

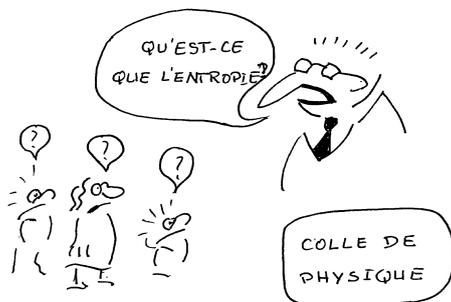
La cuisine, laboratoire pour l'entropie

par Marcel EVENO

Lycée Clémenceau - 44000 Nantes

RÉSUMÉ

Nos élèves ne comprennent pas grand chose aux calculs relatifs à l'entropie. La thermodynamique, ce n'est pas seulement des formules avec des dérivées partielles ; on peut en parler sérieusement dans... la cuisine, par exemple en préparant son petit déjeuner.



Dessin n° 1

Voilà une question redoutable... surtout pour nos malheureux élèves qui sont obligés très souvent de disserter sur la question ! Les calculs relatifs à l'entropie sont généralement très mal traités. Au mois de mai 1993, j'ai eu l'occasion de corriger cent dix-neuf copies de candidats d'un concours d'entrée d'une école d'ingénieurs. Aucun de ceux (soixante candidats) qui ont abordé la question n'a été capable de faire un calcul correct...

Qu'est-ce que la thermodynamique pour la plupart de nos élèves ? Elle apparaît généralement comme une collection d'équations manipulant les différentielles, les dérivées partielles... fort éloignées, dans leur esprit, du laboratoire de physique.

Et pourtant ils ont chaque jour l'occasion de «faire de la thermodynamique», tout comme chaque jour ils ont l'occasion d'appliquer les

redoutables lois du frottement en mécanique dès qu'ils ont mis le pied par terre chaque matin !

Et où ont-ils donc l'occasion de s'adonner à cette étude passionnante ? Mais dans la cuisine pardi, laboratoire dans lequel ils pénètrent chaque jour...

Lorsque j'interroge les taupins en colle sur l'entropie, la première question que je pose concerne naturellement l'énoncé du second principe. La réponse est généralement satisfaisante, le cours ayant été appris.

Chaque élève indique que : «A tout système, on peut faire correspondre une fonction d'état, grandeur extensive appelée entropie, notée S , etc...» [1].

Cela devient plus difficile ensuite.

Je leur demande en effet quelle est la fonction entropie de l'eau qu'ils ont utilisée pour préparer leur petit déjeuner... et c'est le début d'un dialogue où l'on s'amuse beaucoup (il faut le faire avec l'entropie !...), car c'est une occasion de «faire de la physique» !

Cette question déconcerte ; je ne l'ai d'ailleurs jamais vue posée sous cette forme dans un manuel.

Les plus entreprenants arrivent à écrire une équation :

$$dS = \delta Q/T \quad \text{ou mieux} \quad dS = \delta Q_{\text{rév}}/T.$$

Je leur demande alors à quelle expérience cette équation se rapporte. Là, la surprise est totale. La réponse ne se trouve pas explicitement dans les manuels qui se régaleront généralement (surtout les livres dits d'exercices où l'on fait plutôt du bachotage que de la physique) avec des formes différentielles c'est-à-dire plutôt des mathématiques.

Question : Que représente dS ?

Réponse : C'est la différentielle de l'entropie.

Question : Oui, bien sûr. Mais dans le laboratoire de physique ?

Réponse : ???

Question : Que représente δQ ?

Réponse : C'est une chaleur élémentaire .

Question : Vous dites «une» ; une est un article indéfini ; que représente concrètement cette chaleur élémentaire ?

Réponse : ???

C'est là que l'on voit que nos élèves sont loin du laboratoire de Physique.

Je leur indique alors qu'on ne devrait jamais écrire en Physique une quelconque équation sans avoir présente à l'esprit l'expérience que l'on doit associer à cette équation.

Cela me semble nécessaire si l'on veut comprendre la Physique. Et je continue mes questions, tortionnaire impitoyable !

Question : Qu'est-ce la chaleur ? (question redoutable ! tout le monde en parle, mais très peu de manuels en donnent une définition claire, sans ambiguïté).

Réponse : C'est une forme de l'énergie (parfois on ajoute le qualificatif désordonnée).

Question : Quelle est la différence entre chaleur et travail concrètement (c'est-à-dire en faisant appel non pas seulement à des mots mais à une référence expérimentale) ?

Réponse : ???



Dessin n° 2

J'en arrive bien sûr aux réponses que je souhaitais entendre.

Le dictionnaire de Physique [2] indique :

CHALEUR : mode de transfert d'énergie sous la forme d'énergie cinétique d'agitation moléculaire désordonnée.

Je traduis : forme d'énergie qui peut se transférer par le biais de l'agitation thermique.

Et je passe à une illustration immédiate :

Vous êtes dans la cuisine ; vous voulez chauffer votre eau, que faites-vous ?

