

Donner du sens aux calculs d'entropie créée

Partie 1 : l'entropie créée pour quantifier l'énergie dégradée⁽¹⁾

par Mickaël MELZANI

Lycée Raoul Follereau - 90000 Belfort

mickael.melzani@gmail.com

<https://www.mmelzani.fr>

Les calculs d'entropie créée demandés dans les exercices de premier cycle universitaire sont parfois très académiques, par exemple lorsqu'il s'agit uniquement de conclure de la stricte positivité du résultat que le processus est irréversible, conclusion que l'on pouvait annoncer dès le départ en identifiant les causes classiques d'irréversibilité. Et pourtant, les bilans entropiques acquièrent un sens très important dans les formations d'ingénieurs : celui de quantifier concrètement le rendement ou l'efficacité d'un processus thermodynamique. C'est à ces formations que nous empruntons des éléments et idées pour montrer comment, en restant à un niveau de première ou seconde année de licence, et sans s'éloigner du cadre habituel, il est possible de donner une utilité aux calculs d'entropie créée : simplement en explicitant le lien quantitatif entre entropie créée et travail gâché (ou énergie « mal exploitée », dissipée ou dégradée), ce qui permet de donner un sens énergétique à la création d'entropie.

INTRODUCTION

La première partie de cet article démontre le lien entre entropie créée et travail non exploité, sous la forme d'une relation du type (avec des notations explicitées plus bas) :

$$W_{\text{à fournir}} = W_{\text{rév, à fournir}} + T_0 S_c \quad \text{ou} \quad W_{\text{produit}} = W_{\text{rév, produit}} - T_0 S_c. \quad (1)$$

La première relation montre que, dans un processus nécessitant un travail pour aller d'un état initial à un état final donnés, le travail à fournir $W_{\text{à fournir}}$ est minimal dans le cas réversible ($W_{\text{rév, à fournir}}$), et devient d'autant plus important que l'entropie créée au cours de l'évolution, S_c , est grande (terme $T_0 S_c > 0$). Cette entropie peut être créée, par exemple, par des frottements, par un transfert thermique entre des éléments de températures différentes, par une réaction chimique... De façon analogue, la seconde relation montre que, dans un processus produisant du travail, cette production W_{produit} est maximale dans le cas réversible ($W_{\text{rév, produit}}$) et devient d'autant plus faible que l'entropie créée est grande (terme $-T_0 S_c < 0$) (toujours à états initial et final fixés). En résumé, pour un industriel, créer de l'entropie c'est perdre de l'argent.

(1) **NDLR** : la partie 2 de cet article paraîtra dans *Le Bup* n° 1082 en mars 2026.

Les relations (1), générales, mais un peu formelles, seront suivies d'exemples d'exercices très classiques en L1/L2 (licences 1 et 2) où il est possible de les retrouver à moindre effort, et de donner ainsi un sens énergétique concret à la création d'entropie. C'est donc surtout la partie 2 qui contient des exemples utilisables avec les étudiants. Un second article se focalisera sur les sources de création d'entropie.

1. DÉMONSTRATION GÉNÉRALE DU LIEN ENTRE TRAVAIL PERDU ET ENTROPIE CRÉÉE

Nous allons montrer que toute entropie créée se traduit par une baisse d'efficacité du processus. Il s'agit d'une démonstration très générale, par ailleurs disponible dans des ouvrages de thermodynamique [1-3] et en partie dans des articles du *Bup* [4]. Ce lien est souligné depuis longtemps (par exemple dans *Le Bup* [5-6]), en fait depuis Sadi Carnot et ses réflexions sur la puissance motrice du feu en 1824 (mais pas dans la forme actuelle, la grandeur S_c n'étant introduite que vers 1950).

On se place dans le cadre d'une analyse « exergetique », qui rend particulier le rôle joué par l'atmosphère (au sens large de « l'environnement qui entoure le système ») pour deux raisons principales : la plupart des systèmes sont entourés de l'atmosphère, et les échanges thermiques avec l'atmosphère sont gratuits. On la considère assez vaste et mélangée pour agir comme un thermostat inépuisable dont on note T_0 la température. C'est ceci qui rend les échanges avec elle « gratuits » : d'un point de vue calcul d'efficacité ou de rendement, un transfert thermique en provenance ou vers l'atmosphère n'est considéré ni comme coûteux ni comme utile. On nomme Q_0 la chaleur reçue par le système en provenance de l'atmosphère.

1.1. Cas simple : système fermé et échange thermique unique avec l'atmosphère

On considère un système en évolution entre deux états dans lesquels les grandeurs utilisées ci-dessous sont définies. Le système est fermé et n'échange thermiquement qu'avec l'atmosphère (ces deux restrictions seront levées dans le sous-paragraphe 1.2. sans changer les conclusions : on obtient toujours les relations (1)). On note W le travail reçu, qui est quelconque (forces de pression, d'un opérateur, travail électrique...), et $E_m = E_c + E_p$ l'énergie mécanique du système. On applique les deux principes au système :

$$\Delta E_m + \Delta U = W + Q_0 \quad \text{et} \quad \Delta S = S_c + \frac{Q_0}{T_0} \quad (2)$$

soit en multipliant la seconde équation par T_0 puis en isolant Q_0 , et en l'injectant dans la première :

$$\Delta E_m + \Delta U = W + (T_0 \Delta S - T_0 S_c). \quad (3)$$

Enfin, en isolant W :

$$W = \underbrace{\Delta(E_m + U - T_0 S)}_{W_{\text{rév}}} + T_0 S_c. \quad (4)$$

