

1 Bilans d'énergie

■ À revoir

■ Maîtrisé

1 Équilibre d'un système thermodynamique

On dit qu'un système thermodynamique est :

- **ouvert** s'il peut perdre ou gagner de l'énergie et/ou de la matière au cours du temps ;
- **fermé** s'il peut perdre ou gagner de l'énergie (mais pas de la matière) au cours du temps ;
- **isolé** s'il ne peut perdre ou gagner ni matière, ni énergie au cours du temps.

👉 L'eau parcourant une canalisation est un système ouvert : elle peut entrer et sortir de la canalisation, et échanger de l'énergie sous forme de pression ou de chaleur.

👉 L'eau contenue dans un verre d'eau est un système fermé : sa masse reste constante, mais elle peut échanger de l'énergie sous forme de pression ou de chaleur.

👉 L'eau contenue dans un récipient fermé aux parois rigides et calorifugées est un système isolé : sa masse reste constante, et elle ne peut échanger d'énergie sous forme de pression (parois rigides) ou de chaleur (parois calorifugées).

2 Convention de signes en thermodynamique

En thermodynamique, les transferts d'énergie sont toujours comptés vis-à-vis du système étudié. Si l'énergie est cédée à l'extérieur, alors elle sera considérée comme négative ; si l'énergie provient de l'extérieur, alors elle sera considérée comme positive.

3 Travail des forces de pression

Le **travail élémentaire des forces de pression** fourni par l'extérieur à un système s'écrit :

$$\delta W_p^{\text{ext}} = -p_{\text{ext}} dV$$

où V représente le volume du système et p_{ext} la pression extérieure. dV est donc la variation de volume ayant lieu pendant une durée infinitésimale.

♥ Le travail des forces de pression est positif si le système se comprime : il reçoit de l'énergie de la part de l'extérieur sous forme de pression.

♥ Le travail des forces de pression est négatif si le système se dilate : il fournit de l'énergie à l'extérieur sous forme de pression.

Transformation à volume constant

Le travail **isochore** des forces de pression est nul :

$$W_p^{\text{iso-V}} = 0$$

Transformation à pression constante

Le travail **monobare** des forces de pression pour évoluer du volume initial V_i au volume initial V_f est égal à :

$$W_p^{\text{mono-}p} = -p_{\text{ext}} \times (V_f - V_i)$$

♥ Ce résultat est également valable pour une transformation isobare ; on a alors $p_{\text{ext}} = p$ avec p la pression constante du système lors de la transformation.

Transformation à température constante

Le travail **isotherme** des forces de pression pour faire évoluer de manière **quasi-statique un gaz parfait** du volume initial V_i au volume initial V_f est égal à :

$$W_p^{\text{iso-}T, \text{G.P.}} = -n R T \times \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

4 Transferts thermiques

On appelle **quantité de chaleur** Q toute transfert d'énergie n'étant pas d'origine mécanique entre deux systèmes thermodynamiques.

Il existe trois façons de faire des transferts thermiques :

- Par conduction (transfert thermique « de proche en proche ») ;
- Par convection (transfert thermique « par déplacement de fluide ») ;
- Par rayonnement (transfert thermiques « par ondes électromagnétiques »).

Dans tous ces cas, les transferts thermiques se font des zones de hautes températures vers les zones de basses températures.

Un système thermodynamique est à l'**équilibre thermique** avec son environnement si la température intérieure T et la température extérieure T_{ext} sont égales. Il n'y a alors pas d'échanges thermiques entre l'extérieur et l'intérieur du système.

On appelle transformation **adiabatique** une transformation thermodynamique pour laquelle aucun échange de chaleur n'a lieu avec l'extérieur : $Q = 0$.

♥ Un récipient aux parois **calorifugées** empêche tout transfert thermique à travers lesdites parois. Cependant, cela n'impose pas nécessairement une transformation adiabatique pour le système en son sein : une quantité de chaleur peut provenir d'une résistance, par exemple.

♥ Si un système thermodynamique est en contact avec une résistance R parcourue par un courant I , alors il reçoit une puissance thermique $\mathcal{P}_J = RI^2$, et donc une quantité de chaleur $Q_J = RI^2 \Delta t$ pendant une durée Δt (cette expression n'est valable que si le courant I est constant).

