

## Cours de physique 13 :

### Energie : Conversion et transfert



SAINTE CROIX  
SAINT EUVERTE

ORLÉANS

# TABLE DES MATIERES

PARTIE COURS .....	0
I. Premier principe de la thermodynamique .....	0
A. Énergie Interne (U).....	0
B. Transferts d'Énergie.....	0
C. Énoncé du Premier Principe.....	2
II. ENTHALPIE : LE CAS DES TRANSFORMATIONS MONOBARES .....	2
A. Variation de l'énergie interne pour une transformation monobare.....	2
B. Enthalpie .....	3
C. Variation de l'enthalpie pour une transformation monobare.....	3
D. Variation de l'enthalpie pour une transformation monobare et adiabatique.....	3
III. CAPACITES THERMIQUES.....	4
A. Capacités thermiques à volume constant.....	4
B. Capacités thermiques à pression constante.....	4
C. Variation de l'énergie interne a volume constant.....	4
D. Capacité thermique a volume constant $c_v$ .....	5
E. Variation de l'enthalpie a pression constante.....	5
F. Capacité thermique a pression constante $c_p$ .....	5
G. Le coefficient $\gamma$ .....	5
H. Variations de l'énergie interne et de l'enthalpie .....	6
Energie interne .....	6
Enthalpie .....	6
I. Variations de l'énergie interne et de l'enthalpie pour un gaz parfait.....	6
Variation de l'énergie interne pour un gaz parfait.....	6
Variation de d'enthalpie pour un gaz parfait .....	6
J. Capacites thermiques et relation de mayer pour le gaz parfait.....	6
Capacités thermiques.....	6
Relation de Mayer .....	7
Valeurs de $C_p$ et de $C_v$ .....	7
Valeurs du coefficient $\gamma$ .....	7
Expressions de $C_p$ et de $C_v$ en fonction de $\gamma$ .....	7
IV. CAPACITES THERMIQUES MASSIQUES .....	8
Pour les gaz .....	8
Pour les liquides .....	8
Pour les solides .....	8
b. Hypothèses au niveau des solides et des liquides.....	9
V. CALORIMETRIE.....	10
Méthode des mélanges .....	10
Méthodes électriques .....	11
PARTIE EXERCICE.....	13

# Chapitre 13

## Energie, conversion, transfert



<b>Notions et contenus</b>	<b>Capacités exigibles</b>	<b>autoévaluation</b>			
		<b>A</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>D</b>
<p>Énergie interne.</p> <p>Premier principe de la thermodynamique. Travail*. Transfert thermique*.</p> <p>Capacité thermique à volume constant. Cas des gaz parfaits et des phases condensées incompressibles et indilatables.</p>	<p>Caractériser qualitativement les différentes formes de transfert d'énergie.</p> <p>Réaliser le bilan énergétique d'un système subissant une transformation.</p>				
<p>Enthalpie.</p> <p>Capacité thermique à pression constante. Cas des gaz parfaits et des phases condensées incompressibles et indilatables.</p> <p>Expression admise du premier principe de la thermodynamique pour un système en évolution monobare.</p>	<p>Réaliser le bilan d'enthalpie d'un système subissant une transformation monobare.</p>				

# PARTIE COURS

## I. Premier principe de la thermodynamique

### A. Énergie Interne (U)

L'Énergie Interne (U) est une fonction d'état qui représente l'énergie totale stockée dans un système à l'échelle microscopique. Elle inclut l'énergie cinétique des molécules (agitation thermique) et l'énergie potentielle due aux interactions intermoléculaires et intramoléculaires.

### B. Transferts d'Énergie

Le système (le milieu que l'on étudie) peut échanger de l'énergie avec le milieu extérieur sous deux formes macroscopiques :

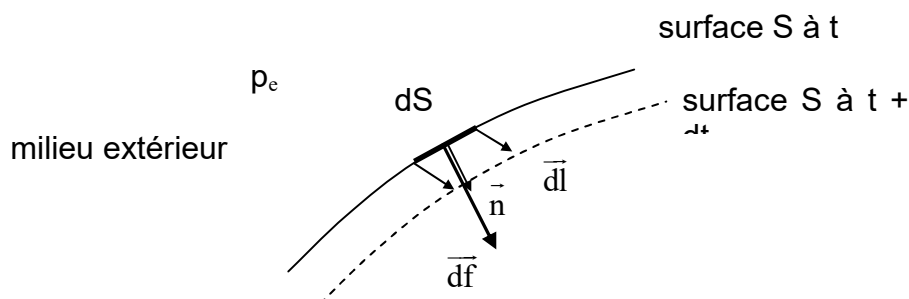
➔ **Travail (W)** : Transfert d'énergie lié à une force ou un déplacement macroscopique.

Exemples :

Attention, par convention :  $W > 0$  si le milieu extérieur **fourni** du travail au système (énergie reçue).

**Cas du travail lié aux forces de pression (pour le BTS seules les conséquences vous intéressent) :**

Soit un système délimité par la surface S



A  $t + dt$ , l'élément de surface  $dS$  s'est déplacé suivant  $\vec{dl}$

Le travail de la force pressante  $\vec{df}$  exercée par le milieu extérieur sur l'élément de surface  $dS$  est égal à :

$$\delta W = \vec{df} \cdot \vec{dl} = p_e dS \vec{n} \cdot \vec{dl}$$

Comme  $d\vec{S} \cdot \vec{n} \cdot d\vec{l} = -dV$

$$\delta W = -p_e dV$$

Le travail des forces pressantes est positif si le volume diminue et négatif si le volume augmente.

Entre les instants  $t_1$  et  $t_2$  correspondants aux états 1 et 2 et aux volumes  $V_1$  et  $V_2$  du système :

$$W = \int_{V_1}^{V_2} -p_e dV$$

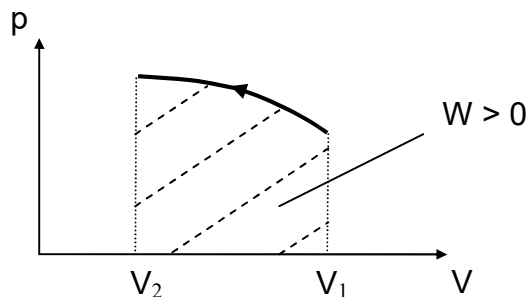
- Si la transformation est isochore :

$$W = 0$$

- Si la pression  $p_e$  reste constante au cours de la transformation :

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

Représentation de la transformation en coordonnées de Clapeyron :



$W$  correspond à l'aire hachurée comptée positivement pour une transformation se faisant dans le sens droite gauche ( $V_1 > V_2$ )

- Si la transformation est isobare, la pression du système  $p_0$  est égale à la pression extérieure au début et à la fin de la transformation et :

$$W = -p_0 (V_2 - V_1) \quad \text{avec } p_0 = p_e$$

➔ **Transfert Thermique (Q) (ou Chaleur)** : Transfert d'énergie dû à une différence de température.

