

CPGE ATS

Programme de colles – Semaine 11 (8 au 13 décembre 2025)

Chapitres étudiés et questions de cours :

T2 Transfert et conservation d'énergie - Premier Principe

T3 Deuxième principe de la thermodynamique

Réponses attendues en bleu ou manuscrit.

1^{ère} question de cours : 4 formules du formulaire ci-dessous (pages 1 et 2)

2^{ème} question de cours : 1 des questions 1 à 11 ci-après (pages 3 à 8)

Relations générales

■ Travail des forces de pression reçu par le système : $\delta W_p = -p_{ext}dV$	soit $W_p = -\int p_{ext}dV$	$p_{ext} = P$ si équilibre mécanique
■ Energie totale E_{TOT} :	$E_{TOT} = U + Ec_{macro} + Ep_{ext}$	avec U énergie interne : $U = Ec_{micro} + Ep_{int}$
■ Bilan issu du 1 ^{er} principe :	$\Delta E_{TOT} = \Delta U + \Delta Ec_{macro} + \Delta Ep_{ext} = W + Q$	Cas usuel $\Delta U = W + Q$
	Avec $W = W_p + W_{\neq P}$ où $W_{\neq P}$ travail utile et W_p travail des forces de pression	
■ Enthalpie :	$H = U + PV$	soit $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$

Transformations particulières

Adiabatique : $Q = 0$	$\Delta U = W_{adiab}$	Isochoré : $W_p = 0$	$\Delta U = Q_v + W_{\neq P}$	
Si réversibilité mécanique : $W_p = -\int PdV$		Isobare ; ou monobare avec $P_i = P_f = P_{ext}$:	$W_p = -p_{ext}\Delta V$	$\Delta H = Q_p + W_{\neq P}$

Systèmes monophasés idéaux : Gaz parfaits et P.C.I.I. (phases condensées incompressibles indilatables)

■ Capacités thermiques :

Capacité thermique isochore C_v d'un système : $Cv = \frac{dU}{dT}$ (en J.K⁻¹),

Capacité thermique isobare C_p d'un système : $Cp = \frac{dH}{dT}$ (en J.K⁻¹).

- Corps condensés : modèle P.C.I.I. : $V = Cte$ et $C_p = C_v = C = mc$ $\Delta U \approx \Delta H \approx mc\Delta T$ si $c \approx cte$

■ Gaz parfaits :

- Relation de Mayer : $C_p - C_v = nR$ (en J/K) ; $C_{p,m} - C_{v,m} = R$ (en J/mol/K) ; $c_p - c_v = \frac{R}{M}$ (en J/kg/K).

- Coefficient de Laplace (ou isentropique) γ :

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{c_p}{c_v} = \frac{C_{p,m}}{C_{v,m}}$$

- Capacités thermiques du gaz parfait :

$$C_v = \frac{nR}{\gamma-1} \quad \text{et} \quad C_p = \frac{\gamma nR}{\gamma-1}; \quad \text{soit}$$

$$C_{v,m} = \frac{R}{\gamma-1} \quad \text{et} \quad C_{p,m} = \frac{\gamma R}{\gamma-1};$$

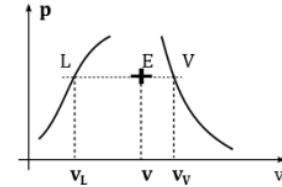
$$c_v = \frac{R}{M(\gamma-1)} \quad \text{et} \quad c_p = \frac{\gamma R}{M(\gamma-1)}$$

- ∀ transformation d'un G.P. si $\gamma = cte$: $\Delta U = C_v \Delta T = \frac{nR}{\gamma-1} \Delta T$ et $\Delta H = C_p \Delta T = \frac{\gamma nR}{\gamma-1} \Delta T$

- Lois de Laplace : Si 1) GP + 2) transformation adiabatique+ 3) réversible : $PV^\gamma = cte$