5 Premier principe de la thermodynamique en système fermé

Pour tout système thermodynamique fermé dont les énergie cinétique et potentielle restent constantes, l'énergie interne U ne peut être qu'échangée avec l'extérieur sous forme de travail W ou de chaleur Q :

$$\Delta U = W^{\text{ext}} + Q^{\text{ext}}$$

♥ Pour une transformation isochore et sans travail autre que celui des forces de pression, on a donc $Q^{\text{iso-}V} = \Delta U$.

Utilisation du premier principe

Pour appliquer le premier principe :

- On définit le système fermé d'étude Σ ;
- On exprime sa différence d'énergie interne $\Delta U = U_f - U_i$ en fonction des paramètres du problème ;
- On exprime W^{ext} et/ou Q^{ext} pour la transformation (isobare, isochore, isotherme, adiabatique...);
- On applique le premier principe à Σ pour déterminer la grandeur recherchée.



Exercice résolu

■ À revoir

■ Maîtrisé

Expressions du travail des forces de pression

Énoncé

Déterminer l'expression du travail des forces de pression pour : une transformation isochore ; une transformation monobare ; une transformation isotherme et quasi-statique d'un gaz parfait.

Résolution

- La transformation d'un système est isochore si le volume V du système est constant.
On a alors :

$$\begin{aligned} W_p^{\text{ext}} &= \int_I^F -p_{\text{ext}} \, dV \\ &= \int_I^F -p_{\text{ext}} \times 0 \text{ car le volume est constant} \\ &= 0 \end{aligned}$$

- La transformation d'un système est monobare si la pression extérieure p_{ext} est constante.
On a alors :

$$\begin{aligned} W_p^{\text{ext}} &= \int_i^f -p_{\text{ext}} \, dV \\ &= -p_{\text{ext}} \int_i^f dV \text{ car la pression extérieure est constante} \\ &= -p_{\text{ext}} \times (V_f - V_i) \end{aligned}$$



Exercice résolu

■ À revoir

■ Maîtrisé

- La transformation d'un système est isotherme si la température T du système est constante. La transformation d'un système est quasi-statique si chaque état intermédiaire entre l'état initial et l'état final est un état d'équilibre mécanique. La pression p du système est alors toujours égale à la pression p_{ext} de l'extérieur.

On a alors :

$$\begin{aligned}
 W_p^{\text{ext}} &= \int_i^f -p_{\text{ext}} \, dV \\
 &= \int_i^f -p \, dV \text{ car la transformation est quasi-statique} \\
 &= \int_i^f -\frac{nRT}{V} \, dV \text{ car le système est un gaz parfait} \\
 &= -nR \int_i^f T \times \frac{dV}{V} \text{ car le système est fermé} \\
 &= -nRT \int_i^f \frac{dV}{V} \text{ car la transformation est isotherme} \\
 &= -nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)
 \end{aligned}$$



Chauffe-eau électrique

Énoncé

Considérons un chauffe-eau électrique constitué de parois calorifugées mais ayant en son sein une résistance électrique $R = 50 \, \Omega$ parcouru par un courant constant $I = 5 \, \text{A}$. La contenance du chauffe-eau est $V = 100 \, \text{L}$.

On assimile l'eau à une phase condensée idéale de masse volumique $\mu = 1 \, \text{kg L}^{-1}$ et de capacité thermique massique à volume constant $c_V = 4,20 \, \text{J K}^{-1} \text{g}^{-1}$; ce sera le système d'étude lors de ce problème.

On souhaite déterminer la durée nécessaire Δt pour faire passer l'eau de $T_i = 20^\circ \text{C}$ à $T_f = 60^\circ \text{C}$.

1. Exprimer la variation d'énergie interne ΔU du système en fonction de μ , V , c_V , T_f et T_i .
2. Justifier le fait que le travail mécanique échangé avec l'extérieur W^{ext} est nul. Exprimer par ailleurs la quantité de chaleur Q^{ext} apportée à l'eau en fonction de R , I et Δt .
3. Appliquer le premier principe de la thermodynamique au système. En déduire l'expression puis la valeur de Δt .

Résolution

1. Initialement, l'eau, de masse $m = \mu V$ a pour énergie interne $U_i = \mu V c_V T_i$. Son énergie interne finale est $U_f = \mu V c_V T_f$. On en déduit que la variation d'énergie interne est :

$$\Delta U = \mu V c_V (T_f - T_i)$$

2. La transformation est isochore car le volume de l'eau est constant. On en déduit que le travail échangé avec l'extérieur est :

$$W^{\text{ext}} = 0$$

De plus, la seule¹ chaleur apportée à l'eau lors de ce problème est² :

$$Q^{\text{ext}} = RI^2 \times \Delta t$$

1. Le fait que les parois soient calorifugées indiquent qu'aucun transport de chaleur ne se fait à travers elles, mais cela n'implique pas que la transformation soit adiabatique !

2. On remarquera que Q^{ext} est bien positif car l'eau reçoit effectivement de la chaleur de la part de la résistance.



Exercice résolu

■ À revoir

■ Maîtrisé

3. En appliquant le premier principe de la thermodynamique $\Delta U = W^{\text{ext}} + Q^{\text{ext}}$, on a alors :

$$\mu V_{cV}(T_f - T_i) = 0 + RI^2 \Delta t$$

On en déduit donc que :

$$\begin{aligned} \Delta t &= \frac{\mu V_{cV}(T_f - T_i)}{RI^2} \\ &= \frac{1 \times 100 \times 4,20 \times 10^3 \times (60 - 20)}{50 \times 5^2} \\ &= 13,4 \times 10^3 \text{ s} \\ &= 3 \text{ h} 44 \text{ min} \end{aligned}$$



Explosion d'un ballon

Énoncé

Un ballon de baudruche possède un volume d'air initial $V_i = 3 \text{ L}$ à la température $T_i = 15^\circ \text{C}$, sous pression atmosphérique $p_{\text{atm}} = 1 \text{ bar}$ constante. On chauffe lentement le ballon, ce qui permet de considérer la transformation comme isobare.

Le système d'étude est l'air contenu dans le ballon. Il sera modélisé par un gaz parfait diatomique, de capacité thermique molaire à volume constant $C_{V,m} = \frac{5}{2}R$. On néglige toute perte thermique à travers les parois du ballon.

On cherche à déterminer la puissance de chauffe \mathcal{P}_C nécessaire pour que ce ballon explose en une durée $\Delta t = 1 \text{ min}$, sachant que son volume maximal est $V_{\text{max}} = 5V_i$.

1. Soit T_f la température finale du ballon avant l'explosion. Montrer, à l'aide de la loi des gaz parfaits, que $T_f = 5T_i$.
2. Exprimer la variation d'énergie interne ΔU du système entre l'état initial et l'état final en fonction de n (quantité de gaz dans le ballon), R (constante des gaz parfaits) et T_i . En utilisant la loi des gaz parfaits, en déduire que $\Delta U = 10p_{\text{atm}}V_i$.
3. Déterminer les expressions du travail mécanique W^{ext} et de la chaleur Q^{ext} apportés par l'extérieur en fonction de p_{atm} , V_i , \mathcal{P}_C et Δt .
4. Par application du premier principe de la thermodynamique, déterminer l'expression de \mathcal{P}_C en fonction des données de l'énoncé, puis calculer sa valeur numérique.

Résolution

1. Puisque la transformation est isobare, on a $p_i = p_f$, c'est-à-dire $\frac{nRT_i}{V_i} = \frac{nRT_f}{V_f}$ et donc $T_f = T_i \times \frac{V_f}{V_i}$. Or $V_f = V_{\text{max}} = 5V_i$ donc $T_f = T_i \times \frac{5V_i}{V_i}$, d'où $T_f = 5T_i$.
2. Initialement, les n moles d'air ont pour énergie interne $U_i = nC_{V,m}T_i = \frac{5}{2}nRT_i$. L'énergie interne finale est $U_f = \frac{5}{2}nRT_f$, avec $T_f = 5T_i$. On en déduit que la variation d'énergie interne est :

$$\Delta U = \frac{5}{2}nR(T_f - T_i) = \frac{5}{2}nR(5T_i - T_i) = 10nRT_i$$

Enfin, on sait que $p_i V_i = nRT_i$ par la loi des gaz parfaits, avec $p_i = p_{\text{atm}}$. Il vient alors que

$$\Delta U = 10p_{\text{atm}}V_i$$

-
3. Puisque la transformation est monobare, on a $p = p_{\text{ext}}$ avec $p_{\text{ext}} = p_{\text{atm}}$.



