussi que $T_{\text{ext}} = T_{\text{int}}$ et que la pression et la température extérieure soient uniformes. [c'est moi qui souligne].

Si le cycle de Stirling était réversible, on devrait avoir $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$. Monsieur M.F., professeur en BTS Maintenance, m'écrit à ce sujet :

Dans le calcul sur le cycle Stirling, vous utilisez 2 méthodes pour calculer les chaleurs Q_1 et Q_2 . Dans la 1^{ère} méthode, vos définitions de Q_1 et Q_2 sont fausses car le fluide est en contact avec les sources uniquement pendant les trajets DA et BC. Sur les trajets AB et CD, le fluide est en contact avec un récupérateur de chaleur (pièce interne de la machine) : les chaleurs Q_{AB} et Q_{BC} ne sont donc pas échangées avec l'extérieur. Si vous écrivez $Q_1 = Q_{BC}$ et $Q_2 = Q_{DA}$, la relation $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$ est vérifiée. Il n'y a donc pas de contradiction.

Je lui ai répondu la chose suivante :

lorsqu'on écrit la relation $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$, les températures T_1 et T_2 sont les températures des thermostats et non les températures du gaz : il me semble donc permis de considérer que les transformations isochores du cycle s'effectuent en contact avec les thermostats ; en fait ce n'est pas parce que le gaz est en contact avec un thermostat que sa température est égale à celle du thermostat.

Claire Lhuillier co-rédacteur de l'ouvrage "Introduction à la thermodynamique" éditions DUNOD, précise que dans la relation $dS > \delta Q_1/T_1$, la température T_1 qui intervient lors de l'échange d'énergie est celle du thermostat, et pas nécessairement celle du système au moment de l'échange, le thermostat joue alors uniquement le rôle de réservoir de chaleur.

Dans ce cas, Q_1 , qui est la chaleur développée par le thermostat T_1 , peut bien être la somme des chaleurs $Q_{AB} + Q_{BC}$ (la même réflexion est valable pour Q_2). Le calcul serait donc juste (si le cycle était réversible).

Claire Lhuillier précise également : si chaque échange d'énergie se fait dans des conditions telles qu'au moment de l'échange le système est à la température du thermostat dont il reçoit l'énergie, alors seulement le processus est réversible. Puisque notre système prend des températures intermédiaires lors des transfo isochores, différentes des 2 thermostats, cela implique

que le cycle ne peut pas être réversible. Il est donc interdit d'écrire $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$ pour le cycle. Preuve qu'on ne peut pas considérer ce cycle comme réversible.

Me suis-je trompé ?

Oui quand vous dites que le cycle ne peut pas être réversible parce que le système prend des températures intermédiaires lors des transformations isochores. Lors de ces transformations isochores, l'essentiel des transferts thermiques s'effectue avec l'accumulateur ; les transferts internes (au gaz) étant négligeables. Ceci est contenu dans la modélisation d'une masse de fluide de température uniforme qui n'a d'échanges qu'avec les thermostats et l'accumulateur. L'accumulateur, comme son nom l'indique, a pour fonction de stocker de l'énergie thermique que lui cède le fluide lors d'une isochore, pour la lui restituer (intégralement dans un cycle idéal) à l'isochore suivante ; il s'agit bien d'un échange pour le fluide en évolution, mais cet échange ne s'effectue ni avec le thermostat 1, ni avec le thermostat 2 !

Non si l'on incluait l'accumulateur dans le système ; on parviendrait à la conclusion d'une irréversibilité de la machine à cycle de Stirling, qu'il ne faut pas confondre avec une irréversibilité du cycle. En effet, l'accumulateur est le siège d'un gradient de température (une partie de l'accumulateur est à la température T_1 , et une autre à la température T_2), et, à moins de supposer une conductivité thermique nulle, il s'y crée de l'entropie.

Cette création d'entropie montre que le rendement d'une machine Stirling sera inférieur au rendement (rendement de Carnot) du cycle réversible qui n'est qu'un modèle. On retrouve que le rendement réel est inférieur au rendement de Carnot. Ceci n'est pas spécifique à une machine de Stirling : une machine de Carnot idéale n'existe pas davantage !

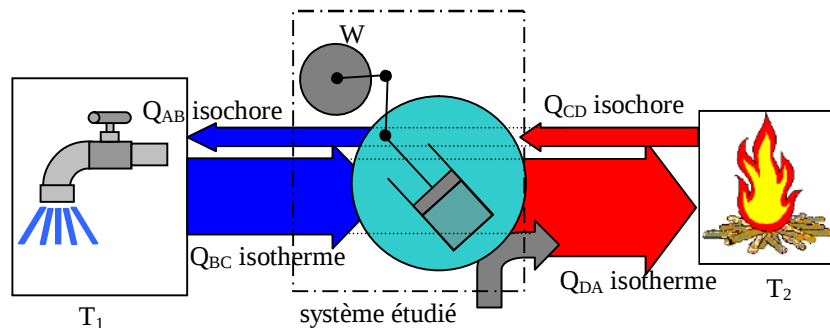
Est-il indispensable de considérer l'existence d'un accumulateur pour effectuer le cycle de Stirling ? En d'autres termes, ne peut-on pas faire jouer le rôle d'accumulateurs aux thermostats et pourquoi ?

On ne peut pas faire jouer le rôle d'accumulateurs aux thermostats car leur température est uniforme (les accumulateurs ont une température non uniforme). On peut effectuer tous les échanges thermiques avec les thermostats, mais c'est au détriment du rendement, car l'évolution est alors irréversible : c'est en fait le point de vue que vous aviez pris, plus ou moins consciemment, ce qui m'avait échappé en première lecture.

