

? À rendre jeudi 19 mars 2026

Devoir Maison n°14 – Thermodynamique – Corrigé

Partie A Analyse du corrigé du DS

Partie B Exercices du DM

Données

- Capacité massique de l'eau liquide : $c_\ell = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$
- Capacité massique de l'eau solide : $c_s = 2,09 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$
- Enthalpie massique de fusion de l'eau à $T_0 = 0^\circ\text{C}$ et sous 1 bar : $\Delta_{\text{fus}}h(T_0) = 335 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$

⚠ Remarque – RÉDACTION et ARGUMENTS

La rédaction en thermo doit être retravaillée avec le cours : VOUS DEVEZ FAIRE COMME LE COURS, pour cela, VOUS DEVEZ FAIRE LES TD ET LES DM LE COURS OUVERT, ET RECOPIER LA RÉDACTION DU COURS !

Exercice n°1 Transformation lente ou brutale 🎵

On considère un gaz parfait monoatomique de n moles enfermé dans un volume $V_0 = 20 \text{ cL}$, en équilibre avec l'extérieur de température $T_0 = 20^\circ\text{C}$ et de pression $p_0 = 1,0 \text{ bar}$. Les parois sont diathermanes.

Au-dessus de ce volume on peut déposer différentes masses afin de faire baisser un piston (imperméable, de masse négligeable et sans frottements).

On se propose d'étudier l'effet des différentes transformations possibles sur les paramètres finaux V_1, T_1 et p_1 (équilibre) ainsi que sur les énergies échangées.

- Transformation 1 : On fait couler lentement des grains de sable sur le piston, jusqu'à avoir déposé une masse m . Cette transformation laisse le temps au système de rester en permanence à l'équilibre thermodynamique.
- Transformation 2 : On pose une masse m instantanément sur le piston, et on laisse le système évoluer vers l'équilibre avec l'extérieur.

Notation : Pour simplifier l'écriture des résultats, on pose $x = \frac{p_1}{p_0}$

R1. Associer à chaque transformation un ou plusieurs adjectifs du cours.

Solution: Système : $\{n \text{ moles de gaz}\}$

⚠ Remarque – Système à définir dès le début

⚠ Remarque –

Bien traduire la condition d'équilibre finale !

« on laisse le système évoluer vers l'équilibre avec l'extérieur » = le système est à l'équilibre THERMIQUE et MÉCANIQUE à l'état final.

Les deux transformations ont lieu en contact avec le thermostat de température T_0 . À l'état d'équilibre final la température du système est égale à la température extérieure du thermostat.



Remarque —

Représenter clairement les deux transformations avec toutes les info.

Transformation 1 :

EI	$\xrightarrow{\text{isotherme}}$	EF
$V_0 = 2.10^{-4} \text{ m}^3$		V_1
$p_0 = 1 \text{ bar}$		p_1
$T_0 = 20 \text{ °C}$		$T_1 = T_0 = 20 \text{ °C}$

Transformation 2 :

EI	$\xrightarrow[\text{monotherme}]{\text{monobare}}$	EF
$V_0 = 2.10^{-4} \text{ m}^3$		V_1
$p_0 = 1 \text{ bar}$		p_1
$T_0 = 20 \text{ °C}$		$T_1 = T_0 = 20 \text{ °C}$

La **transformation 1** est **monotherme** et effectuée très lentement, donc **isotherme** à T_0 .

La **transformation 2** est brutale, **monotherme**, **monobare**.



Remarque — ATTENTION

- La pression extérieure et la pression du système évoluent durant la transformation 1, donc elle n'est ni isobare ni monobare.
- L'équilibre avec l'extérieur est atteint à la fin de la transformation 2, par conséquent elle n'est pas considérée comme adiabatique : les transferts thermiques permettent l'équilibre thermique final.

À l'état d'équilibre mécanique final, la pression du système vaut la pression extérieure, donc $p_1 = p_{\text{ext}}$.

R2. Exprimer $\frac{V_1}{V_0}$ en fonction de x .

Solution: D'après la loi des gaz parfaits à l'état initial $p_0 V_0 = nRT_0$ et à l'état final $p_1 V_1 = nRT_1$
Or à l'équilibre thermique final $T_1 = T_0$ et le système est fermé dont n est constant.

Ainsi $p_0 V_0 = p_1 V_1$, donc $\boxed{\frac{V_1}{V_0} = \frac{p_0}{p_1} = \frac{1}{x}}$

R3. Exprimer le travail reçu par le piston dans chacun des cas décrits en fonction notamment de x .
Dans quelle transformation, le gaz reçoit-il le plus de travail ?

