



### Fiche de TD N° 1

#### Exercice N° 1

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

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

Calculer :

- a) La température finale du gaz
- b) La variation de l'énergie interne du gaz
- c) Le travail effectué par le gaz
- d) La quantité de chaleur mise en jeu
- e) La variation d'enthalpie du gaz

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

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

#### Exercice N° 2

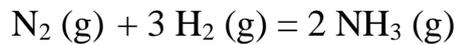
- 1) Lorsqu'une mole de glace fond à 0 °C et 1 atm, le système absorbe une chaleur de 1440 cal. On suppose que les volumes molaires de l'eau liquide et de la glace sont quasi-identiques.
  - a) Calculer  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  et  $\Delta U$  accompagnant cette fusion.
- 2) Calculer ( $\Delta H$ ), ( $\Delta S$ ) et ( $\Delta G$ ) correspondant à la liquéfaction de 1 mole H<sub>2</sub>O (vapeur) à 100°C et sous 1 atm. Discuter les conditions de spontanéité de la conversion.

$$\Delta H (\text{Vaporisation}) = 40.66 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



### Exercice N° 3

On considère la réaction de synthèse de l'ammoniac :



- 1) a) calculer pour la température 298 k,  $\Delta_r H^\circ_{(1)}$ ,  $\Delta_r S^\circ_{(1)}$ ,  $\Delta_r G^\circ_{(1)}$ .  
b) - Ecrire l'équation- bilan associée à la combustion de  $\text{NH}_3 (\text{g})$  (E.B<sub>(2)</sub>).  
- Calculer  $\Delta_c H^\circ (\text{NH}_3, \text{g}, 298 \text{ K})$  à partir de E.B<sub>(2)</sub>.
- 2) Calculer  $\Delta_r H^\circ_{(1)}$ ,  $\Delta_r S^\circ_{(1)}$ ,  $\Delta_r G^\circ_{(1)}$  à 1000 K.
- 3) Connaissant l'enthalpie standard d'atomisation des liaisons  $\text{N}=\text{N}$  (dans  $\text{N}_2$ ),  
 $\text{H}-\text{H}$  (Dans  $\text{H}_2$ ) et  $\text{O}-\text{H}$  (dans  $\text{H}_2\text{O}$ ) à 298 K soit respectivement (en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )  
946, 436, 463, calculer :
  - a) à partir de E.B<sub>(1)</sub>  $\Delta_{\text{at}} H^\circ (\text{N}-\text{H}, 298 \text{ K})$
  - b) à partir de E.B<sub>(2)</sub>  $\Delta_{\text{at}} H^\circ (\text{O}=\text{O}, 298 \text{ K})$ .

### Les données :

	$\Delta_f H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$S^\circ (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	$\Delta_f G^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$C_p^\circ (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$
<b>H<sub>2</sub></b>	0	130,684	0	28,824
<b>N<sub>2</sub></b>	0	191,61	0	29,125
<b>NH<sub>3</sub></b>	-46,11	192,45	-16,48	35,06

### Exercice N° 4

Trouver la relation du potentiel chimique ( $\mu$ ) d'un gaz parfait.

- a) En fonction de la pression.
- b) En fonction de la fraction molaire.
- c) En fonction de la température .Etablir la relation de Gibbs-Duhem.



**Exercices aux étudiants :**

**Exercice 01 :**

On considère  $1\text{ m}^3$  de G.P initialement dans les conditions normales. On lui fait subir d'abord un réchauffement de  $10\text{ K}$  sous une pression constante puis une compression isotherme réversible jusqu'au volume initial et enfin une détente adiabatique réversible jusqu'à la température initiale.

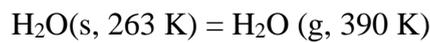
On donne :  $S^\circ_{273} = 200\text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ,  $R = 8.314\text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

- 1- Compléter le tableau.
- 2- Représenter graphiquement ( $w$ ) et ( $Q$ ) de ces 3 transformations.

	$\Delta U$ (kJ)	$\Delta H$ (kJ)	$\Delta S$ (kJ)	$\Delta A$ (kJ)	$\Delta G$ (kJ)
Réchauffement Isotherme					
Compression Isotherme					
Détente Adiabatique					

**Exercice 02 :**

- 1) Calculer la chaleur et l'entropie reçue par  $1,00$  au cours de la transformation :



Effectuée sous une pression constante de  $1\text{ bar}$ .

**Données:**

$C^\circ_P(\text{H}_2\text{O}, l) = 75,291\text{ J K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ,  $C^\circ_P(\text{H}_2\text{O}, g) = 33,58\text{ J K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ,  $C^\circ_P(\text{H}_2\text{O}, s) = 32,00\text{ J K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

$\Delta_{\text{fus}}H(\text{H}_2\text{O}, 273\text{ K}) = 6,00\text{ KJ}.\text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta_{\text{vap}}H(\text{H}_2\text{O}, 273\text{ K}) = 33,27\text{ KJ}.\text{mol}^{-1}$ .

- 2) On effectue la transformation décrite en 1), en mettant en contact sous  $1\text{ bar}$ ,  $1,00$  mole d'eau solide à  $263\text{ K}$  avec une surface de chaleur à  $390\text{ K}$ . On supposera qu'au cours de ce processus la quantité de chaleur perdue par la source et celle transférée à l'eau sont égales.
  - a) Calculer l'entropie reçue par l'eau et par la source (respectivement  $(\Delta S)_{\text{eau}}$  et  $(\Delta S)_{\text{source}}$  au cours de ce processus.
  - b) Commenter les résultats.



### Exercice 03 :

Calculer la variation d'enthalpie de la réaction ( $\Delta H_R$ ) :

A l'aide des équations réactionnelles et des chaleurs de combustion de trois composés.

On donne les enthalpies de combustion (les produits obtenus de combustion sont :  $\text{CO}_2$  (g) et  $\text{H}_2\text{O}$  (g))

$$\text{H}_2(\text{gaz}) = -285,84 \text{ kJ. mol}^{-1}, \quad \text{C} = -393,51 \text{ kJ. mol}^{-1}, \quad \text{CH}_4(\text{gaz}) = -890,35 \text{ kJ. mol}^{-1}, \quad \text{C}_2\text{H}_6(\text{gaz}) = -1559,8$$

### Exercice 04 :

On détend de façon adiabatique réversible 10 litres de G.P monoatomique de 10 atm à 2 atm, de  $0^\circ\text{C}$  à la température finale ( $T_f$ )

- 1- Déterminer ( $T_f$ ).
- 2- Calculer : ( $\Delta A$ ) et ( $\Delta G$ )

$$\text{On donne } S^\circ = 49 \text{ cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} \quad C_P = 5/2 R \quad R = 8,32 \text{ J K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Reprendre l'exercice de façon adiabatique mais irréversible contre une pression extérieure de 1 atm.

