

MPSI • PCSI • PTSI • MP2I • TSI1 • ATS

Super cahier

THERMODYNAMIQUE

PRINCIPES ET MACHINES THERMIQUES

Jérôme MAJOU



Illustration : Jérôme MAJOU

Relecture et correction : Nathalie MAJOU et Thomas BEDDOK

Édition : Myriam PASEK

Composition : Soft Office

Maquette : Loïc PENNANEAC'H

Couverture : Alexandre de GASSOWSKI

© Bréal, octobre 2023.

ISBN : 978-2-7495-5388-7

Avant-propos

Le Super cahier d'exercices de thermodynamique se destine aux étudiants des **premiers cycles post-baccalauréat** : classes préparatoires scientifiques des lycées, des universités ou intégrées aux écoles d'ingénieur, premiers cycles universitaires, IUT et certains BTS.

Son objectif est de vous permettre de comprendre et d'assimiler, en **quasi-autonomie** et en **temps limité**, tous les **concepts fondamentaux de la thermodynamique**. Pour cela, le cahier introduit progressivement les concepts dans des paragraphes brefs, systématiquement accompagnés de **questions et d'exercices d'application** suivi d'espaces libres, de tableaux et de figures que vous complèterez avec vos raisonnements, vos calculs et vos interprétations. Au cours de votre progression, vous serez constamment sollicités.

L'enchaînement des questions, leur difficulté et leur progressivité ont été étudiés et testés pour vous permettre d'avancer efficacement. Chaque double page est consacrée à une notion fondamentale, et conçue pour vous permettre de la comprendre, de la mémoriser, de savoir quand et comment l'utiliser. Une fois le cahier complété, vous disposerez d'un **outil de révision personnalisé** que vous aurez rédigé. Les courbes, tableaux de synthèse et interprétations y seront écrits de votre main.

Ce cahier répond à une demande récurrente d'étudiants cherchant un **outil de travail unique associant cours et exercices**. Nous avons également cherché à rendre ce travail agréable et gratifiant, en soignant particulièrement les illustrations et en veillant à l'esthétique et l'ergonomie du cahier. Nous espérons ainsi vous permettre de vous concentrer sur l'essentiel : comprendre, apprendre et progresser.

Jérôme Majou



Utilisation du cahier

Structure du cahier

Le cahier est composé de 7 chapitres découpés en **doubles pages** centrées sur une notion. Il comporte **425 questions numérotées** suivies de tableaux, de graphes à compléter et d'espaces libres pour la rédaction des réponses. Les **corrigés détaillés** sont rassemblés en fin d'ouvrage.

Des questions de natures très diverses sont posées : ouvertes, fermées, calculs, tracés ou interprétation de courbes. L'objectif recherché est toujours de vous amener à une **compréhension approfondie des notions**, et à leur **mémorisation**. Le cahier vous apprend quand et comment les utiliser.

Le cours est intégré à la progression et systématiquement accompagné de questions et d'exercices d'application. Seules les démonstrations utiles à la compréhension des concepts fondamentaux sont présentées, toujours sous forme de questions. Des **exercices supplémentaires** se trouvent en fin de chapitre, mais les exercices classiques se trouvent déjà au long cours dans chaque double page du cahier.

Comment travailler ?

Pour travailler avec ce cahier, équipez-vous d'un **crayon**, de stylos, de **feutres de couleur** et de beaucoup de **feuilles de brouillons**. Vous devez également disposer d'une calculatrice ou d'une application en tenant lieu. Du thé ou du café pourra également s'avérer utile.

Lorsque vous abordez une double page, commencez par **lire intégralement** les éléments de cours et l'ensemble des questions posées. Relisez ensuite attentivement le début de la page, jusqu'à la première question. Si vous parvenez à y répondre, tentez d'avancer le plus possible sur la double page avant de consulter les solutions.

Il arrivera fréquemment que vous ne sachiez pas répondre à une question. C'est un processus normal, mais vous devez vous imposer de toujours **proposer** et **rédiger un début de réponse**. Vous pourrez ensuite consulter la correction et la comparer à votre proposition. Ne recopiez pas le corrigé : lisez-le attentivement, puis accordez-vous quelques instants pour l'oublier. Ceci fait, revenez à la question, et tentez à nouveau d'y répondre.

