

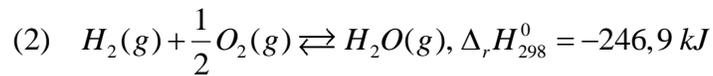
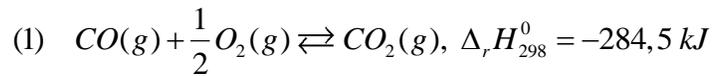
PRATIQUE #9

Nouvelles connaissances :

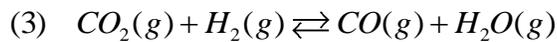
- Les lois de la thermochimie
- Les grandeurs standard
- Température de flamme et d'explosion
- Troisième principe de la thermodynamique : entropie absolue

Exercice 1

- a) On donne les enthalpies standard des réactions (1) et (2) :



En déduire la valeur $\Delta_r H_{298}^0$ pour la réaction



- b) On donne les capacités molaires à pression constante dans le tableau ci-dessous. En déduire l'enthalpie de réaction pour la réaction (3), à la température de 1198 K,

$$\Delta_r H_{1198}^0.$$

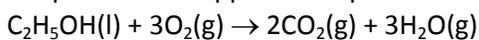
	$CO_2(g)$	$H_2(g)$	$CO(g)$	$H_2O(g)$
$c_{pm} \text{ (JK}^{-1}\text{mol}^{-1}\text{)}$	49,4	29,7	31,4	38,5

- c) Dans une enceinte à pression constante et égale à 1 bar, on introduit 1 mole de CO_2 et une mole de H_2 à la température de 25°C. On porte l'ensemble à 1198 K et on observe l'équilibre $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$. On mesure au cours de cette opération une absorption de chaleur $Q=86525 \text{ J}$. En déduire le nombre de moles de chacun des constituants dans l'état final.

À noter : les gaz sont assimilés à des gaz parfaits.

Exercice 2 : Température de flamme

On considère une lampe à l'alcool qui brûle de l'éthanol en utilisant de l'air en quantité stœchiométrique. Si on admet que la chaleur libérée par la combustion est entièrement utilisée pour élever la température des produits de la réaction, la température théorique atteinte par ces produits est appelée température de flamme. La réaction de combustion de l'éthanol est :



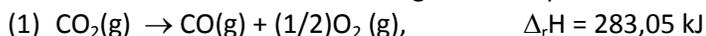
1. Calculer la température de flamme dans le cas présent, les réactifs étant initialement à la température de 25°C.
2. Critiquer brièvement le modèle utilisé pour calculer une telle température.

Données :

	N ₂ (g)	O ₂ (g)	H ₂ O(g)	CO ₂ (g)	C ₂ H ₅ OH(l)
$\Delta_f H_{298}^0$ (kJ mol ⁻¹)	0	0	-241,8	-393,5	-277,6
$c_{p,m}$ (J K ⁻¹ mol ⁻¹)	29,1	129,4	33,6	37,1	112,0

Exercice 3

Calculer à 25°C les variations de l'énergie interne pour les réactions :

**Exercice 4**Calculer $\Delta_r U_{800}$ pour la réaction $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ en sachant que $\Delta_r H_{300} = -136,7 \text{ kJ}$

Données :

	$c_{p,m}$ (J K ⁻¹ mol ⁻¹)
C ₂ H ₄ (g)	43,5
H ₂ (g)	28,8
C ₂ H ₆ (g)	52,6

Exercice 5

1. Calculer l'entropie molaire standard du monoxyde de carbone en fonction de la température.

On donne les caractéristiques des états (capacités thermiques en J K⁻¹ mol⁻¹) :

$$0 < T < 15 \text{ K} : \text{solide } \alpha \quad c_{pm}^0 = 1,763 \times 10^{-3} T^3$$

$$15 < T < 61,5 \text{ K} : \text{solide } \alpha \quad c_{pm}^0 = 2,33T - 0,596 \times 10^{-1} T^2 + 6,256 \times 10^{-4} T^3$$

$$61,5 < T < 68 : \text{solide } \beta \quad c_{pm}^0 = 29,967 - 0,3245T$$

$$68 < T < 81 \text{ K} : \text{liquide} \quad c_{pm}^0 = 60,438$$

$$T > 81 \text{ K} : \text{gaz} \quad c_{pm}^0 = 28,41 + 4,1 \times 10^{-3} T - 4,6 \times 10^{-6} T^2$$

Les chaleurs latentes molaires de changement d'état valent :

$$l_{\alpha\beta} = 633 \text{ J mol}^{-1}, l_{\text{fus}} = 835,6 \text{ J mol}^{-1} \text{ et } l_{\text{vap}} = 6040 \text{ J mol}^{-1}.$$