

Premier principe de la thermodynamique

Travaux Dirigés

Méthodologie : Comment travailler les exercices ?

Avant la séance de TD :

- Sur une feuille de brouillon, avec un crayon à la main et le chapitre ouvert sous les yeux.
- Essayer des « trucs » même si cela n'aboutit pas.
- Faire des schémas complets et suffisamment grands.
- Ne rien écrire sur l'énoncé de TD afin de pouvoir refaire les exercices après la correction en classe.
- Réfléchir environ 10 à 15 min sur chaque exercice demandé. Si vous bloquez complètement sur une question/un exercice, passez à la suite au bout de 10 min, et me poser des questions.

Après la séance de TD :

- Refaire les exercices corrigés ensemble, sans regarder le corrigé dans un premier temps.
- Une fois l'exercice terminé ou si vous êtes totalement bloqué, reprendre avec le corrigé.

En autonomie

Cahier d'entraînement : [fiche n°19](#)

Savoir-faire

Savoir-faire 1 - Calculer un travail de forces de pression

On considère un gaz dans une enceinte fermée par un piston (initialement pression P_0 , volume V_0 , température T_0). On note P_{ext} la pression extérieure s'exerçant sur le piston. On modélise le gaz par un gaz parfait.

Dans chacun des cas ci-dessous, exprimer le travail des forces de pression externe reçu par le système {gaz+enceinte+piston}.

Sauf dans le cas 1/, le volume passe de V_A à $V_B = V_A/2$.

- Transformation isochore (le piston ne bouge pas).
- La compression est menée de façon monobare.
- La compression est menée de façon isotherme et mécaniquement réversible.

Savoir-faire 2 - Utiliser un diagramme de Clapeyron

Tracer le chemin parcouru dans le diagramme de Clapeyron pour les transformations précédentes en supposant qu'elles sont également quasi-statiques.

Savoir-faire 3 – Exploiter l'extensivité de l'énergie interne

Considérons deux gaz parfaits monoatomique situés dans deux enceintes séparées par une paroi. On note n_1 le nombre de mole de gaz 1 et n_2 celui du gaz 2.

L'ensemble est situé dans une enceinte indéformable, calorifugée et immobile.

On retire alors la paroi et les deux gaz se mélangent.

Q1. En utilisant l'extensivité de l'énergie interne, déterminer la température finale.

GP_1 P_1, V_1, T_1	GP_2 P_2, V_2, T_2
---------------------------	---------------------------

Savoir-faire 4 – Déterminer des transferts thermiques grâce au 1^{er} principe

Calculer le transfert thermique pour :

- Une transformation isochore d'une phase condensée idéale de T_1 à T_2 .
- Une transformation isotherme mécaniquement réversible d'un gaz parfait de V_1 à V_2 .
- Une transformation isobare pour un gaz parfait monoatomique de T_1 à T_2 .

Savoir-faire 5 – Distinguer le statut de ΔU du statut des termes d'échange.

On considère trois moles de dioxygène, gaz supposé parfait, qu'on peut faire passer, de manière à conserver l'équilibre thermodynamique interne à tout instant, de l'état initial $A(P_A, V_A, T_A)$ à l'état final $B(P_B, V_B, T_B)$, par trois transformations distinctes :

- transformation $A \xrightarrow{1} B$ isotherme,
- transformation $A \xrightarrow{2} B$ représentée par une droite dans le diagramme (P, V) ,
- transformation $A \xrightarrow{3} B$ composée d'une transformation à volume constant, suivie d'une transformation à pression constante.

On donne $P_B = 3 \cdot P_A$, $T_A = 300 \text{ K}$, $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Q1. Représenter les trois transformations dans le diagramme de Watt (P, V) .

Q2. Déterminer la température T_B et le volume V_B .

Q3. Calculer les travaux reçus par le système, pour ces trois transformations. Commenter.

Q4. Calculer les transferts thermiques reçus par le système, pour ces trois transformations.

Savoir-faire 6 – Détente de Joule-Gay-Lussac

Un récipient aux parois athermanes est composé de deux parties communiquant par un robinet. Initialement, seule la partie de gauche est occupée par un gaz de température T_0 , la partie de droite étant vide. On ouvre le robinet et progressivement le gaz occupe l'ensemble du récipient. On attend que l'équilibre thermodynamique se fasse.

Q1. Appliquer le premier principe de la thermodynamique au gaz. Qu'en déduit-on ?

Q2. Comment évolue la température du gaz entre l'instant initial et l'instant final si le gaz est parfait ?

