

# CPGE ATS

## Programme de colles – Semaine 10 (1er au 6 décembre 2025)

Chapitre étudié et questions de cours :

### T2 Transfert et conservation d'énergie - Premier Principe

Réponses attendues en bleu ou manuscrit.

1<sup>ère</sup> question de cours : 4 formules du formulaire ci-dessous (pages 1 et 2)

2<sup>ème</sup> question de cours : 1 des questions 1 à 9 ci-après (pages 3 à 7)

### 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<sup>er</sup> 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 : $Q = 0$ $\Delta U = W_{adiab}$	Isochore : $W_p = 0$ $\Delta U = Q_v + W_{\neq P}$
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<sup>-1</sup>),

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

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

• Capacités thermiques du gaz parfait :  $C_v = \frac{nR}{\gamma-1}$  et  $C_p = \frac{\gamma nR}{\gamma-1}$  ; soit

$$C_{v,m} = \frac{R}{\gamma-1} \quad \text{et} \quad C_{p,m} = \frac{\gamma R}{\gamma-1}; \quad c_v = \frac{R}{M(\gamma-1)} \quad \text{et} \quad c_p = \frac{\gamma R}{M(\gamma-1)}$$

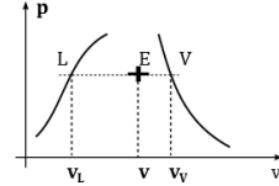
• ∀ transformation d'un G.P. si  $\gamma = \text{cte}$  :  $\Delta U = C_v \Delta T = \frac{nR}{\gamma-1} \Delta T$  et  $\Delta H = C_p \Delta T = \frac{\gamma nR}{\gamma-1} \Delta T$

## 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) Exprimer le travail des forces de pression, et le **déterminer** (justifier) dans les cas suivants : transformation isochore, transformation isobare mécaniquement réversible, transformation isotherme mécaniquement réversible pour un gaz parfait (GP)

**Travail élémentaire  $\delta W$**  (en joules, J) des forces de pression s'exerçant sur un système :

$$\delta W = -P_{ext} \cdot dV$$

Avec :  $P_{ext}$  = pression extérieure (unité : Pa)

$dV$  = variation élémentaire (ou infinitésimale) de volume du système ( $m^3$ )

**Travail  $W$**  des forces de pression s'exerçant sur un système lors d'une transformation d'un état 1 à un état 2 :

$$W = \int \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV$$

- Transformation **isochore** :  $V = cte$  d'où  $dV = 0$

$$W = \int \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV = 0$$

- Transformation **isobare mécaniquement réversible** :  $P = P_{ext} = cte$

$$W = -P(V_2 - V_1)$$

- Transformation **isotherme mécaniquement réversible pour un gaz parfait (GP)** :

$$PV = nRT \text{ d'où } P = \frac{nRT}{V} \text{ et } T = cte \text{ d'où } P_2V_2 = P_1V_1 \text{ d'où } \frac{P_2}{P_1} = \frac{V_1}{V_2}$$

$$\begin{aligned} W &= \int \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} \cdot dV = - \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} \cdot dV = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{1}{V} \cdot dV = -nRT [\ln V]_{V_1}^{V_2} \\ &= -nRT(\ln V_2 - \ln V_1) = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1} \end{aligned}$$

- 2) (Ex 4 TD T2) L'argon  $Ar$  est un gaz monoatomique d'énergie interne :  $U(T) = \frac{3}{2} nRT$  et le dioxygène  $O_2$  un gaz diatomique, d'énergie interne :  $U(T) = \frac{5}{2} nRT$  (hypothèse gaz parfaits).

Pour chaque gaz, donner les expressions de :

- la capacité thermique à volume constant  $C_v$ .
- la capacité thermique molaire à volume constant  $C_{vm}$ .
- la capacité thermique massique à volume constant  $c_v$ .
- La valeur de la variation d'énergie interne pour une augmentation de température de  $10^\circ\text{C}$  d'un kg de gaz.

