

TD DE THERMOCHEMIE DE L'ENSA<sub>1</sub>  
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<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>, j.k<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup> et en cal.k<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>.

**Exercice2 :**

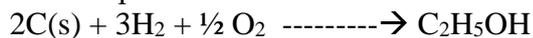
La réaction de combustion de 104 g d'acide malonique cristallisé C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O<sub>4</sub> (HOOC-CH<sub>2</sub>-COOH) s'accompagne d'une variation d'énergie interne égale à -865,7 kJ lorsqu'elle est réalisée à volume constant et à température de 25°C. Calculer la chaleur de combustion à pression constante de l'acide malonique à cette même température.

On donne : C = 12, O = 16, H = 1 et R = 8,32 j.k<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>



**Exercice3:**

L'enthalpie standard de formation de l'éthanol C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH est ΔH<sup>0</sup> = -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 : ΔH<sub>6</sub> = 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<sub>p</sub> de cette réaction

(R=2 cal.mol<sup>-1</sup> k<sup>-1</sup> et T=298 K)

Sachant que les entropies absolues, exprimées en cal.K<sup>-1</sup>.mole<sup>-1</sup>, à 298 K, sont de 49 pour O<sub>2</sub> et 56,8 pour O<sub>3</sub>, 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<sub>p</sub> à 298K

On donne:

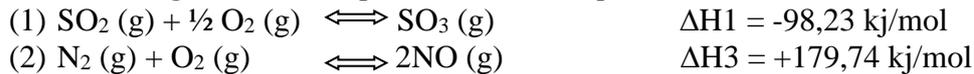
	Enthalpie standard de formation $\Delta H^\circ_{298}$	Entropie Standard $S^\circ_{298}$
CO <sub>2</sub>	-94,052 Kcal.mole <sup>-1</sup>	51,06 cal.K <sup>-1</sup> .mole <sup>-1</sup>
CO	-26,416 Kcal.mole <sup>-1</sup>	47,80 cal.K <sup>-1</sup> .mole <sup>-1</sup>
H <sub>2</sub> O	-57,798 Kcal.mole <sup>-1</sup>	45,106 cal.K <sup>-1</sup> .mole <sup>-1</sup>
H <sub>2</sub>	-	31,211 cal.K <sup>-1</sup> .mole <sup>-1</sup>

TD DE THERMOCHEMIE DE L'ENSA1  
Série n° 9

**Exercice1 :**

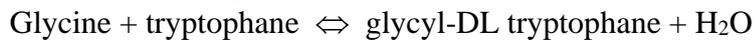
Quelle est l'influence :

- 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  $\Delta S^\circ$ , 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 :  $\text{CH}_4(\text{g}) + 4 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + 4 \text{HCl}(\text{g})$

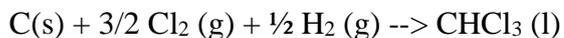
$\Delta H^\circ = -401,08 \text{ kJ/mol}$  à 298 K.

- 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  $\text{HCOOH}$ , sachant qu'à 298 K

	$\Delta H^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup> )
HCOOH aqueux	-409,6	163,4
HCOO <sup>-</sup> aqueux	-409,6	91,5

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