Si cette transformation est réversible, alors l'équation ci-dessus indique que $W = \Delta(E_m + U - T_0 S)$, que l'on peut noter $W_{\text{rév}}$ (travail dans le cas particulier réversible). Or, le terme $\Delta(E_m + U - T_0 S)$ étant une variation de grandeurs d'état, il prend toujours la même valeur (pour les mêmes états initiaux et finaux, ce qui est le cas par hypothèse). On peut donc, pour une transformation quelconque, le remplacer dans la relation (4) par la valeur $W_{\text{rév}}$. On a ainsi :

$$W = W_{\text{rév}} + T_0 S_c. \quad (5)$$

- ◆ S'il faut fournir du travail au système (par exemple pour comprimer un gaz), ceci montre que le travail à fournir est égal au travail du cas réversible, augmenté du terme $T_0 S_c$: la création d'entropie implique de fournir davantage de travail.
- ◆ Si l'objectif du système est de produire du travail (par exemple détente d'un gaz), on peut poser $\tilde{W} = -W$ (travail produit par le système), et l'on a donc :

$$\tilde{W} = \tilde{W}_{\text{rév}} - T_0 S_c. \quad (6)$$

Le travail produit est diminué de la quantité $T_0 S_c$. La création d'entropie implique une baisse de production de travail.

1.1.1. Exemples (que l'on peut discuter avec les étudiants)

- ◆ **Inhomogénéités de pression** : on sait que l'existence de gradients de pression entraîne de la création d'entropie (cf. second article). Pourquoi ceci se répercute-t-il par une baisse d'efficacité ? La figure 1 (adaptée du livre d'Olivier Cleynen [7]) illustre le cas d'une compression. Dans le cas de gauche, la compression brutale provoque l'existence d'une zone de surpression au niveau du piston, ce qui implique qu'il faut fournir davantage de travail pour déplacer le piston que dans le cas de droite où la pression est uniforme. Ce surplus de travail inutilement dépensé sera restitué à l'environnement sous forme de chaleur non exploitée, ou ira augmenter l'énergie interne du gaz si la transformation est adiabatique.

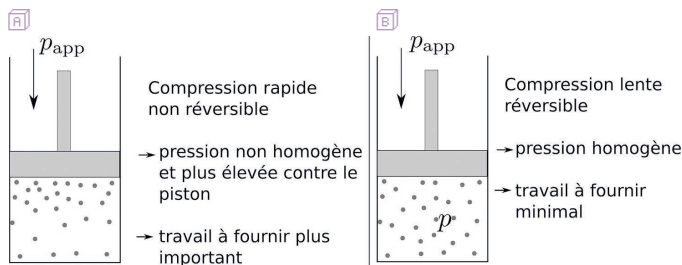


Figure 1 - Compression **A** rapide ou **B** lente.

On retrouve des éléments connus : la transformation réversible est lente, au sens où elle laisse le temps d'avoir p homogène dans le gaz et où elle minimise le travail de toute force de frottements. De même lors d'une détente : une détente trop rapide

implique une dépression au niveau du piston, donc le gaz «pousse moins» sur le piston et le travail récupéré est moindre. Ce qui n'est pas récupéré comme travail est dissipé vers l'environnement (nous détaillerons ce cas au sous-paragraphe 3.6. du second article, en soulignant par exemple que pour annuler les gradients internes de pression il faut que la vitesse du piston tende vers zéro).

- ◆ Inhomogénéités de température : un transfert thermique d'une zone à T_1 directement vers une zone à T_2 ($T_2 < T_1$) implique une création d'entropie. Pourquoi ceci dégrade-t-il l'énergie ? Simplement, car on aurait pu faire fonctionner un moteur entre ces deux zones pour en extraire du travail, et que ne pas le faire revient à perdre du travail récupérable.
- ◆ Frottements : ils sont à l'origine d'une création d'entropie, et entraînent une diminution du travail produit ou une augmentation du travail à fournir. Il y a dégradation d'une énergie mécanique, transférée sous forme thermique vers le milieu ambiant ou vers le système, forme sous laquelle elle ne peut plus (ou moins) être exploitée pour redonner un travail. Nous y reviendrons mathématiquement dans le second article (cf. sous-paragraphe 2.4. et 3.6.).

Il faut bien sûr souligner que les transformations réversibles sont certes optimales d'un point de vue rendement, mais infiniment lentes. En pratique, la longueur d'un échangeur thermique est en première approximation proportionnelle à $\frac{1}{T_{\text{fluide}} - T_{\text{ext}}}$ (loi de Newton), et les contraintes d'encombrement (taille finie d'un réfrigérateur) imposent une certaine différence entre T_{fluide} et T_{ext} (sans petits moteurs pour exploiter les flux ainsi perdus !). Ou encore, les compressions et détentes quasi réversibles sont de puissance quasi nulle, car trop lentes. Tout est une question de compromis et de possibilité technique. Par exemple, les moteurs diesel des navires de type pétrolier peuvent avoir des pistons avec des courses de plusieurs mètres, ce qui autorise des mouvements lents et permet de s'approcher du rendement réversible (le rendement thermodynamique $\eta = \frac{|W|}{Q_c}$ atteint les 45 à 50 % pour des puissances de l'ordre de 10 à 100 MW [8]). Ce n'est pas le cas dans un moteur de voiture qui tourne à plusieurs milliers de tours par minute et dont le rendement thermodynamique est moindre (20 à 40 % en conditions optimales, deux fois moins en conditions réelles de circulation où les régimes sont variés [8-9]).

1.2. Cas général

Jusqu'ici, notre démonstration revient à l'utilisation du potentiel thermodynamique $F^* = E_m + U - T_0 S$ adapté aux transformations monothermes des systèmes fermés. La relation (4) montre en effet que $W_{\text{rév}} = \Delta F^*$, et que le travail réversible récu-

pérable est $-\Delta F^*$, récupération qui est maximale d'après la relation (6)⁽²⁾. Mais il n'est pas nécessaire de s'y limiter et nous allons lever les hypothèses d'échange unique avec l'atmosphère et d'absence d'échange de matière.

