



BLAISE PASCAL
PT 2022-2023

Révisions R3

Thermodynamique

Ressources en ligne

Scanner ou cliquer sur les QR-code pour accéder aux ressources.

- L'essentiel du cours sous forme de cartes mémo : cartes réalisées par Christophe Cayssiols.



Cartes utilisables pour ce bloc de révisions : toutes celles du thème « thermodynamique » de première année, sauf celles sur les machines thermiques.

- Qmax : QCM d'applications directes du cours



Choisir d'abord le mode « j'apprends » puis éventuellement le mode « je révise ». Ces QCM correspondent au programme de PCSI, certaines notions peuvent donc vous être inconnues : me demander en cas de doute.

Thèmes abordés dans ce bloc de révisions : thème « thermodynamique », tout sauf les machines thermiques.

Questions de cours

Seuls les étudiants du groupe PT* seront interrogés en colle sur les questions marquées d'une étoile, car elles sont plus techniques et/ou moins essentielles ... mais tous les étudiants sont bien sûr invités à les travailler !

R3.1 - Rappeler les lois de Laplace et leurs hypothèses d'application. En déduire le travail W reçu au cours d'une compression d'un volume V_I à un volume V_F telle que les lois de Laplace s'appliquent.

Il est attendu que l'étudiant connaisse au strict minimum l'expression en PV^γ et sache retrouver très, très vite les deux autres ... mais c'est encore mieux si les trois sont connues par cœur !

Au cours de la compression on a $PV^\gamma = K = cte$, d'où

$$W = - \int_{V_I}^{V_F} P dV = -K \int_{V_I}^{V_F} \frac{dV}{V^\gamma} = -K \int_{V_I}^{V_F} V^{-\gamma} dV = -K \left[\frac{V^{-\gamma+1}}{-\gamma+1} \right]_{V_I}^{V_F} = \frac{K}{\gamma-1} \left(V_F^{1-\gamma} - V_I^{1-\gamma} \right).$$

La dernière étape du calcul utilise la primitive d'une fonction de type $x \mapsto x^n$ qui, en cas de trou de mémoire, se retrouve immédiatement sur l'exemple de $x \mapsto x^2$ qui s'intègre en $x^3/3$.

R3.2 - Un glaçon, de masse m_1 et température T_1 , est sorti du congélateur pour être mis dans un verre contenant une boisson au choix de l'étudiant, de masse m_2 et température T_2 (la boisson, pas l'étudiant). On suppose que le glaçon fond totalement et rapidement, ce qui permet de négliger les transferts thermiques avec l'air. Déterminer la température finale T_F du breuvage. Comment déterminer la masse minimale du glaçon pour qu'il ne fonde pas totalement ? Le résultat sera donné en fonction de l'enthalpie de fusion $\Delta_{\text{fus}}h$ de l'eau et des capacités thermiques massiques c_{sol} et c_{liq} , supposées égales pour le glaçon et la boisson.

On utilise l'additivité de l'enthalpie pour sommer les contributions du glaçon et de la boisson.

▷ la boisson est liquide et sa température passe de T_2 à T_F ;

▷ le glaçon se réchauffe et fond, ce que l'on décompose comme la succession de trois transformations élémentaires :

- d'abord, le glaçon est solide et sa température passe de T_1 à T_{fus} ;
- ensuite, le glaçon fond totalement de manière isobare isotherme ;
- enfin, le glaçon est liquide et sa température passe de T_{fus} à T_F .

Le bilan d'enthalpie s'écrit donc :

$$\Delta H = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{0} + \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{0} = \underbrace{m_2 c_{\text{liq}} (T_F - T_2)}_{\text{boisson}} + \underbrace{m_1 c_{\text{sol}} (T_{\text{fus}} - T_1) + m_1 \Delta_{\text{fus}} h + m_1 c_{\text{liq}} (T_F - T_{\text{fus}})}_{\text{glaçon}}$$

Il reste alors à isoler T_F dans cette équation.

Pour déterminer la masse minimale à partir de laquelle le glaçon ne fond pas complètement, il faut être conscient que le calcul ci-dessus repose sur l'hypothèse que l'état final est complètement liquide, ce qui impose au final d'avoir $T_F > T_{\text{fus}}$. Si jamais le calcul numérique donne $T_F < T_{\text{fus}}$, alors il y a contradiction entre l'hypothèse initiale et le résultat final : la vraie température finale ne sera pas le T_F calculé de cette façon. Cela signifie que l'hypothèse initiale est fautive et que le résultat final n'a pas de sens. La masse limite est donc celle qui donne $T_F = T_{\text{fus}}$.