Exemples :

Attention, par convention :  $Q > 0$  si le milieu extérieur **fournit** du transfert thermique au système (énergie reçue).

### C. Énoncé du Premier Principe

Le Premier Principe de la Thermodynamique est le principe de **conservation de l'énergie** pour un système fermé (pas d'échange de matière).

**Variation de l'énergie interne ( $\Delta U$ ) d'un système fermé est égale à la somme du travail (W) et du transfert thermique (Q) échangés avec le milieu extérieur.**

$$\Delta U = W + Q$$

- $\Delta U$  : en Joules (J)
- $W$  : en Joules (J)
- $Q$  : en Joules (J)

## II. ENTHALPIE : LE CAS DES TRANSFORMATIONS MONOBARES

Les forces de pression sont les seules forces extérieures appliquées au système.

### A. Variation de l'énergie interne pour une transformation monobare

Pour une transformation monobare, la pression extérieure est constante et elle est égale à la pression du système au début et à la fin de la transformation.

Comme  $p_e = C^{te}$  :  $W = - p_e (V_2 - V_1)$

Comme  $p_e = p_1 = p_2$

↗		↖
pression du système à l'état initial		pression du système à l'état final

W peut s'écrire sous la forme :  $W = p_1 V_1 - p_2 V_2$

La chaleur est échangée à pression extérieure constante et elle est notée  $Q_p$ .

D'après le premier principe  $U_2 - U_1 = p_1 V_1 - p_2 V_2 + Q_p$  ce qui s'écrit encore :

$$(U_2 + p_2 V_2) - (U_1 + p_1 V_1) = Q_p$$

La chaleur échangée à « pression extérieure constante » est égale à la variation de la quantité  $U + p V$ .

### **B. Enthalpie**

$U + p V$  est par définition l'enthalpie  $H$  du système :

$$H = U + p V \quad H \text{ en J}$$

$H$  comme  $U$  est une fonction d'état ( $U$  est une fonction d'état comme  $p V$ ).

La variation de  $H$ ,  $\Delta H$  ne dépend pas du chemin suivi pour passer de l'état 1 à l'état 2.

Remarque : pour un cycle,  $\Delta H = 0$ .

### **C. Variation de l'enthalpie pour une transformation monobare**

Pour une transformation monobare, la variation d'enthalpie du système ( $S$ ) est égale à la chaleur échangée à pression extérieure constante  $Q_p$ .

$$H_2 - H_1 = Q_p$$

$Q_p$  : chaleur échangée de façon monobare ou à « pression extérieure constante »

Remarque :  $Q_p$  ne dépend pas du chemin suivi.

Comme une transformation isobare est monobare, les résultats obtenus s'appliquent aux réactions isobares.

### **D. Variation de l'enthalpie pour une transformation monobare et adiabatique**

$$H_2 - H_1 = 0$$

Une transformation monobare et adiabatique est isenthalpique.

### III. CAPACITES THERMIQUES

Par définition, la capacité thermique  $C$  vérifie l'expression :  $\delta Q = C dT$

Pour déterminer  $C$ , il faut connaître les conditions d'échauffement ( $dT$  et  $dV$  par exemple). A chaque mode d'échauffement correspond une capacité thermique  $C$ .

#### A. Capacités thermiques à volume constant

La capacité thermique à volume constant est notée  $C_v$  pour préciser que la transformation a lieu à volume constant.

Pour un corps homogène de masse  $m$ , on appelle capacité thermique massique à volume constant la quantité  $c_v$  telle que :

$$C_v = m c_v \quad c_v \text{ en } J K^{-1} kg^{-1}$$

Soit  $n$  le nombre de moles, la capacité thermique molaire est donnée par :

$$C_v = n C_v^m \quad C_v^m \text{ en } J K^{-1} mol^{-1}$$

Remarque :  $C_v^m = M c_v$  avec  $M$  : masse molaire

#### B. Capacités thermiques à pression constante

La capacité thermique à pression constante est notée  $C_p$  pour préciser que la transformation a lieu à pression constante.

Pour un corps homogène de masse  $m$ , on appelle capacité thermique massique à pression constante la quantité  $c_p$  telle que :

$$C_p = m c_p \quad c_p \text{ en } J K^{-1} kg^{-1}$$

Soit  $n$  le nombre de moles, la capacité thermique molaire est donnée par :

$$C_p = n C_p^m \quad C_p^m \text{ en } J K^{-1} mol^{-1}$$

Remarque :  $C_p^m = M c_p$  avec  $M$  : masse molaire

#### C. Variation de l'énergie interne a volume constant

A volume constant :  $dU = \delta Q_v$

$$\rightarrow dU = \delta Q_v = C_v dT$$

$$\rightarrow \Delta U = Q_v = C_v \Delta T \quad (\text{avec } C_v \text{ constant dans la plage de variation étudiée})$$



#### D. Capacité thermique à volume constant $c_v$

$$dU = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV \quad \text{avec } U(T, V)$$

A volume constant,  $dV = 0$  et  $dU = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT$

A volume constant :  $dU = \delta Q_v = C_v dT$

$$\rightarrow C_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad C_v \text{ en J K}^{-1}$$

Remarque :  $C_v$  est une fonction de  $T$  et de  $V$ .

#### E. Variation de l'enthalpie à pression constante

A pression constante :  $dH = \delta Q_p$

$$\rightarrow dH = \delta Q_p = C_p dT$$

$$\rightarrow \Delta H = Q_p = C_p \Delta T \quad (\text{avec } C_p \text{ constant dans la plage de variation étudiée})$$

#### F. Capacité thermique à pression constante $c_p$

$$dH = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p dT + \left( \frac{\partial H}{\partial p} \right)_T dp \quad \text{avec } H(T, p)$$

A pression constante,  $dp = 0$  et  $dH = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p dT$

A pression constante :  $dH = \delta Q_p = C_p dT$

$$\rightarrow C_p = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \quad C_p \text{ en J K}^{-1}$$

Remarque :  $C_p$  est une fonction de  $T$  et de  $p$ .