1.2.1. Cas avec échanges thermiques avec d'autres sources

Seules restrictions : le système est fermé et échange de la chaleur avec l'atmosphère, mais pas exclusivement. Il peut en effet être entouré d'autres sources de chaleur : notons alors Q_i le transfert thermique reçu de la part d'une telle source, que l'on modélise par un thermostat (température T_i constante). Les principes appliqués au système s'écrivent :

$$\Delta E_m + \Delta U = W + Q_0 + \sum_i Q_i \quad \text{et} \quad T_0 \Delta S = T_0 S_c + Q_0 + \sum_i T_0 \frac{Q_i}{T_i} \quad (7)$$

soit en isolant Q_0 dans la seconde, et en l'injectant dans la première :

$$\Delta E_m + \Delta U = W + \left(T_0 \Delta S - T_0 S_c - \sum_i T_0 \frac{Q_i}{T_i} \right) + \sum_i Q_i.$$

Puis en isolant le travail :

$$W = \underbrace{\Delta (E_m + U - T_0 S)}_{W_{\text{rév}}} - \sum_i \left(1 - \frac{T_0}{T_i} \right) Q_i + T_0 S_c \quad (8)$$

(on voit que les transferts thermiques Q_i sont naturellement affectés du rendement de Carnot $1 - \frac{T_0}{T_i}$ car en effet on ne peut pas produire davantage de travail que $\left(1 - \frac{T_0}{T_i} \right) Q_i$ si la source la plus froide est l'environnement à T_0). L'interprétation est la même que dans le « cas simple » du sous-paragraphe 1.1. : pour une transformation donnée (mêmes états initial et final, ainsi que mêmes transferts thermiques Q_i reçus depuis les sources externes autres que l'atmosphère⁽³⁾) on a encore les relations (1). C'est-à-dire :

$$W = W_{\text{rév}} + T_0 S_c \quad \text{ou} \quad \tilde{W} = \tilde{W}_{\text{rév}} - T_0 S_c. \quad (9)$$

Mêmes conclusions : la création d'entropie augmente le travail à fournir ou diminue le travail produit d'un terme $T_0 S_c$. Soulignons que la démonstration est très générale et n'exclut pas par exemple une composition variable du système.

1.2.2. Cas des machines cycliques

La démonstration précédente s'applique, avec pour une machine ditherme

- (2) Ces deux articles ne développent pas davantage la notion de potentiel thermodynamique, dont « l'exergie », bien qu'ils puissent être utilisés dans beaucoup des exemples abordés, car l'idée est de rester dans le cadre des programmes de CPGE (Classes préparatoires aux grandes écoles) de 2021, qui ne les mentionnent pas.
- (3) Cette condition est nécessaire si on veut comparer des rendements ou efficacités. Par exemple le travail produit par un cycle moteur peut être comparé à un autre cycle pour une quantité de chaleur fixée extraite à la source chaude.

$\Sigma Q_i = Q_1$ (source chaude ou froide), l'atmosphère jouant le rôle de la seconde source. On retrouve alors l'expression des rendements et efficacités usuels. Cette approche un peu formelle n'est pas forcément appropriée auprès d'étudiants de L1/L2. On pourra plutôt leur présenter les expressions suivantes, démontrées de façon tout à fait classique par application des principes sur un cycle :

$$\eta_{\text{moteur}} = 1 - \frac{T_f}{T_c} - \underbrace{\frac{T_f}{Q_c} S_c}_{>0} \quad ; \quad e_{\text{frigo}} = \frac{T_f}{T_c - T_f + \underbrace{\frac{T_f T_c S_c}{Q_f}}_{>0}} \quad ;$$

$$e_{\text{PAC}} = \frac{T_c}{T_c - T_f + \underbrace{\frac{T_f T_c S_c}{|Q_c|}}_{>0}} \quad (10)$$

où l'indice « c » se réfère à la source chaude et « f » à la source froide, et où S_c est l'entropie créée sur un cycle. L'équivalence entre baisse de rendement ou d'efficacité (donc dégradation de l'énergie) et création d'entropie est alors évidente, puisque dans chaque cas η ou e décroît si S_c croît, ce qui prouve bien notre point dans ces cas certes particuliers, mais très importants. Les expressions (10) peuvent être commentées en ce sens auprès des étudiants.

1.2.3. Cas des systèmes ouverts en écoulement

Cette catégorie importante en pratique (turbines, tuyères, pompes...) impose d'utiliser les deux principes en version ouverte. Dans les relations (7) et (8), les grandeurs deviennent massiques, l'énergie interne devient l'enthalpie massique et le travail devient le travail massique indiqué w_i . On aboutit aux mêmes conclusions :

$$w_{i, \text{à fournir}} = w_{i, \text{rév, à fournir}} + T_0 s_c \quad \text{et} \quad w_{i, \text{produit}} = w_{i, \text{rév, produit}} - T_0 s_c \quad (11)$$

1.2.4. Transformation adiabatique

Si $Q_0 = 0$, alors les manipulations qui mènent à l'équation (8) sont certes toujours formellement valables, mais T_0 n'a plus aucun sens et les écritures du type $W = W_{\text{rév}} + T_0 S_c$ perdent leur signification. Il faut raisonner au cas par cas. Nous verrons (cf. sous-paragraphe 2.1., 2.3. et 2.5.) que les relations et conclusions obtenues sont du même type, avec T_0 tantôt remplacée par la température la plus basse du système, tantôt par une intégrale de T sur l'évolution.

1.3. Notion d'énergie dissipée ou dégradée

L'énergie est conservée (premier principe). Elle peut être disponible sous différentes formes : énergie cinétique, potentielle ou interne (les termes en Δ du premier principe), et elle peut être transférée (par exemple d'une forme à l'autre) *via* un travail ou un transfert thermique. Le second principe limite toutefois les transformations

possibles et fait apparaître la notion de dissipation ou de dégradation de l'énergie, car certains transferts d'énergie sont plus ou moins optimaux.