R3.3 - Le même étudiant qu'à la question précédente souhaite toujours refroidir la même boisson de masse m_2 et température T_2 en y ajoutant des glaçons de masse m_1 et température T_1 . Sauf que cette fois ... il en met trop, si bien qu'à l'état final il reste de la glace dans sa boisson. Déterminer la masse m_f de glace qui a fondu en fonction des mêmes paramètres qu'à la question précédente. On négligera toujours les transferts thermiques avec l'air. Comment déterminer la masse minimale du glaçon pour qu'il ne fonde pas totalement ?

Cette fois, on sait que le mélange est diphasé à l'état final, ce qui nous donne sa température : la coexistence n'est possible que si $T_F = T_{\text{fus}}$. Le bilan d'enthalpie s'écrit comme à la question précédente, sauf que :

- ▷ seule la masse m_f fond ;
- ▷ comme $T_F = T_{\text{fus}}$, la glace fondue ne change pas de température.

Le bilan d'enthalpie s'écrit donc :

$$\Delta H = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{0} + \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{0} = \underbrace{m_2 c_{\text{liq}} (T_{\text{fus}} - T_2)}_{\text{boisson}} + \underbrace{m_1 c_{\text{sol}} (T_{\text{fus}} - T_1) + m_f \Delta_{\text{fus}} h}_{\text{glaçon}}$$

Il reste alors à isoler m_f dans cette équation.

Cette fois, l'hypothèse est que l'état final est une coexistence solide-liquide, qui permet de calculer la masse de glace fondue. Or la masse de glace fondue ne peut évidemment pas être supérieure à la masse initiale du glaçon : si jamais le calcul numérique donne $m_f > m_1$, alors le résultat final n'a pas de sens, ce qui indique que l'hypothèse initiale est fautive. La masse limite est donc celle qui donne $m_f = m_1$. On retrouve la même masse limite qu'à la question précédente, ce qui est logique.

(★) **R3.4** - Considérons un gâteau au chocolat de capacité thermique C , sorti d'un four à la température T_{four} et laissé à refroidir dans la cuisine de température T_0 . Procéder au bilan entropique de la transformation. Commenter le signe de l'entropie créée.

Donnée : inégalité de convexité du logarithme, $\forall x > 0, \ln x \leq x - 1$; l'expression de l'entropie d'une phase condensée est à connaître par l'étudiant.

- ▷ Variation d'entropie : comme le gâteau est un solide (s'il a suffisamment cuit !)

$$\Delta S = C \ln \frac{T_F}{T_1} = C \ln \frac{T_0}{T_{\text{four}}} < 0$$

(ce qui est logique car S est une fonction croissante de la température, qui ici diminue)

- ▷ Entropie échangée : il faut connaître Q , et pour cela appliquer le premier principe au gâteau (en enthalpie car monobare), qui donne

$$\Delta H = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{Q} = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{Joule}}}{C} (T_0 - T_{\text{four}}) \quad \text{d'où} \quad S_{\text{éch}} = \frac{Q}{T_0} = \frac{C (T_0 - T_{\text{four}})}{T_0}$$

C'est T_0 qui intervient car c'est la température du thermostat.

- ▷ La transformation est évidemment irréversible (qui a déjà vu un gâteau réchauffer tout seul ?), donc l'entropie créée est inconnue : on sait seulement qu'elle est positive.

- ▷ Bilan d'entropie :

$$\Delta S = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{2nd P}}}{C} \frac{(T_0 - T_{\text{four}})}{T_0} + S_{\text{créée}} = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{solide}}}{C} \ln \frac{T_0}{T_{\text{four}}}$$

d'où on déduit

$$S_{créée} = C \left[\frac{T_{four}}{T_0} - 1 - \ln \frac{T_{four}}{T_0} \right].$$

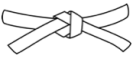



D'après l'inégalité donnée, le terme entre crochets est positif. On peut bien sûr conclure « $S_{créée} > 0$, ouf, j'ai bon » ... mais on peut en dire plus : comme on sait que $S_{créée} \geq 0$, alors on en déduit $C \geq 0$. On montre ainsi que la capacité thermique d'un solide est forcément positive.