Solution:



Remarque — Rédaction

Rédaction des calculs à RETRAVAILLER ! Il faut JUSTIFIER les étapes.

— Transformation 1 :

$$\begin{aligned} W_1 &= \int_{V_0}^{V_1} -P_{\text{ext}} dV \quad \text{quasi-statique} \\ W_1 &= \int_{V_0}^{V_1} -P dV \\ &= \int_{V_0}^{V_1} -\frac{nRT_0}{V} dV \quad \text{isotherme} \\ &= -nRT_0 \int_{V_0}^{V_1} \frac{dV}{V} \\ &= -nRT_0 \ln\left(\frac{V_1}{V_0}\right) \end{aligned}$$

Soit $\boxed{W_1 = nRT_0 \ln(x)}$

— Transformation 2

$$\begin{aligned} W_2 &= \int_{V_0}^{V_1} -P_{\text{ext}} dV \\ &= -p_{\text{ext}}(V_1 - V_0) \quad \text{or à l'équilibre final } p_{\text{ext}} = p_1 \\ &= -p_1(V_1 - xV_0) \\ &= -p_1V_0(1 - x) \\ &= -nRT_0(1 - x) \end{aligned}$$

Soit $\boxed{W_2 = -nRT_0(1 - x)}$

x est supérieur à 1 puisqu'on comprime le gaz, $p_1 > p_0$.

Pour tout $x > 0$, $\ln(x) < x - 1$, donc $W_2 \geq W_1$, donc la transformation 1 consomme davantage de travail.

R4. Exprimer la variation d'énergie interne ΔU dans chacune des transformations.

Solution: L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de la température. La température finale vaut la température initiale ici, donc $\boxed{\Delta U = 0}$

R5. En déduire dans quelle situation le gaz rejette le plus de transfert thermique*.

Solution: D'après le premier principe de la thermodynamique : $\Delta U = W + Q$

Ainsi :

— pour la transformation 1 : $\boxed{Q_1 = -W_1 = -nRT_0 \ln(x) < 0}$

— pour la transformation 2 : $\boxed{Q_2 = -W_2 = nRT_0(1 - x) = -nRT_0(x - 1) < 0}$

x est supérieur à 1 puisqu'on comprime le gaz, $p_1 > p_0$.

Pour tout $x > 0$, $\ln(x) \leq x - 1$, donc $-\ln(x) \geq -(x - 1)$, donc $Q_2 \leq Q_1 \leq 0$. Le transfert thermique reçu, négatif, par le gaz au cours de la transformation 1 est plus grand qu'au cours de la transformation 2.

Or ce transfert thermique algébrique est négatif, donc le gaz fournit réellement $-Q_1 = |Q_1| > 0$ ou $-Q_2 = |Q_2| > 0$. Ainsi c'est au cours de la transformation 2 que le gaz fournit le plus de transfert thermique à l'extérieur.

*. Pour cela, on exprimera le transfert thermique reçu pour les deux transformations. Puis on comparera leurs expressions. Pour cela, on se rappellera que $\forall x > 0 \ln(x) \leq x - 1$

Exercice n°2 Fabrication d'un glaçon 🎵

Vous remplissez les bacs à glaçon d'une masse $m = 10 \text{ g}$ d'eau liquide, initialement à $T_i = 20 \text{ °C}$, et vous le placez dans le congélateur de température $T_c = -18 \text{ °C}$.

R1. Qualifiez la transformation :

(a) Est-elle isochore ? Pourquoi ?

Solution:



Remarque –

Les changements d'état ne sont pas isochore.

Le volume de l'eau varie lors de son changement d'état, la masse volumique de l'eau liquide étant plus élevée que celle de l'eau solide.

(b) Est-elle monotherme ? Pourquoi ?

Solution: On peut raisonnablement supposer que l'air intérieur du congélateur est un thermostat dont la température ne varie pas malgré les transferts thermiques avec le glaçon.



Remarque –

La transformation a lieu **DANS LE CONGÉLATEUR**, donc $T_{\text{ext}} = T_c$ (et non les 20 °C de la cuisine, durant la transformation l'eau n'est pas en contact avec l'air de la cuisine.

(c) Est-elle isotherme ? Pourquoi ?

Solution: La température du glaçon va varier au cours de la transformation, la transformation n'est pas isotherme.

(d) Est-elle monobare ? Pourquoi ?

Solution: La pression de l'air du congélateur n'évolue pas (si on ne l'ouvre pas), donc la transformation est monobare.

(e) Est-elle adiabatique ? Pourquoi ?

Solution: Le glaçon échange du transfert thermique au cours de la transformation, elle n'est donc pas adiabatique.

R2. Que peut-on dire sur l'état d'équilibre final du système ?