Savoir-faire 7 – Utilisation du 1^{er} principe version H

On considère deux moles d'un gaz dans une enceinte fermée par un piston libre de se déplacer et que l'on chauffe de $T_1 = 20 \text{ °C}$ à $T_2 = 100 \text{ °C}$. On néglige les capacités thermiques autres que celle du gaz. Le piston mobile est au contact du gaz d'un côté, et de l'atmosphère à $P_0 = 1,0 \text{ bar}$ de l'autre.

Les capacités thermiques molaire du gaz sont $C_{V,m} = 21 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $C_{P,m} = 29,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Q1. Calculer la chaleur reçue par le gaz nécessaire à cette augmentation de température.

Savoir-faire 8 – Réaliser des bilans énergétiques en prenant en compte des transitions de phases

On transforme 1 kg d'eau sous forme de glace à 0 °C en 1 kg d'eau vapeur à 100 °C sous la pression atmosphérique. L'eau vapeur est assimilée à un gaz parfait.

Q1. Donner l'allure de l'évolution temporelle de la température lors de l'expérience.

Q2. Calculer ΔU et ΔH .

Données :

- Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_p = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- Chaleur latente (enthalpie) de fusion : $\ell_{fus} = 334 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ à 0 °C .
- Chaleur latente (enthalpie) de vaporisation : $\ell_{vap} = 2260 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ à 100 °C .
- Masse volumique de la glace : $\rho_s = 0,918 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$; de l'eau liquide : $\rho = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.
- Masse molaire de l'eau : $M(H_2O) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercices incontournables

Exercice 1 : Mélange d'eau (★ ★ ★)

Je viens de préparer 50 cl de café soluble à partir d'eau bouillante. Je voudrais le boire tout de suite, mais il est trop chaud. J'ajoute 20 cl d'eau du robinet à 20 °C . On suppose que cet ajout est assez rapide.

Q1. Déterminer la température finale du mélange en effectuant les hypothèses nécessaires sur la transformation. On prendra $c = 4,2 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ pour l'eau liquide.

Pour pouvoir boire sans se brûler, il faut que la température ne dépasse pas les 40 °C .

Q2. Quelle quantité d'eau du robinet faut-il ajouter ?

Exercice 2 : Comparaison entre 2 transformations (★★★)

T_0, P_0
T, P, V

On considère un système composé d'une quantité de matière n de gaz parfait diatomique enfermée dans une enceinte. Cette enceinte est fermée par un piston de surface S et dont on négligera la masse, pouvant coulisser sans frottement. L'ensemble est situé dans l'atmosphère, dont on note T_0 et P_0 la température et la pression. On note I l'état initial.

L'objectif est de comparer deux transformations du système : l'une brutale et l'autre lente.

Donnée : capacité thermique à volume constant $C_V = \frac{5}{2}nR$.

Partie 1 : Transformation brutale

Nous allons chercher à modéliser cette transformation en la décomposant en une suite de transformations auxquelles nous serons en mesure d'associer différentes hypothèses.

La transformation commence lorsque l'on lâche brusquement une masse M sur le piston, qui se stabilise alors rapidement en un état intermédiaire 1.

Q1. Le meilleur modèle pour cette première partie de la transformation est-il isotherme ou adiabatique ? Peut-on en déduire un résultat sur la température T_1 ?

Q2. Déterminer alors la pression P_1 .

Q3. Établir le bilan énergétique cette première partie de la transformation en explicitant chacun des termes.

Q4. En déduire les caractéristiques T_1, P_1, V_1 de l'état 1.

On observe en fait que l'état 1 n'est pas un réel état d'équilibre : le piston continue ensuite de bouger, mais beaucoup plus lentement, jusqu'à atteindre l'état 2 qui est l'état final de la transformation (et donc un état d'équilibre thermodynamique).

Q5. Quel phénomène, négligé précédemment, est responsable de cette nouvelle transformation du système ?

Q6. Déterminer les caractéristiques T_2, P_2, V_2 de l'état 2.

Q7. Déterminer le travail reçu par le système, puis sa variation d'énergie interne et en déduire le transfert thermique reçu au cours de la transformation $1 \rightarrow 2$. En déduire le travail total et le transfert thermique total reçus au cours de la transformation brusque.

Partie 2 : Transformation lente

La même masse M est lâchée très progressivement sur le piston, par exemple en ajoutant du sable « grain à grain ».

Q8. Comment qualifie-t-on une telle transformation ?

Que peut-on en déduire sur la température du système au cours de la transformation ?

Q9. Déterminer la pression dans l'état final et en déduire le volume. Commenter.

