**Thermo-Chimie**

**Exercise 1**

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

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

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

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

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

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

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

ΔH°r,298 (4) = -206,23 kJ

**a) L’énergie interne ΔH°r,298 de la réaction :**

ΔH°r,298= ΔU°r,298+ RT Δng ;

Δng est la variation des coefficients stoechiométriques des composés

des produits et celui des réactifs gazeux

**Δng =** **n i (produits gazeux) -** **n j (réactifs gazeux)**

**Δng** = 2-4 = -2

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

ΔU°r,298= -201,28 kJ

**b)** La réaction est exothermique car ΔH°r,298 (4) 0

**Exercice 2**

La différence entre la chaleur de réaction à volume constant et la chaleur de réaction à pression constante est : Qv - Qp = ΔH – ΔU = RT Δn**g**

1. à 0°c = 273K Δng = ∑n(produit gaz) - ∑n(réactif gaz) = 2-3 = -1

donc ΔH – ΔU = RT Δn**g =(-1) 8.31×273 = - 2268j = -2.268Kj**

1. à 25°c = 298K Δng = ∑n(produit gaz) - ∑n(réactif gaz) = 2-( 3+1) = -2

donc ΔH – ΔU = RT Δng = (-2) 8.31×298 = **- 4952.76j = -4.952Kj**

**Exercice 3**

 **2Na2O2(S) 2Na2O(S) + O2(g)**

1. ΔH°r, 298 = ∑ ΔHf (produit) - ∑ ΔHf (réactif)

ΔH°r, 298 = 2 ΔH(f ,**Na2O(S) )+**ΔH(f ,**O2(g) -** 2 ΔH(f ,**Na2O2(S) )**

 0 ( car le O2est un corps simple)

**ΔH°r, 298 = - 190.4KJ**

1. ΔHr = Qp à p=cte

Qp= -241.8kj

ΔH°r, 298 = ΔH°f, H2O (g) - ΔH°f, H2 - ΔH°r,O2

1. 0

 ΔH°r, 298 = ΔH°f, H2O = -241.8KJ