

CPGE ATS

Programme de colles – Semaine 5 (14 au 19 octobre 2024)

Chapitre étudié et questions de cours :

- T2 Transfert et conversion d'énergie – Premier Principe de la thermodynamique.
- T3 Second Principe de la Thermodynamique

Pas de changement d'état (transition de phase) au programme.

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

2^{ème} question de cours : 1 des questions 1 à 8 ci-après (pages 3 à 7)

Relations générales

<ul style="list-style-type: none"> 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
<ul style="list-style-type: none"> Energie totale E_{TOT} : $E_{TOT} = U + E_{c_{macro}} + E_{p_{ext}}$ avec U énergie interne : $U = E_{c_{micro}} + E_{p_{int}}$ 	
<ul style="list-style-type: none"> Bilan issu du 1^{er} principe : $\Delta E_{TOT} = \Delta U + \Delta E_{c_{macro}} + \Delta E_{p_{ext}} = W + Q$ Cas usuel $\Delta U = W + Q$ <p>Avec $W = W_p + W_{\neq p}$ où $W_{\neq p}$ travail utile et W_p travail des forces de pression</p>	
<ul style="list-style-type: none"> 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 $P_i = P_f = P_{ext}$: $W_p = -p_{ext} \Delta V$ $\Delta H = Q_p + W_{\neq p}$

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

<ul style="list-style-type: none"> Capacités thermiques : <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 5px;"> <p>Capacité thermique isochore C_v d'un système : $C_v = \frac{dU}{dT}$ (en J.K⁻¹),</p> <p>Capacité thermique isobare C_p d'un système : $C_p = \frac{dH}{dT}$ (en J.K⁻¹).</p> </div>
<ul style="list-style-type: none"> 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 $c \approx cte$
<ul style="list-style-type: none"> Gaz parfaits : <ul style="list-style-type: none"> 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 : $C_v = \frac{nR}{\gamma-1}$ 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 $c_p = \frac{\gamma R}{M(\gamma-1)}$ ∇ 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 : $PV^\gamma = cte$

- 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 δW (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 (**m³**)

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.

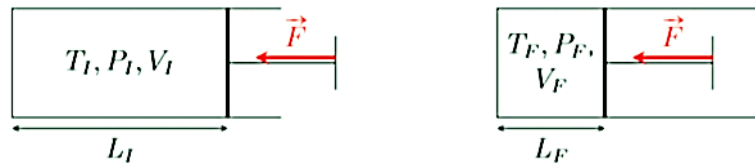
Premier Principe : $\Delta U = W + Q = Q$ et $\Delta U = C_V \cdot \Delta T = C_V(T_0 - T_i)$ car Gaz Parfait
D'où: $Q = C_V(T_0 - T_i)$

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.



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

4) 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 $T_{eq} = 7,9^\circ\text{C}$.

En déduire la capacité thermique massique du fer.

Système = Eau + Fer + Calorimètre

Transformation monobare => Premier Principe avec l'enthalpie :

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

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

On en déduit :

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

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

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

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

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

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

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

$$PV^\gamma = cte_1 \text{ (1)}$$

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

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

$$PV^\gamma = cte_1 \text{ (1)}$$

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

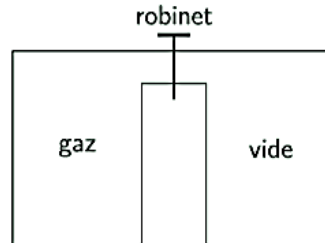
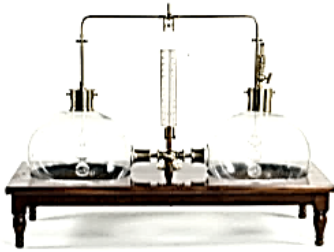
$$\text{On remplace dans (1)} : P \left(\frac{nRT}{P}\right)^\gamma = cte_1 \text{ c'est à dire } T^\gamma P^{1-\gamma} = \frac{cte_1}{(nR)^\gamma} = cte_3$$

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 :

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

7) 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 aussi raisonner sur 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 : $\Delta U = W + Q = 0 = C_V \Delta T$ 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) $\Delta S = \frac{nR}{\gamma-1} \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) + nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = nR \ln 2$
 $\Delta S = S_{\text{éch}} + S_{\text{créée}}$
Ici : $S_{\text{éch}} = \frac{Q}{T_{\text{ext}}} = 0$ d'où $S_{\text{créée}} = \Delta S = nR \ln 2$

8) Refroidissement d'un solide

Considérons un solide de masse m , sorti d'un four à la température T_f 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 mesobare et monotherme : Syst = machine
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 mesobare

\Rightarrow 1^{er} principe avec enthalpie.

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

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

Pour finir :

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

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

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

Programme ATS

T2

incompressible	
Notion de thermostat	Décrire des thermostats naturels (atmosphère, fleuve, etc.) ou artificiels (pièce, compartiment frigorifique, etc.)
6. Transferts d'énergie	
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 : isochore, 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).
7. Conservation de l'énergie	
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 ditherme	Écrire le bilan énergétique.
8. Bilans enthalpiques	
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.
11. Utilisation d'un modèle	
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.

T3

9. Second principe de la thermodynamique	
Le second principe $\sum \frac{Q_i}{T_i} \leq \Delta S$	Commenter la différence entre l'inégalité du second principe et l'égalité du premier.
La transformation idéale réversible	Identifier les causes d'irréversibilité. Définir une transformation isentropique.
11. Utilisation d'un modèle	
Loi de Laplace	Utiliser les lois de Laplace pour évaluer des pressions ou des températures dans le cas de compressions ou détentes de gaz parfait dans l'hypothèse adiabatique et mécaniquement réversible.