#### G. Le coefficient $\gamma$

Par définition, le coefficient  $\gamma$  est égal à :

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Ce coefficient est sans dimension.

Il a aussi comme expression :  $\gamma = \frac{C_p^m}{C_v^m} = \frac{c_p}{c_v}$

## H. Variations de l'énergie interne et de l'enthalpie

### Energie interne

$$dU = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V dT + \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV \text{ ou encore comme } \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = C_v :$$

$$dU = C_v dT + \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV$$

### Enthalpie

$$dH = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p dT + \left( \frac{\partial H}{\partial p} \right)_T dp \text{ ou encore, comme } \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p = C_p :$$

$$dH = C_p dT + \left( \frac{\partial H}{\partial p} \right)_T dp$$

## I. Variations de l'énergie interne et de l'enthalpie pour un gaz parfait

### Variation de l'énergie interne pour un gaz parfait

Pour un gaz parfait, U ne dépend que de la température (1<sup>ère</sup> loi de Joule) et

$$\left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_T = 0$$

$$\rightarrow dU = C_v dT$$

Pour un gaz parfait, la variation d'énergie interne est égale à  $dU = C_v dT$

$$\Delta U = C_v \Delta T \quad (\text{avec } C_v \text{ constant dans la plage de variation étudiée})$$

### Variation de l'enthalpie pour un gaz parfait

Pour un gaz parfait, H ne dépend que de la température (2<sup>ème</sup> loi de Joule) et

$$\left( \frac{\partial H}{\partial p} \right)_T = 0$$

$$\rightarrow dH = C_p dT$$

Pour un gaz parfait, la variation d'enthalpie est égale à  $dH = C_p dT$

$$\Delta H = C_p \Delta T \quad (\text{avec } C_p \text{ constant dans la plage de variation étudiée})$$

## J. Capacités thermiques et relation de Mayer pour le gaz parfait

### Capacités thermiques

Pour un gaz parfait,  $C_v = \frac{dU}{dT}$ .  $C_v$  ne dépend que de T.

Pour un gaz parfait,  $C_p = \frac{dH}{dT}$ .  $C_p$  ne dépend que de  $T$ .

### Relation de Mayer

$$H = U + p V = U + n R T \quad \text{et} \quad \frac{dH}{dT} = \frac{dU}{dT} + n R$$

$$\rightarrow C_p - C_v = n R \quad \text{qui est la relation de Mayer pour un gaz parfait}$$

Cette relation s'écrit encore sous la forme :

$$C_p^m - C_v^m = R$$

La différence des capacités thermiques molaires d'un gaz parfait à pression et à volume constants est égale à la constante  $R$  des gaz parfaits.

### Valeurs de $C_p$ et de $C_v$

Pour un gaz parfait monoatomique :  $U = \frac{3}{2} n R T$

$$\rightarrow C_v^m = \frac{3}{2} R \quad \text{et} \quad C_p^m = \frac{5}{2} R$$

Pour un gaz parfait diatomique à température ordinaire :  $U = \frac{5}{2} n R T$

$$\rightarrow C_v^m = \frac{5}{2} R \quad \text{et} \quad C_p^m = \frac{7}{2} R$$

### Valeurs du coefficient $\gamma$

$$\gamma = \frac{5}{3} = 1,67 \quad \text{pour un gaz parfait monoatomique}$$

$$\gamma = \frac{7}{5} = 1,4 \quad \text{pour un gaz parfait diatomique à température ordinaire}$$

### Expressions de $C_p$ et de $C_v$ en fonction de $\gamma$

$$\text{Comme } \gamma = \frac{C_p}{C_v} \quad \text{et} \quad C_p - C_v = n R$$

$$C_v = \frac{1}{\gamma - 1} n R \quad C_p = \frac{\gamma}{\gamma - 1} n R$$

$$\text{ou encore, comme } \gamma = \frac{C_p^m}{C_v^m} \quad \text{et} \quad C_p^m - C_v^m = R :$$

$$C_v^m = \frac{1}{\gamma - 1} R \quad C_p^m = \frac{\gamma}{\gamma - 1} R$$

## IV. CAPACITES THERMIQUES MASSIQUES

### Pour les gaz

$c_p$  et  $c_v$  sont différents. Pour tous les gaz :  $c_p > c_v$

Les capacités thermiques sont proches de celles du modèle du gaz parfait dans les conditions ordinaires, à savoir :

$$M c_v = \frac{3}{2} R \quad \text{et} \quad M c_p = \frac{5}{2} R \quad \text{pour un gaz parfait monoatomique } (\gamma = 1,67)$$

$$M c_v = \frac{5}{2} R \quad \text{et} \quad M c_p = \frac{7}{2} R \quad \text{pour un gaz parfait diatomique } (\gamma = 1,4)$$

### Pour les liquides

$c_p$  et  $c_v$  sont à peu près identiques.

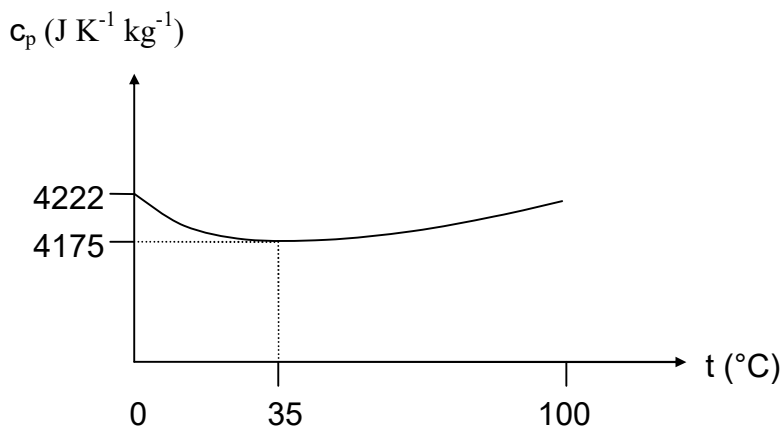
$c_p$  et  $c_v$  dépendent peu de la température.

Pour de nombreux liquides,  $c_p$  est de l'ordre de  $2000 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$ .

#### 1. Cas de l'eau

L'eau est le liquide dont la capacité thermique est la plus élevée.

Elle passe par un minimum égal à  $4175 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$  à  $35^\circ \text{C}$ .



Remarque : la capacité thermique de l'eau est nettement plus élevée que celle des autres liquides et elle constitue un fluide caloporteur de grand intérêt.

### Pour les solides

$c_p$  et  $c_v$  sont à peu près identiques.