Lorsqu'un chapitre est complet, rédigez **votre propre fiche de synthèse** à partir des encadrés. Ce travail personnel est important : choisissez les notions, formules ou explications que vous y intégrez en vous assurant que leur signification et leur utilité sont claires. Le cahier ne contient pas de fiche toute faite, parce qu'il n'est pas possible de résoudre un problème de thermodynamique en combinant au hasard des formules extraites d'un formulaire. La valeur ajoutée de vos fiches de synthèse réside dans votre travail de sélection des relations et dans vos efforts de compréhension des contenus.

Une fois le cahier achevé, votre travail de révision consistera à **relire ou refaire les exercices**. À ce stade, faites le lien entre chaque relation utilisée dans vos réponses et vos fiches de synthèse.



À quel rythme travailler ?

Le cahier est conçu pour être utilisé linéairement, **de la première à la dernière question**. Vous pouvez choisir de traiter séparément un chapitre, mais vous serez plus efficace en commençant par le début et traitant toutes les questions dans l'ordre.

Chaque double page introduit une notion spécifique. Au début du cahier, les questions ne portent que sur l'application de cette notion et il n'y a pratiquement pas de prérequis. En avançant dans le cahier, les raisonnements se complexifient : vous serez amené à réutiliser les notions vues antérieurement et à les combiner pour faire émerger de nouveaux résultats.

Le rythme conseillé est de 3 doubles pages par séance de deux heures. Le cahier complet représente un volume de travail d'environ **50 heures**, soit 25 séances à répartir sur la durée de l'enseignement, habituellement de 5 à 6 semaines.

Lorsque le cahier sera complet, vous aurez traité et assimilé l'ensemble des notions nécessaires pour résoudre de façon autonome un problème de thermodynamique. Vous disposerez en outre d'un **outil de révision complet et entièrement personnalisé**.

Conseil pour la rédaction

Commencez toujours par **rédiger vos réponses au brouillon**.

Même lorsque vous êtes sûrs de vous, **confrontez vos réponses au corrigé** avant de les reporter.

Les réponses figurant en fin de cahier sont très rédigées pour vous permettre de travailler en autonomie et pour répondre au maximum de vos interrogations. Elles ne sont cependant pas gravées dans le marbre : pour remplir au propre le cahier, **votre rédaction est préférable** : assurez-vous simplement que vos explications et justifications sont équivalentes à celles proposées.

Lorsque vous reportez vos réponses sur le cahier, soignez la rédaction et la réalisation des schémas. Respectez les **codes couleurs** et adoptez-les systématiquement : vous faciliterez le processus de mémorisation et il sera beaucoup plus rapide de retrouver une information dans le cahier lorsque celui-ci sera achevé. Conservez ces habitudes de rédaction dans vos devoirs et vos copies de concours.



Sommaire

Avant-propos	3
Utilisation du cahier	5
Chapitre 1. ÉQUILIBRE DU SYSTÈME THERMODYNAMIQUE	9
Chapitre 2. TRANSFORMATION ET PREMIER PRINCIPE	23
Chapitre 3. TRANSFORMATIONS USUELLES DU GAZ PARFAIT	39
Chapitre 4. BILANS ENTHALPIQUES	61
Chapitre 5. DEUXIÈME PRINCIPE	81
Chapitre 6. CORPS PURS ET FLUIDES RÉELS	101
Chapitre 7. MACHINES THERMIQUES	131
Corrigés	157
Index	214



ÉQUILIBRE DU SYSTÈME THERMODYNAMIQUE

CHAPITRE 1

Un **système thermodynamique** est un échantillon macroscopique de matière : solide, liquide ou gaz. Pour décrire son comportement, nous avons besoin de quatre **variables d'état** P, V, T, n qui sont directement mesurables, et de trois **fonctions d'état** U, H, S calculées à partir des variables (§ 1).

Lorsque le système est en **équilibre**, variables et fonctions d'état sont reliées par des relations qui dépendent de la nature du système et du modèle retenu pour le décrire. Par souci de progressivité, nous n'introduirons dans ce chapitre que deux **modèles** : le **gaz parfait** (§ 2 et § 3) et la **phase condensée idéale** (§ 4), applicable aux solides et aux liquides.

Nous nous concentrerons sur les variables d'état P, V, T, n et sur la fonction d'état **énergie interne** U ; les fonctions H et S faisant l'objet des chapitres 4 et 5.