Par exemple, un transfert thermique, depuis une zone chaude directement vers l'atmosphère (sans récupérer de travail), résulte en un stockage de l'énergie sous une forme où elle ne pourra plus produire un travail (l'atmosphère étant la zone gratuite disponible la plus froide⁽⁴⁾). Cette énergie ne peut plus être exploitée pour produire un travail, elle est dissipée ; de l'entropie est créée.

De manière générale, si un processus produit un travail $\tilde{W}$ inférieur au travail maximal récupérable, alors réaliser le processus inverse nécessitera davantage de travail que celui produit au cours du processus aller : de l'énergie a été « perdue », ou plutôt dissipée (typiquement dans l'environnement sous forme thermique à T_0). Nous en dirons davantage mathématiquement dans le second article.

Retenons simplement le vocabulaire de dégradation ou de dissipation de l'énergie, qui peut être utilement introduit auprès des étudiants pour mieux faire sentir le rôle de l'entropie :

Pour tout transfert d'énergie entre deux états donnés, il existe une ou des façons de le réaliser qui est optimale, au sens où elle permet d'en extraire le maximum de travail possible ou de consommer le moins de travail possible. Si l'on s'en écarte, on parle de dissipation ou de dégradation de l'énergie.

La dégradation de l'énergie est directement équivalente à la non-réversibilité, et donc à la création d'entropie lors de la transformation. C'est tout l'intérêt du calcul de l'entropie créée.

2. EXEMPLES UTILISABLES AVEC LES ÉTUDIANTS

La partie précédente montre la généralité du lien entre création d'entropie et travail gâché, mais elle a le désavantage d'être trop formelle pour des étudiants de L1/L2. Nous n'allons donc pas l'utiliser ici. Nous proposons plutôt une série d'exemples qui sont pour la plupart des exercices très classiques, en ajoutant à chaque fois un calcul facile qui souligne que $T_0 S_c = W_{\text{dégradé}}$. L'intérêt est donc, à moindres frais par rapport à la version usuelle de l'exercice, de donner un sens aux calculs d'entropie créée et de montrer que cette grandeur est importante quand il s'agit d'optimiser un processus.

- (4) On peut certes la récupérer en faisant fonctionner un moteur entre l'atmosphère et une zone très froide, mais maintenir la zone froide à basse température coûte davantage que l'énergie récupérée. Industriellement, la température moyenne de l'atmosphère joue un rôle analogue au niveau de la mer pour l'énergie potentielle de pesanteur. On peut également penser à récupérer l'énergie de l'atmosphère *via* une pompe à chaleur réversible, vers un réservoir chaud, puis faire fonctionner un moteur à partir de ce dernier ; mais la pompe consomme un travail au mieux récupéré par le moteur, et aucun travail net n'est produit.

2.1. Détente dans un système fermé

Comparons une détente isotherme réversible et une détente irréversible de type Joule-Gay-Lussac (cf. figure 2). Un compartiment est rempli de gaz à la pression p_0 , il est séparé du vide par une paroi mobile initialement bloquée par une cale. On utilise le modèle du gaz parfait.

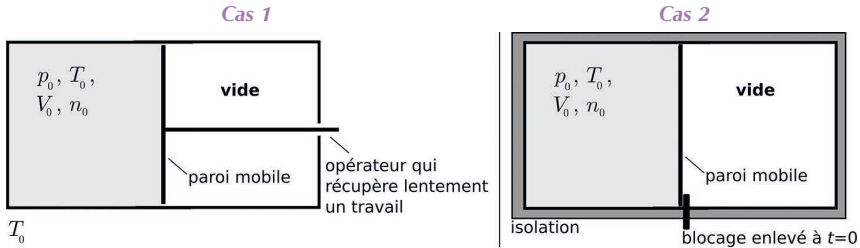


Figure 2 - Détente dans un système fermé.

- ◆ **Cas 1, réversible** : le travail est récupéré : on connecte une tige au piston, tige qui permet donc de récupérer un travail *via* un dispositif externe (elle peut entraîner une génératrice électrique, élever une masse...). Ce ne sont ni des frottements ni un impact qui arrêtent la paroi, mais la force F exercée sur la tige par le dispositif externe. Cette force est choisie de sorte à assurer un mouvement très lent : à tout instant $F = p\Sigma$, où p est la pression du gaz et Σ la section du piston. Une façon équivalente de le dire est d'introduire une pression externe *apparente* $p_{app} = F/\Sigma$, telle qu'à tout instant $p_{app} = p$. La transformation est ainsi assez lente pour être isotherme et réversible. Le travail produit par le système {gaz + enceinte + paroi mobile} est :

$$W_{produit} = -W = \int_{V_i}^{V_f} p_{app} dV = \int_{V_i}^{V_f} p_0 V_0 / V dV \quad \text{donc} \quad \tilde{W}_{produit} = p_0 V_0 \ln V_f / V_0 \quad (12)$$
 (on a utilisé $p_{app} = p$, puis la loi des gaz parfaits).

- ◆ **Cas 2, irréversible** : *aucun travail n'est récupéré* : cette fois, on enlève la cale et on laisse la détente s'effectuer sans rien faire. On suppose la détente adiabatique. Pour le système {gaz + enceinte + paroi mobile}, on a $C_V \Delta T = \Delta U = W + Q = 0$, donc la température finale est $T_f = T_0$ et l'état final est le même que dans le cas 1. On a $S_c = \Delta S = nR \ln V_f / V_i$, soit encore :

$$T_0 S_c = p_0 V_0 \ln V_f / V_0. \quad (13)$$

Discussion : on constate que $\tilde{W}_{produit, rev} = T_0 S_{c, non rev}$. Dans le second cas, on comprend que le piston se met en mouvement puis s'écrase sur le côté du compartiment, donc le gradient de pression (p_0 d'un côté, zéro de l'autre), temporairement converti en énergie cinétique du piston, n'a pas été exploité. Il y a dégradation ou dissipation de l'énergie et création concomitante d'entropie. T_0 multiplié par l'entropie créée donne

exactement le travail qui aurait pu être récupéré en exploitant le gradient de pression initial.

