



Série n° 2 de chimie 2 (1^{er} principe et son application à la thermochimie)

Exercice 1

On considère une certaine quantité de gaz parfait dans un état (I) caractérisé par :

$T_1=300\text{K}$; $P_1=1\text{atm}$; $V_1=50\text{L}$.

On effectue, à partir de l'état initial, successivement les 4 transformations suivantes :

- Transformation adiabatique réversible jusqu'à l'état (II) caractérisé par $T_2=400\text{K}$
- Transformation à pression constante jusqu'à l'état (III) caractérisé par $T_3=350\text{K}$
- Transformation à volume constant jusqu'à l'état (IV) caractérisé par $T_4=T_1$
- Transformation isotherme réversible ramenant le gaz vers l'état (I)

- a) Calculer les coordonnées des différents états I, II, III et IV
- b) Représenter sur un diagramme Clapeyron (P,V) le cycle décrit par le gaz
- c) Calculer pour chaque transformation ainsi que pour le cycle W, Q, ΔU et ΔH

On donne : $C_p=5\text{ Cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $C_v=3\text{ Cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $R=2\text{ Cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercice 2

Un récipient fermé par un piston mobile renferme 2 g d'hélium dans les conditions (P_1, V_1).

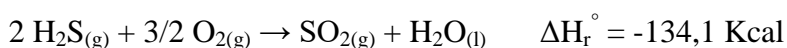
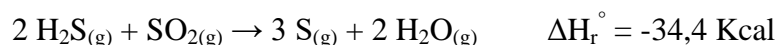
On opère une compression adiabatique de façon réversible qui amène le gaz dans les conditions (P_2, V_2). Sachant que $P_1=1\text{bar}$; $V_1=10\text{L}$; $P_2=3\text{ bar}$. Déterminer :

- a) Le volume final V_2
- b) Le travail échangé par le gaz avec le milieu extérieur
- c) La variation d'énergie interne du gaz
- d) Déduire la variation de température du gaz sans calculer sa température initiale.

On donne : $\gamma=5/3$; $R=8,31\text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$; $M(\text{He})=4\text{g/mol}$

Exercice 3

Calculer l'enthalpie standard de formation $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2)_{(g)}$ sachant qu'à 25°C :



Et que la chaleur de vaporisation de l'eau est $10,6\text{ Kcal/mol}$

Exercice 4

L'enthalpie standard de la réaction de combustion de méthane à 25°C et sous une atmosphère est égale à -212,8 kcal. Connaissant les enthalpies des réactions suivantes :



a) Calculer l'enthalpie standard de formation du méthane gazeux $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_{4(\text{g})})$.

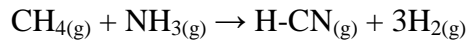
b) Calculer l'enthalpie de combustion du méthane sous une atmosphère et à la température de 1273 K, en utilisant la méthode du cycle.

$C_p(\text{CH}_{4(\text{g})}) = 13,2 \text{ cal/mol.K}$; $C_p(\text{O}_{2(\text{g})}) = 7,6 \text{ cal/mol.K}$; $C_p(\text{CO}_{2(\text{g})}) = 11,2 \text{ cal/mol.K}$;

$C_p(\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}) = 9,2 \text{ cal/mol.K}$; $C_p(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = 18,0 \text{ cal/mol.K}$; $\Delta H_{\text{vap},373}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = 9,7 \text{ kcal/mol}$

Exercice 5

Soit la réaction suivante à 25K et sous une pression constante



1. Calculer l'enthalpie standard de réaction

2. Calculer la quantité de chaleur de la réaction à volume constant

On donne :

$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_{4(\text{g})}) = -74,9 \text{ KJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_{3(\text{g})}) = -46,2 \text{ KJ.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{C}\equiv\text{N}) = -877,2 \text{ KJ.mol}^{-1}$;
 $\Delta H^\circ(\text{C-H}) = -413,8 \text{ KJ.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{H-H}) = -435,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{N-N}) = -944,7 \text{ KJ.mol}^{-1}$;
 $\Delta H_{\text{sub(c(s))}}^\circ = 714 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Exercice 6

La glycine $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH}$ est composé solide à l'état standard. Calculer l'enthalpie de la liaison carbonyle C=O à partir des données :

On donne :

$\Delta H_f^\circ(\text{glycine}) = -536,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{sub(c)}}^\circ = 717,70 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{sub(glycine)}}^\circ = 175,90 \text{ kJ/mol}$;
 $\xi^\circ(\text{H-H}) = 435,52 \text{ kJ/mol}$; $\xi^\circ(\text{N-N}) = 943,84 \text{ kJ/mol}$; $\xi^\circ(\text{O=O}) = 497,84 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H^\circ(\text{C-C}) = -345,27 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ(\text{C-H}) = -412,57 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ(\text{C-O}) = -357,39 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H^\circ(\text{O-H}) = -462,31 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ(\text{C-N}) = -304,30 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ(\text{N-H}) = -390,41 \text{ kJ/mol}$;