Sommaire du chapitre 1

1. Variables et fonctions d'état	10
2. Modèle du gaz parfait : équation d'état	12
3. Modèle du gaz parfait : énergie interne	14
4. Modèle de la phase condensée idéale	16
5. Exercices supplémentaires	18

1 VARIABLES ET FONCTIONS D'ÉTAT

Un kilogramme d'air est constitué d'environ 10^{22} molécules animées d'un **mouvement permanent** désordonné : l'**agitation thermique**. Le nombre très élevé de molécules ne permet pas d'étudier leurs mouvements individuels, mais autorise un traitement statistique. Quelques paramètres suffisent alors à décrire le comportement macroscopique du système thermodynamique : les **variables d'état**, mesurées expérimentalement, et les **fonctions d'état**, calculées à partir des variables d'état.

Essentiel : variables d'état

Quatre **variables thermodynamiques** (P, V, T, n) sont mesurables expérimentalement :

- La **quantité de matière** n est le nombre de molécules N constituant l'échantillon, divisé par la constante d'Avogadro N_A . Elle s'exprime en moles (mol).

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ avec } N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- Le **volume** V est celui de l'enceinte qui contient le gaz. Spontanément, celui-ci se détend indéfiniment et occupe la totalité du volume qui lui est offert. Il s'exprime en mètres cube (m^3).
- La **température** T mesure l'énergie cinétique moyenne de translation d'une molécule. Elle caractérise l'agitation thermique au sein du système. Elle s'exprime en kelvins (K).

$$T = \frac{2N_A}{3R} \left\langle E_c^{\text{translation des molécules}} \right\rangle \text{ avec } R = 8,31 \text{ J/K/mol}$$

- La **pression** P mesure les effets des chocs moléculaires sur la paroi. Elle dépend de la fréquence des chocs et de la vitesse moyenne à laquelle ils se produisent. Elle s'exprime en pascals (Pa).

On **isole** le système thermodynamique en lui interdisant tout échange de matière ou d'énergie avec l'extérieur. Isolé, le système thermodynamique atteint, après une phase transitoire, un état d'**équilibre interne** dans lequel ses variables d'état n'évoluent plus dans le temps et sont liées par l'**équation d'état**. Les variables proportionnelles à la taille du système sont **extensives**, celles qui sont indépendantes de cette taille sont **intensives**.

Essentiel : équation d'état

Lorsque le système est en **équilibre interne**, ses variables d'état sont liées par son **équation d'état**, qui dépend de sa nature : état physique solide, liquide ou gaz, composition chimique...

$$f(P, V, T, n) = 0$$

Pour comprendre le comportement du système thermodynamique et prévoir ses évolutions, on utilise trois **fonctions d'état** qui ne sont pas mesurables, mais se calculent à partir des variables d'état.

Essentiel : fonction d'état U, H et S

- L'**énergie interne** U est la somme de l'énergie cinétique d'agitation thermique des molécules et de l'énergie potentielle d'interaction entre ces molécules.

$$U = E_{\text{Cinétique}}^{\text{moléculaire}} + E_{\text{Potentielle}}^{\text{interactions intermoléculaires}}$$

- L'**enthalpie** H est la somme de l'énergie interne U et de l'énergie PV nécessaire pour occuper le volume V sous la pression P : $H = U + PV$
- L'**entropie** S mesure le désordre contenu dans le système thermodynamique.

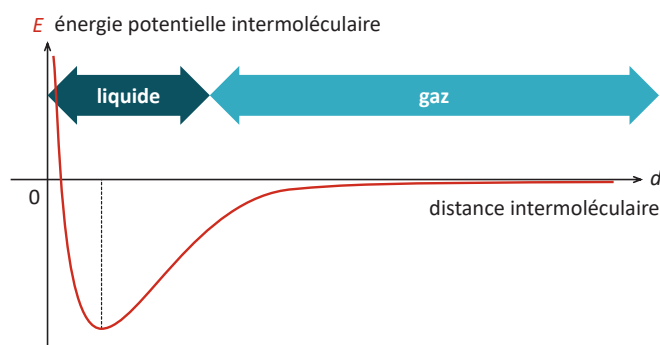


■ Questions de compréhension

1. Au sein d'un système isolé en équilibre interne, le mouvement d'agitation thermique s'atténue-t-il au cours du temps ?