La conclusion sur la réversibilité du cycle de Stirling est donc la suivante :

1^{er} cas : le gaz effectue ses échanges thermiques uniquement avec les 2 thermostats (absence de séparateur appelé "échangeur thermique").

Dans ce cas le cycle n'est pas réversible. Le cycle de Stirling se modélise de la façon suivante :

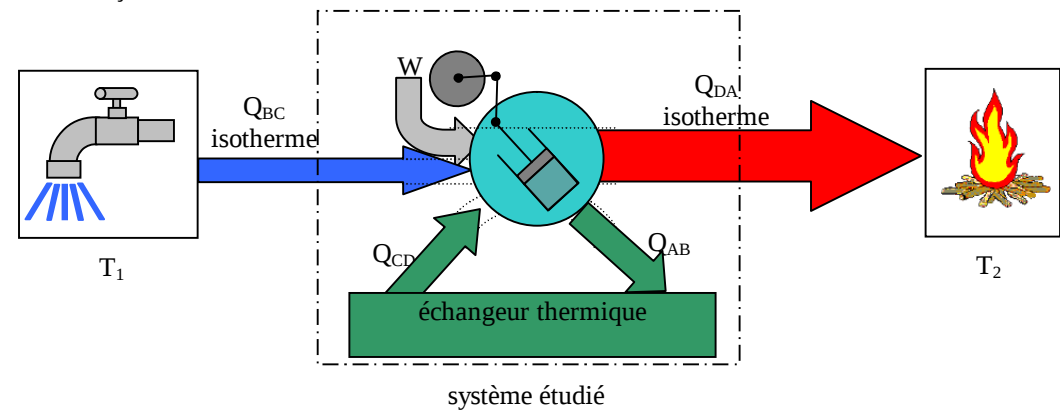


Admettons que la transformation isochore AB du cycle de Stirling qui s'effectue de la température T_2 (chaude) à la température T_1 (froide) peut être obtenue en mettant le gaz directement en contact avec le thermostat T_1 : au départ le gaz chaud ne sera pas en équilibre thermique avec le thermostat T_1 : il y aura irréversibilité du processus car $T_1 = T_{\text{ext}} \neq T_{\text{int}}$ du gaz ($P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$ ne suffit finalement pas pour assurer la réversibilité d'une transformation quasi-statique) mais le gaz absorbera néanmoins la chaleur Q_{AB} de ce dernier, qui intervient donc dans le bilan des chaleurs échangées par le thermostat T_1 !

Dans ce cas on peut considérer que le bilan $Q_1/T_1 + Q_2/T_2$ est différent de 0...donc que le cycle n'est pas réversible. C'est le point de vue que j'avais implicitement adopté pour conclure à l'irréversibilité du cycle.

2^{ème} cas : le gaz effectue ses échanges thermiques, non seulement avec 2 thermostats, mais également avec un récupérateur de chaleur (cas effectué en pratique et cas implicitement adopté par l'énoncé).

Dans ce cas le cycle est réversible. Les échanges du cycle de Stirling se modélisent alors de la façon suivante :



On considère alors que le gaz n'est en contact thermique avec le thermostat T_1 que lors de la transformation BC. Pour la transformation AB il est en contact avec dispositif qui isole le gaz de la source chaude pour le transférer vers la source froide⁴ dont la température est égale à la température du gaz (qui varie).

$T_{\text{ext}} = T_{\text{int}}$ et $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$ pour les 4 transformations du cycle, ce qui aboutit à sa réversibilité (on néglige l'influence des transferts thermiques quasi-statiques dans l'échangeur). C'est le cas implicitement adopté par l'énoncé.

On peut alors écrire $Q_1/T_1 + Q_2/T_2 = 0$ avec $Q_1 = Q_{BC}$ et $Q_2 = Q_{DA}$

L'échangeur permet de réaliser la réversibilité du cycle en imitant un cycle "infini-therme", c'est-à-dire avec une infinité de thermostats de température infiniment proches les uns des autres.

⁴ Cela évite, en pratique, les chocs thermiques qui se produiraient sur le cylindre à piston si on le soumettait brusquement de la source chaude à la source froide...et par voie de conséquence ça va assurer la réversibilité du cycle, donc un rendement maximal.

Conclusion :

En ce qui concerne la réversibilité du cycle de Stirling, on peut s'apercevoir d'un certain "flou" dans les réponses données par les professeurs avec lesquels j'étais en correspondance. Cela vient, non pas du manque de compétence des professeurs (bien plus qualifiés que moi) mais du fait qu'un quiproquo s'est établi dès le départ : je raisonnais en pensant que les échanges thermiques se réalisaient uniquement avec des thermostats (ce qui est le cas avec tous les livres que j'ai lu, mais je n'ai pas dû aller bien loin...) alors que mes collègues pensaient qu'il y avait nécessairement un échangeur thermique ! Nous avons donc finalement tous raison : la réversibilité d'un cycle dépend en fait de la technique utilisée pour le réaliser... Heureusement que la question du calcul des chaleurs échangées par les thermostats n'avait pas été explicitement posée dans le sujet ! L'énoncé est muet à ce sujet et il ne présente malheureusement pas la technique utilisée pour réaliser le cycle. Je vous conseille de regarder la vidéo "E = M6 : le moteur Stirling" pour comprendre la réalisation et l'intérêt d'un tel moteur.

Remarque : dans tous les cas le bilan entropique donne $\Delta S_{AB} + \Delta S_{BC} + \Delta S_{CD} + \Delta S_{DA} = \int_A^B \frac{\delta Q}{T} + \frac{Q_{BC}}{T_1} + \int_C^D \frac{\delta Q}{T} + \frac{Q_{DA}}{T_2} = 0$ après calculs, ce qui est normal pour un cycle.