

# TUTORAT UE 1 2012-2013 – Thermodynamique

## CORRECTION Séance n°4 – Semaine du 15/10/12

### Thermodynamique

#### QCM n°1 : A, C, E

- A. **Vrai**  
 B. Faux : ils doivent être sous forme atomistique gazeuse.  
 C. **Vrai**  
 D. Faux : il s'agit d'une différence, donc les températures peuvent être exprimées indifféremment en Kelvin ou en degrés Celsius.  
 E. **Vrai**

#### QCM n°2 : A, C

- A. **Vrai**  
 B. Faux :  $n = m/M = 148/74 = 2$  donc on obtient :  $-2305/2 = -1152,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$ . Attention aux unités !  
 C. **Vrai** :  $C_{\text{cal}} = Q_{\text{reçue}}/\Delta T = 2305/12 = 192 \text{ kJ.K}^{-1}$ .  
 D. Faux : attention aux unités.  
 E. Faux.  $|Q_D| = m_{\text{but}} \cdot c_{\text{but}} \cdot \Delta T$  avec  $Q_D = -2305 \text{ kJ}$  pour 2 moles (148/74) soit  $-1152.5 \text{ kJ.mol}^{-1}$   
 $\Leftrightarrow c_{\text{but}} = Q_D / (m_{\text{but}} \times \Delta T)$   $m = 148 \text{ g}$   
 $\Leftrightarrow c_{\text{but}} = 1.30 \text{ kJ.g}^{-1}\text{K}^{-1}$   $\Delta T = 12$

#### QCM n°3 : A, C

$|Q_{\text{reçue par le calorimètre}}| = |Q_{\text{dégagée par la combustion}}|$

Nombre de moles de réactifs qui réagissent :

$$n_{\text{réactif}} = C_{\text{réactif}} \times V_{\text{réactif}} \text{ donc } n_{\text{réactif}} = 0,2 \times 15 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$Q_{\text{reçue}} = C \cdot \Delta T \text{ or } \Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}$$

$$Q_{\text{reçue}} = 1770 \times (16,2 - 15) = 2124 \text{ J soit } 2,124 \text{ kJ.}$$

Donc  $Q_{\text{dégagée}} = -2124 \text{ J} = \text{chaleur dégagée par } 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol de réactif.}$

Soit par 1 mole de réactif :  $Q_d = -2124 / (3 \cdot 10^{-3}) = -708 \text{ 000 J.mol}^{-1} = -708 \text{ kJ.mol}^{-1}$ .

Or dans une bombe calorimétrique :  $V = \text{cte} \Leftrightarrow Q_d = \Delta U = -708 \text{ kJ.mol}^{-1}$ .

$$\text{Soit } \Delta H = \Delta U + RT\Delta n_{\text{gaz}}$$

Calcul de  $\Delta n_{\text{gaz}}$  :

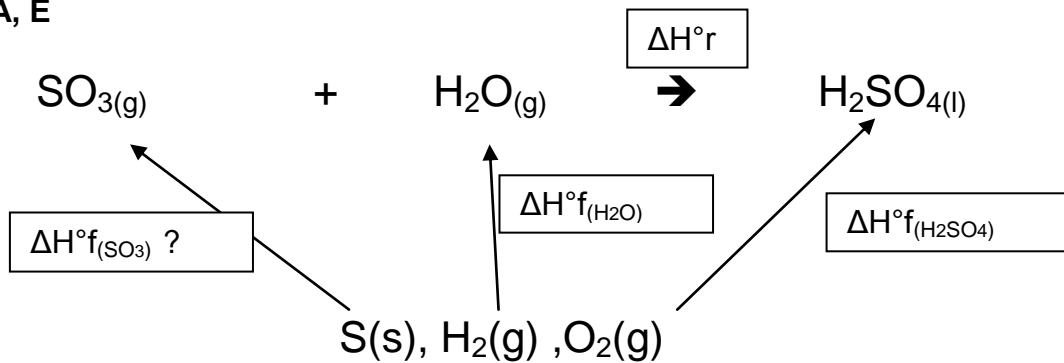
Dans cette réaction (1), il n'y a pas de constituants à l'état gazeux donc  $\Delta n_{\text{gaz}} = 0$

$$\text{Donc } \Delta H = \Delta U = Q_d = -Q_r = -708 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