2. Un système thermodynamique peut-il avoir une température élevée et une pression faible ?

3. On trace l'énergie potentielle d'interaction entre deux molécules en fonction de la distance intermoléculaire. L'énergie interne d'un corps est-elle plus élevée à l'état liquide ou à l'état gazeux ?



4. On vaporise de l'eau en lui fournissant de l'énergie. Pendant la vaporisation, la température de l'eau n'augmente pas. Sous quelle forme l'énergie est-elle stockée par l'eau ?

5. On divise une enceinte contenant un gaz en équilibre thermique en deux compartiments identiques. Parmi les grandeurs P , V , n , T , U et H , quelles sont celles dont la valeur pour un compartiment est la moitié de celle obtenue pour l'enceinte complète ?



2 MODÈLE DU GAZ PARFAIT : ÉQUATION D'ÉTAT

Un gaz parfait est un système idéalisé formé de particules microscopiques ponctuelles n'interagissant pas entre elles (ni choc, ni interaction à distance). Ces particules ne possèdent que de l'énergie cinétique d'agitation thermique. Cette hypothèse microscopique permet de démontrer l'expression de l'équation d'état du gaz parfait et celles de ses fonctions d'état U , H et S , que nous admettons.

Essentiel : équation d'état du gaz parfait

L'équation d'état d'un gaz parfait ne dépend que de la constante des gaz parfait R .

$$PV = nRT \quad \text{avec} \quad R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice d'application : exploitation de l'équation d'état du gaz parfait

On étudie un litre d'air à température ambiante et sous pression atmosphérique, dans l'état ① :

$$V_0 = 1,0 \text{ L} \quad P_0 = 1,0 \text{ bar} \quad T_0 = 20^\circ \text{C}$$

6. Convertissez ces grandeurs en unité SI puis déterminez la quantité de matière n_0 en assimilant l'air à un gaz parfait.

7. Déduisez-en le volume molaire des gaz dans les conditions normales de température et de pression.

8. On place la même quantité de matière n_0 dans un volume double $V_1 = 2V_0$, la température $T_1 = T_0$ restant inchangée (état ②). Déterminez la nouvelle pression P_1 du gaz.

-  Essayez d'exprimer P_1 en fonction de P_0 et d'un facteur numérique sans dimension. Vous simplifierez le calcul de l'application numérique.

9. Dans l'état d'équilibre ②, la pression P_1 est inférieure à P_0 . La vitesse moyenne des molécules est-elle modifiée ? À l'échelle microscopique, comment expliquer la baisse de pression ?

-  Retournez voir les interprétations microscopiques de la température, puis de la pression. Il y a deux arguments à examiner pour expliquer les variations de pression.



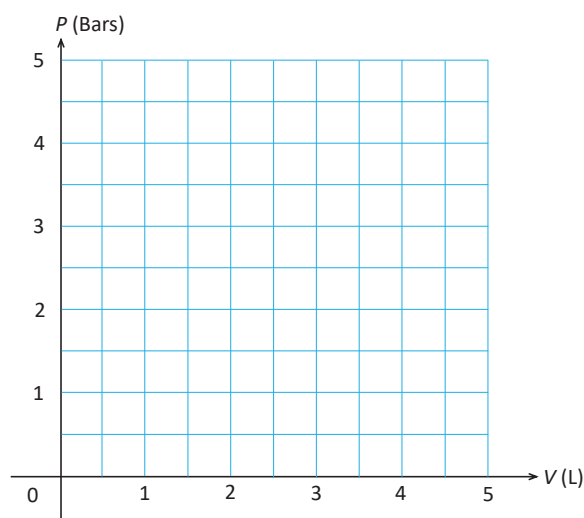
Exercice d'application : représentation des isothermes du gaz parfait

Pour représenter les états d'équilibre d'un système, le tracé le plus utilisé place le volume en abscisse et la pression en ordonnée : c'est le **diagramme de Clapeyron**, ou diagramme PV . Le principal intérêt de cette représentation sera de visualiser le travail mécanique reçu par le gaz lors de ses transformations. Mais ce diagramme présente un inconvénient : la température n'y apparaît pas.