Solution: À l'état d'équilibre final, la température du système sera égale à celle du congélateur. Enfin, sous 1 bar à -18 °C , l'eau est à l'état solide.

Système : glaçon de masse $m = 10 \text{ g}$

EI	$\xrightarrow[\text{isobare}]{\text{monotherme à } T_c}$	EF
eau (ℓ)		eau (s)
$m = 10 \text{ g}$		$m = 10 \text{ g}$
$T_i = 20 \text{ °C}$		$T_f = T_c = -18 \text{ °C}$

R3. Quelle version du premier principe est-il pertinent d'utiliser ici ?

Solution:



Remarque –

On peut écrire le 1^{er} principe avec l'enthalpie si : système fermé ET transformation ISOBARE ou {MONOBARE ET $P_i = P_{\text{ext}} = P_f$ } : ce sont les uniques arguments attendus !

Au cours d'une transformation isobare, il est intéressant d'écrire le premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie : $\Delta H = W' + Q$

- R4. Définir le chemin fictif permettant d'exprimer la variation de l'enthalpie du système.
Exprimer la variation de l'enthalpie

Solution: L'enthalpie est une fonction d'état dont la variation ne dépend pas du chemin suivi, donc on peut calculer ΔH sur un chemin fictif.

EI	$\xrightarrow[\text{de l'eau liquide}]{\text{refroidissement}}$	A	$\xrightarrow{\text{solidification}}$	B	$\xrightarrow[\text{de l'eau solide}]{\text{refroidissement}}$	EF
eau (ℓ)		eau (ℓ)		eau (s)		eau (s)
$m = 10 \text{ g}$		m		m		m
$T_i = 20 \text{ }^\circ\text{C}$		$T_0 = 273 \text{ K}$		T_0		$T_c = -18 \text{ }^\circ\text{C}$

— Refroidissement de l'eau liquide de T_i à T_0 : $\Delta_{EI \rightarrow A} H = m c_\ell (T_0 - T_i)$

— Solidification à T_0 : $\Delta_{A \rightarrow B} H = -m \Delta_{\text{fus}} h(T_0)$

— Refroidissement de l'eau solide de T_0 à T_c : $\Delta_{B \rightarrow EF} S = m c_g (T_c - T_0)$

$$\Delta H = m \left(c_\ell (T_0 - T_i) - \Delta_{\text{fus}} h(T_0) + c_g (T_c - T_0) \right)$$

- R5. Par application du premier principe, déterminer le transfert thermique reçu par le système au cours de la transformation. Faire l'application numérique. Commenter le signe.

Solution: Aucun travail autre que celui des forces de pression ne s'exerce sur le système, donc $W' = 0$. Ainsi le premier principe s'écrit $\Delta H = Q$

Donc $Q = m \left(c_\ell (T_0 - T_i) - \Delta_{\text{fus}} h(T_0) + c_g (T_c - T_0) \right) = -4562 \text{ J} < 0$

L'eau libère donc réellement du transfert thermique pour passer de l'état liquide à l'état solide.

Exercice n°3 Surfusion de l'eau 🎵 🎵

La surfusion est un phénomène souvent observé :

- pluies verglaçantes : de la pluie (c'est-à-dire de l'eau liquide) à une température inférieure à $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, se solidifie au moment où elle touche le sol ;
- sur votre pare-brise de l'eau liquide s'est déposée (à une température inférieure à $0\text{ }^{\circ}\text{C}$), vous mettez en marche vos essuies-glaces et l'eau se solidifie instantanément ;
- Expérience que vous pouvez faire chez vous dans un congélateur : <https://www.youtube.com/watch?v=LiPvvPJpULE>
- c'est un problème important dans l'aviation.

À chaque fois, l'eau est liquide à une température où elle devrait être solide : c'est un état métastable de surfusion. Une perturbation la fait passer instantanément à l'état stable : l'état solide.

Une masse $m = 20,0\text{ g}$ d'eau liquide très pure a été refroidie très lentement à la température $T_1 = -12\text{ }^{\circ}\text{C}$. Cet état dans lequel l'eau est encore à l'état liquide malgré une température inférieure à $T_0 = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ est qualifiée de métastable : la moindre perturbation (choc, introduction d'une poussière ...) conduit à une solidification très rapide du liquide. On se propose ici d'étudier ce phénomène. On supposera que toutes les transformations ont lieu à la pression atmosphérique $P = 1,01\text{ bar}$.

R1. Pourquoi peut-on supposer la solidification comme étant adiabatique ici ?

Solution: La solidification est décrite comme **très rapide**, par conséquent, les transferts thermiques n'ont pas le temps de se faire sur la durée de la transformation, donc on peut considérer que la transformation est adiabatique.