2.2. Compression dans un système fermé

On compare ici une compression réversible isotherme et une compression monobare monotherme (donc non réversible), qui connectent les mêmes états initiaux et finaux (cf. figure 3).

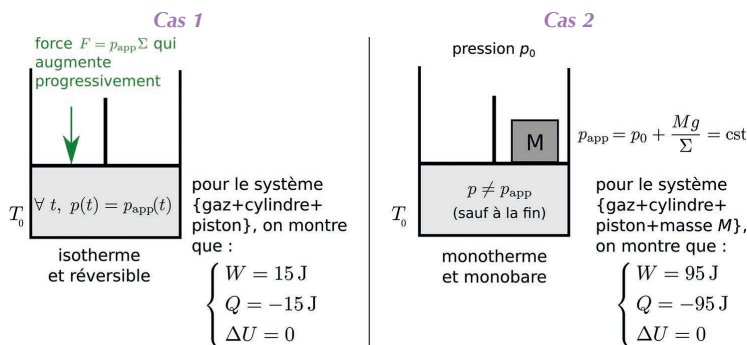


Figure 3 - Compression en système fermé.

Soit un gaz modélisé parfait dans un cylindre fermé par un piston de section Σ , $T_0 = \text{cst}$ la température du milieu extérieur et p_0 sa pression, qui est aussi la pression initiale du gaz. Les démonstrations sont données dans l'annexe qui est téléchargeable sur le site de l'UdPPC.

- ◆ Cas 1, optimal (réversible) : on agit progressivement sur le piston pour qu'il soit toujours à l'équilibre mécanique, assez lentement pour rendre négligeables les frottements et pour avoir un équilibre thermique avec l'extérieur. La compression est isotherme et réversible.
- ◆ Cas 2, non réversible : la compression est effectuée en plaçant d'un seul coup une masse M sur le piston, choisie pour mener, une fois l'équilibre thermique atteint, au même volume final que dans le cas 1. La compression est monobare et monotherme.

Les états initiaux et finaux sont les mêmes. Avec les valeurs $V_0 = 50 \text{ cm}^3$, $p_0 = 1 \text{ bar}$, $V_f = V_0/20$ (typique d'un cylindre de voiture), on calcule qu'il faut fournir 15 J de travail pour mener la compression dans le cas 1, et 95 J dans le cas 2. Pour ce second cas, on montre que $T_0 S_c = 80 \text{ J}$; le gradient de pression qui est relaxé sans être entièrement exploité est la différence initiale entre $p_{app} = p_0 + Mg/\Sigma$ et la pression du gaz, d'où la création d'entropie.

Discussion : dans le cas irréversible, il a fallu plus de travail pour arriver au même

état final, avec la relation :

$$W_{\text{supplémentaire}} = T_0 S_{c, \text{cas 2}} \quad (14)$$

Dans le cas 2, il y a dégradation ou dissipation d'une partie du travail fourni. Où ? Il est nécessaire de dire, dans le cas 2, qu'il y a des frottements pour que le piston finisse par s'arrêter, car sinon il oscille indéfiniment (cf. second article, sous-paragraphe 3.6.). Leur effet est de convertir une partie du travail mécanique fourni en énergie interne, donc d'élever localement la température des parois, qui retournent à la température ambiante par un transfert thermique vers l'extérieur. Cette énergie aurait pu être mieux exploitée, il s'agit bien d'une dégradation ou dissipation de l'énergie (nous reviendrons sur les frottements dans le second article (cf. sous-paragraphe 2.4. et 3.6.) en liant leur travail à S_c).

2.3. Transfert thermique entre deux solides

Prenons un solide à la température T_1 en contact avec un autre à la température T_2 ($T_1 > T_2$), l'ensemble étant isolé (cf. figure 4).

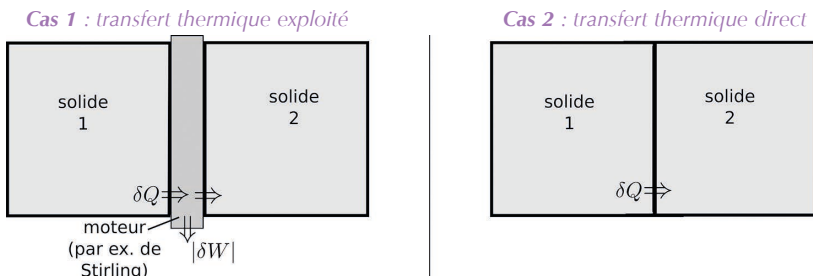


Figure 4 - Transfert thermique.

- ◆ **Cas 1** : on intercale un moteur réversible entre les deux sources, dont le rendement est $\eta = 1 - T_2/T_1$. Si δQ est le transfert thermique infinitésimal en provenance de la source chaude, alors le moteur produit un travail $|\delta W| = \delta Q(1 - T_2/T_1)$. On effectue le transfert thermique de façon réversible et optimale, il n'y a pas de dégradation ou de dissipation de l'énergie. Utiliser le travail récupéré pour faire tourner une pompe à chaleur réversible peut permettre de revenir à la situation initiale sans dépense supplémentaire.
- ◆ **Cas 2** : on laisse le transfert s'effectuer sans rien faire. Pour un transfert δQ , il y a création d'une entropie $T_2 \delta S_c = \delta Q(1 - T_2/T_1)$ (cf. annexe disponible sur le site de l'UdPPC). On a donc encore une fois :

$$T_2 \delta S_{c, \text{non rév}} = |\delta W_{\text{récupérable si réversible}}|$$

(ici l'ensemble est supposé isolé et donc ce n'est pas l'atmosphère qui joue le rôle de « puits », mais la zone la plus froide du système (à T_2)).

