

# CPGE ATS

## Programme de colles – Semaine 4 (7 au 12 octobre 2024)

Chapitre étudié et questions de cours :

- T1 Formes d'énergie.
- T2 Transfert et conversion d'énergie – Premier Principe de la thermodynamique.

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 7 ci-après (pages 3 à 6)

### 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 $E_{TOT}$ :	$E_{TOT} = U + E_{c_{macro}} + E_{p_{ext}}$	avec $U$ énergie interne :	$U = E_{c_{micro}} + E_{p_{int}}$	
■ Bilan issu du 1 <sup>er</sup> principe :	$\Delta E_{TOT} = \Delta U + \Delta E_{c_{macro}} + \Delta E_{p_{ext}} = W + Q$	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 :	$W_p = -\int P dV$	Isobare ; ou monobare avec $P_i = P_f = P_{ext}$ :	$W_p = -p_{ext} \Delta V$ $\Delta H = Q_p + W_{\neq p}$

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

- **Capacités thermiques :**

Capacité thermique isochore  $C_v$  d'un système :  $C_v = \frac{dU}{dT}$  (en  $J.K^{-1}$ ),  
 Capacité thermique isobare  $C_p$  d'un système :  $C_p = \frac{dH}{dT}$  (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)  $\gamma$  :**  $\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{c_p}{c_v} = \frac{C_{p,m}}{C_{v,m}}$
  - **Capacités thermiques du gaz parfait :**  $C_v = \frac{nR}{\gamma-1}$  et  $C_p = \frac{\gamma nR}{\gamma-1}$  ; soit  
 $C_{v,m} = \frac{R}{\gamma-1}$  et  $C_{p,m} = \frac{\gamma R}{\gamma-1}$  ;  $c_v = \frac{R}{M(\gamma-1)}$  et  $c_p = \frac{\gamma R}{M(\gamma-1)}$
  - $\forall$  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 :  $PV^\gamma = cte$

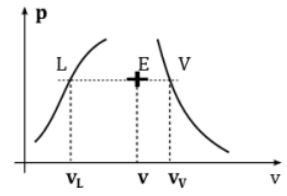
**Transitions de phase**

- **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  $\rightarrow$  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  $m_{12} = m_{2,F} - m_{2,I} = m_{tot}(x_{2,F} - x_{2,I})$



- 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<sup>3</sup>**)

**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) 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  $J \cdot K^{-1}$ ) du gaz connue.

1. Schéma : EI / EF

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

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

Equilibre 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.

### 3) 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.



- Définir le système. Justifier que la transformation peut être considérée comme adiabatique.
- 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 :

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

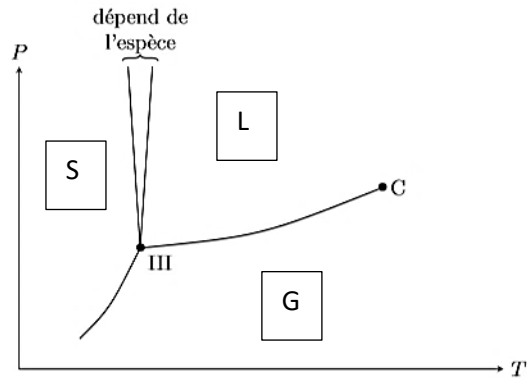
Gaz parfait d'où  $\Delta U = C_V \cdot \Delta T = C_V(T_f - T_i)$

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

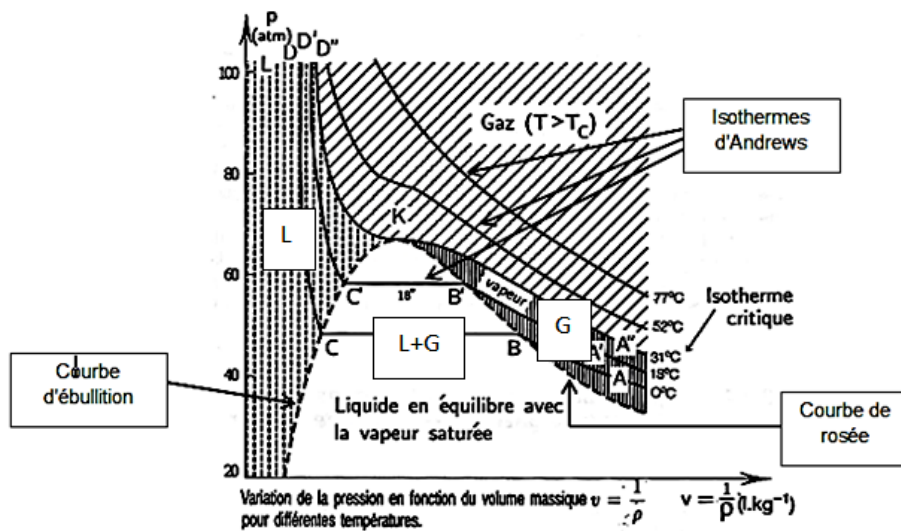
$$\text{D'où : } T_f = T_i + \frac{F}{C_V}(L_i - L_f)$$

Vérification homogénéité

- 4) 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.



- 5) 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.