Exercice résolu

■ À revoir

■ Maîtrisé

3. La transformation est monobare car la pression extérieure p_{atm} est constante. On en déduit que le travail échangé avec l'extérieur est :

$$W = -p_{\text{atm}}(V_f - V_i) = -p_{\text{atm}}(5V_i - V_i) = -4p_{\text{atm}}V_i$$

De plus, la seule⁴ chaleur apportée à l'eau lors de ce problème est :

$$Q = \mathcal{P}_C \times \Delta t$$

4. En appliquant le premier principe de la thermodynamique $\Delta U = W + Q$, on a alors :

$$10p_{\text{atm}}V_i = -4p_{\text{atm}}V_i + \mathcal{P}_C\Delta t$$

On en déduit donc que :

$$\boxed{\mathcal{P}_C = \frac{14p_{\text{atm}}V_i}{\Delta t}} = 70 \text{ W}$$

4. Le fait que les parois soient calorifugées indiquent qu'aucun transport de chaleur ne se fait à travers elles, mais cela n'implique pas que la transformation soit adiabatique !



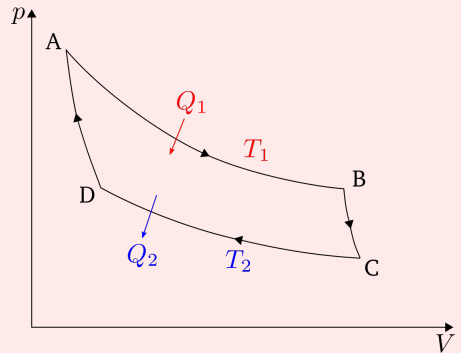
Cycle de Carnot d'un gaz parfait

Attention, l'énoncé n'est pas le même que dans le cours !

Énoncé

Considérons $n = 1$ mol de gaz parfait diatomique ($C_{V,m} = \frac{3}{2}R$) faisant l'objet d'un cycle quasi-statique dit de Carnot :

- AB : détente isotherme à la température $T_1 = 600$ K jusqu'au volume $V_B = 2 \times V_A$;
- BC : détente adiabatique jusqu'à la température $T_2 = 300$ K ;
- CD : compression isotherme à la température T_2 ;
- DA : compression adiabatique jusqu'au volume V_A .



Exprimer puis calculer Q_{AB} et W_{BC} .

Résolution

Pour l'ensemble du problème, on choisit comme système Σ le gaz parfait, de capacité thermique $C_V = \frac{3}{2}nR$.

- La transformation AB est isotherme : on en déduit que $\Delta U_{AB} = C_V(T_B - T_A) = 0$ et que $W_{AB} = -nRT_1 \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right) = -nRT_1 \ln(2)$.

Par application du premier principe à Σ , on a $\Delta U_{AB} = W_{AB} + Q_{AB}$, c'est-à-dire : $Q_{AB} = -W_{AB} = nRT_1 \ln(2) = 3,46$ kJ.

- La transformation BC est adiabatique : on en déduit que $\Delta U_{AB} = C_V(T_C - T_B) = C_V(T_2 - T_1)$ et que $Q_{BC} = 0$.

Par application du premier principe à Σ , on a $\Delta U_{BC} = W_{BC} + Q_{BC}$, c'est-à-dire : $W_{BC} = \frac{3}{2}nR(T_2 - T_1) = 3,74$ kJ.



Exercice résolu

■ À revoir

■ Maîtrisé

La température du bain

Énoncé

On désire prendre un bain dans une baignoire de volume $V = 100 \text{ L}$. On dispose, pour la remplir, d'un réservoir d'eau chaude à $T_C = 60^\circ\text{C}$ et d'un réservoir d'eau froide à $T_F = 18^\circ\text{C}$.

On suppose que l'eau liquide est une phase condensée idéale de capacité thermique massique à volume constant c_V et de masse volumique $\mu = 1 \text{ kg L}^{-1}$. On néglige par ailleurs toute perte thermique ainsi que la capacité thermique de la baignoire.