Discussion : la présence d'une différence de température entraîne nécessairement un transfert thermique Q de la zone chaude vers la zone froide. Si ce transfert est direct, c'est une perte d'énergie récupérable, car le gradient aurait pu être exploité pour faire tourner un moteur et récupérer un travail. Il y a dégradation de l'énergie, création d'entropie, baisse de rendement.

Les chaudières à gaz dites à « cogénération » (ou à « micro-cogénération » pour de l'habitat individuel) exploitent précisément ceci : les transferts thermiques excédentaires ne se font pas directement vers l'atmosphère, mais servent en partie à actionner un moteur de type Stirling. C'est plus généralement le principe de la cogénération ou de la régénération dans les installations industrielles : ne pas laisser se refroidir un fluide chaud sans exploiter son énergie thermique.

2.4. Changement d'état

On envisage une vaporisation totale de deux façons, qui partent du même état initial et vont au même état final (cf. figure 5). La détente du fluide qui se vaporise peut permettre de récupérer un travail.

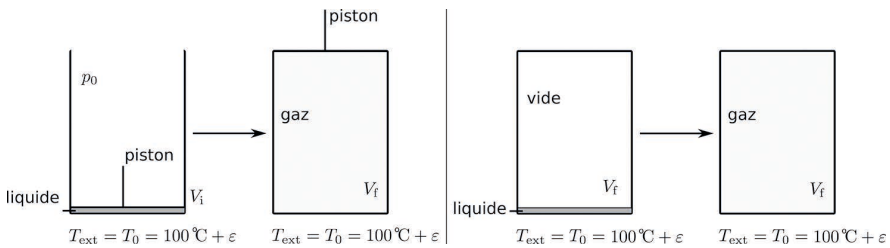


Figure 5 - Changement d'état.

- ◆ **Cas 1, réversible :** une masse d'eau liquide est contenue dans un récipient fermé par un piston à $T = 100\text{ °C}$ sous une pression $p_0 = 1,0\text{ bar}$. Le volume initial est tel que l'eau liquide occupe tout l'espace. L'ensemble est placé dans un thermostat à $T_0 = 100\text{ °C} + \varepsilon$ avec $\varepsilon > 0$ négligeable. On laisse le piston libre de se déplacer et l'on néglige tout frottement. On constate que l'eau se vaporise progressivement, ce qui entraîne une augmentation du volume et un déplacement lent du piston, suffisamment lent pour avoir un équilibre thermique et mécanique à tout instant : le changement d'état est isobare à p_0 et isotherme à T_0 avec $p_0 = p_{\text{sat}}(T_0)$. Il est donc réversible. On bloque le piston dès que la vaporisation de l'eau est complète. Le mouvement du piston permet de récupérer un travail $|W_{\text{récupéré, cas 1 (rév)}}|$.
- ◆ **Cas 2, irréversible :** on place directement l'eau liquide, prise à $T = 100\text{ °C}$, dans un récipient thermostaté à 100 °C initialement vide, supposé indéformable, et de volume V_f identique au volume final atteint dans l'expérience 1. L'eau s'y vaporise

très rapidement. Aucun travail n'est récupéré (enceinte indéformable), alors qu'il y avait initialement un fort gradient de pression entre le fluide et l'enceinte vide. Cette détente est irréversible.

Discussion : il s'agit là d'un exercice classique en L1/L2, qui consiste à demander dans chaque cas le calcul du travail et du transfert thermique, les variations ΔU , ΔS , etc. Nous ne répétons pas les calculs (cf. annexe disponible sur le site de l'UdPPC). Ils mènent sans surprise à :

$$(T_0 S_c)_{\text{cas 2, non rév}} = |W_{\text{récupéré, cas 1 (rév)}}|, \quad (15)$$

ce qui montre encore que la création d'entropie est synonyme de travail non récupéré.

2.5. Détente ou compression dans un écoulement

2.5.1. Comparaison de détente : détenteur, turbine, tuyère

Considérons une détente dans un système ouvert en écoulement. Une chute de pression peut permettre de mettre en mouvement des parties mobiles et de produire un travail, ou encore, une forme appropriée de la conduite peut produire une augmentation de l'énergie cinétique macroscopique du fluide. Si rien n'est fait en ce sens, et qu'en sortie le fluide a une capacité moindre de produire un travail (sa pression et sa température ont chuté), c'est qu'il y a eu dégradation de l'énergie initialement disponible. Une fraction est devenue non récupérable sous forme de travail ou d'énergie mécanique.

Cet exemple est exploré dans le second article (cf. sous-paragraphe 3.2.), avec trois cas : un détenteur sans parties mobiles (entropie créée maximale et aucune récupération de travail), une turbine (récupération de travail) et une tuyère (récupération d'énergie cinétique). Dans les deux derniers cas le travail ou l'énergie cinétique récupérés est diminué de l'intégrale de $T\delta s_c$, est donc maximal si $S_c = 0$, et le lien est encore du même type.

Dans les installations industrielles, lorsque ceci est économiquement rentable, la détente du gaz est effectuée non pas *via* un détenteur, mais *via* une turbine, afin d'exploiter le gradient de pression pour produire de l'électricité. Ce n'est pas fait pour les liquides, car le travail produit est trop faible et le turbinage non rentable économiquement.

2.5.2. Rendement isentropique d'un compresseur ou d'une turbine

Une autre illustration du lien entre création d'entropie et travail gâché est fournie par la notion de rendement isentropique d'une turbine ou d'un compresseur adiabatique : on peut constater graphiquement sur un diagramme $p-h$ que plus on s'écarte de l'isentropie (donc plus on crée de l'entropie), plus le travail récupéré par la turbine

ou à fournir au compresseur est important. Ce point est au programme des classes de CPGE et détaillé dans l'annexe disponible sur le site de l'UdPPC.