Transitions de phase

- Titre ou fraction massique d'un système sous 2 phases : $x_i = \frac{m_i}{m_{tot}}$ et $x_1 + x_2 = 1$



- Volume massique v en M, équilibre liquide-vapeur caractérisé par un titre en vapeur x_v :

$$v = x_v v_v + (1 - x_v) v_L$$

Règle des moments associée : $x_v = \frac{v - v_L}{v_v - v_L} = \frac{LE}{LV}$

- Enthalpie massique de changement d'état, ou chaleur latente, à la température T , (en J/kg) : différence entre les enthalpies massiques du corps pur dans la phase 2 et dans la phase 1 à T , correspondant à la variation d'enthalpie par kg de corps subissant le changement d'état à la température T sous la pression atmosphérique.

$$\Delta_{1 \rightarrow 2} h(T) = h_2(T) - h_1(T) = l_{1 \rightarrow 2}(T) = -\Delta_{2 \rightarrow 1} h(T)$$

- Enthalpie massique $\Delta_{vap} h(T)$ de vaporisation (L → V) :

$$\Delta_{vap} h(T) = h_v(T) - h_l(T) = l_{vap}(T) = -\Delta_{liq} h(T)$$

- Bilan enthalpique d'un changement d'état isotherme et isobare : $\Delta_{1 \rightarrow 2} H = m_{12} \Delta_{1 \rightarrow 2} h = m_{12} l_{1 \rightarrow 2}(T)$

Avec m_{12} masse ayant subit le changement d'état, soit $m_{12} = m_{2,F} - m_{2,I} = m_{tot} (x_{2,F} - x_{2,I})$

Exercices de cours :

1) Echauffement isochore d'un gaz

Considérons un gaz parfait dans une enceinte indéformable diatherme. Ses variables d'état initiales sont T_i, P_i, V_i . On place l'enceinte dans un milieu extérieur la température T_0 .

1. Déterminer l'état final, c'est-à-dire les valeurs T_f, P_f et V_f , en utilisant les conditions d'équilibre.
2. Déduire du premier principe le transfert thermique reçu par le gaz.
3. Analyser son signe.

On suppose la capacité thermique à volume constant C_V (en J.K^{-1}) du gaz connue.

1. Schéma : EI / EF

Enceinte indéformable d'où : $V_f = V_i$.

Enceinte diatherme d'où transferts d'énergie thermique possibles.

Équilibre thermique à l'état final d'où : $T_f = T_0$.

Equation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT \text{ c'est à dire } P_i V_i = nRT_i \text{ et } P_f V_f = nRT_f \text{ d'où } \frac{P_f V_f}{P_i V_i} = \frac{nRT_f}{nRT_i} \text{ d'où } P_f = P_i \frac{V_i T_f}{V_f T_i} = P_i \frac{T_0}{T_i}$$

2. $W = \int \delta W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV = 0$ car transformation isochore.

Premier Principe : $\Delta U = W + Q = Q$ et $\Delta U = C_V \cdot \Delta T = C_V(T_0 - T_i)$ car Gaz Parfait

D'où: $Q = C_V(T_0 - T_i)$

3. Si $T_0 > T_i$ alors $Q > 0$, l'extérieur (thermostat) fournit de l'énergie thermique au gaz et le réchauffe.

Si $T_0 < T_i$ alors $Q < 0$, le gaz fournit de l'énergie thermique à l'extérieur (thermostat) et se refroidit.

2) Echauffement d'un gaz sans transfert thermique

Considérons un gaz parfait dans une enceinte fermée. Un opérateur appuie brusquement sur le piston de la seringue en exerçant une force constante.



1. Définir le système. Justifier que la transformation peut être considérée comme adiabatique.
2. Déduire du premier principe la température finale.

1. Système = gaz à l'intérieur de la seringue.

Transformation rapide, donc peut-être considérée comme adiabatique.