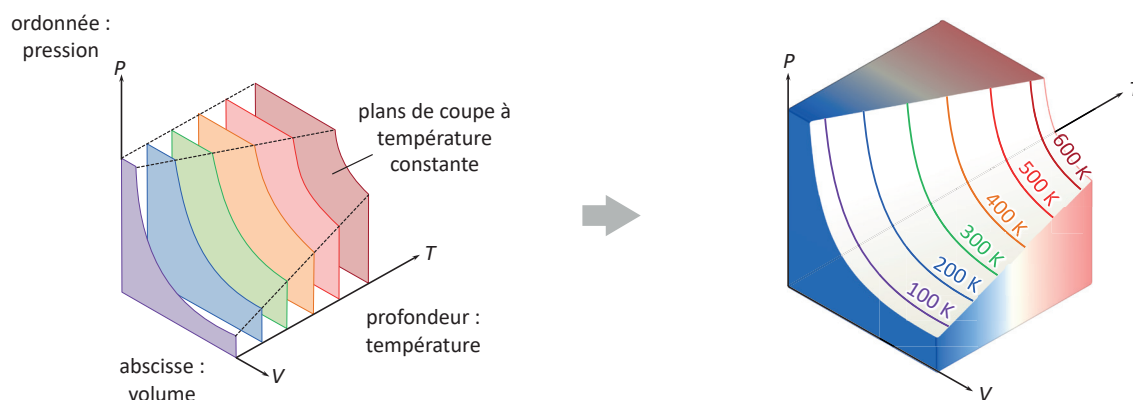
Pour visualiser la température, on trace sur le diagramme un faisceau de courbes de températures constantes, les **isothermes**. Chaque courbe du faisceau est associée à une température différente.

10. Pour un gaz parfait, quelle est la forme d'une courbe isotherme ?

11. Tracez, sur la figure suivante, les isothermes de températures 100 K en violet, 300 K en vert et 500 K en rouge. Déduisez-en l'allure des isothermes à 200 K et 400 K.



Une représentation tridimensionnelle de l'équation d'état peut également être obtenue en utilisant un troisième axe, dirigé vers l'arrière de la figure, pour porter la température. On obtient ainsi la **surface d'état** dont chaque point est un triplet (P, V, T) appartenant à l'équation d'état.



3 MODÈLE DU GAZ PARFAIT : ÉNERGIE INTERNE

Au niveau microscopique, le gaz parfait ne contient que de l'énergie cinétique moléculaire : son énergie interne U est proportionnelle au nombre de particules N et à leur énergie cinétique moyenne. Au niveau macroscopique, elle dépend donc de la température T et de la quantité de matière n .

Essentiel : énergie interne du gaz parfait

$$U = C_V T \quad \text{avec} \quad C_V = \frac{3nR}{2} \quad (\text{gaz monoatomique}) \quad \text{ou} \quad C_V = \frac{5nR}{2} \quad (\text{gaz diatomique})$$

Le coefficient de proportionnalité C_V est appelé capacité calorifique à volume constant. Ce coefficient est plus élevé pour un gaz diatomique, dont les molécules sont formées de deux atomes (comme le dioxygène O_2), que pour un gaz monoatomique, formé d'atomes seuls (comme l'hélium He). Cela est dû à l'énergie cinétique de rotation que les molécules diatomiques stockent en tournant sur elles-mêmes, ce que les molécules monoatomiques ne peuvent pas faire.

Exercice d'application : énergie interne de l'air dans une pièce

12. Évaluez l'énergie interne contenue, à température ambiante, dans une pièce de surface $S = 20 \text{ m}^2$ et de hauteur sous plafond $H = 2,5 \text{ m}$. La pression atmosphérique vaut $1,0 \cdot 10^5$ pascal.

 Déterminez d'abord la quantité de matière n d'air dans la pièce. L'air est-il mono ou diatomique ?

13. Combien faut-il fournir d'énergie pour élever l'air contenu dans la pièce de 2°C ?

14. Comparez avec l'énergie nécessaire pour élever d'un mètre l'altitude d'un objet d'une tonne.

 L'énergie potentielle de pesanteur d'un objet de masse m dans le champ de pesanteur g s'écrit $E_p = mgz$ avec Oz un axe ascendant.

