

# CPGE ATS

## Programme de colles – Semaine 3 (30 septembre au 5 octobre 2024)

### Chapitre étudié et questions de cours :

- T1 Formes d'énergie.
- T2 Transfert et conversion d'énergie – Premier Principe de la thermodynamique. **L'enthalpie et la calorimétrie n'ont pas été vues.**

**2 questions de cours par étudiant : 1 question de cours (parmi les questions 1 à 9), 1 « démo » (parmi les questions 10 à 14).**

### Réponses attendues en bleu.

- 1) Définir un système ouvert, un système fermé, un système isolé ; définir une grandeur extensive, une grandeur intensive.

Un **système ouvert** échange de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur.

Un **système fermé** n'échange pas de matière mais échange de l'énergie avec le milieu extérieur.

Un **système isolé** n'échange ni matière ni énergie avec le milieu extérieur.

**Grandeur extensive** : grandeur proportionnelle à la quantité de matière. Ex : Volume  $V$ , masse  $m$ .

**Grandeur intensive** : grandeur indépendante de la quantité de matière. Ex : Pression  $P$ , Température  $T$ , masse volumique  $\rho$ .

- 2) Equation d'état des gaz parfaits sous différentes formes ; unités.

Equation d'état des gaz parfaits :  $PV = nRT$

$P$  pression en Pa ;  $V$  volume en  $m^3$  ;  $n$  quantité de matière en mol ;  $T$  température en K

$R$  est appelée **constante de gaz parfaits**,  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

L'écriture précédente est appelée formulation **extensive**.

Autres écritures possibles, sous forme **intensive**, à savoir retrouver :

- En faisant apparaître le volume molaire  $V_m = \frac{V}{n}$  :  $PV_m = RT$
- En faisant apparaître le volume massique  $v = \frac{V}{m}$  et la masse molaire  $M = \frac{m}{n}$  :  $Pv = \frac{RT}{M}$

- 3) Donner les formes d'énergie d'un système.

L'énergie totale  $E_{TOT}$  d'un système est composée de son énergie mécanique  $E_m$  et de son énergie interne  $U$  :

$$E_{TOT} = E_m + U$$

L'énergie mécanique  $E_m$  est constituée de l'énergie cinétique macroscopique  $E_C$  et de l'énergie potentielle  $E_P$  liée aux actions extérieures :

$$E_m = E_{C\ macro} + E_{P\ ext}$$

L'énergie interne  $U$  est constituée de l'énergie cinétique microscopique (agitation des particules)  $E_{C\ micro}$  et de l'énergie potentielle interne (interactions moléculaires)  $E_{P\ int}$  :

$$U = E_{C\ micro} + E_{P\ int}$$

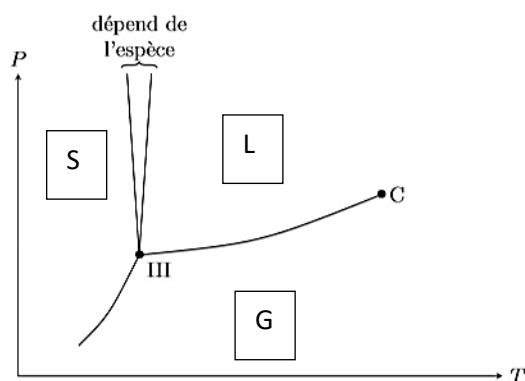
- 4) Définition de l'énergie interne  $U$  d'un système et de la capacité thermique à volume constant  $C_V$  du système. Energie interne et capacité thermique à volume constant d'un gaz parfait.

$$U = E_{C\ micro} + E_{P, int} \text{ et } C_V = \frac{dU}{dT} \text{ à volume constant}$$

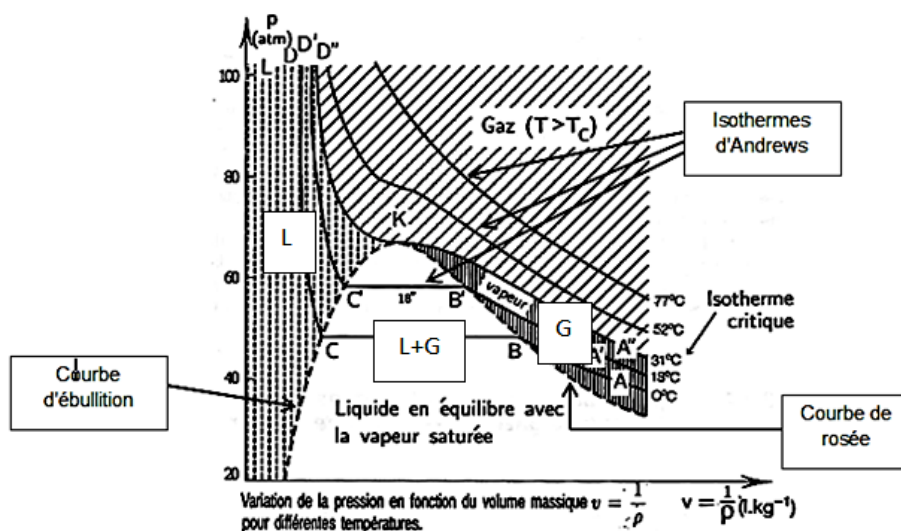
$$\text{Gaz parfait monoatomique : } U = \frac{3}{2}nRT \text{ et } C_V = \frac{3}{2}nR$$

$$\text{Gaz parfait polyatomique : } U = \frac{5}{2}nRT \text{ et } C_V = \frac{5}{2}nR$$

- 5) Diagramme de phase ( $P, T$ ) d'une espèce diphasée : **tracer l'allure du diagramme**, 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) Définir les transformations suivantes : isotherme, isobare, isochore, monotherme, monobare, mécaniquement réversible, quasi-statique, adiabatique.

