

EXERCICES SUR LA THERMODYNAMIQUE (Série N°3)

Exercice 1

L'état initial d'une mole de gaz parfait est caractérisé par $P_0 = 2 \cdot 10^5$ Pa , $V_0 = 14$ L . On fait subir successivement à ce gaz les transformations réversibles suivantes :

- Une détente isobare qui double son volume ;
 - Une compression isotherme qui le ramène à son volume initial ;
 - Un refroidissement isochore qui le ramène à l'état initial.
1. A quelle température s'effectue la compression isotherme ? En déduire la pression maximale atteinte.
 2. Représenter le cycle de transformations dans le diagramme (P , V) .
 3. Calculer les travaux et transferts thermiques échangés par le système au cours du cycle, soient W_1 , W_2 , W_3 , Q_1 , Q_2 et Q_3
$$\gamma = \frac{C_p}{C_v} = 1,4$$
 (supposé constant dans le domaine de températures étudié).
 4. Montrer que le premier principe de la thermodynamique est vérifié.

Exercice 2

Calculer la variation d'enthalpie lorsqu'une mole d'iode passe de 300K à 500K sous la pression d'une atmosphère. On donne les chaleurs molaires des corps purs :

$$C_p (\text{I}_2, \text{solide}) = 5,4 \text{ cal. mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p (\text{I}_2, \text{liquide}) = 19,5 \text{ cal. mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p (\text{I}_2, \text{gaz}) = 9,0 \text{ cal. mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

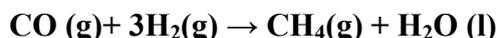
Les enthalpies molaires de changement de phases (chaleurs latentes) :

$$\Delta H^\circ_{\text{vaporisation}, 475\text{K}} = 6,10 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{fusion}, 387\text{K}} = 3,74 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

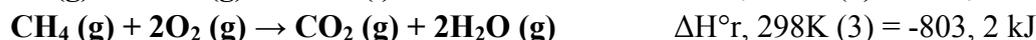
Exercice 3

Calculer l'enthalpie standard $\Delta H^\circ_{r,298\text{K}}$ de la réaction suivante :



- a) En déduire la valeur de l'énergie interne $\Delta U^\circ_{r,298\text{K}}$ de la même réaction.
- b) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique?

On donne les enthalpies standards des réactions de combustion $\Delta H^\circ_{r,298\text{K}}$ de CO, de H₂ et de CH₄ :



- c) Calculer l'enthalpie standard de la même réaction à une température de -10 °C

$$C_p(\text{CH}_4, \text{g}) = 13,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{O}_2, \text{g}) = 7,6 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{CO}, \text{g}) = 11,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{H}_2, \text{g}) = 9,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 18,0 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{glace}) = 9 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{fusion}, 273\text{K}}(\text{H}_2\text{O}, \text{s}) = 6,056 \text{ kJ. mol}^{-1}.$$

Exercice 4

- 1- Quelle est l'enthalpie standard de formation de l'octane gazeux à 298 K.
- 2- Quelle est l'enthalpie standard de la réaction de combustion complète de l'octane.

données à 298 K :

Enthalpie standard de liaisons (ΔH°_L) (kJ/mol) : C-C : 345 ; C-H : 415 ; H-H : 436 ; O=O : 495.

Enthalpie molaire standard de formation (ΔH°_f) (kJ/mol) : C(g) : 716,6.

Composés	H ₂ O(g)	CO ₂ (g)
ΔH°_f (kJ/mol)	-241,83	-393,5

Exercice 5

- 1- Calculer la variation d'entropie standard à 25°C accompagnant les réactions de dissociation des composés NO₂(g) et CaCO₃(s) selon les schémas réactionnels suivants :



- 2- Calculer l'enthalpie libre standard (ΔG°) à 25°C de la réaction suivante :



On donne :

$$\Delta S_f^\circ, 298(\text{NO}_2, \text{g}) = -14,35 \text{ u.e}$$

$$S^\circ_{298}(\text{CO}_2, \text{g}) = 51,1 \text{ u.e.}$$

$$S^\circ_{298}(\text{CaO}, \text{s}) = 9,5 \text{ u.e}$$

$$\Delta S_r^\circ_{298}(\text{CaCO}_3, \text{s}) = 22,2 \text{ u.e.}$$

$$S^\circ_{298}(\text{NO}, \text{g}) = 50,34 \text{ u.e ;}$$

$$S^\circ_{298}(\text{N}_2, \text{g}) = 45,77 \text{ u.e.}$$

$$S^\circ_{298}(\text{O}_2, \text{g}) = 49,00 \text{ u.e ;}$$

$$\Delta H_f^\circ, 298(\text{NO}, \text{g}) = 21,6 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

(Unité d'entropie : u.e = cal.mol⁻¹.K⁻¹)