

Série de TD N°03

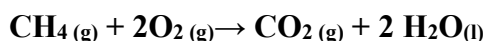
Exercice 1

- 1- Ecrire la réaction de combustion du benzène liquide à 25°C et à pression atmosphérique.
- 2- Calculer l'enthalpie standard de la combustion du benzène liquide.

Composés	H ₂ O (l)	CO ₂ (g)	C ₆ H ₆ (l)	O ₂ (g)
AH_f^0 kJ.mol ⁻¹	-285,83	-393,51	49,45	-

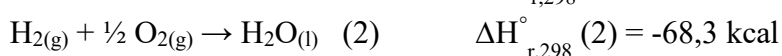
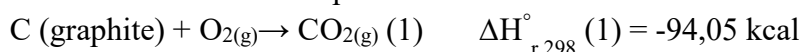
Exercice 2

On donne la réaction de combustion du méthane :



L'enthalpie molaire de combustion du méthane à 25°C et sous une atmosphère est égale à -212,8 kcal.

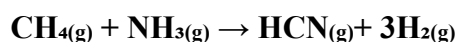
En connaissant les enthalpies des réactions suivantes :



- 1- Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthane gazeux $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{CH}_4(\text{g}))$.
- 2- Déterminer si la réaction est exothermique ou endothermique, justifier.
- 3- On brûle 10 g de CH₄. Calculer la chaleur dégagée. $M(\text{CH}_4)=16 \text{ g/mol}$

Exercice 3

On considère la réaction suivante à 298 K et P = 1 atm :



À l'aide des données ci-dessous :

1. Calculer l'enthalpie de la réaction ΔH_r° à 298 K
2. Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
3. Calculer la chaleur de cette réaction à volume constant ΔU_r°
4. On élève la température à $T_2 = 600 \text{ K}$. Donner l'expression de $\Delta H_r^{\circ} = f(T)$ et calculer l'enthalpie de la même réaction à $T_2 = 600 \text{ K}$.

On donne : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

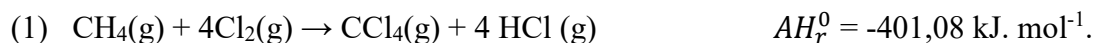
Composé	NH ₃ (g)	CH ₄ (g)	HCN(g)	H ₂ (g)
AH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	-64,2	-74,9	?	0
C_p^0 (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)	34,30	35,57	77,84	28,80

$$\Delta H_{sub}^0(C(s)) = 714 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \Delta H_{l,298}^0(C-H) = -413,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \Delta H_{l,298}^0(C\equiv N) = -877,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{l,298}^0(N\equiv N) = -944,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \Delta H_{l,298}^0(H-H) = -435,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Exercice 4

Il est possible d'obtenir du tétrachlorure de carbone CCl_4 à partir du méthane et du dichlore à 298 K selon la réaction suivante :



- 1) Connaissant les enthalpies standard de formation des composés à 298 K, calculer l'enthalpie standard de formation de $\text{CCl}_4(\text{g})$.
- 2) En déduire l'énergie de la liaison C-Cl.
- 3) Déterminer l'enthalpie standard de formation du trichlorométhane liquide (chloroforme: $\text{CHCl}_3(\text{l})$).
- 4) Calculer l'enthalpie standard de la réaction (1) à 650 K.

Données : $\Delta H_{l,298}^0(C-H) = -415 \text{ k}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\Delta H_{l,298}^0(\text{Cl-Cl}) = -242,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$,
 $\Delta H_{l,298}^0(H-H) = -436 \text{ k}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\Delta H_{sub}^0(C(\text{gra})) = 716,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_{vap}^0 \text{CHCl}_3(\text{l}) = 30,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Composés	$\text{CH}_4(\text{g})$	$\text{HCl}(\text{g})$
$\Delta H_{f,298}^0 (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-74,6	-92,3

Composés	$\text{CH}_4(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	$\text{HCl}(\text{g})$	$\text{CCl}_4(\text{g})$
$C_p^0 (\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1})$	35,71	33,93	29,12	83,51