



## TRAVAUX DIRIGES DE CHIMIE: TD N° 05

### La thermodynamique chimique

#### 1. LOI DES GAZ PARFAITS ET LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

##### EXERCICE 01:

Calculer la valeur de la constante des gaz parfaits (R) sachant que 1mole de GP occupe un volume de 22,4L sous une

1. En L. atm .mole<sup>-1</sup> . K<sup>-1</sup>
2. En J. mole<sup>-1</sup> . K<sup>-1</sup>
3. En L. mm Hg .mole<sup>-1</sup> . K<sup>-1</sup>
4. En cal. mole<sup>-1</sup> .K<sup>-1</sup> On donne : 1atm=1,01325 10<sup>5</sup> P ; 1 cal = 4,18 Joules

##### EXERCICE 02:

Déterminer le travail mis en jeu par 2 litres de gaz parfait maintenus à 25°C sous la pression de 5 atmosphères (état 1) qui se détend de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres (état 2)

- a) de façon réversible. b) de façon irréversible.

##### EXERCICE 03:

Une mole de N<sub>2</sub>(g), considérée comme un gaz parfait est portée de 20°C à 100°C.

- Calculer la quantité de chaleur Q reçue par ce système, dans les 2 cas suivants :

1- lorsque la transformation est isochore. 2- lorsque la transformation est isobare

On donne Cp (N<sub>2</sub>,g) = 33 J. mole<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>; R = 8,31 J. mole<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

##### EXERCICE 04:

On considère l'oxydation de l'ammoniac par l'oxygène selon le schéma réactionnel :



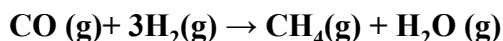
Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de NH<sub>3</sub> (g) connaissant les enthalpies molaires standards de formation de NO (g) et de H<sub>2</sub>O (g).

On donne :

$$\Delta H_{\text{f},298\text{K}}(\text{NO},\text{g}) = 21,5 \text{ kcal. mole}^{-1} \text{ et } \Delta H_{\text{f},298\text{K}}(\text{H}_2\text{O},\text{g}) = -58,0 \text{ kcal. mole}^{-1}$$

##### EXERCICE 05:

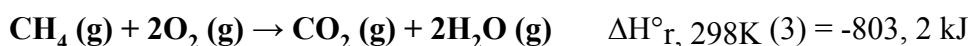
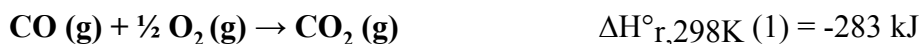
Calculer l'enthalpie standard  $\Delta H_{\text{r},298\text{K}}$  de la réaction suivante :



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 H<sub>2</sub> et de CH<sub>4</sub> :



### EXERCICE 06:

Calculer la chaleur de combustion  $\Delta H^\circ_{r,298\text{K}}$  de l'acide oxalique solide (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4,s</sub>) à 25°C et la pression atmosphérique, en utilisant les enthalpies molaires standards de formation.

Sachant que :  $\Delta H^\circ_{f,298}(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4, \text{s}) = -1822,2 \text{ kJ.mole}^{-1}$

$$\Delta H^\circ_{f,298}(\text{CO}_2, \text{g}) = -393 \text{ kJ.mole}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{f,298}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,2 \text{ kJ.mole}^{-1}$$

## 2. SECOND PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE

### EXERCICE 01:

Calculer la variation d'entropie standard à 25°C accompagnant les réactions de dissociation des composés NO<sub>2</sub> (g) et CaCO<sub>3</sub> (s) selon les schémas réactionnels suivants : 1.  $\text{NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{N}_2\text{(g)}$  2.  $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{CaO (s)}$

On donne :  $\Delta S^\circ_{f,298}(\text{NO}_2, \text{g}) = -14,35 \text{ u.e}$

$S^\circ_{298}(\text{CO}_2, \text{g}) = 51,1 \text{ u.e}$  ;  $S^\circ_{298}(\text{CaO}, \text{s}) = 9,5 \text{ u.e}$  ;  $S^\circ_{298}(\text{CaCO}_3, \text{s}) = 22,2 \text{ u.e}$ .

(Unité d'entropie :  $\text{u.e} = \text{cal.mole}^{-1} .\text{K}^{-1}$  )

### EXERCICE 02:

Calculer l'enthalpie libre standard à 25°C ( $\Delta G^\circ$ ) de la réaction suivante :



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

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

$$S^\circ_{298}(\text{N}_2, \text{g}) = 45,77 \text{ u.e} ; \Delta H^\circ_{f,298}(\text{NO}, \text{g}) = 21,6 \text{ kcal.mole}^{-1}$$