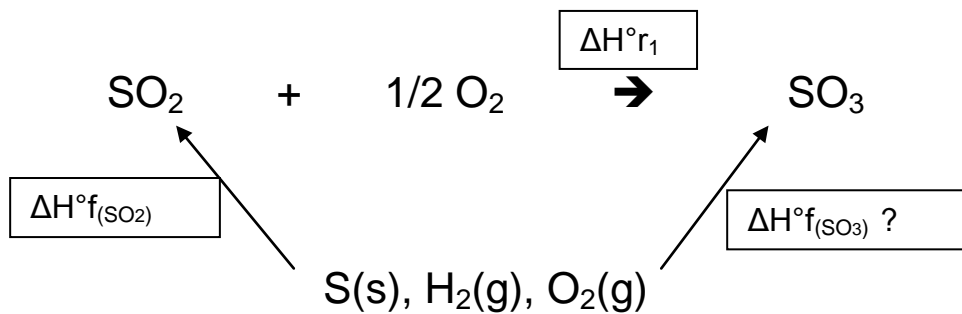
- A. **Vrai**  
 B. Faux : la quantité d'énergie dégagée par la réaction est de  $-2,124 \text{ kJ}$ . Soit par 1 mole de réactif :  
 $Q_d = -2124 / (3 \cdot 10^{-3}) = -708 \text{ 000 J.mol}^{-1} = -708 \text{ kJ.mol}^{-1}$ .  
 C. **Vrai** :  $\Delta H_{\text{neutralisation}} = \Delta U = Q_d = -Q_r = -708 \text{ kJ.mol}^{-1}$ .

- D. Faux :  $\Delta n_{\text{gaz}} = 0$  donc la variation de l'énergie interne ( $\Delta U$ ), est égale à la variation d'enthalpie de combustion ( $\Delta H$ ).
- E. Faux :  $\Delta H = -708 \text{ kJ.mol}^{-1} < 0$  donc la réaction est exothermique.

QCM n°4 : A, E



$\Delta H^\circ_f(\text{SO}_3) + \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{SO}_4)$   
 MAIS  $\Delta H^\circ_f(\text{SO}_3)$  est inconnu.



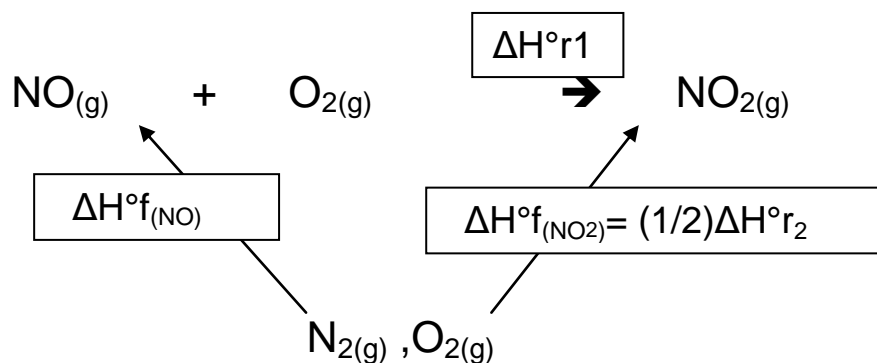
$\Delta H^\circ_f(\text{SO}_2) + \Delta H^\circ_{r1} = \Delta H^\circ_f(\text{SO}_3)$

On a maintenant la valeur de  $\Delta H^\circ_f(\text{SO}_3)$  que l'on intègre dans la première équation :

$\Delta H^\circ_f(\text{SO}_2) + \Delta H^\circ_{r1} + \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{SO}_4)$   
 $\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{SO}_4) - (\Delta H^\circ_f(\text{SO}_2) + \Delta H^\circ_{r1} + \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}))$   
 $\Delta H^\circ_r = -811 - (-297 - 98 - 286)$   
 $\Delta H^\circ_r = -130 \text{ kJ.mol}^{-1}$

- A. Vrai
- B. Faux
- C. Faux
- D. Faux
- E. Vrai

QCM n°5 : C, E



$$\Delta H_{r1}^\circ + \Delta H_{f(NO)}^\circ = (1/2)\Delta H_{r2}^\circ$$

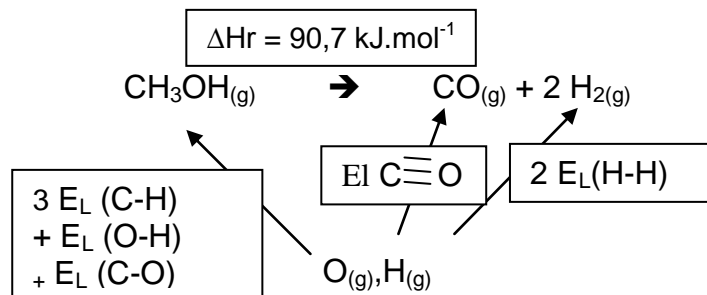
$$\Delta H_{f(NO)}^\circ = (1/2)\Delta H_{r2}^\circ - \Delta H_{r1}^\circ$$

$$\Delta H_{f(NO)}^\circ = 33.8 / 2 + 25.1 = 42 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

- A. Faux  
 B. Faux  
 C. **Vrai**  
 D. Faux  
 E. **Vrai**

**QCM n°6 : A, C, E**

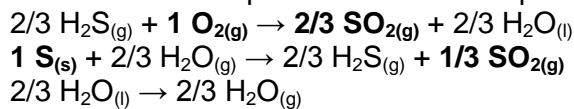
- A. **Vrai**  
 B. Faux :  $\sum n \Delta H_f^\circ (\text{produits}) - \sum n \Delta_f H^\circ (\text{réactifs})$ .  
 C. **Vrai**  
 D. Faux : elle est endothermique, elle absorbe de la chaleur.  
 E. **Vrai**



$$E_L \text{ C} \equiv \text{O} = 3 E_L (\text{C-H}) + E_L (\text{O-H}) + E_L (\text{C-O}) + \Delta H_r - 2 E_L (\text{H-H}) = - 1092.3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