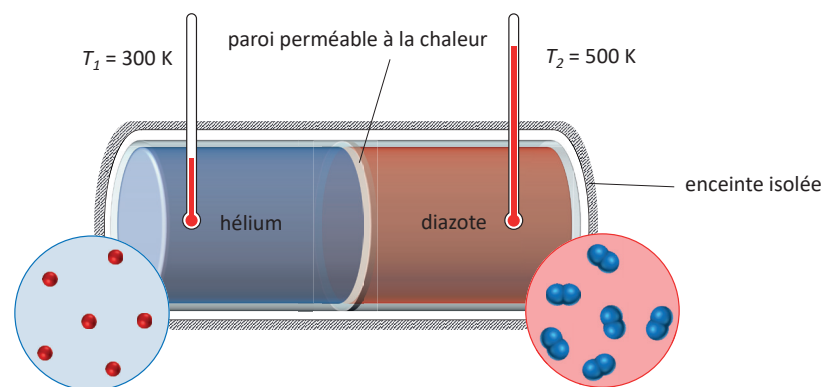


Essentiel : additivité de l'énergie interne

En première approximation, l'énergie interne est **additive** : lorsque l'on réunit plusieurs sous-systèmes, l'énergie interne totale est la somme des énergies internes de chaque sous-système.

Exercice d'application : température d'équilibre

Une enceinte est divisée en deux compartiments : celui de gauche contient une mole d'hélium à la température initiale $T_1 = 300 \text{ K}$, celui de droite une mole de diazote à la température initiale $T_2 = 500 \text{ K}$. On assimile les deux gaz à des gaz parfaits et on donne $R = 8,31 \text{ J/K/mol}$ la constante des gaz parfaits.



15. Exprimez puis calculez l'énergie interne U_{totale} du contenu de cette enceinte.

La paroi séparant l'enceinte de l'extérieur est rigide et parfaitement calorifugée, ce qui interdit tout transfert énergétique avec le milieu extérieur. La paroi qui sépare les compartiments est en revanche fixe mais perméable à la chaleur et permet aux deux enceintes d'uniformiser leurs températures.

16. Exprimez puis calculez la température finale T_f des deux gaz.

17. Cette température est-elle la moyenne des températures initiales ? Expliquez.



4 MODÈLE DE LA PHASE CONDENSÉE IDÉALE

Une phase condensée désigne un solide ou un liquide. Le terme idéal signifie **incompressible** et **indilatable** : le volume de la phase condensée idéale demeure constant quelles que soient les variations de température et de pression. C'est le modèle le plus simple des solides et des liquides.

Essentiel : modèle de la phase condensée idéale

- Le volume de la phase condensée idéale ne dépend que de la masse m .
- L'énergie interne est proportionnelle à la température, à la masse et à la capacité calorifique c .

$$V = \frac{m}{\rho} \quad \text{et} \quad U = mcT \quad \text{avec} \quad \begin{array}{ll} \rho & \text{masse volumique} \quad (\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}) \\ c & \text{capacité calorifique massique} \quad (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}) \end{array}$$

La capacité calorifique massique diffère d'un corps à un autre.

Substance	Eau	Éthanol	Glace	Mercure	Fer	Cuivre	Verre
$c \text{ (J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1})$	4 186	2 400	2 060	139	444	385	840

🔗 Exercice d'application : capacité calorifique massique des solides cristallins

La capacité calorifique théorique d'un solide cristallin est $C = 3nR$. Voyons si cette expression est conforme aux valeurs de capacités calorifiques massiques figurant dans le tableau précédent. On donne :

$$M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{Fe} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{Cu} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 18.** Exprimez la capacité calorifique massique d'un solide en fonction de R et de la masse molaire M .

- 19.** Calculez la capacité calorifique massique du cuivre et celle du fer. Évaluez l'écart relatif entre les valeurs obtenues et celles relevées expérimentalement.

- 20.** Effectuez le même calcul pour la glace. Commentez.

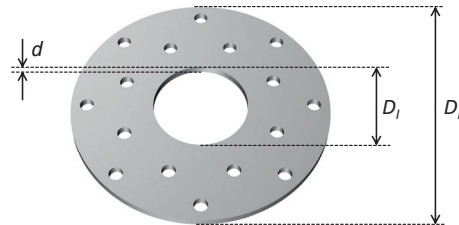


🔗 Exercice d'application : top chrono à deux sur la moto !