Pour s'entraîner

- 💡 Difficulté d'analyse et compréhension, initiative requise ;
- ✂ Difficulté technique et calculatoire ;
- ⊕ Exercice important.



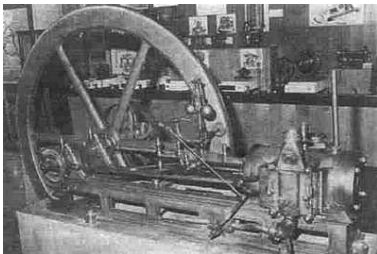
Flasher ce code pour accéder au corrigé

Ceinture		Proposition de parcours d'entraînement
	Ceinture blanche	Questions de cours + exercices 1 à 4
	Ceinture jaune	Questions de cours + exercices 1 à 5
	Ceinture rouge	Questions de cours (★) + exercices 1 à 3, 5 et 6
	Ceinture noire	Questions de cours (★) + exercices 1 à 3, 5 à 7

Exercice 1 : Cycle de Lenoir

💡 1 | ✂ 1 | ⊕

- Gaz parfait ;
- Premier principe.



Le cycle de Lenoir est un modèle idéalisé de cycle moteur à deux temps, proposé par Étienne Lenoir en 1860 pour décrire le fonctionnement du moteur à gaz qu'il avait mis au point l'année précédente. On raisonne sur le mélange air-carburant présent dans la chambre de combustion du moteur, modélisé par un gaz parfait d'exposant adiabatique γ formant un système fermé de quantité de matière n_0 . Après l'admission d'air dans la chambre de combustion, l'état du mélange (P_1, V_1, T_1) est supposé connu. Le cycle qu'il subit se compose des étapes suivantes :

- 1 → 2 : explosion isochore jusqu'à la pression P_2 ;
- 2 → 3 : détente isotherme jusqu'à un volume $V_3 = 2V_1$;
- 3 → 1 : compression isobare modélisant le renouvellement du mélange (échappement, admission, injection de carburant, inflammation).

- 1 - Déterminer les caractéristiques des points ② et ③ du cycle en fonction uniquement de celles du point ①.
- 2 - Déterminer l'équation d'une isotherme d'un gaz parfait dans le diagramme de Watt (P, V), c'est-à-dire une équation de la forme $P = f(V)$. En déduire la représentation du cycle.
- 3 - Calculer l'énergie Q_{expl} reçue par le mélange lors de l'explosion, à exprimer en fonction de P_1, V_1 et γ . On rappelle que la capacité thermique molaire isochore d'un gaz parfait vaut $C_{V,m} = R/(\gamma - 1)$.
- 4 - Calculer le travail moteur W_m fourni au cours du cycle complet, à exprimer également en fonction de P_1 et V_1 .
- 5 - En déduire le rendement du cycle $\eta = W_m/Q_{\text{expl}}$.

Remarque culturelle : Un défaut majeur de ce modèle de cycle historique est la modélisation de la deuxième étape. Considérer la détente isotherme n'est pas l'hypothèse la plus pertinente, une modélisation adiabatique est plus conforme à la réalité ... mais en 1860 ces notions étaient encore en construction !

Exercice 2 : Mesure calorimétrique de l'enthalpie de fusion de l'eau

- ▷ Calorimétrie ;
- ▷ Changement d'état.

Cet exercice propose d'analyser une expérience permettant de mesurer l'enthalpie massique de fusion de l'eau. Les opérations suivantes sont réalisées dans un calorimètre :

- ▷ Mélanger une masse $m_0 = 50$ g d'eau chaude ($T_{\text{ch}} = 50^\circ\text{C}$) avec la même masse m_0 d'eau à température ambiante ($T_{\text{amb}} = 20^\circ\text{C}$).
- ▷ Après quelques minutes, la température de l'eau ne varie plus et vaut $T_1 = 32^\circ\text{C}$.
- ▷ Ajouter un glaçon partiellement fondu et séché. Le glaçon est pesé après séchage et juste avant d'être ajouté au calorimètre : on mesure $m = 15$ g.
- ▷ Après quelques minutes, le glaçon a totalement fondu, la température de l'eau ne varie plus et vaut $T_2 = 20^\circ\text{C}$.

