

BTS 2M

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 à volume constant	4
D. Capacité thermique à volume constant C_v	5
E. Variation de l'enthalpie à pression constante	5
F. Capacité thermique à pression constante C_p	5
G. Le coefficient γ	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 l'enthalpie pour un gaz parfait	6
J. Capacités 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 γ	7
Expressions de C_p et de C_v en fonction de γ	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



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

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 :

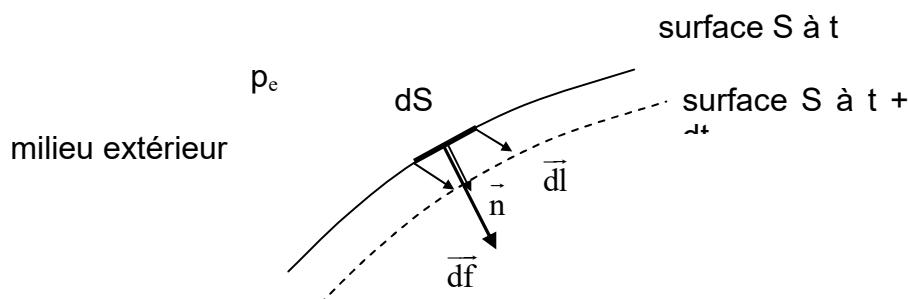
- **Travail (W)** : Transfert d'énergie lié à une force ou un déplacement macroscopique.

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



À $t + dt$, 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 $dS \vec{n} \cdot \vec{dl} = - dV$

$$\delta W = - p_e dV$$

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 :

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

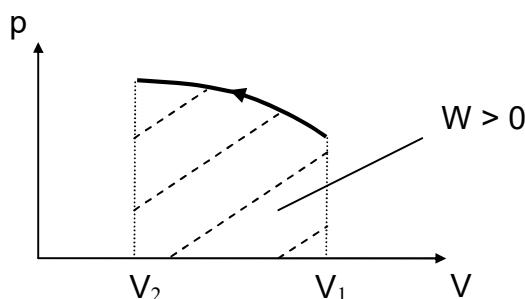
- Si la transformation est isochore :

$$W = 0$$

- 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 (ΔU) d'un système fermé est égale à la somme du travail (W) et du transfert thermique (Q) échangés avec le milieu extérieur.

$$\Delta U = W + Q$$

- ΔU : 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 , ΔH 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 à 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 : $dU = \delta Q_v = C_v dT$

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

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

E. Variation de l'enthalpie à pression constante

A pression constante : $dH = \delta Q_p$

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

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

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 : $dH = \delta Q_p = C_p dT$

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

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

G. Le coefficient γ

Par définition, le coefficient γ est égal à :

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

Ce coefficient est sans dimension.

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

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^{ère} 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 d'enthalpie pour un gaz parfait

Pour un gaz parfait, H ne dépend que de la température (2^{ème} 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

$$H = U + pV = U + nRT \quad \text{et} \quad \frac{dH}{dT} = \frac{dU}{dT} + nR$$

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

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 : $U = \frac{3}{2} nRT$

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

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

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

Valeurs du coefficient γ

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

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

Expressions de C_p et de C_v en fonction de γ

Comme $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ et $C_p - C_v = nR$

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

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

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

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.

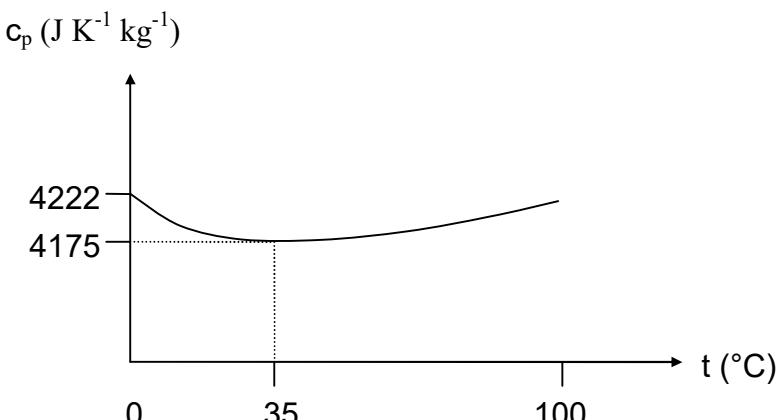
c_p et c_v dépendent peu de la température.