Une moto et son passager, de masse totale $m = 275 \text{ kg}$, roule à la vitesse $v_0 = 80,0 \text{ km/h}$ avant de freiner et de s'immobiliser. Elle est équipée de deux freins à disques en acier inoxydable de diamètre extérieur $D_E = 250 \text{ mm}$, de diamètre intérieur $D_I = 120 \text{ mm}$ et d'épaisseur $d = 5,00 \text{ mm}$. On donne la masse volumique et la capacité calorifique de l'acier.

$$\rho_{\text{acier}} = 7900 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$c_{\text{acier}} = 500 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$$



21. Calculez l'énergie cinétique initiale de la moto.

🔗 Vous pouvez négliger l'énergie cinétique de rotation des roues devant l'énergie cinétique de translation de la moto.

22. Calculez la capacité calorifique totale C des deux disques.

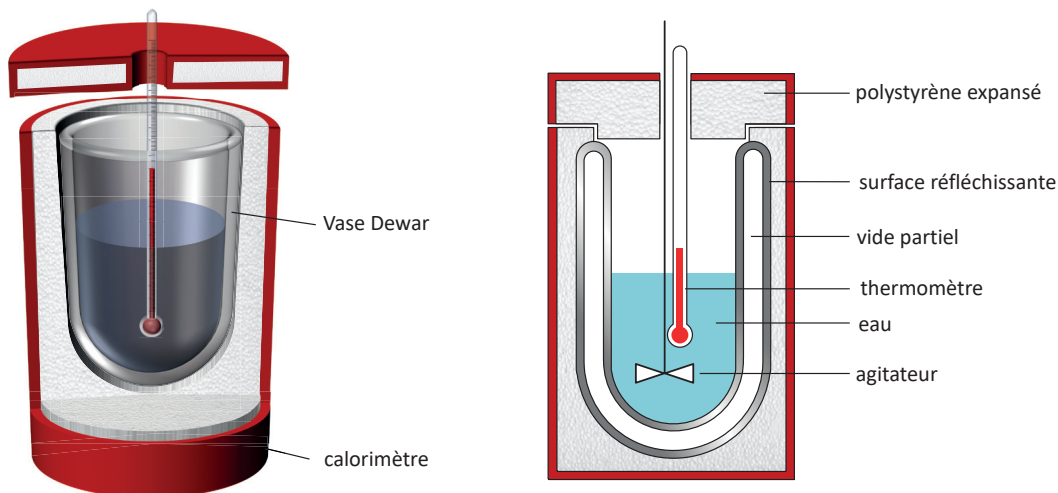
🔗 La notation en minuscule c signifie toujours que la grandeur est **massique**. Ne confondez pas le C du système avec le c massique : ils sont liés par $C = mc$.

23. Calculez la température des disques après freinage, en supposant que toute l'énergie dissipée se trouve encore dans les disques. La température initiale vaut 20°C .



5

La mesure d'une capacité calorifique est réalisée dans un récipient permettant d'isoler complètement son contenu du milieu extérieur : le **calorimètre**. En première approximation, nous considérerons que l'énergie interne du contenu du calorimètre se conserve.



On introduit dans le calorimètre une masse m_i d'eau, modélisée par une phase condensée idéale de capacité calorifique c_e connue. Lorsque celle-ci est en équilibre thermique avec le calorimètre et ses accessoires, on relève leur température T_i . On ajoute alors une masse m_j d'eau à la température T_j .

$$m_1 = 800 \text{ g} \quad m_2 = 400 \text{ g} \quad T_1 = 20,0^\circ\text{C} \quad T_2 = 100^\circ\text{C} \quad c_e = 4180 \text{ J/K/kg}$$

- 24.** Après le mélange, quelle température finale T_F prévoyez-vous en négligeant la capacité calorifique du calorimètre et de ses accessoires ? Comparez à la moyenne des températures initiales.