Influence de la nature du corps

Sauf pour les éléments légers (B, C,...), la capacité thermique molaire  $C_p^m = M c_p$  est sensiblement la même pour tous les solides dans les conditions ordinaires :

$$C_p^m = M c_p \approx 25 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

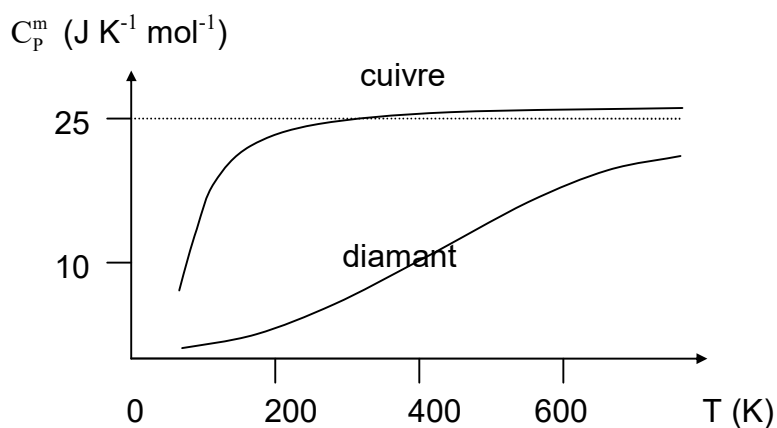
C'est la règle de Dulong et Petit

Tableau 2 : valeurs de  $c_p$  et de  $C_p^m = M c_p$  pour quelques corps simples dans les CNTP

corps simple	$c_p$ (J K <sup>-1</sup> kg <sup>-1</sup> )	$C_p^m$ (J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> )
C (diamant)	512	6,0
Al	896	24,2
Cu	385	24,5
Fe	460	25,8
Ag	230	24,8

### Influence de la température

A l'exception des éléments légers ( B, C,...),  $c_p$  et  $c_v$  dépendent peu de la température à partir de  $T \approx 273$  K.



### b. Hypothèses au niveau des solides et des liquides

Dans les conditions ordinaires, nous ferons les hypothèses suivantes pour les solides et les liquides :

$$c_p \approx c_v \approx c$$

$$dH = dU = m c dT$$

$c$  sera en général constant dans la plage de variation étudiée et :

$$\Delta H = \Delta U = m c \Delta T$$

Remarque : les capacités thermiques seront données sans préciser s'il s'agit de capacités thermiques à volume constant ou à pression constante.

## V. CALORIMETRIE

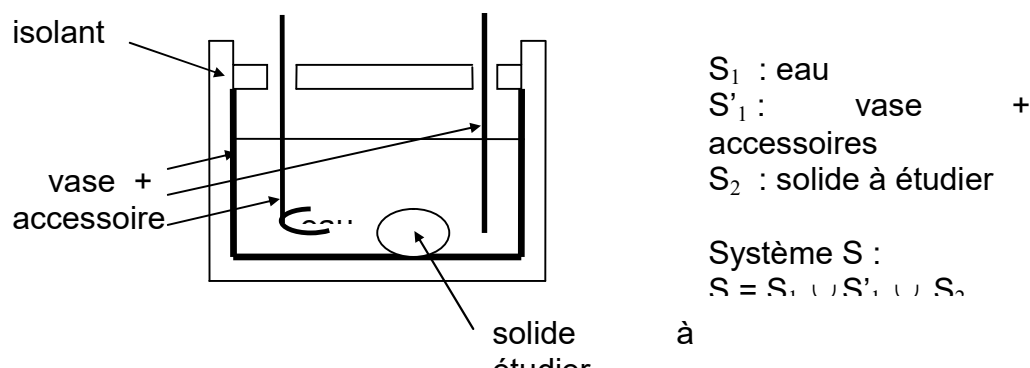
La calorimétrie est la mesure des quantités de chaleur ou des transferts thermiques. Ces mesures permettent d'accéder aux capacités thermiques, aux chaleurs de réaction,...

Elles sont réalisées dans des récipients calorifugés appelés calorimètres.

Plusieurs méthodes sont utilisées. Quelques unes sont présentées dans ce paragraphe à titre d'exemple.

### Méthode des mélanges

Elle consiste à effectuer un échange thermique entre le solide à étudier et un liquide dont les propriétés physiques sont connues.



On désigne par  $\Delta H_1$ ,  $\Delta H'_1$  et  $\Delta H_2$  les variations d'enthalpie de  $S_1$ ,  $S'_1$  et  $S_2$  et par  $\Delta H$  la variation d'enthalpie de S.

Bilan énergétique entre l'état initial avec l'eau, le calorimètre à  $T_1$  et le solide à  $T_2$  et l'état final avec l'eau, le calorimètre et le solide à  $T_f$  :

$$\Delta H = 0 \quad (\text{l'ensemble évolue à pression constante})$$

$$\rightarrow \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H'_1 + \Delta H_2 = 0$$

$$\rightarrow m c_e (T_f - T_1) + K (T_f - T_1) + m_2 c_2 (T_f - T_2) = 0$$

$m$  : masse de  
 $c_e$  : capacité thermique massique de l'eau  
 $K$  : capacité thermique du calorimètre  
 $m_2$  : masse du solide  
 $c_2$  : capacité thermique massique du

$$\rightarrow c_2 = \frac{(m c_e + K)(T_f - T_1)}{m_2 (T_2 - T_f)}$$

Si  $K$  est inconnu, on le détermine en réalisant une expérience préliminaire (en remplaçant par exemple le solide à étudier par une masse connue d'eau)

Soit  $\mu$  la valeur en eau du calorimètre,  $\mu$  vérifie la relation :  $K = \mu c_e$ .

En utilisant  $\mu$ , la relation trouvée précédemment s'écrit :  $c_2 = \frac{(m + \mu) c_e (T_f - T_1)}{m_2 (T_2 - T_f)}$

Cette méthode s'applique aussi aux mesures d'enthalpie de changements d'état et de réactions.

### Méthodes électriques

- Méthodes électriques

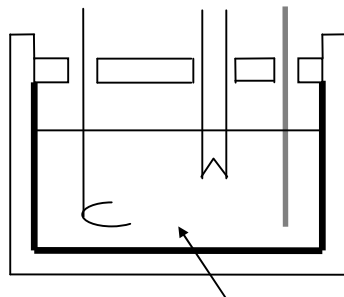
Elles consistent à effectuer un échange thermique entre une résistance chauffante et le liquide à étudier ou encore entre une résistance chauffante, un liquide (dont les propriétés physiques sont connues) et le solide à étudier.

La chaleur  $Q$  est apportée par effet Joule avec une résistance.

$Q$  est déterminé en mesurant  $U$  et  $I$  au cours du temps :  $Q = \int U I dt$ .

Si la puissance délivrée  $P = U I$  est constante,  $Q = P t$ .

- Mesure de la capacité thermique d'un liquide



$S_1$  : liquide à étudier  
 $S'_1$  : vase +  
 accessoires

Système  $S$  :  
 $S = S_1 \cup S'_1$

liquide à étudier

On désigne par  $\Delta H_1$  et  $\Delta H'_1$  les variations d'enthalpie de  $S_1$  et  $S'_1$  et par  $\Delta H$  la variation d'enthalpie de  $S$ .

Bilan énergétique pendant me temps  $t$  de chauffe :

$$\Delta H = Q \quad (\text{l'ensemble évolue à pression constante})$$

$$\rightarrow \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H'_1 = Q$$

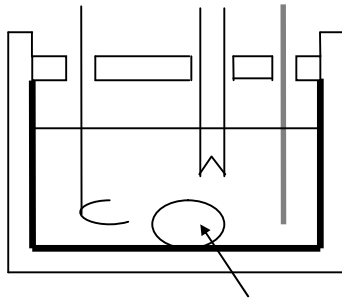
$$\rightarrow m_1 c_1 (T_f - T_i) + K (T_f - T_i) = Q$$

$m_1$  : masse du liquide  
 $c_1$  : capacité thermique massique du liquide  
 $K$  : capacité thermique du calorimètre  
 $Q$  : chaleur apportée par la résistance

$$\rightarrow c_1 = \frac{Q - K (T_f - T_i)}{m_1 (T_f - T_i)}$$

- Mesure de la capacité thermique d'un solide

Dans ce cas, le liquide (le plus souvent l'eau) a des propriétés physiques connues.



$S_1$  : eau  
 $S'_1$  : vase +  
 accessoires  
 $S_2$  : solide à étudier

Système : S  
 $S = S_1 \cup S'_1 \cup S_2$

solide à étudier

On désigne par  $\Delta H_1$ ,  $\Delta H'_1$  et  $\Delta H_2$  les variations d'enthalpie de  $S_1$ ,  $S'_1$ , et  $S_2$  et par  $\Delta H$  la variation d'enthalpie de S.

Bilan énergétique pendant le temps t de chauffe :

$$\Delta H = Q \quad (\text{l'ensemble évolue à pression constante})$$

$$\rightarrow \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H'_1 + \Delta H_2 = Q$$

$$\rightarrow m c_e (T_f - T_i) + K (T_f - T_i) + m_2 c_2 (T_f - T_i) = Q$$

masse de  $\nearrow$   $\nearrow$   $\nearrow$   $\nearrow$   $\nearrow$   
 capacité thermique  $\nearrow$   $\nearrow$   $\nearrow$   $\nearrow$   $\nearrow$   
 massique de l'eau du calorimètre du solide massique du

$$\rightarrow c_2 = \frac{Q - (m c_e + K) (T_f - T_i)}{m_2 (T_f - T_i)} = \frac{Q}{m_2 (T_f - T_i)} - \frac{m c_e + K}{m_2}$$

Les méthodes électriques peuvent conduire à des pertes thermiques non négligeables. Pour obtenir des résultats précis, on peut ou estimer les pertes thermiques ou faire en sorte qu'elles soient nulles en centrant la plage de variation des températures sur la température ambiante.

- Méthode de comparaison

Utilisons cette méthode pour un solide par exemple. L'expérience précédente est réalisée en travaillant avec une puissance constante P et en se contentant de relever la température  $T_f$  ainsi que la durée de chauffe t.

On renouvelle l'expérience avec la même puissance P, mais en remplaçant le solide par une masse  $m'_2$  d'eau et on relève le temps t' pour atteindre la température  $T_f$ .

L'objectif est d'arriver à un temps t' égal au temps t en ajustant la masse  $m'_2$  d'eau.

Lorsque la masse  $m'_2$  satisfait à la condition t' = t :

$$m'_2 c_e = m_2 c_2$$

$$\rightarrow c_2 = \frac{m'_2}{m_2} c_e$$

L'intérêt de cette méthode est de ne pas entrainer d'erreur sur le résultat à cause des pertes thermiques.



## PARTIE EXERCICE

### EXERCICE 1 : 1<sup>er</sup> PRINCIPE

Au cours d'une transformation d'un système fermé, l'énergie interne augmente de 60 kJ. Le système reçoit un travail de 100 kJ. Quel est le transfert thermique ? Dans quel sens s'effectue-t-il ?

### EXERCICE 2 : ECHANGE THERMIQUE

Au cours d'une transformation d'un système (fermé), l'échange thermique a pour valeur

$Q = -100$  kJ et le travail a pour valeur  $W = 80$  kJ

Le système reçoit de la chaleur	vrai	faux
Le système fournit du travail à l'extérieur	vrai	faux
$\Delta U = 20$ kJ	vrai	faux

### EXERCICE 3 : TRANSFORMATIONS

$n$  moles d'air, considéré comme un gaz parfait, passent de l'état 1 à l'état 2.

A l'état 1 :  $p_1 = 1$  bar,  $V_1 = 2$  m<sup>3</sup>,  $T_1 = 625$  K

On note :  $p_2$  la pression à l'état 2,  $V_2$  le volume à l'état 2,  $T_2$  la température à l'état 2,  $W$  le travail échangé entre l'état 1 et l'état 2,  $Q$  la chaleur échangée entre l'état 1 et l'état 2,  $\Delta U$  la variation d'énergie interne et  $\Delta H$  la variation d'enthalpie.

Pour l'air, considéré comme un gaz parfait,  $U = \frac{5}{2} n R T$

1) A volume constant, la pression passe de 1 bar à 2 bar

Compléter le tableau 1 et représenter la transformation en coordonnées de Clapeyron

2) A pression constante, le volume passe de 2 m<sup>3</sup> à 1 m<sup>3</sup>

Compléter le tableau 2 et représenter la transformation en coordonnées de Clapeyron

3) A température constante, le volume passe de 2 m<sup>3</sup> à 1 m<sup>3</sup>

Compléter le tableau 3 et représenter la transformation en coordonnées de Clapeyron

Données : Pour une transformation isotherme :  $W = n R T_1 \ln \frac{V_1}{V_2} = p_1 V_1 \ln \frac{V_1}{V_2}$

1 bar = 10<sup>5</sup> Pa

$T = 273,15 + t$  avec  $T$  en K et  $t$  en °C.