**QCM n°7 : B, C, D**

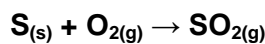
A. Faux : méthode par combinaison d'équations :



$$2/3 \Delta H^\circ_1 = 2/3 \times (- 562,14) = - 374,76 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$- 1/3 \Delta H^\circ_2 = (-1/3) \times (- 145,84) = + 48,61 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$2/3 \Delta H^\circ_3 = 2/3 \times 44 = + 29,33 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ_F = 2/3 \Delta H^\circ_1 - 1/3 \Delta H^\circ_2 + 2/3 \Delta H^\circ_3$$

$$= - 374,76 + 48,61 + 29,33$$

$$= - 296, 82 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

- B. **Vrai**  
 C. **Vrai** : réaction exothermique car  $\Delta H^\circ_F < 0$ .  
 D. **Vrai** :  $\Delta U = \Delta H - RT\Delta n_{\text{gaz}}$  avec  $\Delta n_{\text{gaz}} = 2 - 1 - 2 = - 1$   
 et  $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJ.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$   
 d'où  $\Delta U = - 145,84 - [8,31 \times 10^{-3} \times 298 \times (-1)]$   
 $\Delta U = - 143,36 \text{ kJ.mol}^{-1}$   
 E. Faux. cf. D

**QCM n°8 : A, E**

- A. **Vrai** : d'après la loi de Kirchhoff :  $\Delta H^\circ_{T2} = \Delta H^\circ_{T1} + [n C_{p\text{pdt}} - n C_{p\text{réactifs}}] \times \Delta T$   
 $\Delta H^\circ_{360K} = - 1387800 + [(2 \times 36,4 + 2 \times 75,2 - 3 \times 34,7 - 90800) \times \Delta T]$   
 $= - 7010015 \text{ J.mol}^{-1}$  soit environ  $- 1677037 \text{ kcal.mol}^{-1}$   
 B. Faux  
 C. Faux

D. Faux : l'équation pour déterminer la variation d'enthalpie de réaction de  $C_2H_4$  est :  $\Delta H^{\circ}_R = 2\Delta H^{\circ}_f (H_2O (l)) + 2\Delta H^{\circ}_f (CO_2 (g)) - \Delta H^{\circ}_f (C_2H_4 (g))$

E. Vrai

T(K)

298K

$C_2H_4 (g)$

+ 3  $O_2 (g)$

$\rightarrow$  2  $CO_2 (g)$

+ 2  $H_2O (l)$

$\Delta H^{\circ}_{R1} = 1387,8 \text{ kJ}$

$C_p (C_2H_4 (g)) \cdot \Delta T$   
15890kJ

3  $C_p (O_2 (g)) \cdot \Delta T$   
18.2kJ

2  $C_p (CO_2 (g)) \cdot \Delta T$   
12,7kJ

2  $C_p (H_2O (l)) \cdot \Delta T = 11.3 \text{ kJ}$

2  $H_2O (l)$  373K

2  $L(H_2O (l \rightarrow g)) = 0.25 \text{ kJ}$

2  $H_2O (g)$  373K

2  $C_p (H_2O (g)) \cdot \Delta T = 15.7 \text{ kJ}$

473K  $C_2H_4 (g)$

+ 3  $O_2 (g)$

$\Delta H^{\circ}_{R2}$

$\rightarrow$  2  $CO_2 (g)$

+ 2  $H_2O (l)$

$\Delta H^{\circ}_{R2} = 17255 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

QCM n°9 : B, C

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

A. Faux :  $\Delta G > 0$  : cette réaction n'est pas spontanée.

B. Vrai

C. Vrai

D. Faux

E. Faux :

QCM n°10 : A, D

A. Vrai

B. Faux :  $\Delta S^{\circ}_F = -330,3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

C. Faux :  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -304 - (298 \times (-0,3303)) = -205,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

D. Vrai

E. Faux : ici,  $\Delta G = -205,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Or si  $\Delta G < 0$ , la transformation est spontanée ou thermodynamiquement possible.

QCM n°11 : C, D, E

A. Faux :  $\Delta G^{\circ}_R = (4 \times (-394,4)) + (4 \times (-237,2)) - 72 = -2598,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

B. Faux :  $\Delta H^{\circ}_R = (4 \times (-393,5)) + (4 \times (-285,8)) - 1,2 = -2718,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

C. Vrai

D. Vrai

E. Vrai :  $\Delta S = (\Delta G - \Delta H) / -T = (-2598400 - (-2718400)) / -298 = -402,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .