

Travail dirigé 13 : la thermodynamique

1^{ère} partie : Pré requis

1) Ecrire les équations de formation et de combustion

-de l'éthane C₂H₆

-de l'éthanol C₂H₅OH

2) Ecrire les équations d'hydrogénation de

-l'éthylène C₂H₄ en éthane

-l'acétylène C₂H₂ en éthane

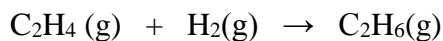
3) Quelle est la quantité de chaleur nécessaire pour décomposer 180 grammes d'eau liquide ou d'eau vapeur en O₂ (g) et H₂ (g) à 298 K dans les conditions standard ?

(R : + 2860 kJ ; +2420 kJ)

2^{ème} partie : Loi de Hess

Combinaison d'équations et tables de ΔH°f

1. Calculer l'enthalpie d'hydrogénation de l'éthylène au départ des enthalpies de combustions des deux composés hydrocarbonés impliqués.



Données : ΔH_c (C₂H₄)= -1411kJ/mol, ΔH_c (C₂H₆)= -1560kJ/mol, ΔH_c (H₂)= -286kJ/mol

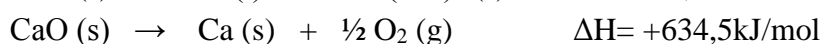
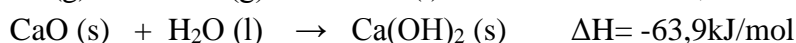
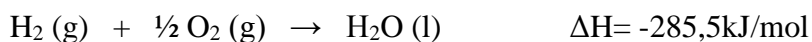
(R : -137 kJ/mol)

2. Les enthalpies standard de combustion du graphite et du diamant sont respectivement, -393,51 kJ/mol et -395,41 kJ/mol

Calculer l'enthalpie de transition du graphite en diamant.

(R : 1,9 kJ/mol)

3. Calculer l'enthalpie de formation de Ca(OH)₂ (s) à partir des données suivantes :

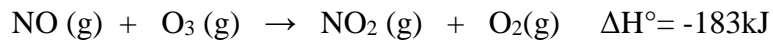


(R: -983,9 kJ/mol)

4. La réaction suivante se passe dans l'atmosphère



Calculer l'enthalpie standard de cette réaction au départ des données suivantes :



ΔH°_f (O atomique) = +249 kJ/mol

ΔH°_f (O₃) = +142,7 kJ/mol

(R: 289,3 kJ/mol)

5. Une réaction liée à l'activité des muscles est l'oxydation de l'acide lactique(s)

CH₃-CHOH-COOH en acide pyruvique (l) CH₃-CO-COOH.

Calculer la chaleur dégagée par cette réaction à 298 K sachant que les enthalpies molaires de combustion sont de - 279 kcal/mol pour l'acide pyruvique (l) et - 326 kcal/mol pour l'acide lactique(s).

(R.: 47 kcal/mol)

6. Calculer l'enthalpie standard de combustion du benzène liquide à partir des enthalpies standard de formation

(R :-3167 kJ)

7 A l'aide des tables d'enthalpies standard de formation, calculer l'enthalpie de combustion du propane gazeux en dioxyde de carbone et eau liquide.

(R : -2219 kJ)

8. Calculer, grâce aux tables, la variation d'enthalpie de la réaction de combustion de l'alcool éthylique liquide, C₂H₅OH (l), à 25°C

(R : -1366 kJ)

9. On appelle pouvoir calorifique, l'énergie thermique dégagée par la combustion de 1 kg de combustible.

En supposant que les combustibles sont purs, vérifier le pouvoir calorifique des combustibles suivants : méthane, pentane et méthanol

(R : 56MJ, 50 MJ et 23 MJ)

10. Calculer la chaleur dégagée par la combustion d'un gramme d'éthylène à 298K

a) dans l'air à pression atmosphérique

b) dans de l'oxygène contenu sous 20 atm dans une bombe calorimétrique.

(R : -50,41 kJ/g ; -50,23 kJ/g)

3^{ème} partie : Energie de liaison

1. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction de combustion du propane par les énergies de liaison.
(R : -2044 kJ)
2. Calculer la variation d'enthalpie de la réaction de combustion du méthanol par les énergies de liaison.
(R : -654 kJ)
3. Calculer l'enthalpie de combustion de l'éthane, de l'éthylène et de l'acétylène en utilisant les tables d'énergies de liaison.
(R : -1194 kJ ; -1076 kJ ; -997 kJ)
4. Les réactions chimiques sont parfois mises à profit pour produire des flammes à des fins de chauffage. La réaction non nucléaire qui permet d'atteindre la plus haute température de flamme (près de 6000°C, soit quasiment la température de la surface du soleil) est celle qui a lieu entre le dihydrogène et le difluor gazeux pour former de l'acide fluorhydrique gazeux. Estimer à l'aide des énergies de liaison, la variation d'enthalpie de cette réaction.
(R : -537 kJ)
5. L'hydrazine, N_2H_4 , et ses dérivés sont employés comme comburants pour fusées. Calculer, à l'aide des tables d'énergie de liaison, l'enthalpie molaire de formation de l'hydrazine.
(R : +102 kJ)

4^{ème} partie : la calorimétrie

1. La capacité calorifique de 18 g de glace est égale à 37,7 J.K⁻¹. Calculer la température finale qu'accuseront les 18g de glace sachant qu'ils sont, au départ, à la température de -20°C et que 200 J de chaleur leur ont été fournis.
(R : -14,7°C)
2. Dans un calorimètre, dont la capacité calorifique totale vaut 1710 J.K⁻¹, on mélange 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique 0,1 M avec 100 mL d'une solution de soude caustique 0,1 M. Sachant qu'on observe une augmentation de la température de 0,326°C, calculer la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction qui caractérise la neutralisation de l'acide par la base.
(R : -55,7 kJ/mol)
3. Un échantillon d'acide benzoïque, C_6H_5COOH (s), qui accuse une masse de 2,218 g, est soumis à la combustion dans une bombe calorimétrique dont la capacité calorifique est égale à 18,94 kJ/K. Sachant qu'on observe une augmentation de température de 3,094°C, calculer la chaleur de combustion de l'acide benzoïque, par gramme et par mole. On suppose que $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = \Delta U^\circ_{\text{réaction}}$.
(R : -26,42 kJ/g ; - 3226 kJ/mol)

Bibliographie :

-A.Bribosia, Cl Martin, P.Pirson et A Tadino
Chimie Sciences expérimentale 5^{ème}, Ed A.De Boeck

-Notes de cours 1ers bac en sciences biomédicales et pharmaceutiques de C.Jérôme
Introduction à la chimie tome 2

-Syllabus d'exercices de 1^{er} bac en sciences chimiques de Jean-François Dereux
Introduction à la chimie

-Syllabus d'exercices de 1^{er} bac 1-2-3 sciences de R.Clouts
Introduction à la chimie

-Peter William Atkins
Elements de chimie physique, traduction de la 2^{ème} édition anglaise par M.Mottet
A.De Boeck

-Mac Quarrie et Rock
Chimie générale, édition revue, traduction de la 3^{ème} édition par P.Depovere
A De Boeck