### 6) 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  $\mu = 30$  g, on place une masse d'eau  $m_{eau} = 400$  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  $m_{fer} = 200$  g à  $T_{fer} = 85^\circ\text{C}$ . Après avoir laissé l'ensemble évoluer quelques minutes, on obtient un nouvel équilibre thermique à température  $T_{\text{éq}} = 7,9^\circ\text{C}$ .

En déduire la capacité thermique massique du fer.

Système = Eau + Fer + Calorimètre

Transformation monobare => Premier Principe avec l'enthalpie :

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

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

On en déduit :

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

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

Systeme = glaçon

Etat initial :

Etat final :

Solide, Temp  $T_1$   $\xrightarrow{\Delta H}$  Liquide, Temp  $T_2$

1<sup>er</sup> principe :  $\Delta H = W_{\text{eff}} + Q = Q$

H fonction d'état, donc indépendante du chemin suivi.

Transformation auxiliaire fictive :

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

Solide, Temp  $T_1$   $\xrightarrow{\Delta H}$  Liquide, Temp  $T_2$

$\Delta H_1 \downarrow$   $\Delta H_3 \uparrow$

Solide, Temp  $T_{\text{fusion}}$   $\xrightarrow{\Delta H_2}$  Liquide, Temp  $T_{\text{fusion}}$

$\Delta H = m c_{sol} (T_{\text{fusion}} - T_1) + m \Delta h_{\text{fusion}} + m c_l (T_2 - T_{\text{fusion}})$

$\Delta H = 5 \cdot 10^{-3} \times 2,1 \cdot 10^3 \times (0 - (-18)) + 5 \cdot 10^{-3} \times 3,3 \cdot 10^5 + 5 \cdot 10^{-3} \times 4,2 \cdot 10^3 (20 - 0)$

$\Delta H = 2,3 \cdot 10^3 \text{ J} = 2,3 \text{ kJ}$

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



# Programme ATS

## T1

Notions et contenus	Capacités exigibles
<b>5. Formes d'énergie</b>	
L'énergie fonction d'état Stockage de l'énergie	Citer différentes formes d'énergies et les paramètres les caractérisant ; énergie cinétique (vitesse), énergie potentielle (position), énergie électrostatique (tension), énergie magnétique (intensité)...
Énergie interne $U$ d'un système Capacité thermique à volume constant dans le cas d'un gaz parfait Capacité thermique à volume constant d'une phase condensée considérée indilatable et	Associer la modification de la température, le changement de phase d'un système, à la variation d'énergie interne. Utiliser le fait que l'énergie interne ne dépend que de la température pour un gaz parfait. Utiliser le fait que l'énergie interne ne dépend que de la température pour une phase condensée incompressible et indilatable.
<b>6. Transferts d'énergie</b>	
État d'équilibre d'un système	Proposer un jeu de paramètres d'état permettant de caractériser un état d'équilibre. Différencier un système ouvert d'un système fermé. Distinguer les grandeurs extensives et les grandeurs intensives.

## T2

incompressible	
Notion de thermostat	Décrire des thermostats naturels (atmosphère, fleuve, etc.) ou artificiels (pièce, compartiment frigorifique, etc.)
<b>6. Transferts d'énergie</b>	
État d'équilibre d'un système	Proposer un jeu de paramètres d'état permettant de caractériser un état d'équilibre. Différencier un système ouvert d'un système fermé. Distinguer les grandeurs extensives et les grandeurs intensives.
Transformations	Utiliser le vocabulaire usuel : isochoire, isotherme, monobare, isobare, adiabatique.
Travail des forces de pression	Distinguer la pression extérieure de la pression du système. Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans le cas où la pression extérieure et la pression du système sont égales. Différencier un transfert d'énergie de l'énergie interne fonction d'état.
Les transferts thermiques	Décrire qualitativement la conduction, la convection et le rayonnement. Proposer des solutions technologiques pour les diminuer ou les favoriser.
Puissances électrique, mécanique et thermique	Distinguer la puissance (dimensionnement d'une installation) et l'énergie (consommation ou production).
<b>7. Conservation de l'énergie</b>	
Premier principe de la thermodynamique en système fermé	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir le travail et le transfert thermique. Expliquer en quoi le premier principe de la thermodynamique est un principe de conservation.
Bilan énergétique pour un cycle diatherme	Écrire le bilan énergétique.
<b>8. Bilans enthalpiques</b>	
Enthalpie d'un système monophasé, capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée incompressible et indilatable.	Définir l'enthalpie d'un système. Exprimer le premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final.
Enthalpie de changement d'état d'un corps pur	Connaître le vocabulaire des changements d'état et le diagramme $(p, T)$ . Comparer les ordres de grandeurs des variations d'enthalpie des systèmes monophasés avec celles des changements d'état d'un corps pur. Calculer l'énergie récupérable lors d'un changement d'état d'un corps pur à pression constante.
<b>11. Utilisation d'un modèle</b>	
Modèle du gaz parfait	Calculer un paramètre avec l'équation d'état du gaz parfait. Utiliser, dans l'approximation où les capacités thermiques à pression constante et à volume constant sont constantes, la relation de Mayer et le coefficient isentropique. Citer quelques limites du modèle.
Diagramme de Clapeyron	Tracer un cycle dans l'approximation d'une transformation mécaniquement réversible.