Donnée : capacité thermique massique de l'eau liquide $c = 4,2 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

- 1 - Rappeler ce qu'est un calorimètre et les caractéristiques des transformations qui y ont lieu.
- 2 - Déterminer la température théorique $T_{1,\text{th}}$ qui serait mesurée en fin de première étape si la capacité thermique du calorimètre était négligeable.
- 3 - En reprenant le raisonnement, déterminer la valeur en eau μ du calorimètre, c'est-à-dire la masse d'eau équivalente qui aurait la même capacité thermique que le calorimètre.
- 4 - Justifier que faire fondre partiellement le glaçon et le sécher permet de considérer qu'il est formé uniquement de glace à température $T_{\text{fus}} = 0^\circ\text{C}$.
- 5 - En déduire l'enthalpie massique de fusion de l'eau.

Exercice 3 : Comparaison de deux vaporisations

- ▷ Bilan d'enthalpie ;
- ▷ Bilan d'entropie ;
- ▷ Changement d'état ;
- ▷ Propriétés des fonctions d'état.

Cet exercice, purement théorique mais conceptuellement important, a pour but de comparer deux transformations de vaporisation de 1 kg d'eau, schématisées figure 1. L'eau est supposée initialement à $T_{\text{vap}} = 100^\circ\text{C}$ sous forme entièrement liquide, et elle se vaporise totalement au contact d'un thermostat de température $T_{\text{ext}} = T_{\text{vap}} + \varepsilon$ qui impose la vaporisation de la masse d'eau. On suppose $\varepsilon \ll T_{\text{vap}}$, ce qui permet de faire l'approximation que la température finale est égale à T_{vap} .

Donnée : $\Delta_{\text{vap}}h = 2,3 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$, $M = 18 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$.

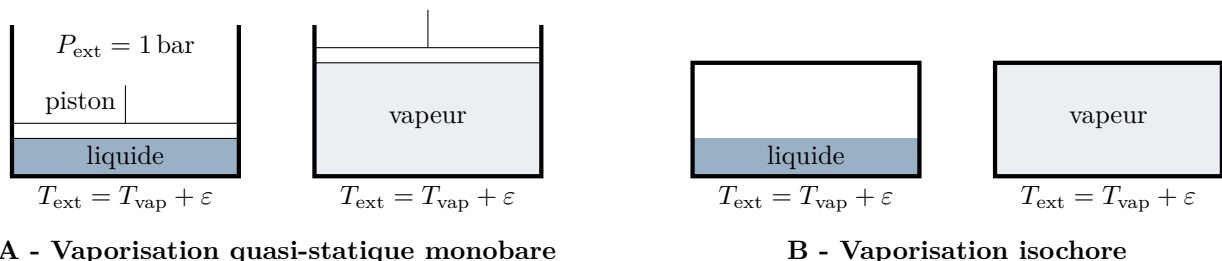


Figure 1 – Deux façons de vaporiser de l'eau.

A - Vaporisation quasi-statique monobare

L'eau est placée dans une enceinte fermée par un piston pouvant se déplacer sans frottement. Le volume initial est tel que l'eau occupe tout l'espace, supposé négligeable devant le volume final. L'eau se vaporise lentement, conduisant à une augmentation progressive de volume.

- 1 - Déterminer la pression P_F et le volume final V_F .
- 2 - En déduire le travail W reçu par l'eau au cours de la transformation. Commenter son signe.

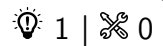
- 3 - Procéder au bilan d'enthalpie de la transformation. En déduire le transfert thermique Q reçu par l'eau au cours de la transformation. Commenter son signe.
- 4 - Procéder au bilan d'énergie de la transformation.
- 5 - Procéder au bilan d'entropie de la transformation. En déduire l'entropie créée S_c .

B - Vaporisation dans une enceinte isochore

L'eau est cette fois placée dans une enceinte indéformable, initialement vide, de volume V_0 constant égal au volume V_F déterminé précédemment. L'eau s'y vaporise très rapidement. Les grandeurs relatives à cette seconde transformation seront repérées d'un « prime ».