On souhaite déterminer les masses d'eau chaude m_C et d'eau froide m_F nécessaires à verser dans la baignoire pour la remplir totalement d'une eau à température finale $T = 32^\circ\text{C}$. Pour cela, on choisit comme système thermodynamique l'ensemble {eau chaude + eau froide}, qui deviendra plus tard le système {eau tiède}.

1. Exprimer l'énergie interne initiale U_i du système en fonction de m_C , m_F , c_V , T_C et T_F . De même, exprimer l'énergie interne finale U_f du système en fonction de m_C , m_F , c_V et T . En déduire la variation d'énergie interne ΔU .
2. Que valent le travail W^{ext} et la quantité de chaleur Q^{ext} extérieurs reçus par le système lors de la transformation ? Justifier.
3. En appliquant le premier principe de la thermodynamique au système, donner une équation liant m_C , m_F , T_C , T_F , et T .
4. On pose M la masse totale d'eau. Calculer M . Exprimer par ailleurs M en fonction de m_C et m_F ; en déduire l'expression de m_F en fonction de M et m_C .
En injectant cette expression de m_F dans l'équation de la question précédente, en déduire l'expression puis la valeur de m_C . En déduire la valeur de m_F .

Résolution

1. Initialement, le système a pour énergie interne :

$$\begin{aligned} U_i &= U_{i,\text{chaud}} + U_{i,\text{froid}} \\ &= m_C \times c_V \times T_C + m_F \times c_V \times T_F \end{aligned}$$

Son énergie interne finale est :

$$\begin{aligned} U_f &= U_{f,\text{chaud}} + U_{f,\text{froid}} \\ &= m_C \times c_V \times T + m_F \times c_V \times T \\ &= (m_C + m_F) \times c_V \times T \end{aligned}$$

On en déduit que la variation d'énergie interne est :

$$\Delta U = U_f - U_i = c_V \times [(m_C + m_F)T - m_C T_C - m_F T_F]$$



Exercice résolu

■ À revoir

■ Maîtrisé

2. La transformation est isochore car le volume de l'eau est constant. On en déduit⁵ que le travail échangé avec l'extérieur est :

$$W^{\text{ext}} = 0$$

De plus, aucune chaleur n'est apportée à l'eau ou cédée par l'eau, car la capacité thermique de la baignoire est nulle (elle ne peut pas absorber de chaleur) et car les pertes thermiques sont négligées :

$$Q^{\text{ext}} = 0$$

3. En appliquant le premier principe de la thermodynamique $\Delta U = W^{\text{ext}} + Q^{\text{ext}}$, on a alors :

$$c_V \times [(m_C + m_F)T - m_C T_C - m_F T_F] = 0$$

En simplifiant par c_V , il vient donc :

$$(m_C + m_F)T - m_C T_C - m_F T_F = 0$$

4. On a $M = \mu \times V = 100 \text{ kg}$. Cette masse est uniquement constituée des eaux initialement chaudes et froides : $M = m_C + m_F$. On en déduit que $m_F = M - m_C$.

On peut réinjecter cette nouvelle expression dans l'équation précédente. Cela donne :

$$MT - m_C T_C - (M - m_C)T_F = 0$$

Il suffit alors d'isoler m_C :

$$m_C = M \times \frac{T - T_F}{T_C - T_F} = 33 \text{ kg}$$

Nécessairement, $m_F = M - m_C = 67 \text{ kg}$.

5. On pourrait également dire que la transformation est monobare, ce qui est totalement vrai, et donc que $W^{\text{ext}} = -p_{\text{atm}}(V_f - V_i)$. Or le volume final est égal au volume initial, donc on tombe sur le même résultat.

2 Bilans d'enthalpie

■ À revoir

■ Maîtrisé

1 Enthalpie

L'**enthalpie** est une fonction d'état extensive, définie par :

$$H = U + pV$$

Pour une transformation monobare dont les états initial et final sont des états d'équilibre ou une transformation isobare, on peut reformuler le premier principe sous forme du **premier principe enthalpique** :

$$\Delta H = W_{\neq p} + Q$$

avec $W_{\neq p}$ le travail autre que celui des forces de pression et Q la chaleur échangée entre les instant initial et final.