TABLEAU 1

nature de la transformation :			
$p_2$ bar	=	$\Delta U$ kJ	=
$V_2$ $m^3$	=	$W$ kJ	=
$T_2 =$	K	$Q$ kJ	=
$t_2 =$	$^{\circ}C$	$\Delta H$ kJ	=

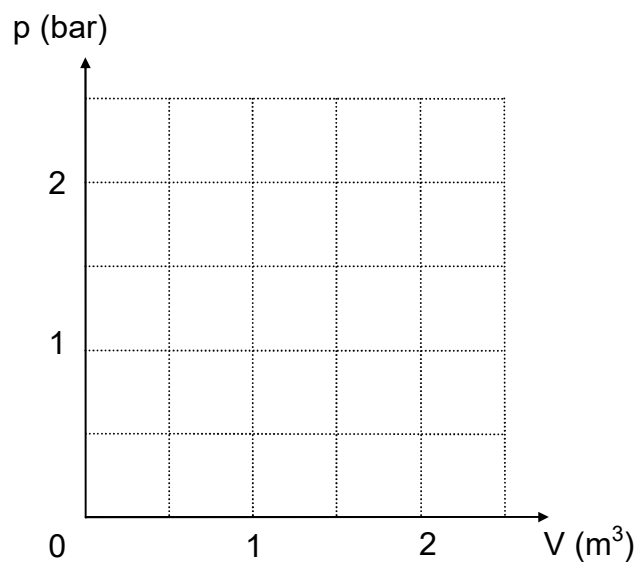


TABLEAU 2

nature de la transformation :			
$p_2$ bar	=	$\Delta U$ kJ	=
$V_2$ $m^3$	=	$W$ kJ	=
$T_2 =$	K	$Q$ kJ	=
$t_2 =$	$^{\circ}C$	$\Delta H$ kJ	=

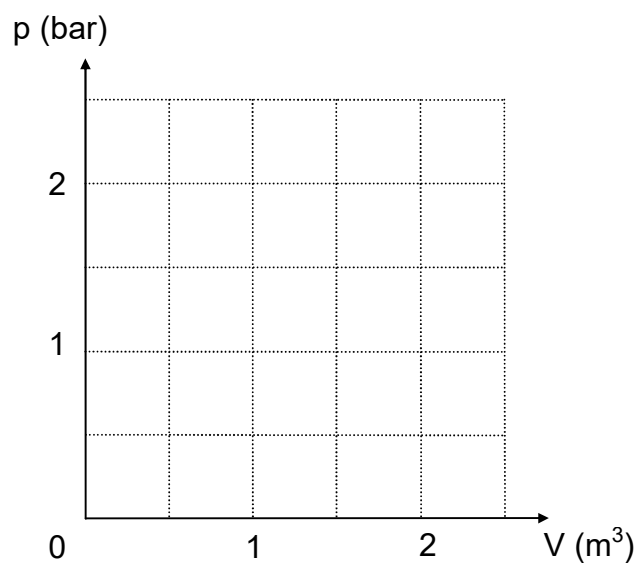
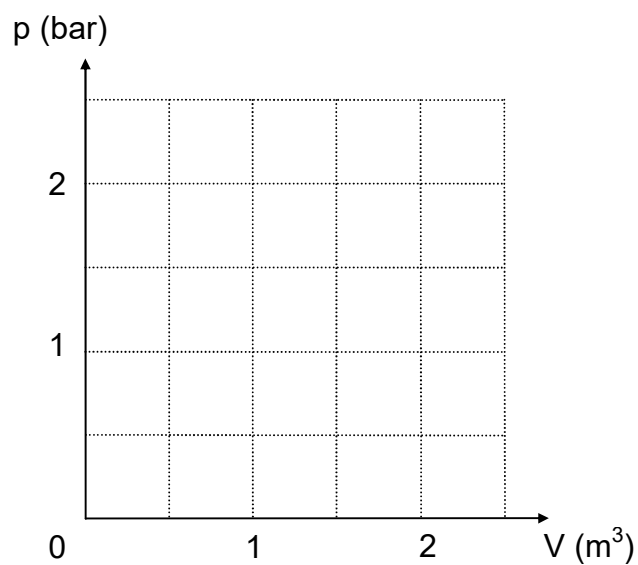


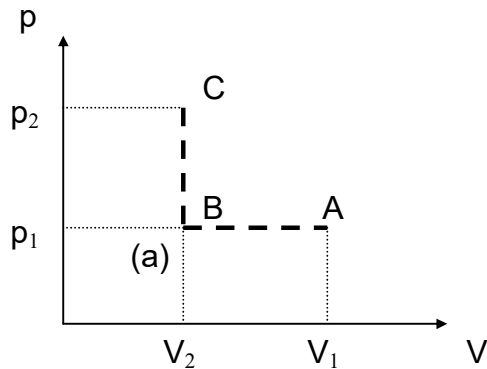
TABLEAU 3

nature de la transformation :			
$p_2$ bar	=	$\Delta U$ kJ	=
$V_2$ $m^3$	=	$W$ kJ	=
$T_2 =$	K	$Q$ kJ	=
$t_2 =$	$^{\circ}C$	$\Delta H$ kJ	=



#### EXERCICE 4 : TRANSFORMATIONS DE A VERS C

$n$  moles d'air, considéré comme un gaz parfait, passent de l'état 1 à l'état 2 en suivant le chemin réversible (a) tel que représenté sur la figure ci-dessous :



$$V_1 = 25 \text{ L}$$

$$V_2 = 15 \text{ L}$$

$$p_1 = 1,0 \text{ bar}$$

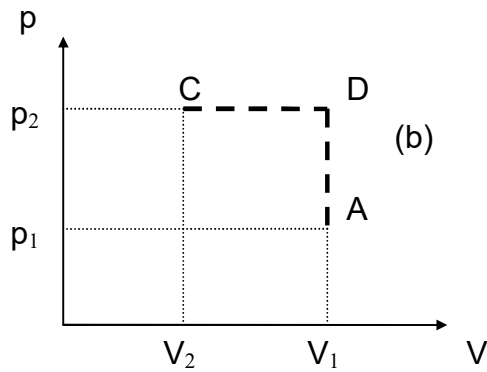
$$p_2 = 2,5 \text{ bar}$$

$$n R = 10 \text{ SI}$$

Pour l'air, considéré comme un gaz parfait,  $U = \frac{5}{2} n R T$

A quel type de coordonnées correspond la figure ?	coordonnées
A quel type de transformation correspond la transformation AB ?	transformation
A quel type de transformation correspond la transformation BC ?	transformation
Calculer (en J) le travail échangé $W$ pour passer de l'état 1 à l'état 2 .	$W =$ J
Calculer (en K) la température $T_A$ en A	$T_A =$ K
Calculer (en K) la température $T_B$ en B	$T_B =$ K
Calculer (en K) la température $T_C$ en C	$T_C =$ K
Calculer (en J) la variation d'énergie interne $\Delta U$ entre l'état 1 à l'état 2 .	$\Delta U =$ J
Calculer (en J) la chaleur $Q$ échangée entre l'état 1 et l'état 2.	$Q =$ J