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°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 :

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

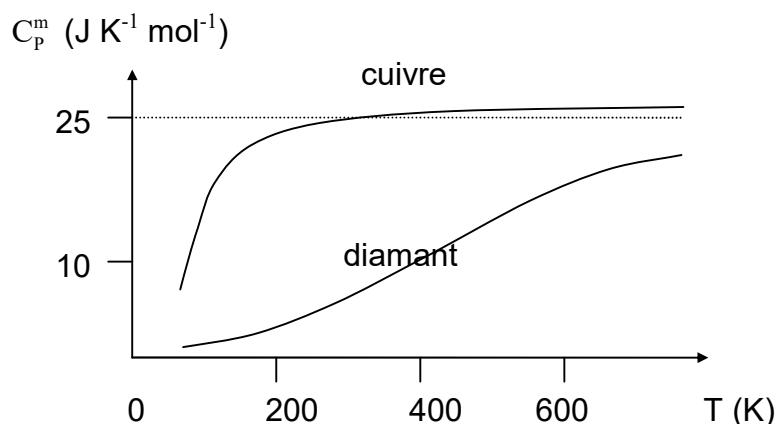
C'est la règle de Dulong et Petit

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 ($\text{J K}^{-1} \text{kg}^{-1}$)	C_p^m ($\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$)
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 $T \approx 273 \text{ K}$.



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

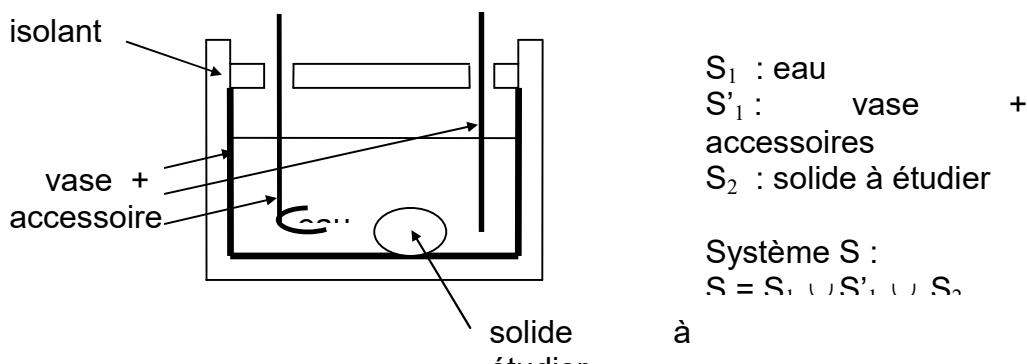
La calorimétrie est la mesure des quantités de chaleur ou des transferts thermiques. Ces mesures permettent d'accéder aux capacités thermiques, aux chaleurs de réaction,...

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 ΔH_1 , $\Delta H'_1$ et ΔH_2 les variations d'enthalpie de S_1 , S'_1 et S_2 et par ΔH 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 :

$$\begin{aligned} \Delta H &= 0 && (\text{l'ensemble évolue à pression constante}) \\ \rightarrow \Delta H &= \Delta H_1 + \Delta H'_1 + \Delta H_2 = 0 \\ \rightarrow m c_e (T_f - T_1) + K (T_f - T_1) + m_2 c_2 (T_f - T_2) &= 0 \end{aligned}$$

$$\begin{array}{ccccc} \nearrow & & \nearrow & & \nearrow \\ \text{masse} & & \text{capacité thermique} & & \text{masse} \\ \text{de} & & \text{du calorimètre} & & \text{du solide} \\ \searrow & & \searrow & & \searrow \\ \text{capacité thermique} & & & & \text{capacité thermique} \\ \text{massique de l'eau} & & & & \text{massique du} \end{array}$$

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

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

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

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

Méthodes électriques

- Méthodes électriques

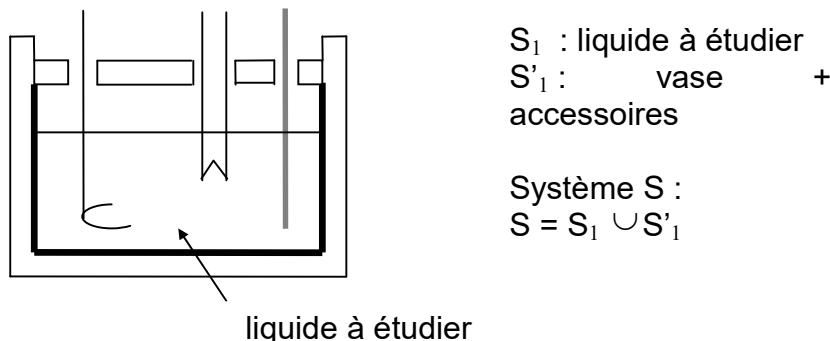
Elles consistent à effectuer un échange thermique entre une résistance chauffante et le liquide à étudier ou encore entre une résistance chauffante, un liquide (dont les propriétés physiques sont connues) et le solide à étudier.