Une transformation peut être considéré comme adiabatique si sa durée est très faible devant la durée caractéristique des transferts thermiques.

R2. Quelle version du premier principe est-il pertinent d'utiliser ?

Compte tenu de la nature de la transformation, en déduire la valeur de ΔH .

Solution: La **transformation est isobare**, on peut donc écrire le **premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie** à l'eau très pure : $\Delta H = Q + W'$, avec $Q = 0$ (adiabatique) et $W' = 0$ (pas d'autre travail que celui des forces de pression).

Ainsi $\Delta H = 0$

R3. Exprimer la masse de glace m_g obtenue.

Faire l'application numérique.

Solution:

⚠ Remarque —

Il était ici nécessaire de faire une hypothèse sur l'état final. Plusieurs sont possibles :

- Tout liquide : il faut alors déterminer la température.
- Tout solide : il faut alors déterminer la température.
- Équilibre diphasé liquide-solide : la température est connue, c'est $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, mais il faut déterminer la masse de solide et la masse de liquide. *Vu la formulation de la question, on était plutôt dans ce cas.*

Faisons l'hypothèse qu'à l'état final, le système est à l'équilibre liquide-solide, ainsi la température finale serait égale à la température d'équilibre à la pression de 1,01 bar, soit $T_0 = 0\text{ °C}$.

Système : {masse $m = 20,0\text{ g}$ d'eau très pure}

Déterminons la masse de glace formée, et vérifions l'hypothèse en s'assurant que la valeur m_g trouvée est comprise entre 0 et m .

EI	$\xrightarrow[\text{isobare}]{\text{adiabatique}}$	EF
$T_1 = -12\text{ °C}$		$T_0 = 0\text{ °C}$
eau liquide		eau liquide
$m = 20,0\text{ g}$		m_ℓ
		eau solide
		m_g

⚠ Remarque –

⌋ Distinguez le « schéma » de la transformation, et le chemin fictif dans deux schémas séparés.

La variation d'enthalpie ne dépend pas du chemin suivi, car l'enthalpie est une fonction d'état. Écrivons un chemin fictif sur lequel on pourra exprimer ΔH .

EI	$\xrightarrow{\text{élévation de température}}$	A	$\xrightarrow[\text{à la température } T_0]{\text{solidification de } m_g}$	EF
$T_1 = -12\text{ °C}$		$T_0 = 0\text{ °C}$		$T_0 = 0\text{ °C}$
eau liquide		eau liquide		eau liquide
$m = 20,0\text{ g}$		$m = 20,0\text{ g}$		m_ℓ
				eau solide
				m_g

$$\begin{aligned}\Delta_{EI \rightarrow A} H &= mc_\ell(T_0 - T_1) \\ \Delta_{A \rightarrow EF} H &= -m_g \Delta_{\text{fus}} h(T_0) \\ \Delta H &= \Delta_{EI \rightarrow A} H + \Delta_{A \rightarrow EF} H \\ \Delta H &= mc_\ell(T_0 - T_1) - m_g \Delta_{\text{fus}} h(T_0)\end{aligned}$$

Ainsi $mc_\ell(T_0 - T_1) - m_g \Delta_{\text{fus}} h(T_0) = 0$

Soit $m_g = m \times \frac{c_\ell(T_0 - T_1)}{\Delta_{\text{fus}} h(T_0)} = 2,99\text{ g} \in [0, 20]\text{ g}$

L'hypothèse de départ est ainsi vérifiée, le système est bien à l'équilibre liquide-solide à l'état final, à la température de 0 °C , avec **2,99 g** de solide et **17,01g** de liquide.

Remarque : si vous supposez que tout sera solide à la fin, dans ce cas $m_g = m$, mais il faut déterminer la température finale.

Chemin fictif :

EI	$\xrightarrow{\text{élévation de } t^\circ\text{C}}$	A	$\xrightarrow[\text{totale à } T_0]{\text{solidification}}$	B	$\xrightarrow{\text{évolution de } t^\circ\text{C}}$	EF
$T_1 = -12\text{ °C}$		$T_0 = 0\text{ °C}$		$T_0 = 0\text{ °C}$		$T_f ???$
eau liquide		eau liquide		eau solide		eau solide

$$\Delta H = mc_\ell(T_0 - T_1) - m \Delta_{\text{fus}} h(T_0) + mc_s(T_f - T_0) = 0$$

Soit $T_f = T_0 + \frac{\Delta_{\text{fus}} h(T_0) - c_\ell(T_0 - T_1)}{c_s} = 409\text{ K} > 273\text{ K}$, hypothèse invalidée, l'état stable de l'eau ne peut être solide à 409 K.