2. Etat initial : T_i, P_i, V_i Etat final : T_f, P_f, V_f

Premier principe :

$$\Delta U = W + Q = W \text{ avec } W = \int \delta W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV = -P_{ext} \int_{V_i}^{V_f} dV = -\frac{F}{S} (V_f - V_i) = -\frac{F}{S} (L_f S - V_i S) = -F(L_f - L_i) \text{ (On retrouve la notion de travail mécanique)}$$

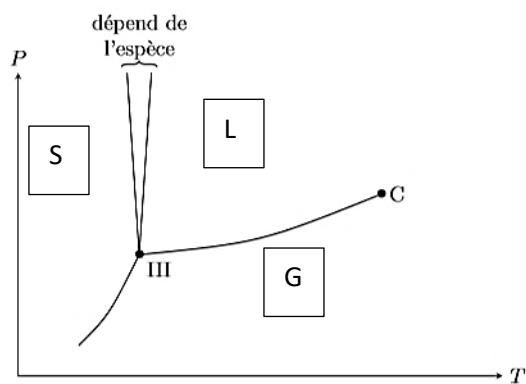
Gaz parfait d'où $\Delta U = C_V \cdot \Delta T = C_V(T_f - T_i)$

D'où : $-F(L_f - L_i) = C_V(T_f - T_i)$

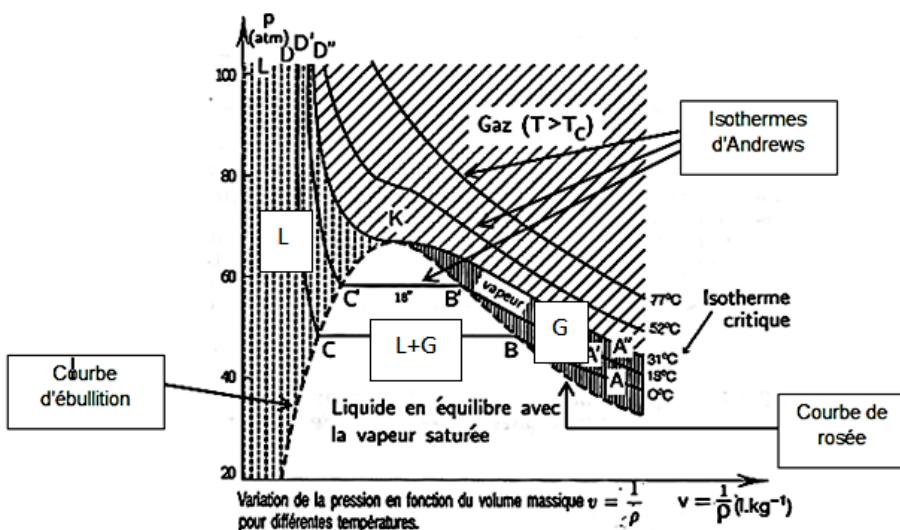
D'où : $T_f = T_i + \frac{F}{C_V} (L_i - L_f)$

Vérification homogénéité

- 3) Diagramme de phase (P, T) d'une espèce diphasée : tracer l'allure du diagramme, savoir placer les phases Solide S, Liquide L, Gazeuse G, le point triple III, le point critique C.



- 4) Diagramme de Clapeyron (P, v) d'une espèce diphasée (fourni) : savoir placer les phases Liquide L, Gazeuse G, la zone d'équilibre liquide vapeur LG, savoir tracer une isotherme, identifier la courbe d'ébullition, la courbe de rosée.



5) Application : Mesure de capacité thermique par calorimétrie

On cherche à mesurer la capacité thermique massique du fer, notée c_{fer} . Dans un calorimètre de valeur en eau $\mu = 30 \text{ g}$, on place une masse d'eau $m_{eau} = 400 \text{ g}$. Après avoir attendu l'équilibre thermique avec le calorimètre, on mesure sa température $T_{eau} = 4^\circ\text{C}$, et on y ajoute un bloc de fer de masse $m_{fer} = 200 \text{ g}$ à $T_{fer} = 85^\circ\text{C}$. Après avoir laissé l'ensemble évoluer quelques minutes, on obtient un nouvel équilibre thermique à température $T_{eq} = 7,9^\circ\text{C}$.

