

SERIE N°3 DE CHIMIE2 (suite)

Thermochimie

Exercice 1* :

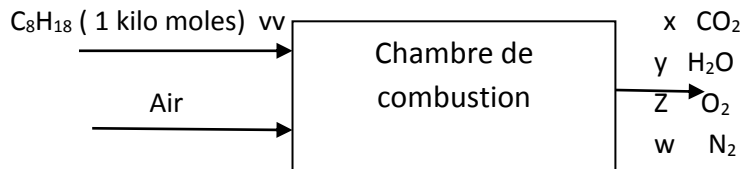
La combustion dans une bombe calorimétrique (volume constant) d'une pastille de 3,762 g d'acide benzoïque ($C_6H_5COOH(s)$) de masse molaire 122,12 g/mol, dans un grand excès d'oxygène dégage 99,44 kJ à 298,15 K.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.
2. Calculer l'énergie interne molaire de combustion ΔU de l'acide benzoïque à 298,15 K.
3. Calculer l'enthalpie molaire de combustion ΔH^0_c de l'acide benzoïque à 298,15 K.
5. Calculer l'enthalpie molaire de formation ΔH^0_f de l'acide benzoïque à 298,15 K.

Données : à 298,15 K ΔH^0_f en kJ/mol: ($H_2O(l)$: -286 ; $CO_2(g)$: -393,5), $R= 8.31 J/mol.K$

Exercice-2* :

Un kilo moles d'octane ($C_8H_{18}(l)$) est brulé dans l'air qui contient 20 Kilo moles d'oxygène $O_2(g)$,



- 1) Déterminer le nombre de moles de chacun des gaz qui constituent les produits de combustion et le rapport (air-combustible).

On suppose que les produits de combustion sont (CO_2 , la vapeur d'eau , O_2 et N_2 .

- 2) Déterminer l'enthalpie de combustion de l'octane liquide à 298 K ?
- 3) déterminer la chaleur de cette réaction a volume constant à 298 K ?

$M_{air} = 29 \text{ Kg/kilo mole}$, dans l'air $x_{N_2} \approx 3.76 x_{O_2}$

Molécule	$C_8H_{18}(l)$	$CO_2(g)$	$H_2O(g)$
ΔH^0_f (KJ/mol)	- 250	- 393.5	- 242

Exercice-3*

Le propane C_3H_8 est un gaz souvent utilisé comme combustible, écrire sa réaction de combustion.

- a) Calculer l'enthalpie de formation du propane à 298 K ?
- b) Calculer l'enthalpie de combustion du propane à 298 K et à 400 K ?

Si la combustion utilise l'air ambiant (20 % de $O_{2(g)}$, 80 % $N_{2(g)}$) et on supposant que le transfert de chaleur est adiabatique , calculer la température maximale de la flamme produite par cette réaction ?

Données : $C(s)$ $\Delta H_s = + 717 \text{ KJ/mol}$, ΔH_d (KJ/mol) $H_2(436)$ $C-H(415)$, $C-C$ (344)

molécule	$C_3H_8(g)$	$O_2(g)$	$CO_2(g)$	$H_2O(l)$	$H_2O(g)$	$N_2(g)$
ΔH^0_f (KJ/mol)	- 104		-393.5	-285.2	-241.8	
C_p (j/mol.K)	74.3	29.4	37.1	75.2	33.6	29.1

Exercice-4

La combustion totale d'une mole de méthanol liquide (CH₃OH) libère 725 KJ à T= 298 K et P= 1 atm.

- 1) calculer l'enthalpie molaire de formation de CH₃OH(l) à 298 K ?
- 2) calculer l'enthalpie de la réaction de combustion à T₁ = 60 °C et à T₂ = 127 °C ?
- 3) calculer la chaleur à V=cte de la réaction de combustion à T₁ et à T₂ ?

données à 298 K : ΔH_f^0 (CO_{2(g)}) = - 393.5 KJ/mol , ΔH_f^0 (H₂O(l)) = - 285.2 KJ/mol ,) , ΔH_v^0 (H₂O(l)) = + 44 KJ/mol à T_v = 373 K, ΔH_v^0 (C₂H₅OH(l)) = + 35.4 KJ/mol à T_v = 64.5 °C.

molecule	H ₂ O(l)	H ₂ O(v)	CH ₃ OH(l)	CH ₃ OH(g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)
C _p (J/mol.K)	75.2	38.2	81.6	53.5	34.7	36.4

Exercice-5*: (Obtention d'un ciment)

Le ciment Portland (catégorie la plus utilisée) est élaborée par réaction, dans un four chauffé à 1700K, d'un mélange de calcaire (CaCO₃) et d'argile constitué de SiO₂ et de Al₂O₃.

Le constituant principal de ce ciment non hydraté est le silicate de calcium Ca₃SiO₅ forme selon la réaction totale d'équation (1) :



1. Calculer l'enthalpie standard de la réaction (1) à 298K ?
2. Quelle relation doivent vérifier les chaleurs spécifiques (C_p) des réactifs et des produits de la réaction pour que $\Delta H^0_{T_1}$ soit indépendante de la température ?
3. Calculer l'enthalpie de cette réaction ($\Delta H^0_{T_2}$) à T₂ = 1700 K ?