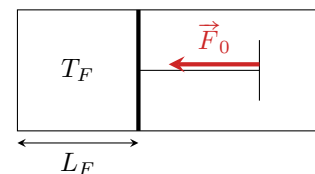
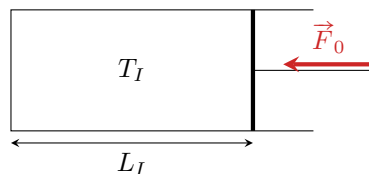
- 6 - Déterminer P'_F sans aucun calcul.
- 7 - Que vaut le travail W' reçu par l'eau au cours de la transformation ?
- 8 - En utilisant astucieusement les résultats de la première partie, calculer le transfert thermique Q' . Comparer Q et Q' .
- 9 - Procéder au bilan d'entropie de la transformation. En déduire l'entropie créée S'_c .
- 10 - Identifier une relation entre l'entropie créée S'_c dans la seconde transformation et le travail W échangé dans la première. Interpréter physiquement.

Exercice 4 : Échauffement adiabatique d'un gaz par compression



- ▷ Travail d'une force ;
▷ Premier principe.

Considérons un gaz parfait dans une seringue fermée. Un opérateur appuie brusquement sur le piston de la seringue en exerçant une force \vec{F}_0 constante, comme dans la vidéo vers laquelle pointe le QR-code.



- 1 - Justifier que la transformation peut être considérée comme adiabatique.
- 2 - Déduire du premier principe la température finale. Commenter.

Exercice 5 : De la glace qui fond



- ▷ Changement d'état ;
▷ Validation d'hypothèses.

Dans un calorimètre aux parois calorifugées et de capacité thermique négligeable, on introduit une masse $m_{\text{liq}} = 1,00 \text{ kg}$ d'eau liquide initialement à $T_1 = 20^\circ\text{C}$. On y ajoute une masse $m_{\text{gl}} = 0,50 \text{ kg}$ de glace à $T_2 = 0^\circ\text{C}$. On suppose que la transformation se fait à pression constante $P_{\text{atm}} = 1 \text{ bar}$.

Données : enthalpie massique de fusion de l'eau $\Delta_{\text{fus}}h = 3,3 \cdot 10^2 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ et capacité thermique massique de l'eau liquide $c = 4,2 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

- 1 - On suppose qu'à l'état final l'eau est entièrement sous forme liquide. Déterminer sa température T_F . Conclure.
- 2 - On suppose maintenant qu'à l'état final l'eau est présente sous forme d'un mélange solide et liquide. Que peut-on dire sans calcul sur l'état final ? Déterminer la composition du mélange, c'est-à-dire la masse de chaque phase.

Exercice 6 : Bilan d'entropie

oral banque PT | 💡 2 | ✂️ 2



- ▷ *Changement d'état ;*
- ▷ *Second principe.*

On dispose d'un litre d'eau à 20 °C que l'on met en contact avec un thermostat à 100 °C pour le vaporiser. Le thermostat est idéal et évolue de façon réversible.

- 1 - Calculer la variation d'entropie de l'eau et du thermostat et l'entropie créée.
- 2 - Reprendre la question si l'opération est réalisée en deux temps en commençant par un thermostat intermédiaire à 60 °C. Comparer les résultats obtenus pour les deux transformations.

Données :

- ▷ au cours d'une transformation 1 → 2, l'entropie d'un liquide de capacité thermique C varie de

$$\Delta S = C \ln \frac{T_2}{T_1}.$$

- ▷ capacité thermique massique de l'eau liquide : $c = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$;
- ▷ enthalpie de vaporisation de l'eau : $\Delta_{\text{vap}} h = 2,26 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Exercice 7 : Masse posée sur un piston

oral banque PT | 💡 2 | ✂️ 3



- ▷ *Bilan d'entropie ;*
- ▷ *Approche de la réversibilité.*

Considérons une enceinte hermétique, diatherme, fermée par un piston de masse négligeable pouvant coulisser sans frottement. Cette enceinte contient un gaz supposé parfait. Elle est placée dans l'air, à température T_0 et pression P_0 .

- 1 - On place une masse m sur le piston. Déterminer les caractéristiques du gaz une fois l'équilibre thermique et mécanique atteint.
- 2 - Déterminer le transfert thermique échangé Q et l'entropie créée.
- 3 - On réalise la même expérience, mais en N étapes successives, par exemple en ajoutant du sable « grain à grain ». Déterminer l'entropie créée dans la limite $N \rightarrow \infty$.