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



On désigne par ΔH_1 et $\Delta H'_1$ les variations d'enthalpie de S_1 et S'_1 et par ΔH la variation d'enthalpie de S .

Bilan énergétique pendant le temps t de chauffe :

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

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

$$\rightarrow m_l c_l (T_f - T_i) + K (T_f - T_i) = Q$$

masse
du liquide

capacité thermique
du calorimètre

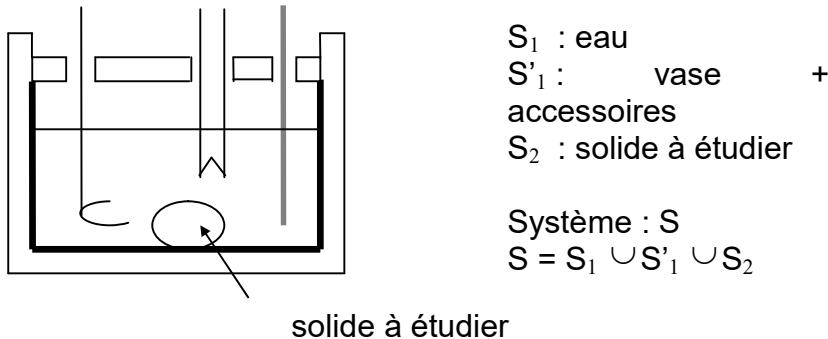
chaleur apportée par
la résistance

capacité thermique
massique du

$$\rightarrow c_l = \frac{Q - K (T_f - T_i)}{m_l (T_f - T_i)}$$

- Mesure de la capacité thermique d'un solide

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



On désigne par ΔH_1 , $\Delta H'_1$ et ΔH_2 les variations d'enthalpie de S_1 , S'_1 , et S_2 et par ΔH la variation d'enthalpie de S.

Bilan énergétique pendant le temps t de chauffe :

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

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

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

$$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ & \nearrow & \nearrow & \nearrow & \nearrow & \nearrow & \\ \text{masse} & & \text{capacité thermique} & & \text{masse} & & \text{capacité thermique} \\ \text{de} & & \text{du calorimètre} & & \text{du solide} & & \text{massique} \\ & & & & & & \\ & & \text{capacité thermique} & & & & \\ & & \text{massique de l'eau} & & & & \\ & & & & & & \\ & & & & & & \end{array}$$

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

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 entraîner d'erreur sur le résultat à cause des pertes thermiques.

PARTIE EXERCICE

EXERCICE 1 : 1^{er} 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

$$Q = -100 \text{ kJ} \text{ et le travail a pour valeur } W = 80 \text{ kJ}$$

Le système reçoit de la chaleur	vrai	faux
Le système fournit du travail à l'extérieur	vrai	faux
$\Delta U = 20 \text{ kJ}$	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 : $p_1 = 1 \text{ bar}$, $V_1 = 2 \text{ m}^3$, $T_1 = 625 \text{ K}$

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, ΔU la variation d'énergie interne et ΔH la variation d'enthalpie.

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

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^3 à 1 m^3

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

3) A température constante, le volume passe de 2 m^3 à 1 m^3

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

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

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} \quad T = 273,15 + t \quad \text{avec } T \text{ en K et } t \text{ en } ^\circ\text{C.}$$

TABLEAU 1

nature de la transformation :			
p_2 bar	=	ΔU kJ	=
V_2 m^3	=	W kJ	=
$T_2 =$ K		Q kJ	=
$t_2 =$ $^\circ C$		ΔH kJ	=

p (bar)

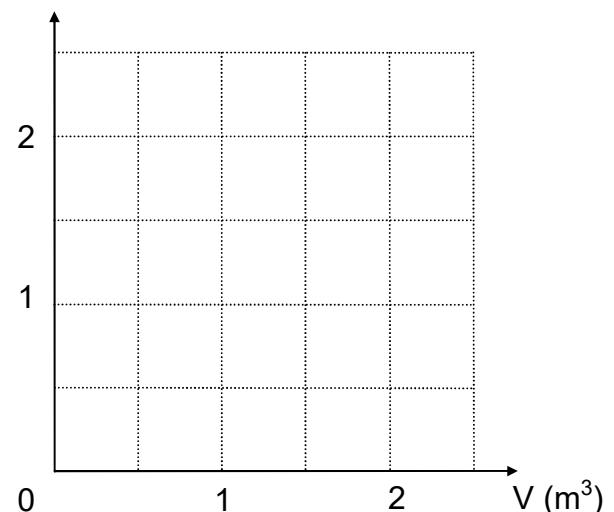


TABLEAU 2

nature de la transformation :			
p_2 bar	=	ΔU kJ	=
V_2 m^3	=	W kJ	=
$T_2 =$ K		Q kJ	=
$t_2 =$ $^\circ C$		ΔH kJ	=

p (bar)