2.6. Effet Joule

On considère un système auquel on fournit un travail électrique $W_{\text{elec}} = U_{\text{elec}} \times I \times \Delta t$.

- ◆ Cas optimal (réversible) : un moteur électrique fonctionnant sur les principes de l'induction peut en théorie convertir 100 % de ce travail électrique en travail mécanique.
- ◆ Cas avec dégradation maximale : une résistance R placée dans un milieu de température T_0 , en régime stationnaire, est responsable d'une création d'entropie qui vérifie $T_0 S_c = W_{\text{elec}}$.

Discussion : dans le cas 2, le travail électrique reçu est un travail dégradé, qui aurait pu être récupéré sous forme de travail mécanique (cas 1), mais qui a été entièrement perdu, car l'énergie a été transférée à l'atmosphère sous forme thermique (donc non récupérable). On a encore la relation

$$T_0 S_c = W_{\text{non produit}}. \quad (16)$$

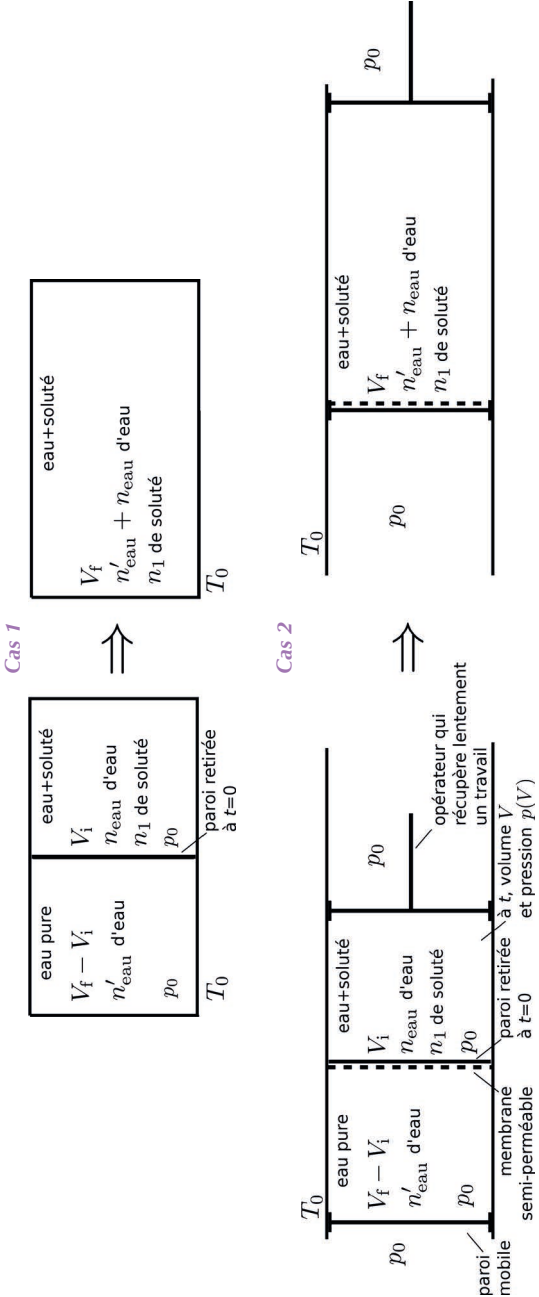
2.7. Réaction chimique et pile

Notre démonstration générale du sous-paragraphe 1.2. n'exclut pas ce cas et les relations (1) entre travail dégradé et entropie créée sont toujours valables. Mais comment récupérer un travail ? Pour une réaction chimique d'oxydoréduction, il est possible d'utiliser une pile, qui produit un travail électrique. La récupération est maximale dans le cas réversible, et toute entropie créée diminue cette récupération en accord avec les relations (1). Ceci est exploré plus en détail dans le second article.

2.8. Mélange et osmose

Là encore, la démonstration du sous-paragraphe 1.2. et les relations (1) sont valables dans le cas d'un mélange (par exemple mélange d'eau pure et d'eau salée, diffusion d'un colorant). Pour récupérer un travail, on peut exploiter un phénomène d'osmose où la surpression osmotique provoque le déplacement d'un piston. Illustrons ceci avec une dilution effectuée de deux façons différentes : d'abord irréversible, puis réversible.

On considère initialement un volume V_i de solution aqueuse qui contient une quantité de matière n_1 d'un soluté. On dilue cette solution en y ajoutant de l'eau pure, pour porter le volume final à V_f . On se place dans le cadre des solutions idéales et très diluées. L'ensemble peut échanger thermiquement avec l'atmosphère à T_0 . Les températures et pressions sont uniformes (cf. figure 6, page ci-après).



- ◆ Cas 1, irréversible : on retire la paroi qui sépare les deux compartiments : il y a mélange (on peut aussi voir ceci comme une diffusion du soluté, qui d'ailleurs peut être un colorant). L'évolution est évidemment irréversible, et l'on montre (cf. annexe disponible sur le site de l'UdPPC) que la création d'entropie est :

$$S_c = n_1 R \ln V_f / V_i. \quad (17)$$

- ◆ Cas 2, réversible : on procède maintenant en plaçant une membrane perméable au solvant, mais pas au soluté entre les deux compartiments. De plus, les compartiments sont maintenant chacun fermés par un piston qui peut coulisser librement sans frottements.

