**Série 2**

**Solution de l’exercice 4**

Calcul de l’enthalpie ∆H°r,298 de la réaction :

Méthode algébrique : Il faut combiner ces réactions et leurs équations respectives de façon à obtenir la réaction voulue.

**CO (g) + 1/2O2 (g) → CO2 (g)** ΔH°r,298K (1) = -283 kJ

**(3)x[H2 (g) + 1/2O2 (g) → H2O (g)] 3Δ**H°r, 298K (2**)** = -241, 8 kJ

**(-1)x[CH4 (g) + 2O2 (g) → CO2 (g) + 2H2O (g)] -1ΔH°r,** 298K (3) = -803, 2 kJ

**CO (g)+ 3H2(g) → CH4(g) + H2O (g)** ΔH°r,298K (4)

∆H°r,298 (4) = ∆H°r,298(1) + 3∆H°r,298(2) - ∆H°r,298(3)

∆H°r,298(4) = -283+ 3 (-241,8 ) +803,2 = -206,23 kJ

∆H°r,298(4) = -206,23 kJ

a)L’énergie interne ∆H°r,298de la réaction :

∆H°r,298= ∆U°r,298+ RT ∆ng;

∆ng : est la variation des coefficients stœchiométriques des composés des produits et celui des réactifs gazeux

∆ng= ∑n (produits gazeux) - ∑nj(réactifs gazeux)

∆ng = 2-4 = -2

∆U°r,298= -206,23 – (8,31/1000). (298) (-2) = -201,28 kJ

∆U°r,298= -201,28 kJ

b) La réaction est exothermique car ∆H°r,298(4) <0

**Solution de l’exercice 5**

La différence entre la chaleur de réaction à volume constant et la chaleur de réaction à pression constante veut dire la différence entre l’enthalpie et l’énergie interne de la reaction. Elle est égale à:

∆H- ∆U = RT ∆ng

∆ng= ∑ni(produits gazeux) - ∑n j(réactifs gazeux)

**a) On suppose qu’à la température de 273K, l’eau est à l’état solide,**

**donc ∆ng= 2-3 = -1**

∆ng(273K) = -1

=> ∆H- ∆U= -1.8,31.273 = -2268,63J = -2,268kJ

**b) ∆ng( 298K) = 2-4 = -2**

=> ∆H- ∆U = (- 2).8,31.298 = -4952,76J= -4,952kJ

Les valeurs sont différentes pour la même réaction. C’est pourquoi il est toujours important de préciser l’état physique des corps des reactions chimiques.

**Solution de l’exercice 6**

C2H2O4 (s) +(1/2 )O2 (g)  2 CO2 (g) + H2O (l) à 298K

Pour calculer la chaleur de combustion de l’acide oxalique solide C2H2O4 (s) , on applique la loi de Hess.

∆H°r,298 = ∑ni ∆h°f,298 (produits) - ∑n j∆h°f,298  (réactifs)

L’enthalpie molaire standard de formation d’un corps simple est nulle, cela veut dire que: ∆h°f,298(O2,g)=0,

∆H°r,298= 2∆h°f,298CO2(g)+ ∆h°f,298H2O(l) - ∆h°f,298 C2H2O4 (s)

∆H°r,298= 2 (-392,9) + ( -284,2) – (- 1822,2) = 752,2 kJ

**Solution de l’exercice 7**

**C2H6 (g) + 7/2 O2 (g)→ 2CO2 (g) + 3 H2O** ( l) ΔHr,**°298** (1) = -373,8 kcal

Pour calculer la chaleur de formation de l’éthane à pression constant, on va appliquer la loi de Hess.

∆H°r,298 = ∑ni ∆h°f,298 (produits) - ∑n j∆h°f,298  (réactifs)

∆H°r,298= 2∆h°f,298CO2(g)+ 3∆h°f,298H2O(l) - ∆h°f,298 C2H6 (g)- (7/2) ∆h°f,298(O2,g)

Puisque ∆h°f,298(O2,g)=0

Alors

∆h°f,298 C2H6 (g) = 2∆h°f,298CO2(g)+ 3∆h°f,298H2O(l) - ∆H°r,298

∆h°f,298 C2H6 (g)= 2(-94,05)+3(-68,3) – (-373,8) = -19,2 kcal/mol