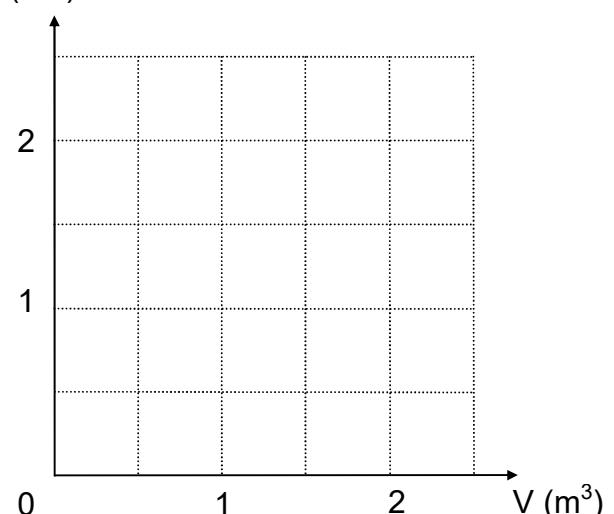
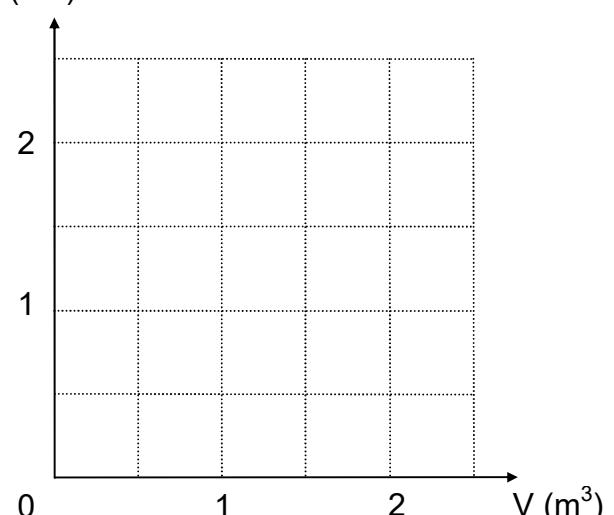


TABLEAU 3

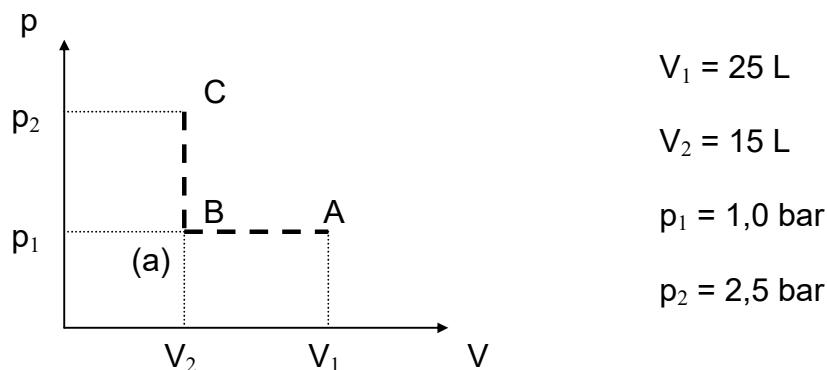
nature de la transformation :			
p_2 bar	=	ΔU kJ	=
V_2 m^3	=	W kJ	=
$T_2 =$ K		Q kJ	=
$t_2 =$ $^\circ C$		ΔH kJ	=

p (bar)



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 :

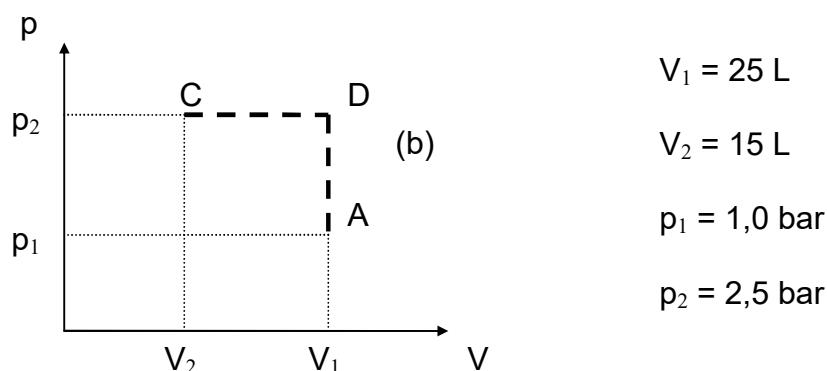


$$n R = 10 \text{ SI}$$

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 ΔU 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 :