En déduire la capacité thermique massique du fer.

Système = Eau + Fer + Calorimètre

Transformation monobare => Premier Principe avec l'enthalpie :

$$\Delta H = W_{\neq P} + Q = 0 \text{ (ni travail, ni transfert thermique reçus)}$$

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta H_{eau} + \Delta H_{fer} + \Delta H_{calorimètre} = m_{eau}c_{eau}\Delta T_{eau} + m_{fer}c_{fer}\Delta T_{fer} + \mu c_{eau}\Delta T_{calorimètre} \\ &= m_{eau}c_{eau}(T_{eq} - T_{eau}) + m_{fer}c_{fer}(T_{eq} - T_{fer}) + \mu c_{eau}(T_{eq} - T_{eau}) \\ &= (m_{eau} + \mu)c_{eau}(T_{eq} - T_{eau}) + m_{fer}c_{fer}(T_{eq} - T_{fer}) = 0\end{aligned}$$

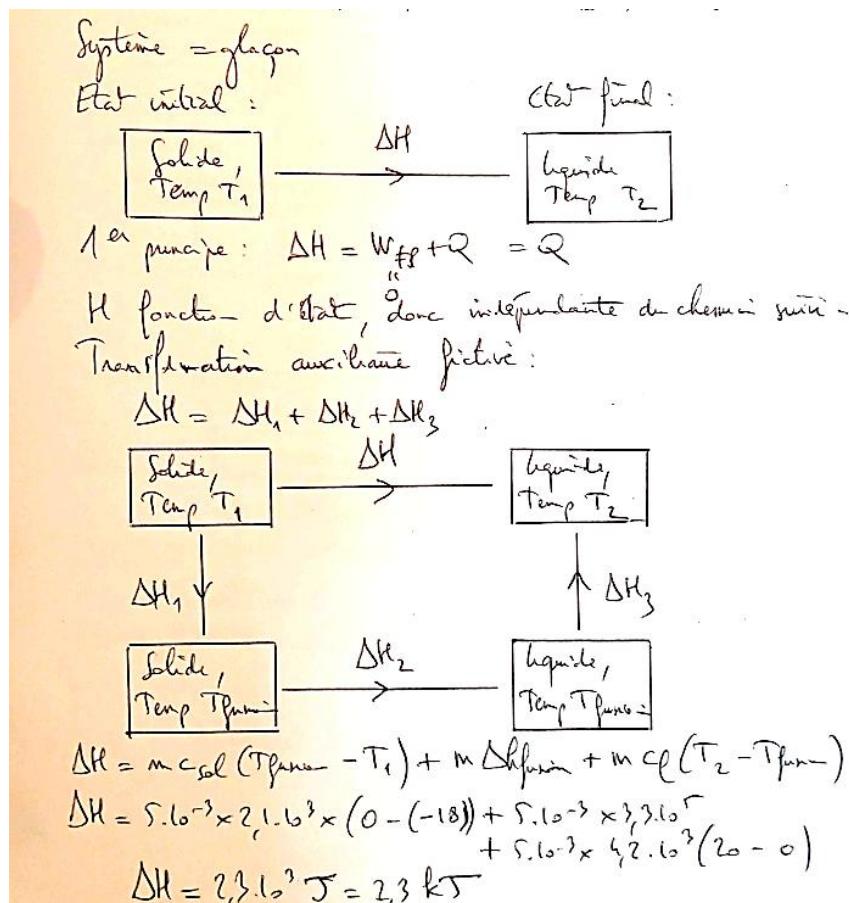
On en déduit :

$$c_{fer} = -\frac{(m_{eau} + \mu)c_{eau}(T_{eq} - T_{eau})}{m_{fer}(T_{eq} - T_{fer})} = -\frac{(400 + 30) * 4180 * (7,9 - 4)}{200 * (7,9 - 85)} = 455 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$$

