

Contrôle Partiel de Thermodynamique du 22/02/17

EFREI - L3 : Enseignant : G. Mawawa

Quelques rappels de cours

Notion de chaleur : La chaleur Q nécessaire pour faire varier de ΔT la température d'une masse m ou de n moles d'une substance est $Q = mc\Delta T = nC\Delta T$ avec c la *chaleur spécifique* et C la *chaleur spécifique molaire*.

Lorsqu'une masse m de substance subit un changement de phase, elle absorbe ou libère une *quantité de chaleur* $Q = mL$ sans changer de température. La *chaleur latente* L dépend du type de changement de phase.

Un gaz placé dans un processus quasi statique (système toujours proche d'un état d'équilibre) effectue un travail donné par : $W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$. N. B. : Dans un diagramme de Clapeyron, le travail représente l'aire sous la courbe avec l'axe des volumes.

Le premier principe, est un principe de *conservation de l'énergie* U qui inclue la chaleur. Ainsi la variation d'énergie interne est donnée par $\Delta U = W + Q$

Pour n moles d'un gaz parfait soumis à un processus quelconque, sa variation d'énergie interne est donnée par $\Delta U = nC_v\Delta T$. La différence entre les chaleurs spécifiques à pression constante et à volume constant est $C_p - C_v = R$.

Pour un processus adiabatique quasi statique, la relation de Laplace donne $PV^\gamma = Cste$ avec $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$. *Pression volume* 278

L'équation d'état des gaz parfait permet de trouver la température des états d'équilibre initial et final. $PV = nRT$

Le second principe de la thermodynamique part de l'énoncé réaliste de Kelvin-Planck qui stipule qu'aucune machine ne peut décrire un cycle dans lequel la production du travail résulterait d'un échange de chaleur avec une seule source thermique. Rudolf Clausius définit l'entropie S à partir de la relation $dS = \frac{\delta Q}{T}$

On peut ainsi calculer la variation d'entropie entre les états d'équilibre du système par $\Delta S = \int_i^f dS = \int_i^f \frac{\delta Q}{T}$

D'où l'expression du second principe qu'on peut résumer par $\Delta S \geq 0$. La variation d'entropie d'un système isolé est soit nulle (pour un processus réversible), soit supérieure à zéro (pour un processus irréversible réel).

CONTROLE PARTIEL

Exercice 1 (5,5pts): On considère un volume d'air de 80 m^3 dans une pièce étanche. Initialement l'air est à une température de 0°C et à une pression de 100 kPa .

A/ Calculer le nombre de moles d'air dans cette pièce ainsi que la masse totale d'air.

B/ Quelle est la variation de température en Kelvin, puis en degré, produite si l'air absorbe 150 kJ de chaleur ? On donne $c_v = 0,72 \text{ kJ}/(\text{kg}\cdot\text{K})$, $M = 29 \text{ g/mol}$, la constante des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ SI}$.

Exercice 2 (6,5pts): On soumet un gaz parfait au cycle ABCA ci-contre. Déterminer :

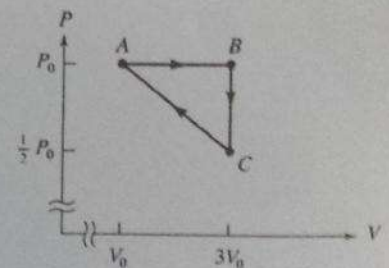
A / Le travail effectué par le gaz pour chacun des segments en fonction de P_0 et V_0 ;

B/ Le travail total effectué par le gaz durant chaque cycle ;

C/ L'apport de chaleur durant chaque cycle ;

D/ Evaluer W et Q pour $1,5$ mole si la température du gaz est de 20°C en A

$R = 8,314 \text{ SI}$



Exercice 3 (8pts): On place une bille de plomb de 100 g à 100°C dans 300 g d'eau à 20°C dans un récipient isolé. A l'équilibre, le plomb et l'eau se retrouvent à la même température. Les chaleurs spécifiques à 20°C et sous une pression de 1 atm pour le plomb et l'eau sont respectivement : $c_{pb} = 130 \text{ J}/(\text{kg}\cdot\text{K})$; $c_{eau} = 4190 \text{ J}/(\text{kg}\cdot\text{K})$.

A/ Quelle est la température d'équilibre finale ?

B/ Calculer la variation d'entropie :

B1/ De l'eau ; B2/ De la bille ; B3/ Du système global

C/ Pouvez-vous affirmer qu'il s'agit là d'un processus réversible ? Justifier.