**Université Ziane Achour Djelfa**

**Faculté de sciences de la Nature et de la Vie**

**Tronc commun SNV**

**Module de Chimie 2,**

**Série 4 : Thermodynamique Chimique**

**Exercice 1 :** L’hydrolyse du saccarose, réaction catalysée par l’enzyme invertase, peut s’écrire :

 Saccarose + H2O ↔ Glucose + Fructose

 Calculer la variation d’enthalpie standard qui accompagne cette réaction d’hydrolyse ?

|  |  |
| --- | --- |
| **Composé** | $$∆H\_{f}^{0} KJ.mol^{-1}$$ |
| Saccarose (s)GlucoseFructose H2O  | -2236,9-1268,9-1258,0- 285,8 |

**Exercice 2:** Connaissons les enthalpies standards de formation suivantes :

 $∆H\_{f}^{0} CH\_{4 }\left(g\right)= -74,82 KJ.mol^{-1}$ ;

 $∆H\_{f}^{0} NH\_{3 }\left(g\right)= -45,98 KJ.mol^{-1}$ ;

 $∆H\_{f}^{0} Adénine \left(g\right)= +91,12 KJ.mol^{-1}$ ;

et l’enthalpie de la réaction :

 CH4 + NH3 (g) → HCN (g) + 3H2 (g) ; ΔH0 = + 251,22 KJ.mol-1

Déterminer l’enthalpie standard de la réaction de synthèse d’une mole d’adénine solide C5H5N5 :

à partir de cinq moles d’acide cyanhydrique gazeux (H–C≡N).

**Exercice 3:** La combustion à pression constante et sous 1 atmosphère d’une quantité à déterminer d’éthanol liquide en présence de 22,4 litres d’oxygène, dégage -342,76 KJ à 298 K.

1. Ecrire la réaction de combustion de l’éthanol.
2. Calculer la quantité molaire d’éthanol utilisé, sachant qu’il reste après la réaction 5,6 litres d’oxygène (298 K, 1 atmosphère) non utilisé.
3. Calculer l’enthalpie molaire de combustion de l’éthanol.
4. Sachant qu’à 298 K, l’enthalpie molaire de combustion de l’acide acétique est (-873,62 KJ.mol-1), calculer l’enthalpie de la réaction suivante à cette même température :

C2H5OH (l) + O2 (g) → CH3COOH (l) + H2O (l)thanol acide acétique

**Exercice 4 :** Calculer la variation d’entropie lorsqu’une mole d’iode solide à 25°C se vaporise à 184°C, la pression étant 1 atmosphère. Cp (I2 solide) = 54,6 J. K-1.mol-1 ; Cp (I2 liquide) = 81,5 J. K-1.mol-1 ; ΔHfus = 15633 J.mol-1; température de fusion 113,6°C ; ΔHvap = 25498 J.mol-1 ; température de vaporisation 184°C.

**Exercice 5:** Calculer la variation d’enthalpie libre standard ($∆G\_{r}^{0}$) de la réaction :

HOOC–CH2–CH2–COOH (acide succinique) ↔ déshydrogénase ↔ COOH–CH═CH–COOH (acide fumarique) + H2

qui s’effectue dans le cycle de Krebs (pH = 7 ; 298 K)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Composé | $∆H\_{f}^{0}$ (298 K) (KJ.mol-1) | S0 (298 K) (J. K-1.mol-1) |
| Acide succiniqueAcide fumariqueHydrogène | - 943,28- 814,600 | 175,60165,95130,42 |

**Exercice 06:** Les réactions suivantes ont lieu dans le foie des mammifères à 37°C et pH=7,5 :

1. aspartate + citrulline ↔ arginosuccinate + H2O $∆G\_{1}^{'}=+34,32 $KJ.mol-1
2. arginosuccinate ↔ arginine + fumarate $∆G\_{2}^{'}=+11,71 $KJ.mol-1
3. aspartate ↔ fumarate + $NH\_{4}^{+}$ $∆G\_{3}^{'}=+15,51 $KJ.mol-1

Calculer $∆G^{'0}$ à 37°C et pH=7,5 pour l’hydrolyse de l’arginine en citrulline selon

 Arginine +H2O ↔ citrulline + $NH\_{4}^{+}$

 ***RM/Dr.Chieb***

***Corrigé de la série 04***

***Exercice 1***:

 *Saccharose + H2O Glucose + Fructose , ΔH (de la réaction)?*

*On applique la lois de* ***Hess:***

*ΔHro = ∑* $ ∆H\_{f}^{0} (produits) -$$∑ ∆H\_{f}^{0} (réactifs)$

*ΔHro = ΔH(réaction) =*$[ ∆H\_{f}^{0}$***(fructose) +***$∆H\_{f}^{0} (glucose)]- [ ∆H\_{f}^{0} (saccharose) + ∆H\_{f}^{0} (eau) ]$

 ***AN: ΔHro = (-1268,9 - 1258,0 ) - ( -2236.9 - 285.8) = - 4.2*** $KJ.mol^{-1}$

*Donc la réaction d'hydrolyse du saccharose une réaction légèrement exothermique*

***Exercice 2***: *Par l'application directe de lois de Hess sur la réaction*

 *5HCN* ***ΔHro*** *Adénine*

***ΔHro = ΔHf o(adénine) -5 ΔHfo(HCN),*** *Je doit calculer ΔHfo(HCN) à partir de la deuxième réaction:*

 *CH4 + NH3 (g) → HCN (g) + 3H2 (g)*

*Sachant que* ***ΔHf o(H2******)*** *= 0 , donc* ***ΔHf o (HCN) - [ΔHf o(CH4)+ ΔHf o(NH3]= ΔHr o***

***ΔHf o(HCN) = [ΔHf o(CH4)+ ΔHf o(NH3]+ ΔHr o******= (***$-74,82-45,98 )$ **+ 251,22 =** **+130.42** KJ.mol-1

*Et alors* ***ΔHro = ΔHf o(adénine) -5 ΔHfo(HCN) =*** $+91,12-5 ($***+130.42) = -560.98*** KJ.mol-1

***Exercice 3 :*** *1-**C2H5OH (l) + 3O2 (g) → 2CO2(g) + 3H2O (g)*

*2- Chaque mole d'éthanol consomme 22.4\*3 = 67.2litres d'oxygène gazeux sous 1atm et 298K*

*Le volume de O2 consommé est 22.4-5.6 = 16.8l*

*1mole (C2H5OH) → 67.2l* ***n = 16.81 /67.2 = 0.25*** *=* ***(1/4)****mole d'éthanol utilisé*

 *n → 16.81*

*3- L'enthalpie de combustion d'éthanol correspond à la combustion d'une mole*

 *Donc* ***ΔHro = -342.76 \* 4 = -1371.04* KJ**

*4- A partir de la réaction étudiée on peut construire le cycle suivant, car la réaction n'est pas modifiée si on ajoute 2 O2 dans les deux membres :*

 *C2H5OH (l) + 3O2 (g)* ***ΔHro*** *CH3COOH (l) +2O2 + H2O (l)*

 ***ΔH1o ΔH2o***

 *2CO2(g) + 2H2O (l) + H2O(l)*

*On peut alors écrire* ***ΔHro = ΔH1o + ΔH2o,*** *Avec* ***ΔH2o*** *est l'enthalpie**de la réaction inverse**de la combustion de l'éthanol , donc* ***ΔH2o = - ΔHo(combustion) de l'acide acétique = -(- 873.62 kj) = +873.62 kj***

*AN:* ***ΔHro = -1371.04 + 873,62* = - 497.42 KJ**