- L'air passe maintenant de l'état 1 à l'état 2 en suivant le chemin réversible (b) tel que représenté sur la figure ci-dessous :



$$V_1 = 25 \text{ L}$$

$$V_2 = 15 \text{ L}$$

$$p_1 = 1,0 \text{ bar}$$

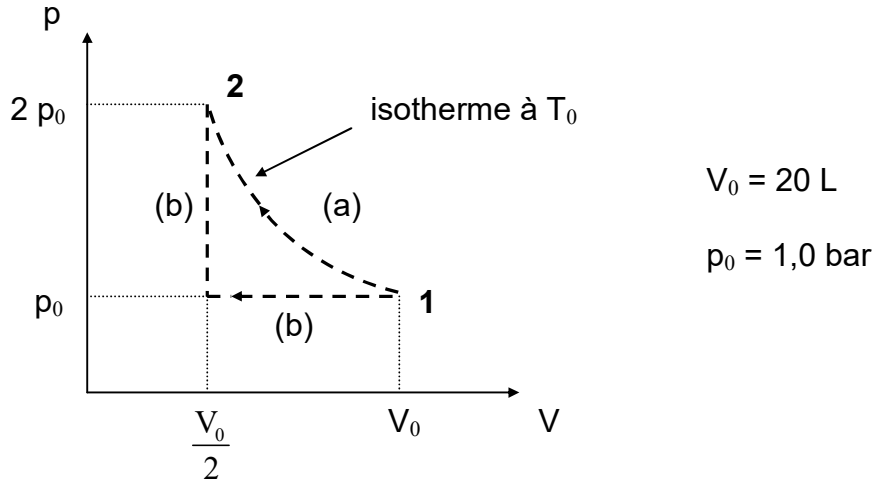
$$p_2 = 2,5 \text{ bar}$$

Calculer (en J) le travail échangé $W$ pour passer de l'état 1 à l'état 2 .	$W =$ J	
Ce travail est égal à celui trouvé précédemment en utilisant le chemin (a)	vrai	faux
La variation d'énergie interne est égale à celle trouvée précédemment en utilisant le chemin (a)	vrai	faux

Données:  $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

### EXERCICE 5 : CHEMIN (a) ET CHEMIN (b)

Une mole d'air, considéré comme un gaz parfait, passe de l'état 1 à l'état 2 de façon réversible en suivant le chemin (a) ou le chemin (b) tel que représenté sur la figure ci-dessous :



Pour l'air, considéré comme un gaz parfait,  $U = \frac{5}{2} n R T$

- 1) Calculer la variation d'énergie interne pour chaque chemin
- 2) Calculer le travail  $W_b$  échangé avec le chemin (b).
- 3) Calculer la chaleur échangée  $Q_b$  avec le chemin (b).
- 4) Le travail  $W_a$  échangé avec le chemin (a) est égal à :  $W_a = p_0 V_0 \ln 2$ .  
Calculer  $W_a$ .
- 5) Calculer la chaleur échangée  $Q_a$  avec le chemin (a).

Données :  $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$   $\ln 2 = 0,69$

### EXERCICE 1 : CHAUFFAGE A VOLUME CONSTANT ET A PRESSION CONSTANTE

Un système formé d'air occupe un volume  $V_0 = 50 \text{ m}^3$  à la pression  $p_0 = 1 \text{ bar}$  et à la température  $T_0 = 0^\circ\text{C}$ . L'air est considéré comme un gaz parfait.

Quelle quantité de chaleur faut-il fournir au système pour faire passer sa température de  $0^\circ\text{C}$  à  $20^\circ\text{C}$

- 1) à volume constant
- 2) à pression constante

Données : capacités thermiques molaires de l'air :  $C_V^m = \frac{5}{2} R$      $C_P^m = \frac{7}{2} R$

$$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

### EXERCICE 2 : RAPIDE

Un calorimètre contient 120 g d'eau à  $20^\circ\text{C}$ . On ajoute 80 g d'eau à  $50^\circ\text{C}$ .

La capacité thermique du calorimètre est négligeable.

Quelle est la température d'équilibre ?

### EXERCICE 3 : CALORIMETRE DE CAPACITE THERMIQUE NEGLIGEABLE

Un calorimètre contient 122,5 g d'eau à  $15^\circ\text{C}$ . On y plonge un échantillon de métal de 25 g à une température de  $95^\circ\text{C}$ . La température d'équilibre étant égale à  $16,7^\circ\text{C}$ , calculer la capacité thermique massique du métal  $c$ .

La capacité thermique du calorimètre est négligeable.

Donnée : capacité thermique massique de l'eau :  $c_e = 4180 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$

### EXERCICE 4 : DETERMINATION DE K

Un calorimètre contient 100 g d'eau à  $18,0^\circ\text{C}$ . On y verse 80 g d'eau à  $60,0^\circ\text{C}$ .

- 1) Quelle serait la température d'équilibre si la capacité thermique du calorimètre et de ses accessoires était négligeable ?
- 2) La température d'équilibre est en fait égale à  $35,9^\circ\text{C}$ . En déduire la capacité thermique  $K$  du calorimètre et de ses accessoires.
- 3) La « valeur en eau » du calorimètre  $\mu$  est la masse d'eau qui aurait la même capacité thermique que le calorimètre. Calculer  $\mu$ .

Donnée : capacité thermique massique de l'eau :  $c_e = 4180 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$

### EXERCICE 5 : METHODE ELECTRIQUE

Un récipient de capacité thermique  $K = 123 \text{ J K}^{-1}$  contient 358 g d'eau liquide, l'ensemble étant à la température  $T_0 = 20^\circ\text{C}$ . On suppose le récipient totalement isolé de l'extérieur.