6) Application : Bilan enthalpique avec changement d'état

Calculer le transfert thermique reçu par un glaçon de masse $m = 5 \text{ g}$ sorti du congélateur (température $T_1 = -18^\circ\text{C}$) jusqu'à sa fonte totale dans l'air (température $T_2 = 20^\circ\text{C}$).

Données : capacités thermiques massiques de la glace $c_{sol} = 2,1 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ et de l'eau liquide $c_{liq} = 4,2 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$; enthalpie massique de fusion de l'eau $\Delta h_{fus} = 3,3 \cdot 10^2 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$



- 7) Calculer le transfert thermique reçu par la combustion complète de 1 mol de Méthane CH₄, sous pression atmosphérique, à 25°C. Calculer la masse de CO₂ produite.

Données :

Masses molaires : M(C) = 12 g.mol⁻¹ ; M(O) = 16 g.mol⁻¹ ; M(H) = 1 g.mol⁻¹

Pouvoir calorifique : PCI(CH₄) = 50 MJ.kg⁻¹

Equation de réaction :



Masse molaire du méthane CH₄ : $M = 1 * M(\text{C}) + 4 * M(\text{H}) = 12 + 4 = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse de méthane en réaction : $m = n * M = 16 \text{ g} = 16 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

Energie thermique produite : $E = m * PCI = 800 \text{ kJ}$

Transfert thermique reçu : $Q = -E = -800 \text{ kJ}$

Masse molaire du CO₂ : $M' = 1 * M(\text{C}) + 2 * M(\text{O}) = 12 + 2 * 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse de CO₂ produite (réaction totale) : $m' = n * M' = 44 \text{ g} = 44 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

- 8) Fonction entropie ; unité. Deuxième principe de la thermodynamique : Bilan d'entropie.

S, grandeur extensive, fonction d'état « entropie ». Unité : J.K⁻¹.

$\Delta S = S_{\text{éch}} + S_{\text{créée}}$;

$S_{\text{éch}} = \frac{Q}{T_{\text{ext}}}$ avec T_{ext} température de l'extérieur (thermostat) ;

$S_{\text{créée}} \geq 0$ traduit l'irréversibilité de la transformation.

- 9) A partir de la loi de Laplace $PV^\gamma = cte_1$, retrouver (justifier) les lois $TV^{\gamma-1} = cte_2$ et $T^\gamma P^{1-\gamma} = cte_3$.

$$PV^\gamma = cte_1 \quad (1)$$

$$PV = nRT \text{ d'où } P = \frac{nRT}{V}$$

$$\text{On remplace dans (1)} : \frac{nRT}{V} V^\gamma = cte_1 \text{ c'est à dire } TV^{\gamma-1} = \frac{cte_1}{nR} = cte_2$$

$$PV^\gamma = cte_1 \quad (1)$$

$$PV = nRT \text{ d'où } V = \frac{nRT}{P}$$

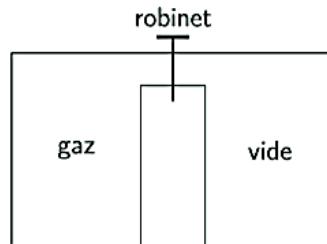
$$\text{On remplace dans (1)} : P \left(\frac{nRT}{P} \right)^\gamma = cte_1 \text{ c'est à dire } T^\gamma P^{1-\gamma} = \frac{cte_1}{(nR)^\gamma} = cte_3$$

Rappel : On ne calcule pas ces constantes mais on écrit ces relations pour deux points A et B qui marquent le début et la fin d'une transformation isentropique réversible :

$$P_A V_A^\gamma = P_B V_B^\gamma \text{ par exemple}$$

10) Détente de Joule Gay-Lussac

« L'appareil à deux globes » est constitué de deux ballons en verre de quatorze litres environ, reliés entre eux par une tubulure de laiton munie d'un robinet. L'un des ballons peut être relié à une machine pneumatique permettant d'y faire le vide, ou à une réserve de gaz.



