

TD DE THERMOCHEMIE DE L'ENSA₁
Série n°8

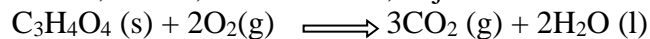
Exercice1 :

Quelle est la valeur de la constante des gaz parfaits, R, sachant qu'une mole d'un gaz parfait occupe un volume de 22,4 litres sous la pression d'une atmosphère et à 0°C ?
Donner le résultat en l.atm.k⁻¹.mol⁻¹, j.k⁻¹.mol⁻¹ et en cal.k⁻¹.mol⁻¹.

Exercice2 :

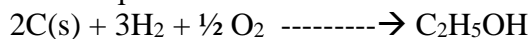
La réaction de combustion de 104 g d'acide malonique cristallisé C₃H₄O₄ (HOOC-CH₂-COOH) s'accompagne d'une variation d'énergie interne égale à -865,7 kJ lorsqu'elle est réalisée à volume constant et à température de 25°C. Calculer la chaleur de combustion à pression constante de l'acide malonique à cette même température.

On donne : C = 12, O = 16, H = 1 et R = 8,32 j.k⁻¹.mol⁻¹



Exercice3:

L'enthalpie standard de formation de l'éthanol C₂H₅OH est ΔH⁰ = -237 KJ/mol à 25°C.



On donne les énergies de liaisons :

$$\text{H-H} = \Delta\text{H}_1 = 435 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{O=O} = \Delta\text{H}_2 = 498 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{O-H} = \Delta\text{H}_3 = 460 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{C-H} = \Delta\text{H}_4 = 414 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{C-C} = \Delta\text{H}_5 = 347 \text{ KJ/mol}$$

L'enthalpie standard de formation de C(g) à partir de C(s) est : ΔH₆ = 717 KJ/mol

Calculer l'énergie de liaison C-O dans l'éthanol

Exercice4 :

Soit la réaction : $\frac{3}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{O}_3 (\text{g})$

La variation d'enthalpie libre standard ΔG° de la réaction étant de 39,06 kcal/mol, dans quel sens cette réaction va-t-elle évoluer spontanément ?

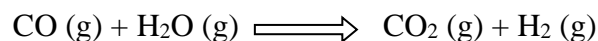
Confirmer ce résultat en calculant la constante d'équilibre K_p de cette réaction

(R=2 cal.mol⁻¹ k⁻¹ et T=298 K)

Sachant que les entropies absolues, exprimées en cal.K⁻¹.mole⁻¹, à 298 K, sont de 49 pour O₂ et 56,8 pour O₃, en déduire la variation d'enthalpie standard ΔH° de la réaction à 298 K.

Exercice5 :

Soit la réaction :



1) Calculer : ΔH° 298, ΔS° 298 et ΔG° 298 de la réaction

2) A l'équilibre calculer K_p à 298K

On donne:

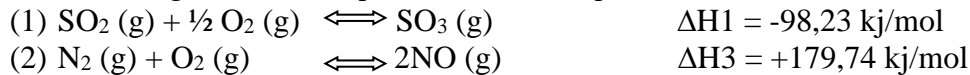
| | Enthalpie standard de formation ΔH°_{298} | Entropie Standard S°_{298} |
|------------------|---|--|
| CO ₂ | -94,052 Kcal.mole ⁻¹ | 51,06 cal.K ⁻¹ .mole ⁻¹ |
| CO | -26,416 Kcal.mole ⁻¹ | 47,80 cal.K ⁻¹ .mole ⁻¹ |
| H ₂ O | -57,798 Kcal.mole ⁻¹ | 45,106 cal.K ⁻¹ .mole ⁻¹ |
| H ₂ | - | 31,211 cal.K ⁻¹ .mole ⁻¹ |

TD DE THERMOCHEMIE DE L'ENSA1
Série n° 9

Exercice1 :

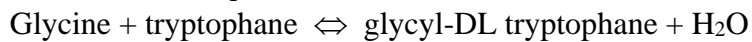
Quelle est l'influence :

- a- d'une augmentation de température,
- b- d'une augmentation de pression, sur les équilibres suivants :



Exercice2 :

On considère l'équilibre



On donne à 27°C les enthalpies standard de formation et les enthalpies libres standard de formation suivantes :

| Composés | $\Delta H^\circ \text{ KJ.mol}^{-1}$ | $\Delta G^\circ \text{ KJ.mol}^{-1}$ |
|-----------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| Glycine | -536,7 | -377,5 |
| Tryptophane | -414,6 | -119,1 |
| Glycyl-DL tryptophane | -621,9 | -228,6 |
| Eau | -285,9 | -237 |

1° Calculer ΔS° , variation d'entropie standard correspondant à la réaction se produisant dans le sens 1 à 27°C.

2° Calculer la valeur de la constante d'équilibre à cette même température.

3° Dans quel sens se déplacera-t-il si l'on élève la température?

On donne $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercice3:

1- Soit la réaction : $\text{CH}_4(\text{g}) + 4 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + 4 \text{HCl}(\text{g})$

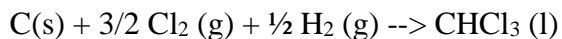
$\Delta H^\circ = -401,08 \text{ kJ/mol}$ à 298 K.

- a- Calculer l'enthalpie standard de formation de $\text{CCl}_4(\text{g})$.
- b- Calculer l'enthalpie standard de cette réaction à 650 °K

2- Soit la réaction : $\text{C}(\text{s}) + 2 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g})$

Calculer l'énergie de la liaison C-Cl.

3- Soit la réaction de formation du trichlorométhane (chloroforme)



Calculer l'enthalpie standard de formation du chloroforme

On donne : $\Delta H^\circ(\text{C-H}) = 415 \text{ kJ/mol}$ à 298 K

L'enthalpie molaire de vaporisation du trichlorométhane : 30,4 kJ/mol

| composé | $\text{CH}_4(\text{g})$ | $\text{HCl}(\text{g})$ | $\text{H}(\text{g})$ | $\text{Cl}(\text{g})$ | $\text{C}(\text{g})$ |
|---------------------------------|-------------------------|------------------------|----------------------|-----------------------|----------------------|
| $\Delta H^\circ(\text{kJ/mol})$ | -74,6 | -92,3 | 218 | 121,3 | 716,7 |

| composé | $\text{CH}_4(\text{g})$ | $\text{Cl}_2(\text{g})$ | $\text{HCl}(\text{g})$ | $\text{CCl}_4(\text{g})$ |
|---|-------------------------|-------------------------|------------------------|--------------------------|
| $C_p^\circ(\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$ | 35,71 | 33,93 | 29,12 | 83,51 |

Exercice 4 :

Calculer à 298 K la constante d'ionisation K_a de l'acide formique HCOOH , sachant qu'à 298 K

| | ΔH° (kJ/mol) | S° (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹) |
|--------------------------|---------------------------|---|
| HCOOH aqueux | -409,6 | 163,4 |
| HCOO ⁻ aqueux | -409,6 | 91,5 |

Et que par convention, l'enthalpie de formation et l'entropie du proton aqueux H^+_{aq} sont nulles.