4. Cette énergie peut être apportée par la réaction de combustion du méthane (CH₄(g)) ,
Quelle quantité de chaleur est libérée par la combustion d'une mole de CH₄(g) à 298 K ?

4.a) On étudie la combustion sous P° = 1 bar, d'une mole de CH₄(g) avec la quantité stœchiométrique d'air (2 moles d'O₂, 8 moles de N₂) initialement à 298K. Quels sont les constituants présents en fin de réaction et leurs quantités respectives ?

4.b) Effectuer une estimation de la valeur de la température T_F atteinte par ces constituants en fin de réaction en considérant les hypothèses suivantes :

- la chaleur libérée par la combustion de CH₄ n'a pas le temps de s'évacuer vers le milieu extérieur.
- les capacités thermiques molaires isobares standard (C_p) sont indépendantes de la température.

4.c) On veut utiliser pour effectuer la réaction (1) la quantité de chaleur fournie à pression constante par le retour à 1700K des constituants obtenus à l'issue de la réaction (2).

Quelle masse de CH₄ faut-il brûler par la réaction (2) pour transformer une tonne de CaCO₃(s) ?

Données à 298 K

molécule	CaCO ₃ (s)	SiO ₂ (s)	Ca ₃ SiO ₅ (s)	CO ₂ (g)	CH ₄ (g)	O ₂ (g)	N ₂ (g)	H ₂ O(g)
ΔH_f^0	- 1206	-910	- 2930	- 393	- 74			- 242
C _p (J/mol.K)				37.1	35.3	29.4	29.1	33.6

Exercice-6

Calculer la température de la flamme de $C_2H_2(g)$ brûlant dans l'air. Les gaz initiaux sont pris à 298K. On donne les enthalpies molaires standards de formation.

On suppose qu'on effectue une telle réaction à 298K dans une enceinte adiabatique. La chaleur fournie par la combustion, sert à élever la température des produits de la réaction.

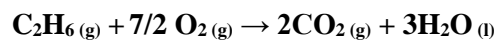
Données à 298 K

molécule	$C_2H_2(g)$	$CO_2(g)$	$H_2O(g)$
$\Delta H_f^0(KJ/mol)$	226	- 393	- 242

$$C_p(CO_2, g) = 30.5 + 2.10^{-2}T \quad , \quad C_p(N_2, g) = 29 + 4.8 \cdot 10^{-3}T \quad , \quad C_p(H_2O, g) = 36.8 + 0.013 T$$

Exercice-7

La réaction de combustion d'une mole d'éthane à 298K et P= 1 atm dégage 1562.5 Kj



- 1-Calculer la chaleur de la réaction à volume constant à T=298K.
- 2-Calculer l'enthalpie de la réaction ΔH_R à T=400K. Sachant que $T_{vap}(H_2O) = 373K$
- 3-Calculer l'enthalpie de formation ΔH_f de $C_2H_6(g)$
- 4-Calculer l'enthalpie de sublimation du carbone $\Delta H_{sub}(C)$.

Données $\Delta H_f(CO_2)_g = - 393.5 \text{ kj/mol}$ $\Delta H_f(H_2O)_l = - 285.2 \text{ kj/mol}$

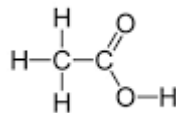
$$\Delta H_L(C-C) = - 347Kj/mol \quad \Delta H_L(C-H) = - 413Kj/mol \quad \Delta H_L(H-H) = - 432Kj/mol$$

$$C_p(C_2H_6)_g = 52.93 \text{ j/mol.K} \quad C_p(CO_2)_g = 36.4 \text{ j/mol.K} \quad C_p(O_2)_g = 34.7 \text{ j/mol.K}$$

$$C_p(H_2O)_l = 75.2 \text{ j/mol.K} \quad C_p(H_2O)_g = 38.2 \text{ j/mol.K} \quad \Delta H_{vap}(H_2O) = 44Kj/mol$$

Exercice-8

- a) L'acide acétique CH_3COOH est liquide à 298 K , calculer son enthalpie de formation ?
- b) Calculer l'énergie dégagée par la combustion d'une mole de $CH_3COOH(l)$ à 298 K ?
- c) Calculer la chaleur de combustion à volume constant à 298 K ?



Données à 298 K: $\Delta H_f^0(CO_2(g)) = -393 \text{ KJ/mol}$,

$$\Delta H_f^0(H_2O(l)) = -286 \text{ KJ/mol} \quad , \quad \Delta H_s(C) = 716 \text{ KJ/mol} \quad \Delta H_v(CH_3COOH) = 24 \text{ KJ/mol}$$

Liaison	H-H	C-H	C-C	C=O	O=O	C-O	O-H
$\Delta H_d(KJ/mol)$	436	415	344	724	464	350	463