Application numérique :  $M(Ar) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ;  $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- $C_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{dU}{dT} = \frac{3}{2} nR$  pour  $Ar$ ;  $C_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{dU}{dT} = \frac{5}{2} nR$  pour  $O_2$ .
- $C_{vm} = \frac{C_v}{n} = \frac{3}{2} R$  pour  $Ar$ ;  $C_{vm} = \frac{C_v}{n} = \frac{5}{2} R$  pour  $O_2$ .
- $c_v = \frac{C_v}{m} = \frac{3}{2} \frac{R}{M}$  pour  $Ar$ ;  $c_v = \frac{C_v}{m} = \frac{5}{2} \frac{R}{M}$  pour  $O_2$ .

d) Pour 1 kg :  $\Delta u = c_v \cdot \Delta T = \frac{3}{2} \frac{R}{M}$  pour Ar; on obtient  $3,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Pour 1 kg :  $\Delta u = c_v \cdot \Delta T = \frac{5}{2} \frac{R}{M}$  pour O<sub>2</sub>; on obtient  $6,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$

### 3) 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<sup>-1</sup>) 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.

### 4) 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 :

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

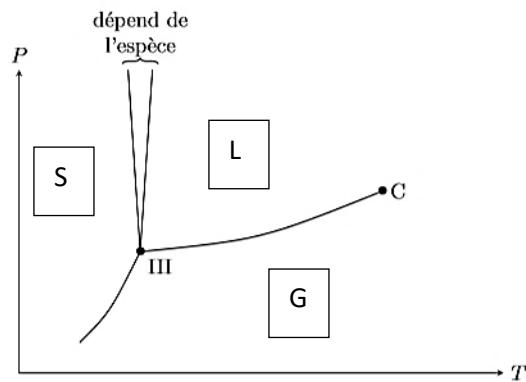
Gaz parfait d'où  $\Delta U = C_V \cdot \Delta T = C_V(T_f - T_i)$

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

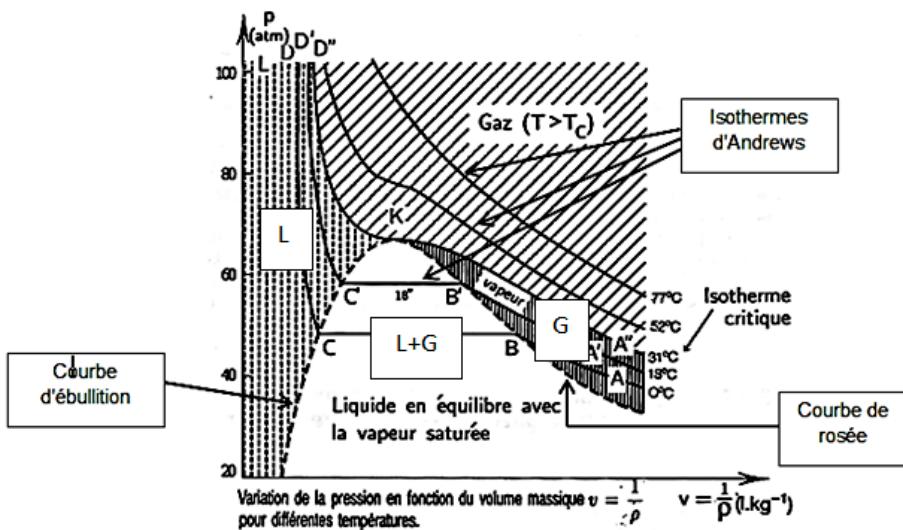
D'où :  $T_f = T_i + \frac{F}{C_V} (L_i - L_f)$

Vérification homogénéité

- 5) 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.



- 6) 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.



## 7) 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  $T_{éq} = 7,9^\circ\text{C}$ .

En déduire la capacité thermique massique du fer.

Système = Eau + Fer + Calorimètre

Transformation monobare => Premier Principe avec l'enthalpie :