- 1) Calculer l'énergie qu'il faut fournir pour augmenter la température de l'ensemble jusqu'à  $T_1 = 35^\circ\text{C}$ .
- 2) L'échauffement est réalisé par l'apport d'énergie électrique en 14 mn. Calculer la puissance de l'installation électrique utilisée.

Donnée : capacité thermique massique de l'eau :  $c_e = 4180 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$ .

### EXERCICE 6 : MESURE DE LA CAPACITE THERMIQUE D'UN METAL

- 1) Un calorimètre contient 95 g d'eau à 20 °C. On ajoute 71 g d'eau à 50 °C. Quelle serait la température d'équilibre si l'on pouvait négliger la capacité thermique du vase et de ses accessoires ?
- 2) La température d'équilibre observée est égale à 31,3 °C. En déduire la capacité thermique du calorimètre?
- 3) Le même calorimètre contient maintenant 100 g d'eau à 15 °C. On y plonge un échantillon métallique pesant 25 g sortant d'une étuve à 95 °C. La température d'équilibre étant égale à 16,7 °C, calculer la capacité thermique massique du métal.

Donnée : capacité thermique massique de l'eau :  $c_e = 4180 \text{ J K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$ .

### EXERCICE 7 : VOLUME CONSTANT

On enferme dans un calorimètre à la pression atmosphérique deux moles d'argon à 1200 K et 120 g de cuivre à 300 K. L'ensemble évolue ensuite à volume constant. La capacité thermique du calorimètre est négligeable.

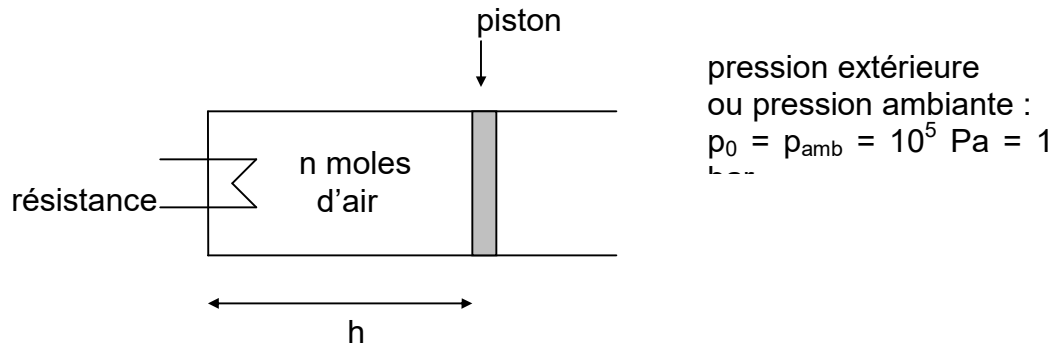
- 1) Calculer la température du cuivre lorsque le système aura atteint son état d'équilibre.
- 2) A quelle pression se trouvera l'argon ?
- 3) Calculer la variation d'énergie interne de l'argon.

Données : capacité thermique molaire de l'argon à volume constant :  $C_v = 12 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

capacité thermique massique du cuivre :  $c = 0,4 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$

### EXERCICE 8 : TRANSFORMATION ?

Un piston se déplace sans frottements dans une enveloppe cylindrique. L'étanchéité est parfaite si bien que les  $n$  moles d'air contenues dans le cylindre (système thermodynamique étudié) constituent un système fermé. L'air est considéré comme un gaz parfait diatomique ( $C_{Mv} = 5/2 R$ ,  $C_{Mp} = 7/2 R$ ).



On note  $t$  la température du système ( $t_0$  la température initiale et  $t_1$  la température finale) et  $V$  son volume ( $V_0$  le volume initial et  $V_1$  le volume final)

L'air est porté à la température  $t_1$  à l'aide d'une résistance chauffante qui apporte une quantité de chaleur  $Q$ . Les parois et le piston sont parfaitement isolants. Il y a en permanence équilibre de pression entre le système et l'extérieur.

Données :  $t_0 = 27^\circ\text{C}$   $V_0 = 249 \text{ cm}^3$   $Q = 87,15 \text{ J}$   
 $R = 8,3 \text{ SI}$   $T = t + 273 \text{ K}$   $\ln 2 = 0,69$

1) La constante des gaz parfaits  $R$  a comme unité possible :

- A)  $\text{m s}^{-1}$  B)  $\text{J K}^{-1}$  C)  $\text{mol m}^{-3}$  D)  $\text{J K}^{-1} \text{ m}^{-1}$  E)  $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

2) Le nombre de moles  $n$  est égal à :

- A)  $10^{-2} \text{ mol}$  B)  $10^{-1} \text{ mol}$  C)  $10^1 \text{ mol}$  D)  $10^2 \text{ mol}$  E)  $10^5 \text{ mol}$

3) Indiquer quelles sont les affirmations exactes :

- A) La transformation est adiabatique  
B) La transformation a lieu à pression constante  
C) Le travail  $W$  des forces de pression est égal à  $W = p_0 (V_1 - V_0)$   
D) Le travail  $W$  des forces de pression est égal à  $W = - p_0 (V_1 - V_0)$   
E) Pour un gaz parfait,  $\Delta H = n C_{Mp} \Delta T$

4) Quelle est la valeur de  $t_1$  ?

- A)  $t_1 = 7^\circ\text{C}$  B)  $t_1 = 27^\circ\text{C}$  C)  $t_1 = 47^\circ\text{C}$  D)  $t_1 = 87^\circ\text{C}$  E)  $t_1 = 327^\circ\text{C}$

5) Quelle est la valeur de  $V_1$  ?

- A)  $V_1 = 249 \text{ cm}^3$  B)  $V_1 = 498 \text{ cm}^3$  C)  $V_1 = 2,49 \text{ dm}^3$  D)  $V_1 = 2,49 \text{ L}$  E)  $V_1 = 4,98 \text{ m}^3$

6) Le travail des forces de pression au cours de la transformation est égal à :

- A)  $W = - 24,9 \text{ J}$  B)  $W = - 49,8 \text{ J}$  C)  $W = 24,9 \text{ J}$  D)  $W = 49,8 \text{ J}$  E)  $W = 0 \text{ J}$

7) La variation  $\Delta U$  de l'énergie interne au cours de la transformation est égale à :

- A)  $\Delta U = - 42,5 \text{ J}$  B)  $\Delta U = - 62,25$  C)  $\Delta U = 42,5 \text{ J}$  D)  $\Delta U = 62,25 \text{ J}$  E)  $\Delta U = 0 \text{ J}$