Supposons la demi-enceinte de droite initialement vide. Lorsque l'on ouvre le robinet, le gaz se répand très rapidement dans le vide. On raisonne sur le gaz initialement contenu dans la demi-enceinte de gauche.

- 1 - Justifier qu'on peut approximer la transformation du gaz comme étant adiabatique et sans travail échangé.
- 2 - Exprimer le volume et la température finale du gaz V_F et T_F en fonction des valeurs initiales V_i et T_i .
- 3 - Déterminer l'entropie créée au cours de la transformation. Interpréter.

On donne : $\Delta S = \frac{nR}{\gamma-1} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) + nR \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$

- 1) On peut raisonner su l'ensemble Gaz + Vide : la transformation étant isochore, le travail W est nul : $W = 0$.

La transformation est rapide, donc peut être considérée comme adiabatique : $Q = 0$.

- 2) 1^{er} Principe : $\Delta U = W + Q = 0 = C_V \cdot \Delta T$ d'où : $T_f = T_i$.
 $V_f = 2 \cdot V_i$ car le gaz se répand dans un volume deux fois plus grand.
- 3) $\Delta S = \frac{nR}{\gamma-1} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) + nR \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) = nR \ln 2$
 $\Delta S = S_{éch} + S_{créée}$
Ici : $S_{éch} = \frac{Q}{T_{ext}} = 0$ d'où $S_{créée} = \Delta S = nR \ln 2$

11) Refroidissement d'un solide

Considérons un solide de masse m , sorti d'un four à la température T_i et placé pour refroidissement à l'air libre à la température T_0 . Procéder au bilan entropique de la transformation. Commenter le signe de l'entropie créée.

Transformation monobare et monotherme : $S_{\text{sys}} = \text{marche}$
 Air = thermostat.

$$\Delta S = C \ln \frac{T_0}{T_1}$$

Remarque : $\Delta S > 0$ si $T_0 > T_1$
 $\Delta S < 0$ si $T_0 < T_1$ (ici).

Transformation monobare

\Rightarrow 1^{er} principe avec enthalpie.

$$\Delta H = W_{\text{ff}} + Q = Q = C \cdot \Delta T = C(T_0 - T_1)$$

$$\text{d'où : } S_{\text{ent}} = \frac{Q}{T_0} = C\left(1 - \frac{T_1}{T_0}\right)$$

Pour finir,

$$S_{\text{ent}} = \Delta S - S_{\text{ent}} = C \ln \frac{T_0}{T_1} - C\left(1 - \frac{T_1}{T_0}\right)$$

$$S_{\text{ent}} = C\left(\frac{T_1}{T_0} - \ln \frac{T_1}{T_0} - 1\right) > 0 \text{ pour } T_1 > T_0 \text{ (à vérifier).}$$

Puis : de 1 à 2 exercices proposés par le collègue.