On convient alors d'utiliser une plaque chauffante dont on peut régler la température avec le thermostat. Une casserole contenant de l'eau est placée sur cette plaque. La chaleur passe de la plaque au métal de la casserole par le biais de l'agitation thermique, puis à l'eau.

On enlève la casserole lorsque l'eau est sur le point de bouillir (disons environ 95°C).

Comment utiliser la relation :

$$dS = \delta Q/T \quad (1)$$

dans cette expérience ?

Perplexité !

C'est donc l'occasion de revenir sur l'interprétation physique de cette équation.

Très rapidement les difficultés apparaissent.

Et on revient naturellement sur l'énoncé du second principe, sur la définition des mots employés.

Que représente dS ?

C'est la différentielle de l'entropie (pour le mathématicien) ; pour le physicien c'est aussi la variation de la fonction d'état S (au second ordre près) dans une transformation élémentaire (c'est l'occasion de rappeler ce qu'est une transformation élémentaire bien sûr).

On précise donc :

- système envisagé : l'eau de la casserole (masse m),
- son état initial, caractérisé par S ,
- son état final, caractérisé par $S + dS$.

L'équation (1) est valable pour une transformation réversible.

Qu'est-ce donc qu'une transformation réversible ?

Ici l'eau de la casserole a été chauffée de 20°C à 95°C.

La transformation subie a-t-elle été réversible ?
 Qu'est-ce donc qu'une transformation réversible ?
 Dans quelle condition la transformation, ici un échange de chaleur, est-elle réversible ? C'est l'occasion de le rappeler.
 Un échange de chaleur est réversible si (et seulement si) le système et la source sont à des températures infiniment voisines. Il suffit de faire varier infiniment peu la température de la source pour inverser l'échange de chaleur, d'où le mot réversible).
 On convient rapidement que la transformation envisagée n'est pas réversible. Et là on se souvient de ce que le professeur a dit :
 «On imagine une transformation réversible».
 On retourne donc à la cuisine.



Dessin n° 3

On doit faire subir à notre eau une transformation élémentaire réversible.

On voit alors immédiatement comment procéder.
 Si l'eau est initialement à 20°C, on va régler la plaque à une température très légèrement supérieure, par exemple 20,001°C, et on va attendre l'équilibre du système ; on peut alors faire le bilan entropique de cette transformation élémentaire... que l'on va recommencer un très grand nombre de fois pour arriver à 95°C.

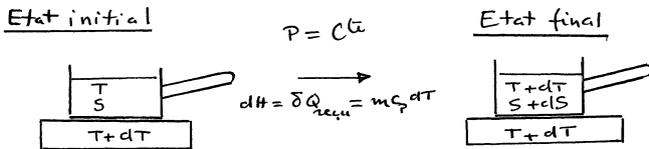


Figure 1 : Transformation élémentaire réversible : $ds = \frac{mc_p dT}{T}$
 (pas de création d'entropie).

Lorsque la masse m d'eau passe de T à $T + dT$, sa pression restant constante, sa variation d'entropie, qui se calcule à l'aide du second principe s'écrit :

$$dS = \text{entropie reçue de la source} + \text{entropie créée.}$$

Il n'y a pas d'entropie créée, car la transformation est réversible ; l'entropie reçue est, par définition, égale au quotient de la chaleur δQ reçue par la température de la source $T_S = T + dT$.

Donc :

$$dS = \delta Q/T_S = \delta Q/(T + dT) = \delta Q/T \quad \text{avec} \quad \delta Q = mc_p dT.$$

D'où l'expression de la fonction entropie dans la cuisine, supposée ne dépendre que de la température (la pression reste constante dans la cuisine) :

$$dS = mc_p dT/T$$

$$S = mc_p \ln(T) + \text{Cte si l'on suppose } c_p = \text{Cte.}$$

Cette fonction permet donc de calculer la variation d'entropie entre deux états d'équilibre caractérisés par leurs températures respectives T_i et T_f :

$$\Delta S = m c_p \ln(T_f/T_i).$$

L'exercice n'est pas terminé. On est toujours dans la cuisine ; et je demande de faire le bilan entropique de la transformation correspondant à une expérience effectivement réalisée : l'eau dans la casserole est placée sur la plaque portée à $T_s = 120^\circ\text{C}$ et chauffée de $T_i = 20^\circ\text{C}$ à $T_f = 95^\circ\text{C}$ (transformation finie, c'est-à-dire non élémentaire).

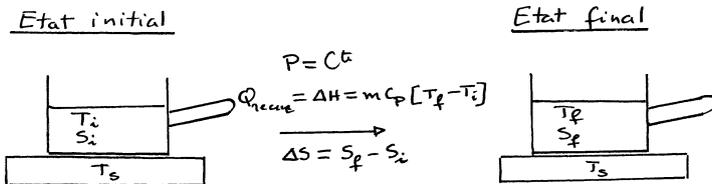


Figure 2 : Transformation finie irréversible

$$\Delta S = \text{entropie reçue} + \text{entropie créée.}$$

Dans cette expérience, on peut calculer directement l'entropie reçue par l'eau.