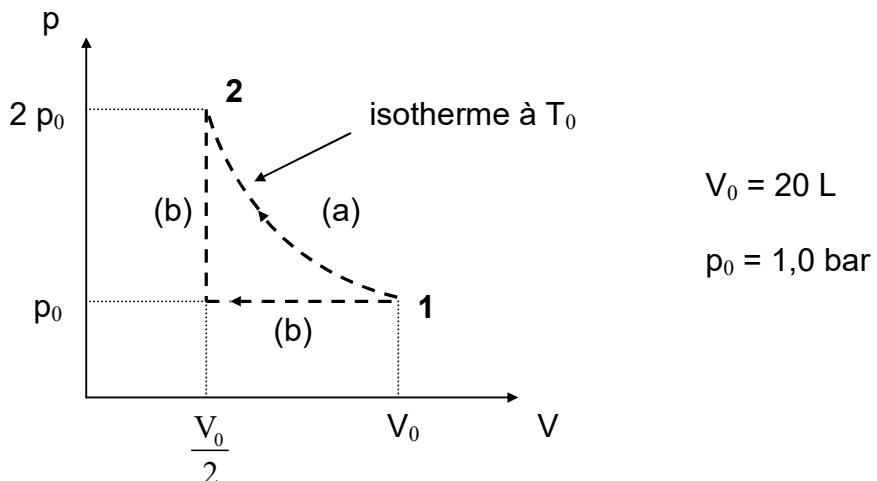


Calculer (en J) le travail échangé W pour passer de l'état 1 à l'état 2 .	W =	J
Ce travail est égal à celui trouvé précédemment en utilisant le chemin (a)	vrai	faux
La variation d'énergie interne est égale à celle trouvée précédemment en utilisant le chemin (a)	vrai	faux

Données: 1 bar = 10⁵ 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°C à 20°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°C . On ajoute 80 g d'eau à 50°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°C . On y plonge un échantillon de métal de 25 g à une température de 95°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 μ est la masse d'eau qui aurait la même capacité thermique que le calorimètre. Calculer μ .

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.

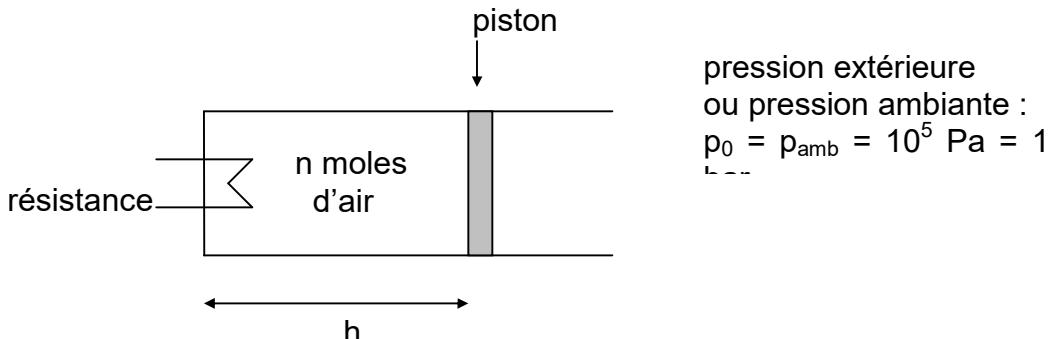
- 1) Calculer la température du cuivre lorsque le système aura atteint son état d'équilibre.
- 2) A quelle pression se trouvera l'argon ?
- 3) Calculer la variation d'énergie interne de l'argon.

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) m s^{-1} B) J K^{-1} C) 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} mol B) 10^{-1} mol C) 10^1 mol D) 10^2 mol E) 10^5 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 ΔU de l'énergie interne au cours de la transformation est égale à :
 A) $\Delta U = -42,5 \text{ J}$ B) $\Delta U = -62,25 \text{ J}$ C) $\Delta U = 42,5 \text{ J}$ D) $\Delta U = 62,25 \text{ J}$ E) $\Delta U = 0 \text{ J}$