**Exercice1**

Enthalpie libre standard ∆G°r,298 de la réaction :

N2 (g) + O2 (g) 2NO (g)

∆G°r,298 = ∆H°r,298 - T∆S°r,298

∆H°r,298 = 2 ∆H°f,298 (NO,g) = 2.(21,6) = 43,2 kcal

∆S°r,298 = 2 S°298 (NO,g) - S°298 (N2, g) - S°298 (O2,g)

∆S°r,298 = 2.(50,34) –45,77 – 49 = 5, 91u.e

∆G°r,298 = 43,2 – (298. 5,91.10-3) = 41,439 kcal

∆G°r,298 = 41,439 kcal

∆G°r,298 est positive donc la réaction est impossible dans le sens 1 (sens de formation de NO (g).

**Exercice2**

L’enthalpie libre molaire standard ∆G°298 de la transformation de l’oxyde de vanadium est :

∆G°298 = ∆H°298 - T∆S°298

∆H°298, ∆S°298

V2O4(α) V2O4(β)

∆H°(1), ∆S°(1)

∆H°(2), ∆S°(2)

∆H°345, ∆S°345

V2O4(α) V2O4(β)

Calcul de l’enthalpie molaire standard de la transformation à 298K

∆H°345 = ∆H°(1) + ∆H°298  - ∆H°(2)

∆H°298  = ∆H°345  -∆H°(1) + ∆H°(2)

∆H°298  = ∆H°345  -.= ∆H°345  -

∆Cp = 1,25 J/mo.K

∆H°298  = 8610- 1,25(345-298)= = 8551,25J/mol

∆S°345 = ∆S°(1) + ∆S°298  - ∆S°(2)

∆S°298  = ∆S°345 - ∆S°(1) + - ∆S°(2) = = ∆S°345 - ).

∆S°298  = ∆S°345 - = 24,81 J/mol.k

∆G°298 = ∆H°298 - T∆S°298 = 1166,81 J/mol

**Exercice3**

**CaCO3 (s) → CaO (s) + CO2 (g)**

1. Pour savoir si la réaction est thermodynamiquement possible dans les conditions standards, il faut calculer l’enthalpie libre standard de la réaction ∆G°r,298

∆G°r,298 = ∆H°r,298 - T∆S°r,298

∆H°r,298 = ∆H°f,298 (CaO,s) + ∆H°f,298 (CO2,g) - ∆H°f,298 (CaCO3, s)

∆H°r,298 = 182,86 KJ

∆S°r,298 = S°298 (CaO,s) + S°298 (CO2, g) - S°298 (CaCO3,g)

∆S°r,298 = 160,51 KJ

∆G°r,298 = 135 KJ

La décomposition CaCO3 est impossible car l’enthalpie libre standard de la réaction est positive,

∆G°r,298 = 135 KJ > 0

1. Pour que la décomposition de CaCO3 devienne possible, il faut que : ∆G°r,298 ≤ 0.

∆H°r,298 - T∆S°r,298 = 0

T = ∆H°r,298 / ∆S°r,298 = 1139,24 K = 866,24°C.

A pression atmosphérique, le composé CaCO3 se décompose à partir de 866,24°C. A noter qu’on a supposé que l’enthalpie et l’entropie de la réaction sont indépendantes de la température.