Transformation **isotherme** : transformation à **température constante**,

Transformation **isobare** : transformation à **pression constante**,

Transformation **isochore** : transformation à **volume constant**.

Transformation **monotherme** : **température extérieure constante** au cours de la transformation,

Transformation **monobare** : **pression extérieure constante** au cours de la transformation.

Transformation **mécaniquement réversible** : Equilibre mécanique à chaque instant :

$$P_{\text{ystème}} = P_{\text{ext}} \text{ tout au long de la transformation.}$$

Transformation « **quasi-statique** » : transformation suffisamment lente pour que le système soit à tout moment en équilibre thermique et mécanique avec l'extérieur.

Transformation **adiabatique** : transformation au cours de laquelle le système n'échange pas d'énergie par transfert thermique ( $Q=0$ ).

- 8) 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 :

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

Avec :  $P_{\text{ext}}$  = 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 :

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

- Transformation **isochore** :  $V = \text{cte}$  d'où  $dV = 0$

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

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

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

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

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

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

- 9) Citer le **premier principe de la thermodynamique**, sous forme globale et sous forme infinitésimale.

Soit un **système fermé** évoluant entre 2 états initial (I) et final (F) et recevant de l'extérieur un transfert thermique  $Q$  et un travail  $W$  (grandeurs algébriques).

Soient  $\Delta E_m$  et  $\Delta U$  les variations d'énergie mécanique et interne du système au cours de l'évolution.

Le **bilan d'énergie** du système s'écrit :

$$\Delta E_{TOT} = \Delta E_m + \Delta U = W + Q$$

La variation d'énergie potentielle macroscopique est souvent nulle ou négligeable  $\Rightarrow$  Le **premier principe** s'écrit :

$$\Delta E_C + \Delta U = W + Q$$

Si le **système** est au **repos** (macroscopique), le premier principe s'écrit :

$$\Delta U = W + Q$$

- 10) On considère un pneumatique de voiture monté sur sa jante. On admettra que le pneu se comporte comme une enveloppe déformable, parfaitement étanche, qui délimite un volume qui reste toujours constant, et que le gaz qu'il contient se comporte comme un gaz parfait.

La pression dans ce pneumatique, mesurée à  $T_A = 20^\circ C$ , est  $p_A = 3,0 \text{ bar}$ ,  $V_A = 35 \text{ L}$ .

- Déterminer le nombre de moles de gaz contenues dans le pneu. On donne :  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .
- Quelle sera la pression dans le pneu pour une température du gaz à l'intérieur du pneu de  $T_B = 40^\circ C$  ?

- a) Equation d'état des gaz parfaits :  $P_A V_A = nRT_A$

$$\text{D'où : } n = \frac{P_A V_A}{RT_A} = \frac{3 \cdot 10^5 \cdot 35 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot (273+20)} = 4,4 \text{ mol}$$

- b)  $P_A V_A = nRT_A$  (1)

$$P_B V_B = nRT_B$$
 (2)

$$\frac{(2)}{(1)} : \frac{P_B V_B}{P_A V_A} = \frac{nRT_B}{nRT_A} \text{ d'où : } P_B = \frac{T_B}{T_A} \cdot \frac{V_A}{V_B} P_A = \frac{(273+40)}{(273+20)} \cdot \frac{35}{35} \cdot 3,0 = 3,2 \text{ bar}$$

- 11) 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  $c_v$ .

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

- a)  $C_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{dU}{dT} = \frac{3}{2} nR$  pour Ar ;  $C_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{dU}{dT} = \frac{5}{2} nR$  pour  $\text{O}_2$ .
- b)  $C_{vm} = \frac{C_v}{n} = \frac{3}{2} R$  pour Ar ;  $C_{vm} = \frac{C_v}{n} = \frac{5}{2} R$  pour  $\text{O}_2$ .
- c)  $c_v = \frac{C_v}{m} = \frac{3}{2} \frac{R}{M}$  pour Ar ;  $c_v = \frac{C_v}{m} = \frac{5}{2} \frac{R}{M}$  pour  $\text{O}_2$ .
- d) Pour 1 kg :  $\Delta u = c_v \cdot \Delta T = \frac{3}{2} \frac{R}{M}$  pour Ar ; on obtient  $3,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 Pour 1 kg :  $\Delta u = c_v \cdot \Delta T = \frac{5}{2} \frac{R}{M}$  pour  $\text{O}_2$  ; on obtient  $6,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

## 12) 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  $T_0$ .

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

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

- 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 :

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

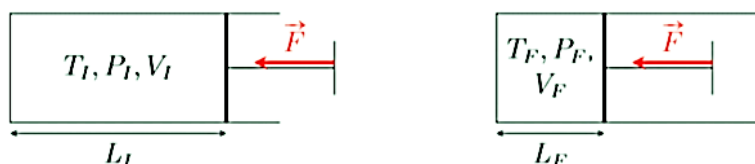
- $W = \int \delta W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{\text{ext}} \cdot dV = 0$  car transformation isochore.

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 :  $Q = C_V(T_0 - T_i)$

- 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.

## 13) 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

**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 : 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).
<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 ditherme	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.