Programme ATS

7. Bilan d'énergie d'une transformation	
Travail et transfert thermique reçu par un système.	Calculer le travail des forces de pression reçus par un système au cours de transformations mécaniquement réversibles de nature monobare et isochore.
Système isolé mécaniquement.	Dans le cas d'un gaz parfait, déterminer le travail reçu au cours d'une transformation isotherme réversible.
Système isolé thermiquement.	Interpréter géométriquement la valeur et le signe du travail des forces de pression dans un diagramme de Watt (P,V), dans le cas de transformations isobares, isochores et isothermes.
Travail des forces de pression.	
Transfert thermique.	Décrire qualitativement les modes de transfert thermique par conduction, convection et rayonnement.
Puissance thermique.	
Paroi adiabatique.	Déterminer le signe du transfert thermique connaissant les températures du système et de son environnement. Interpréter le cas où le système et son environnement sont à la même température.
Premier principe de la thermodynamique.	Expliquer en quoi le premier principe de la thermodynamique est un principe de conservation.
Énergie interne U d'un système.	Expliciter le premier principe de la thermodynamique pour un système fermé en tenant compte de l'énergie cinétique macroscopique et de l'énergie potentielle d'interaction avec l'extérieur.
	Exploiter l'extensivité de l'énergie interne.

Capacité thermique à volume constant dans le cas d'un gaz parfait ou d'une phase condensée considérée indilatable et incompressible.	Déterminer la variation d'énergie interne d'un système assimilé à un gaz parfait ou à une phase condensée incompressible et indilatable en fonction de la variation de température pour une capacité thermique à volume constant indépendante de la température.
8. Bilan enthalpique	
Enthalpie H d'un système monophasé.	Définir l'enthalpie d'un système.
Capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée considérée incompressible et indilatable.	Déterminer la variation d'enthalpie d'un système assimilé à un gaz parfait ou à une phase condensée incompressible et indilatable en fonction de la variation de température pour une capacité thermique à pression constante indépendante de la température. Exprimer le premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare. Exploiter l'extensivité de l'enthalpie.
	Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une capacité thermique.
Changement d'état d'un corps pur. Diagramme (P,T) d'un corps pur.	Utiliser le vocabulaire des changements d'états. Exploiter un diagramme d'état (P,T) fourni.
Diagramme de Clapeyron (P,v) d'un système diphasé liquide-vapeur. Théorème des moments.	Exploiter les isothermes d'Andrews. Reconnaître et interpréter les courbes de rosée et d'ébullition. Identifier le point critique. Exploiter le théorème des moments pour déterminer la composition d'un système diphasé. Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une enthalpie de fusion.
Enthalpie de changement d'état d'un corps pur.	Déterminer le transfert thermique reçu par un corps pur lors d'un changement d'état à pression constante.
Réactions de combustion. Combustible. Comburant Pouvoirs calorifiques inférieur et supérieur d'un combustible.	Déterminer le transfert thermique reçu par un système réactionnel lors d'une combustion complète réalisée à température et pression constantes, à partir du pouvoir calorifique adapté et des paramètres du système. Déterminer la masse de CO ₂ produite lors du dégagement d'une énergie donnée par combustion complète d'un hydrocarbure, les données nécessaires étant fournies.
9. Deuxième principe de la thermodynamique	
Fonction d'état entropie, caractère extensif.	Déterminer une variation d'entropie pour une transformation, les entropies des systèmes en présence (gaz parfait ou phase condensée) étant fournies. Exploiter l'extensivité de l'entropie.
Thermostat.	Identifier des situations où un système peut être modélisé par un thermostat.
Entropie échangée avec un ou plusieurs thermostats.	Relier l'entropie échangée par un système avec un thermostat au transfert thermique reçu par le système et à la température du thermostat.
Deuxième principe de la thermodynamique. Transformations réversibles et irréversibles.	Énoncer le deuxième principe de la thermodynamique. Justifier que le deuxième principe de la thermodynamique est un principe d'évolution.
Entropie créée	Identifier des causes d'irréversibilité dans une transformation. Exploiter le fait qu'une transformation adiabatique et réversible est isentropique.
Lois de Laplace.	L'entropie molaire d'un gaz parfait étant fournie, établir une loi de Laplace exprimée en fonction des variables (P,V), (P,T) ou (T,V) et faisant apparaître le rapport γ des capacités thermiques à pression et volume constants. Exploiter les lois de Laplace dans les cas de transformations isentropiques de gaz parfaits.