Q10. Établir le bilan énergétique de la transformation en explicitant chaque terme. Comparer à la transformation brutale et commenter.

Exercice 3 : Boisson rafraîchissante (★★★)

Il fait chaud (30 °C !) et on a malheureusement oublié de mettre la bouteille de jus d'orange au frais. On dispose heureusement d'un congélateur (-15°C) et de glaçons, mais en nombre restreints.

Q1. Quelle masse de glaçons faut-il ajouter dans un verre de 20 cl pour que le jus d'orange soit à 0°C (entièrement liquide et sans reste de glace) ?

On prendra $c = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ pour l'eau liquide et $c = 2,06 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ pour la glace. On donne également l'enthalpie massique de fusion de l'eau sous 1 bar $\ell_{fus} = 330 \text{ kJ.kg}^{-1}$, et l'enthalpie massique de vaporisation de l'eau sous 1 bar $\ell_{vap} = 2265 \text{ kJ.kg}^{-1}$.

Indices : - Décomposer la transformation en étapes.
- Supposer que la transformation est très rapide.

Exercice 4 : Calorimétrie (★★★)

La calorimétrie est un ensemble de méthodes expérimentales permettant de mesurer les capacités thermiques des différents matériaux.

Détermination de la capacité thermique massique d'un métal

On utilise un calorimètre (image ci-contre), qui est un récipient calorifugé du mieux possible. Un exemple de protocole, dont l'objectif est de déterminer la capacité thermique massique du fer c_{fer} , est le suivant :

- On remplit le calorimètre avec un volume d'eau $V_e = 500 \text{ mL}$ (correspondant à une masse d'eau m_e). On attend que la température se stabilise et on la mesure : $T_1 = 20 \text{ °C}$.
- On chauffe un morceau de fer de masse $m_0 = 400 \text{ g}$ à une température $T_0 = 80 \text{ °C}$. On le place dans l'eau du calorimètre.
- La température s'élève. On attend qu'elle se stabilise et on la relève : $T_2 = 24,6 \text{ °C}$.

On donne la capacité thermique massique de l'eau $c_{eau} = 4,2 \times 10^3 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$.

On prendra en compte le fait que le calorimètre absorbe lui-même une partie de la chaleur apportée par le morceau de fer : il possède une capacité thermique $C_{calo} = 42 \text{ J.K}^{-1}$.

Q1. Que peut-on supposer sur la transformation ?

Q2. Établir une relation entre T_0, T_1, T_2 , les masses m_0 et m_e , C_{calo} , c_{fer} et c_{eau} .

Q3. Isoler c_{fer} et faire l'application numérique.

Détermination de la capacité thermique du calorimètre

Ci-dessus on a donné la valeur de la capacité thermique du calorimètre : $C_{calo} = 42 \text{ J.K}^{-1}$.

Mais en pratique, il faut déterminer expérimentalement cette grandeur. Un protocole possible, appelé méthode des mélanges, est le suivant :

- On remplit le calorimètre avec un volume d'eau froide $V_1 = 250 \text{ mL}$. On attend que la température se stabilise et on la mesure : $T_1 = 20 \text{ °C}$.
- Dans un autre récipient, on chauffe un volume $V_2 = 250 \text{ mL}$ d'eau jusqu'à une température $T_2 = 60 \text{ °C}$. On verse cette eau dans le calorimètre.
- La température s'élève. On attend qu'elle se stabilise et on la relève : $T_3 = 39,6 \text{ °C}$.

Q4. Établir une relation entre T_1, T_2, T_3 , les masses m_1 et m_2 d'eau, C_{calo} , et c_{eau} .

Q5. Isoler C_{calo} et faire l'application numérique.

Exercice d'entraînement**Résolution de problème : Un café parfait (★★★)**

Un amateur de café aime boire son café à 50°C. Malheureusement, le sucre qu'il y ajoute risque de le refroidir car il est à température ambiante (20°C).

Il envisage trois méthodes pour obtenir une température finale de son café de 50°C pile :

- Prendre un café à 50°C et faire tomber le sucre d'assez haut pour que la température finale reste égale à 50°C.
- Prendre un café à 50°C et lancer le sucre avec une vitesse suffisante pour que la température finale reste égale à 50°C.
- Prendre un café à une température supérieure afin que l'action du sucre baisse la température à 50°C.

On donne :

- La masse d'un sucre $m = 5 \text{ g}$
- La capacité thermique massique du sucre : $c_s = 500 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$
- La capacité thermique du système eau+café : $C = 100 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

On supposera qu'aucun transfert thermique n'a lieu.

Q1. Quelle est la meilleure méthode ?