**Thermodynamique**

**Fiche de TD N° 5**

* ***L’Enthalpie Libre***

**Exercice 1 :**

Calculer l’enthalpie libre standard à 25°C (∆G°) de la réaction suivante :

 N2 (g) + O2 (g) →2NO (g)

 Sachant que :

S°298 ( NO, g) = 50,34 cal.mol-1.K-1; S°298 ( N2, g) = 45,77 cal.mol-1.K-1. S°298 ( O2, g) = 49,00 cal.mol-1.K-1; ∆Hf°,298 (NO, g) = 21,6 kcal.mol- 1

**Exercice 2 :**

Le carbonate de calcium CaCO3 (s) se décompose selon la réaction :

CaCO3 (s) → CaO (s) + CO2 (g)

a) Cette réaction est-elle thermodynamiquement possible dans les conditions standards ?

 b) 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 :**

 **CaCO3 (s) CaO (s) CO2 (g)**

 **∆hf°,298(kJ. mol-1)** -1210,11 -393,14 -634,11

**\_ S°298(J. K-1. mol -1)** 92,80 213,60 39,71

**Exercice 3 :**

100L d´azote a T=0°C (gaz supposé parfait) subit une compression réversible et entropie constante de1 atm a 20 atm .Calculer : ΔU, ΔH, ΔS et ΔG.

**On donne**C*p (N 2,g)* = 6,95cal/mol.K et S° = 45,2 cal/mol.K ,γ=1,4.

**Exercice 4:**

Calculer ΔG°R pour la réaction à 25°C: NaI(s) → Na+(aq) + I-(aq)

Sachant que les ΔG°*f*sont : -286,06 -261,91 -51,57 (KJ/mol)

Cette réaction est elle spontanée à 25°C ?

**Exercice 5:**

Calculer ΔG°R de la réaction en utilisant les données du tableau ci-dessous :

C2H4 (g) + H2O(g) → C2H5OH(l)

Cette réaction est-elle spontanée à 25°C et 1atm. Calculer ΔG° à 500K ΔH° est constant et C2H5OH(l) s’évapore à 78,5°C).

**On donne :** à 298K et 1atm.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  | **C2H6O(l)** | **C2H6O(g)** | **H2O(g)** | **C2H4(g)** |
| **ΔG°*f* Kcal.mol-1** |  |  |  | -41,8 | -40,28 | -54,68 | 16,30 |
| **ΔH°*f* Kcal.mol-1** |  |  |  | -66,41 | -56,24 | -57,85 | 12,51 |
| **S°298K cal.mol-1.K-1** |  |  |  | 38,44 | 67,61 | 45,15 | 52,5 |

* **la composition du mélange**

**Exercice 6 :**

Soit la réaction  **CO (g) + H2O (g) ⇔ H2 (g) + CO2 (g)**

**1**. Donner les variations d’enthalpie (∆H°r, 298) et d’entropie (∆S°r, 298) standards de la réaction. **2.** Calculer la constante d’équilibre Kp à 900°C

**3.** Calculer le nombre de moles des différents constituants du mélange à l’équilibre pour un mélange initial à 900°C de 20 moles de CO, 15 moles de CO2 et 25 moles H2.

**4.** Calculer la température d’inversion de l’équilibre pour favoriser la formation de l’eau.

On donne :

 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 CO(g) H2O(g) H2(g) CO2(g) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

s° J /mol K 197,7 188,7 130,6 213,4

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

∆H° KJ/mol –110,4 -241,6 0 -393,1 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Exercice 7 :**

1. Le pentachlorure d’antimoine se décompose en phase gazeuse à 448°C dans un récipient de 5litres selon: **SbCl5(g) ⇄ SbCl3(g) + Cl2(g)**

A l’équilibre le mélange contient 3,84g de SbCl5 ; 9,14g de SbCl3 et 2,84g de Cl2.

Calculer : Kp ; Kc et la pression partielle de chaque gaz.

1. On place 10g de SbCl5 dans le même récipient (vide) de 5litres à 448°C.

Calculer les concentrations et les pressions partielles de chaque gaz à l’équilibre.

1. On place 5g de SbCl5 et 5g de SbCl3 dans le même récipient (vide) de 5litres à 448°C.

Quelles seront les nouvelles concentrations et les pressions partielles à l’équilibre.

Kc = 2,5.10-2 à 448°C. Les masses atomiques sont : Sb : 121,75 ; Cl : 35,5 g/mol.

* **Le degré de dissociation α**

**Exercice 8:**

On introduit 1,15 g du composé N2O4 à l’état solide dans un récipient initialement vide, de capacité d’un litre et de température 25°C. N2O4 se vaporise totalement et se dissocie en partie selon la réaction : **N2O4 (g) <=> 2NO2 (g)**

Lorsque l’équilibre est établi, la pression totale se fixe à 0,4 atm.

**Calculer :**

**1.** Le degré de dissociation α et en déduire le nombre de moles de chacun des deux gaz dans le mélange à l’équilibre.

**2.** La constante Kp de l’équilibre avec les pressions exprimées en atmosphère.

**3.** L’enthalpie libre molaire standard de formation de N2O4 (g) à 25°C, sachant que : ∆G0298 (NO2, g) =52,3 KJ mol-1

Les gaz seront considérés comme parfaits. On donne : R = 8,31 J.mol-1.K-1,

 M(N) = 14g.mol-1, M(O) = 16g.mol-1