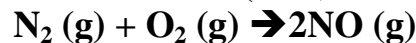


**SERIE 2**

**Exercice 1**

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



Sachant que :

$$s^\circ_{298} (\text{NO}, \text{g}) = 50,34 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}; s^\circ_{298} (\text{N}_2, \text{g}) = 45,77 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}.$$

$$s^\circ_{298} (\text{O}_2, \text{g}) = 49,00 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} ; \Delta H_f^\circ, 298 (\text{NO}, \text{g}) = 21,6 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

**Exercice 2**

Le carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3 (\text{s})$  se décompose selon la réaction :



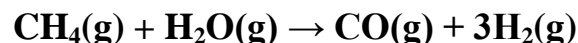
- Cette réaction est-elle thermodynamiquement possible dans les conditions standards ?
- A partir de quelle température devient-elle possible ? On suppose que l'enthalpie et l'entropie de la réaction sont indépendantes de la température.

On donne : les enthalpies molaires de formation et les entropies molaires absolues à l'état standard

	$\text{CaCO}_3 (\text{s})$	$\text{CaO} (\text{s})$	$\text{CO}_2 (\text{g})$
$\Delta H_f^\circ, 298(\text{kJ. mol}^{-1})$	-1210,11	-393,14	-634,11
$s^\circ_{298}(\text{J. K}^{-1} . \text{mol}^{-1})$	92,80	213,60	39,71

**Exercice 3**

On considère la réaction:



- Calculer les variations d'enthalpie libre standard à 25°C et à 727°C. Conclure.
- Déterminer la température à partir de laquelle la réaction évolue spontanément pour obtenir le monoxyde de carbone. (On supposera  $\Delta_r H^\circ$  et  $\Delta_r S^\circ$  constantes dans le domaine de température considéré).

**Données :**

Enthalpies molaires standards de formation à 298K (kJ/mol) :

$$\Delta_f H^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = -74,8; \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8; \Delta_f H^\circ(\text{CO}(\text{g})) = -110,5.$$

Entropies absolues standard à 298K (J/K.mol):

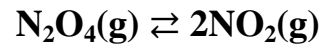
$$S^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = 186,2; S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 188,7; S^\circ(\text{CO}(\text{g})) = 197,6. S^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = 130,6.$$

Capacités calorifiques molaires à pression constante (J/K.mol) :

$$C_P(\text{CH}_4(\text{g})) = 35,8; C_P(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 33,1; C_P(\text{CO}(\text{g})) = 28,8. C_P(\text{H}_2(\text{g})) = 28,8.$$

#### Exercice 4

A 300K, la variation de l'enthalpie libre standard de la réaction suivante  $\Delta_r G^\circ_{300}$  est de **4,477kJ/mol**.



- 1- Calculer la valeur de la constante d'équilibre **Kp**.
- 2- Donner l'état d'avancement de la réaction en utilisant le coefficient de dissociation  $\alpha$  de **N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>**.

$$\alpha = \text{nombre moles dissociées} / \text{nombre de mole initial.}$$

- 3- Calculer  $\alpha$  à 300K et sous la pression totale de 1atm puis de 0,5atm.  
Conclure.

#### Exercice 5

La déshydratation par la chaleur de l'hydroxyde de calcium conduit à l'équilibre suivant:



- a) Quelle est la variance du système à l'équilibre?
- b) Quel est l'effet de la pression totale sur l'équilibre?
- c) On fixe, pour ce système, la température et la pression. Que se passe-t-il:
  - Lorsque la pression imposée est inférieure à la pression d'équilibre?
  - Lorsqu'elle lui est supérieure?