- 

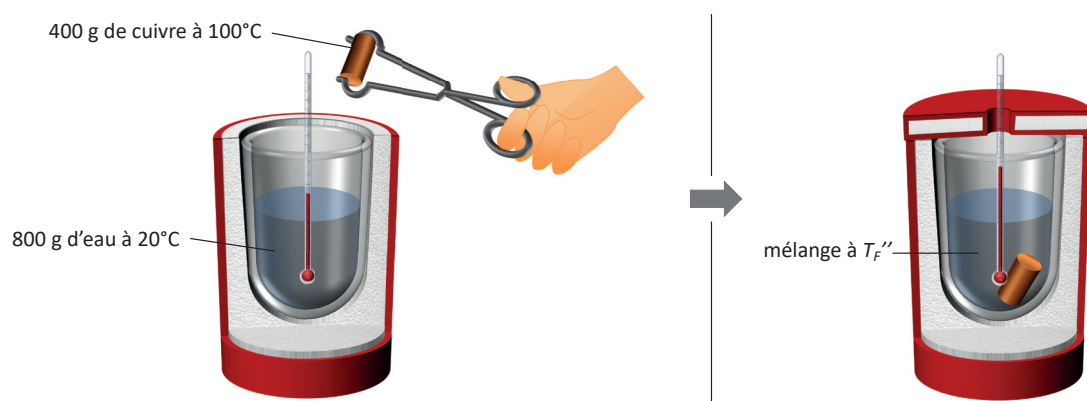
25. On mesure en réalité $T_f' = 44\text{ °C}$. Quelle est l'origine de l'écart avec T_f ?

On note μ la « **masse en eau** » du calorimètre et de ses instruments, c'est-à-dire la masse virtuelle d'eau qui présenterait la même capacité calorifique qu'eux. Pour prendre en compte l'énergie interne stockée par la paroi du calorimètre, il suffit d'ajouter μ à la masse d'eau réellement introduite dans l'état initial.

26. Déterminez la masse en eau de ce calorimètre.

🔍 Reprenez la conservation de l'énergie interne totale en incluant celle du calorimètre, formulée en utilisant μ . La température finale T_f' est connue, mais μ ne l'est pas.

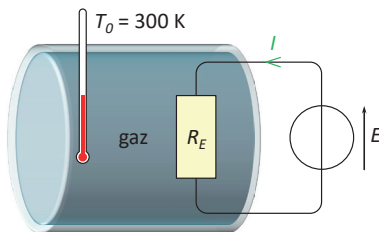
On utilise maintenant le calorimètre pour déterminer la capacité calorifique c_c du cuivre. Pour cela, on place $m_1 = 800\text{ g}$ d'eau à température ambiante $T_1 = 20,0\text{ °C}$ dans le calorimètre, puis on ajoute un bloc de cuivre de masse $m_c = 400\text{ g}$ à la température initiale $T_c = 100\text{ °C}$. Juste après le mélange, on mesure la température d'équilibre $T_f'' = 23,0\text{ °C}$.



27. Déterminez la capacité calorifique c_c du cuivre.

🔍 Prenez en compte la masse en eau du calorimètre maintenant que vous la connaissez.

On utilise une enceinte fermée parfaitement calorifugée, de volume V_0 constant, pour comparer les propriétés des gaz monoatomiques et diatomiques. Elle contient une résistance électrique R_E qui peut être parcourue par un courant ajustable I . La température initiale des gaz est notée T_0 . La capacité calorifique de l'enceinte est négligée.



$$T_0 = 300 \text{ K}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Dans un premier temps, l'enceinte contient une mole d'argon, gaz monoatomique supposé parfait dans les conditions de l'étude. La masse molaire de l'argon est $M_{Ar} = 39,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 28.** Calculez la pression P_0 de l'argon à température ambiante.

- 29.** Calculez l'énergie cinétique moyenne de translation $\langle E_c \rangle_t$ des atomes d'argon. Déduisez-en la vitesse moyenne v_{moy} de ces atomes.

-

- 30.** On fait passer une intensité $I = 1,00 \text{ A}$ dans la résistance pendant une durée Δt égale à une minute. Calculez l'énergie $\Delta \mathcal{E}$ reçue par le gaz à l'issue de cette opération.

-

31. Déduisez-en la température finale T_{F1} du gaz.

 C'est encore un bilan d'énergie interne, mais cette fois elle ne demeure pas constante pendant l'évolution.

32. Calculez la pression finale P_{F1} du gaz.

On reprend l'expérience en remplaçant l'argon par une mole de dioxygène, gaz diatomique assimilé à un gaz parfait. La température initiale est T_0 et la masse molaire de l'oxygène $M_0 = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

33. Déterminez la pression P_{F2} du gaz, l'énergie cinétique $\langle E_c \rangle_{t2}$ de translation des molécules et leur vitesse moyenne v_{moy} . Comparez au cas de l'argon.

34. On fait à nouveau passer un courant de 1 ampère dans la résistance pendant une durée d'une minute. Quelle est alors la température T_{F2} du gaz? Comparez au cas de l'argon.

