

Série de TD N°2

Premier principe de la thermodynamique

Exercice 1:

Un échantillon de méthane (considéré comme un gaz parfait) de 4,5g occupe un volume de 12,7 L à 310°K

- 1- Calculer le travail effectué lorsqu'il y a expansion isotherme face à une pression externe de 200 mm Hg augmentant le volume de 3,3L.
- 2- Calculer le travail qui serait réalisé en cas d'expansion isotherme réversible.
- 3- Déterminer, pour chaque transformation, la chaleur mise en jeu. Est-elle cédée ou reçue ?

Exercice 2 :

Une mole de gaz parfait à une température initiale de 298K se détend d'une pression de 5 atm à une pression de 1 atm. Dans chacun des cas suivant :

- 1- Détente isotherme et réversible.
- 2- Détente isotherme et irréversible.
- 3- Détente adiabatique et réversible.
- 4- Détente adiabatique et irréversible.

Calculer : La température finale du gaz ; la variation de l'énergie interne du gaz ; le travail effectué par le gaz ; la quantité de chaleur mise en jeu ; la variation d'enthalpie du gaz.

On donne : $C_v = 3R/2$ et $C_p = 5R/2$.

Remarques : Pour les cas des transformations adiabatiques réversibles et irréversibles (cas 3 et 4), on établira les relations servant aux calculs.

Exercice 03 :

On considère un gaz diatomique, que l'on peut assimiler à un gaz parfait occupant un volume de 8 litres, à 27°C sous 1atm.

- a- Le gaz est comprimé réversiblement et de manière isotherme jusqu'à ce que son volume soit 5L ; calculer :
 - i- La température et pression finales.
 - ii- La quantité de chaleur échangée avec le milieu extérieur et le travail effectué au cours de cette transformation.
 - iii- Les variations d'énergie interne et d'enthalpie.
- b- Le gaz comprimé réversiblement et de manière adiabatique jusqu'à ce que son volume soit 5 L ; calculer :
 - i- La température et pression finales.
 - ii- La quantité de chaleur échangée avec le milieu extérieur et le travail effectué au cours de cette transformation.
 - iii- Les variations d'énergie interne.

Donnée : $C_v = 5$.

Exercice 04 :

Un récipient fermé par un piston mobile ; renferme 2g d'hélium (gaz parfait monoatomique) dans les conditions (P_1 , V_2) on opère une compression adiabatique, de façon réversible, qui amène le gaz dans les conditions (P_2 , V_1).

Déterminer : - le volume final V_2 ; le travail reçu par le gaz ; la variation d'énergie interne du gaz et en déduire la variation de la température du gaz, sans calculer la température initiale T_1 .

On donne : $P_1 = 1\text{atm}$; $V_1 = 10\text{L}$; $P_2 = 3\text{atm}$.

Exercice 05 :

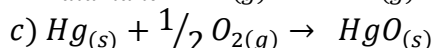
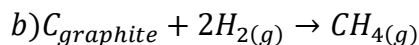
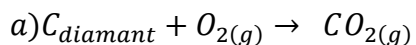
On considère 10g d'oxygène ($\gamma = 7/5$, $M = 32\text{g}$) dans les conditions normales A ($P_0 = 1\text{atm}$, $T_0 = 273\text{K}$, $V_0 = 22,4\text{l}$).

- a- Calculer le nombre de moles d'oxygène et la valeur du produit $P_0 V_0$.
- b- On effectue une transformation isochore AB qui double la pression. Calculer T_B .
- c- On effectue une transformation isobare AC qui double le volume. Calculer T_C .
- d- Calculer les variations d'énergie interne ΔU_{AC} , ΔU_{AB} et d'enthalpie ΔH_{AC} , ΔH_{AB} du système.

Thermochimie

Exercice 01 :

- 1- Parmi les réactions suivantes, quelles sont celles qui correspondent à des réactions de formation aux conditions standards ? Justifier :



- 2- Ecrire les réactions de formation correspondantes aux ΔH_f° des composés : $HF_{(g)}$, $HI_{(g)}$, $HBr_{(g)}$, $Fe_2O_{3(s)}$, $NO_{(g)}$, $CaO_{(s)}$.

Exercice 02 :

- a) Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie standard à 25°C de la réaction ?



P=1atm

$$\Delta H_f^\circ(Na_2O_{2(s)}) = -513,2 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(Na_2O_{(s)}) = -418,0 \text{ KJ/mol}$$

- b) à 25°C la variation d'enthalpie de la réaction : $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$ est **-241,8KJ** ; la pression partielle de chacun des gaz étant de 1atm, et la réaction s'effectuant à pression constante.

- Quelle est la chaleur Q_p dégagée au cours de cette réaction ?
- Quelle est l'enthalpie standard de formation d'une mole de vapeur d'eau à 25°C ?

Exercice 03 :

La combustion dans une bombe calorimétrique, à volume constant, de 3,762g d'acide benzoïque : ($C_6H_5CO_2H_{(s)}$) dégage 99,44 KJ à 298K. M ($C_6H_5CO_2H$) = 122, g.mol⁻¹.

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion.
- 2- Calculer l'énergie interne molaire ΔU_C° et l'enthalpie molaire ΔH_C° de combustion de $C_6H_5CO_2H$.
- 3- Calculer l'enthalpie de formation ΔH_f° de $C_6H_5CO_2H$.

$$\text{On donne: } \Delta H_f^\circ H_2O_l = -285,84 \text{ KJ.mol}^{-1} \quad \Delta H_f^\circ CO_{2g} = -393,51 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

Exercice 04 :

Calculer l'énergie de liaison H-I à partir de la réaction en phase gazeuse :



Données : énergie de liaison(KJ.mol⁻¹) : $E_{C-C} = -345$, $E_{C=C} = -615$, $E_{C-I} = -230$, $E_{C-H} = -415$,

Exercice 05 :

- 1- Calculer ΔH_R° et ΔU_R° de la réaction suivante à 25°C : $2HCl_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} + Cl_{2(g)}$

On donne : $\Delta H_{f,298K}^\circ (HCl_g) = -92,30 \text{ KJ.mol}^{-1}$, $\Delta H_{f,298K}^\circ (H_2O_l) = -285,84 \text{ KJ.mol}^{-1}$.

- 2- Calculer ΔH_R° de synthèse du méthanol selon : $2H_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)}$

On donne : $\Delta H_{combustion}^\circ$ en KJ.mol⁻¹ de : $C_{s(gr)} \longrightarrow CO$ $\Delta H_{C,C_s}^\circ = -110,53$ $C_{Og} \longrightarrow CO_2$ $\Delta H_{C,CO_g}^\circ = -284,20$

$H_{2g} \longrightarrow H_2O_l$ $\Delta H_{C,H_2_g}^\circ = -285,83$ $CH_3OH_l \longrightarrow CO_{2g}$ et H_2O_l $\Delta H_{C,CH_3OH_l}^\circ = -726,00$; En déduire $\Delta H_{f,CH_3OH_l}^\circ$

et $\Delta H_{vap,CH_3OH_l}^\circ$ à la température considérée. $\Delta H_{f,CH_3OH_g}^\circ = -200,66$