À l'instant initial on retire la paroi qui sépare les compartiments, ne laissant que la membrane. Le phénomène d'osmose fait que du solvant pur va passer dans le compartiment qui contient le soluté (afin de le diluer et d'augmenter l'entropie totale, et de tendre vers l'égalité des potentiels chimiques de part et d'autre). Le mouvement du piston de droite est mécaniquement causé par une surpression du côté du compartiment {eau + soluté} :

$$p(V) = p_0 + p_{\text{osm}} \quad \text{avec} \quad p_{\text{osm}} > 0. \quad (18)$$

La pression osmotique est obtenue en imposant l'égalité des potentiels chimiques de part et d'autre de la membrane, et dans le cadre des solutions idéales avec $n_1 \ll n_{\text{eau}}$, on a l'expression ([1], paragraphe 21) :

$$p(V) = p_0 + n_1 R T_0 / V. \quad (19)$$

Il y a donc dilution de la solution côté droit. Le piston se déplace vers la droite, *a priori* indéfiniment, car l'égalité des pressions impose $V = +\infty$, mais ici, il s'arrête lors de l'épuisement de la réserve de gauche (donc quand $V = V_f$).

Le mouvement du piston permet de récupérer un travail qui s'écrit, dans l'hypothèse d'un mouvement assez lent :

$$\tilde{W}_{\text{récupéré}} = \int (p(V) - p_0) dV = \int n_1 R T_0 / V dV = n_1 R T_0 \ln V_f / V_i. \quad (20)$$

Discussion : dans le cas 1, le gradient de potentiel chimique n'a pas été exploité pour produire un travail alors qu'il aurait pu l'être, il y a donc eu dégradation ou dissipation de l'énergie. On retrouve encore une fois que le travail récupéré dans le cas réversible est T_0 fois l'entropie créée lors de la dilution irréversible. Ce travail récupéré est maximal. Le travail récupéré est précisément celui qu'il faut fournir, partant de l'état final, pour pousser sur le piston et annuler la dilution (revenir à l'état initial) avec le phénomène d'osmose inverse.

On peut penser aux rivières qui se jettent dans les mers et les océans salés, créant ainsi continuellement de l'entropie. En extraire un travail est possible en exploitant le phénomène d'osmose, et ceci est un sujet actif de recherche, avec des installations tests en Norvège ou aux Pays-Bas. Le principal obstacle est la conception de la membrane.

CONCLUSION

Quand de l'entropie est créée, c'est que de l'énergie est mal utilisée. Ce message résume une façon de donner un sens aux calculs parfois trop scolaires d'entropie créée. Les exemples de la partie 2 le font en constatant au cas par cas qu'une température multipliée par l'entropie créée donne le travail gâché, et illustrent que ceci ne nécessite pas de grands changements dans le déroulé habituel des exercices classiques.

REMERCIEMENTS

Le contenu de ces deux articles a été inspiré par une formation à l'ENSIC (École nationale supérieure des industries chimiques) en 2018, intitulée à juste titre *Enseigner différemment la thermodynamique pour que les étudiants comprennent enfin le second principe*. J'en profite pour remercier chaleureusement les deux organisateurs et intervenants : Romain Privat et Jean-Noël Jaubert, qui nous ont donné un aperçu des applications du second principe dans un cadre industriel, et qui ont bien voulu relire une précédente version de ces deux articles et les commenter. Je remercie également Étienne Thibierge pour sa relecture, et pour le prêt d'une figure et de quelques idées. Merci également à Helmy Chekir qui, quelques années plus tard, a lu ces articles et les a commentés. Sa thèse sur les traditions de présentation de la thermodynamique est plus qu'intéressante, et l'une de ses conclusions rejoint la mienne concernant l'utilisation du second principe en physique en CPGE : il est mobilisé le plus souvent pour des tâches non prédictives et essentiellement tautologiques [10].

BIBLIOGRAPHIE ET NETOGRAPHIE

- [1] R. A. Huggins, *Energy Storage (Fundamentals, Materials and Applications)*, New York : Springer, 2016.
- [2] A. Lallemand, « Thermodynamique appliquée - Bilans entropiques et exergétiques », *Techniques de l'Ingénieur*, avril 2005.
- [3] A. Lallemand, « Thermodynamique appliquée - Deuxième principe : entropie », *Techniques de l'Ingénieur*, janvier 2016.
- [4] P. Roux et J.-R. Seigne, « L'énergie en mécanique et en thermodynamique », *Bull. Un. Phys.*, vol. 95, n° 832, p. 491-507, mars 2001.
- [5] R. Gamper, « Second principe, aperçus nouveaux », *Bull. Un. Phys.*, vol. 56, n° 462, p. 345-373, janvier-février 1962.
- [6] R. Gamper, « Second principe, aperçus nouveaux (suite) », *Bull. Un. Phys.*, vol. 56, n° 463, p. 435-448, mars-avril 1962.

- [7] O. Cleynen, *Thermodynamique de l'ingénieur*, Framabook, 2015.
- [8] T. Takaishi, A. Numata, R. Nakano and K. Sakaguchi, "Approach to High Efficiency Diesel and Gas Engines", Mitsubishi Heavy Industries, Ltd., *Technical Review*, vol. 45, n° 1, March 2008.
- [9] IFPEN, «Les véhicules essence et diesel», site Internet de l'IFP Énergies nouvelles :
<https://www.ifpenergiesnouvelles.fr/enjeux-et-prospective/decryptages/transports/les-vehicules-essence-et-diesel>
page consultée le 29 décembre 2025.
- [10] H. Chekir, «Traditions historiques de présentation de la thermodynamique : application à l'analyse historique et critique du curriculum de CPGE», Thèse de doctorat, Université Paris Cité, 2024.

Complément de l'article

Cet article comporte un complément nommé :

◆ *Annexe (partie 1).pdf*

Il est disponible sur le site de l'UdPPC sous la forme d'un fichier zippé 10810107.



Mickaël MELZANI

Professeur de physique-chimie en PTSI

Lycée Raoul Follereau

Belfort (Territoire de Belfort)