♥ Pour une transformation isobare et sans travail autre que celui des forces de pression, on a donc $Q^{\text{iso-}p} = \Delta H$.

2 Changement de température à pression extérieure constante

Pour une phase condensée idéale

L'enthalpie d'une phase condensée incompressible et indilatable ne dépend que de sa température T : $H = C_p \times T + \text{cste}$.

La constante C_p est appelée capacité thermique à pression constante, et s'exprime en joule par kelvin J K^{-1} .

Pour une phase condensée, $\Delta(pV) \ll \Delta U$, donc $\Delta H \approx \Delta U$ et donc $C_V \approx C_P$. On note alors C la **capacité thermique** de la phase condensée, qu'elle soit à volume constant ou à pression constante. $c = \frac{C}{m}$ est ainsi la **capacité thermique massique** de la phase condensée étudiée.

On retient donc que, pour une phase condensée idéale :

$$\Delta H = C \times \Delta T$$

Ou, en utilisant c :

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

♥ On a donc également $\Delta U = C \times \Delta T = m \times c \times \Delta T$ pour une phase condensée idéale. Faire la distinction entre U et H pour une phase condensée idéale n'est pas utile.

Pour un gaz parfait

L'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de sa température T :

$$H = C_p \times T + \text{cste}$$

C'est-à-dire :

$$\Delta H = C_p \times \Delta T$$

La constante C_p est appelée **capacité thermique à pression constante**, et s'exprime en joule par kelvin J K^{-1} .

Pour un gaz parfait, on définit alors l'**indice adiabatique** par :

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

Si l'on associe cette équation à la **relation de Mayer** $C_p - C_V = nR$, on en déduit deux expressions pour C_V et C_p d'un gaz parfait :

$$C_V = \frac{nR}{\gamma - 1} \quad \text{et} \quad C_p = \frac{nR\gamma}{\gamma - 1}$$

3 Enthalpie et changements d'état

La variation d'enthalpie accompagnant le passage d'une masse m d'un état 1 à un état 2 est proportionnelle à cette masse :

$$\Delta H = m \times \Delta_{1 \rightarrow 2} h$$

$\Delta_{1 \rightarrow 2} h$ est appelée **enthalpie de changement d'état**.

♥ On a $\Delta_{1 \rightarrow 2} h = -\Delta_{2 \rightarrow 1} h$.

L'enthalpie de changement d'état lors du passage d'une phase ordonnée à une phase moins ordonnée est positive : on reçoit de la chaleur pour désordonner les molécules.

L'enthalpie de changement d'état lors du passage d'une phase peu ordonnée à une phase plus ordonnée est négative : on cède de la chaleur pour ordonner les molécules.

🔥 L'enthalpie massique de fusion de l'eau à une pression $p = 1 \text{ bar}$ vaut $\Delta_{\text{fus}} h = 334 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1}$; l'enthalpie massique de solidification à la même pression vaut $\Delta_{\text{sol}} h = -334 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1}$.

4 Enthalpie et combustions

Une **combustion** est une transformation chimique caractérisée notamment par une forte libération de chaleur vers l'extérieur.

Le **combustible** est la substance qui « brûle » (bois, hydrocarbure⁶...) alors que le **comburant** est la substance qui entretient la combustion (très souvent, le dioxygène).

Les combustions sont des transformations le plus souvent **totales** : elles ne cessent que lorsque le comburant ou le combustible viennent à manquer. L'un ou l'autre (voire les deux) est donc le réactif limitant.

On appelle **pouvoir calorifique supérieur** (PCS) la quantité de chaleur dégagée par la combustion complète d'une unité de masse de combustible, la chaleur étant totalement récupérée tout au long de la combustion. Il s'exprime⁷, dans le Système International, en joule par kilogramme J kg^{-1} .

Cela implique que les espèces présentes dans le réacteur sont à la même température du début à la fin de la transformation, et que l'eau produite est sous forme liquide.

Il s'agit de la limite supérieure de l'énergie récupérable lors de cette combustion.

On appelle **pouvoir calorifique inférieur** (PCI) la quantité de chaleur dégagée par la combustion complète d'une unité de masse de combustible, la vapeur d'eau étant supposée non condensée.