Le bilan entropique (voir la figure 2 représentant la transformation).

s'écrit :

$$\Delta S = \text{entropie reçue} + \text{entropie créée}$$

$$\Delta S = \frac{m c_p (T_f - T_i)}{T_s} + \text{entropie créée}$$

Le ΔS est naturellement le même que précédemment, S étant une fonction d'état ; il est ainsi possible de calculer l'entropie créée (positive) dans cette transformation, qui est irréversible.



Dessin n° 4

A l'issue de cet exercice (qui dure une heure avec les trois élèves qui passent la «colle»), je pose encore une question, plus abstraite que les précédentes.

Soit un système thermodynamique qui passe d'un état d'équilibre initial E_I à un état d'équilibre final E_F :

- 1 - de façon réversible,
- 2 - de façon irréversible.

Si l'on appelle $\Delta S_{\text{rév}}$ la variation d'entropie du système pour la transformation 1 et ΔS_{irr} la variation d'entropie du système pour la transformation 2, quelle relation existe-t-il entre ces deux grandeurs ?

Il arrive (pas très souvent) que l'un (ou plusieurs !) des interrogés réponde (nt) :

$$\Delta S_{\text{irr}} > \Delta S_{\text{rév}} \quad \text{ou} \quad \Delta S_{\text{irr}} < \Delta S_{\text{rév}}$$

Cela ne m'étonne pas : la thermodynamique est une science difficile ! Je reprends donc l'énoncé : S est une fonction d'état... Et nos «collés» de sourire de leur bévue d'abord et de sourire de satisfaction d'avoir compris ensuite...

Pour terminer, je demande : Donnez-moi une définition simple de l'entropie en vous référant à Clausius, inventeur du mot (en 1877 d'après le Petit Robert, en 1850 d'après l'Encyclopedia Universalis) mot qui dérive du grec entropia qui signifie «retour en arrière»... Je fais allusion alors aux diverses expressions du travail dans des transformations élémentaires quasi-statiques :

$$\delta W = -PdV \quad ; \quad \delta W = Fdx \quad ; \quad \delta W = \Gamma d\theta \quad ; \quad \delta W = Vdq$$

produit d'une grandeur intensive par la différentielle d'une grandeur extensive. On a donc des couples de grandeurs conjuguées dans les expressions de δW .

Clausius s'était posé la question : dans l'expression de la chaleur reçue dans une transformation élémentaire quelles pouvaient bien être les deux variables conjuguées ? L'une d'elles ne pouvait être que la température ; et l'autre donc ?... mais c'est bien sûr S , et l'on peut écrire :

$$\delta Q = TdS$$



Dessin n° 5

Il ne faut naturellement pas oublier que cette relation ne s'applique (retour dans la cuisine, ou, pardon, dans le laboratoire de Thermodynamique...) que si la transformation considérée est réversible (et pas seulement quasi-statique !).

Pour terminer, et cela les amuse énormément, je fais répéter plusieurs fois aux trois participants de la colle :



Dessin n° 6

«Je ne peux calculer directement que des entropies reçues...».

Et je reviens encore une fois sur le calcul relatif à la tasse de café ou de thé (j'ai pris de l'eau bien sûr plus haut car l'eau est un corps pur), et je fais remarquer une nouvelle fois que dans les deux expériences je n'ai calculé directement que des entropies reçues. Pour calculer une variation d'entropie, je m'arrange donc pour n'avoir pas d'entropie créée, et cette variation est égale à l'entropie reçue dans l'expérience que j'ai imaginée... et que j'ai réalisée (par la pensée) dans la cuisine.

Je n'oublie pas que j'ai beaucoup schématisé l'expérience décrite avec la casserole : l'eau est bien sûr en contact avec l'atmosphère, elle se vaporise partiellement durant le chauffage... On est toujours obligé de simplifier (au début) dans l'étude d'un phénomène physique qui est généralement très compliqué !

Dans les nouveaux programmes, on fait intervenir énormément les ampli OP, voire les ordinateurs. On ne regarde plus l'eau bouillir dans un récipient, on ne fait plus fondre des glaçons, on définit très rapidement la pression mais on ne la mesure pas... Dommage !

Mais sans doute cela n'a-t-il strictement aucune importance ! S'il fallait apprendre parfaitement toutes les définitions et les lois avant de parler (si possible à la télé), on ne dirait plus rien. Il faut vivre avec son temps que diable !

Mais vive l'entropie quand même !

Et il y a bien sûr encore des quantités de choses intéressantes à dire à son sujet.

Les dessins sans prétention qui illustrent les propos ci-dessus, se veulent être un clin d'œil à la mémoire du talentueux dessinateur REISER qui nous a malheureusement quittés voici quelques années.

BIBLIOGRAPHIE

- [1] H. DEMANGE, G. GERMAIN et M. NOTIN - *Comprendre et appliquer la Thermodynamique* - Masson.
- [2] J.-P. MATHIEU, A. KASTLER et P. FLEURY - *Dictionnaire de Physique* - Masson - Eyrolles.