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

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

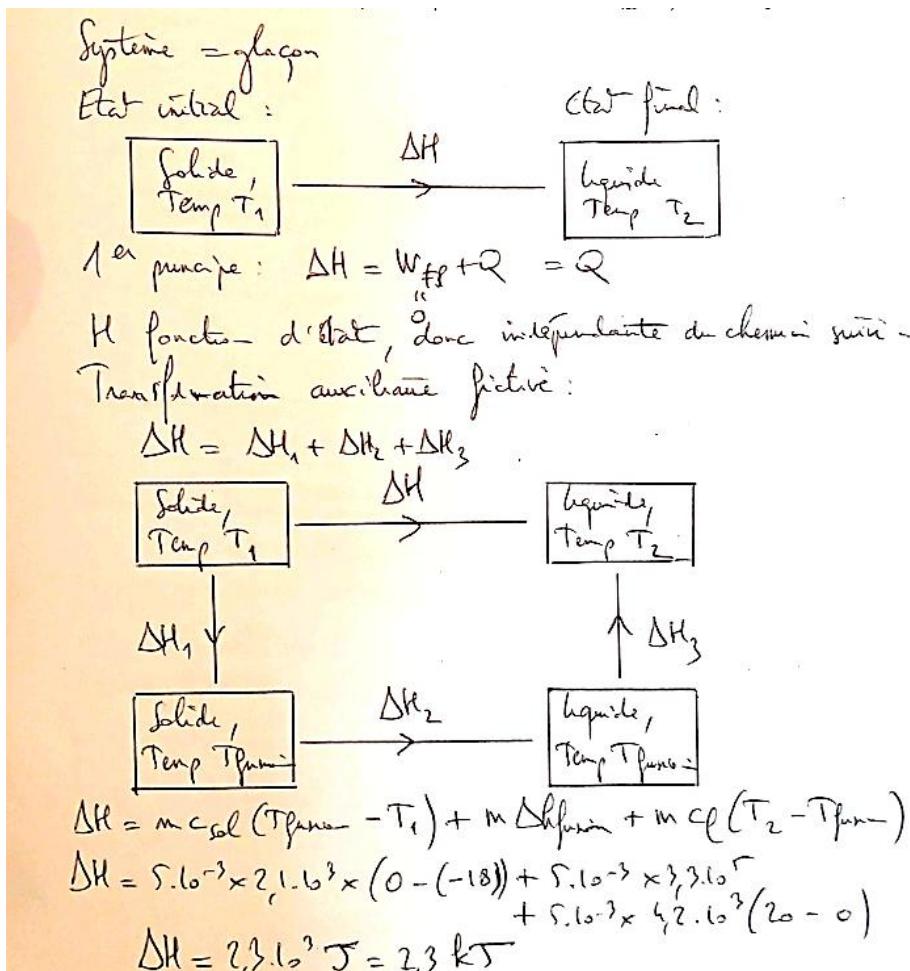
On en déduit :

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

## 8) 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  $\Delta h_{fus} = 3,3 \cdot 10^2 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$



- 9) Calculer le transfert thermique reçu par la combustion complète de 1 mol de Méthane CH<sub>4</sub>, sous pression atmosphérique, à 25°C. Calculer la masse de CO<sub>2</sub> produite.

Données :

$$\text{Masses molaires : } M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}; M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}; M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{Pouvoir calorifique : } PCI(CH_4) = 50 \text{ MJ.kg}^{-1}$$

Equation de réaction :



$$\text{Masse molaire du méthane } CH_4 : M = 1 * M(C) + 4 * M(H) = 12 + 4 = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

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

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

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

$$\text{Masse molaire du } CO_2 : M' = 1 * M(C) + 2 * M(O) = 12 + 2 * 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{Masse de } CO_2 \text{ produite (réaction totale) : } m' = n * M' = 44 \text{ g} = 44 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

**Puis : de 1 à 2 exercices proposés par le colleur.**

## Programme ATS

<b>7. Bilan d'énergie d'une transformation</b>	
Travail et transfert thermique reçu par un système. Système isolé mécaniquement. Système isolé thermiquement. Travail des forces de pression.	Calculer le travail des forces de pression reçu par un système au cours de transformations mécaniquement réversibles de nature monobare et isochore. Dans le cas d'un gaz parfait, déterminer le travail reçu au cours d'une transformation isotherme réversible. 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.
Transfert thermique. Puissance thermique. Paroi adiabatique.	Décrire qualitativement les modes de transfert thermique par conduction, convection et rayonnement. 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. Énergie interne U d'un système.	Expliquer en quoi le premier principe de la thermodynamique est un principe de conservation. Explicitier 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.
<b>8. Bilan enthalpique</b>	
Enthalpie H d'un système monophasé.  Capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée considérée incompressible et indilatable.	Définir l'enthalpie d'un système.  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.  <b>Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une capacité thermique.</b>
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.  Reconnaitre 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.  <b>Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une enthalpie de fusion.</b>
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 <sub>2</sub> produite lors du dégagement d'une énergie donnée par combustion complète d'un hydrocarbure, les données nécessaires étant fournies.