♥ Le PCI est donc toujours plus faible que le PCS, car de l'énergie a été « perdue » pour vaporiser l'eau.

6. Un hydrocarbure est un composé organique ne contenant que les éléments carbone C et hydrogène H. Il est donc de la forme C_nH_m avec n et $m \in \mathbb{N}^*$.

7. Dans la littérature, le PCS est parfois donné en J L^{-1} ... ce qui rend le tout confus, puisqu'on utilise le même symbole pour deux grandeurs proches mais différentes.



Une seule réponse est correcte pour une même question.

| Questions | Réponses |
|---|---|
| 1. Pour une transformation isochore, le travail des forces de pression vaut : | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = -nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $W = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$ |
| 2. Pour une transformation isochore, la chaleur échangée vaut : | <input type="checkbox"/> $Q = \Delta H$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $Q = \Delta U$ |
| 3. Pour une transformation monobare, le travail des forces de pression vaut : | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = -nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $W = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$ |
| 4. Pour une transformation monobare, la chaleur échangée vaut : | <input type="checkbox"/> $Q = 0$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $Q = \Delta H$ |
| 5. Pour une transformation isotherme d'un gaz parfait, le travail des forces de pression vaut : | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = -nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $W = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$ |
| 6. Pour une transformation isotherme d'un gaz parfait, la chaleur échangée vaut : | <input type="checkbox"/> $Q = \Delta U$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $Q = \Delta H$ |
| 7. Pour une transformation adiabatique, la chaleur échangée vaut : | <input type="checkbox"/> $Q = 0$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $Q = \Delta U$ |
| 8. Pour une transformation adiabatique, le travail des forces extérieures vaut : | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = \Delta H$ <input type="checkbox"/> $W = \Delta U$ |



Corrigé du QCM

■ À revoir

■ Maîtrisé

| Indications | Réponses |
|--|--|
| 1. Une transformation isochore conserve le volume du système : le travail des forces de pression est donc nul (il n'y a ni compression, ni dilatation/détente). | <input checked="" type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = -nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $W = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$ |
| 2. Le premier principe donne : $\Delta U = W + Q$. Or $W = 0$, donc $Q = \Delta U$. | <input type="checkbox"/> $Q = \Delta H$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input checked="" type="checkbox"/> $Q = \Delta U$ |
| 3. Voir l'exercice résolu sur les expressions du travail des forces de pression. Il faut noter que cette expression est également vraie pour une transformation isobare, et alors $p_{\text{ext}} = p$. | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = -nRT \ln(V_f/V_i)$ <input checked="" type="checkbox"/> $W = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$ |
| 4. Le premier principe enthalpique, valable pour une transformation monobare, donne : $\Delta H = W' + Q$. Or $W' = 0$ (pas de travail autre que celui des forces de pression), donc $Q = \Delta H$. Il faut noter que cette expression est également vraie pour une transformation isobare. | <input type="checkbox"/> $Q = 0$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input checked="" type="checkbox"/> $Q = \Delta H$ |
| 5. Voir l'exercice résolu sur les expressions du travail des forces de pression. Cette expression n'est valable que pour un gaz parfait, et pas pour une phase condensée ! | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input checked="" type="checkbox"/> $W = -nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $W = -p_{\text{ext}}(V_f - V_i)$ |
| 6. Le premier principe donne : $\Delta U = W + Q$. Or $\Delta U = C_V \times \Delta T = C_V \times 0$ car la transformation est isotherme. On en déduit que $Q = -W = nRT \ln(V_f/V_i)$. | <input type="checkbox"/> $Q = \Delta U$ <input checked="" type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $Q = \Delta H$ |
| 7. Par définition. | <input checked="" type="checkbox"/> $Q = 0$ <input type="checkbox"/> $Q = nRT \ln(V_f/V_i)$ <input type="checkbox"/> $Q = \Delta U$ |
| 8. Le premier principe donne : $\Delta U = W + Q$. Or $Q = 0$, donc $W = \Delta U$. | <input type="checkbox"/> $W = 0$ <input type="checkbox"/> $W = \Delta H$ <input checked="" type="checkbox"/> $W = \Delta U$ |