

TUTORAT UE 1 2012-2013 – Thermodynamique

Séance n°4 – Semaine du 15/10/12

Thermodynamique *Mme Nurit*

Séance préparée par Emma GUTKNECHT, Marie DELZARD, Caroline BUTIER, Marie Cécile PIETTE, Florence GUILLOTIN, Noélie SALZE, Vincent JEAN-PIERRE, Guilhem PEYRONNEL, Benjamin DUPONT, Pierre BORONAT(ATP)

QCM n°1 : Concernant le premier principe de la thermodynamique :

- A. Le premier principe de la thermodynamique correspond à la loi de conservation de l'énergie totale.
- B. Pour le calcul du ΔR à partir de l'énergie de liaison, les réactifs doivent être sous forme de corps simples.
- C. Les fonctions d'état sont des fonctions qui ne dépendent uniquement que de l'état d'un système.
- D. Dans la formule $Q = m \times c \times (T_f - T_i)$ les températures doivent obligatoirement être exprimés en Kelvin.
- E. D'après la loi de Kirchoff : $\Delta H^\circ_{T_2} = \Delta H^\circ_{T_1} + [\sum n C_{p(\text{produits})} - \sum n C_{p(\text{réactifs})}] \Delta T$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

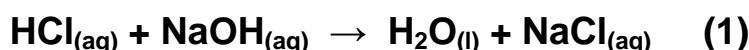
QCM n°2 : Lorsqu'on brûle 148 g de butanol dans un calorimètre, on constate un dégagement de chaleur de 2305 kJ. Durant la combustion, la température est passée de 18°C à 30°C.

Données : $C_4H_9OH = 74 \text{ g.mol}^{-1}$.

- A. Le calorimètre permet de mesure la quantité de chaleur dégagée ou absorbée au cours d'une réaction
- B. La variation d'enthalpie de combustion du butanol est de $-1152,5 \text{ J.mol}^{-1}$.
- C. La capacité calorifique totale est de 192 kJ.K^{-1} .
- D. La capacité calorifique totale est de 192 J.K^{-1} .
- E. La chaleur spécifique du butanol vaut $0,64 \text{ kJ.g}^{-1}\text{K}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Dans une bombe calorimétrique, on mélange 15 mL d'un acide fort à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et 15 mL d'une base forte à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ selon la réaction (1).

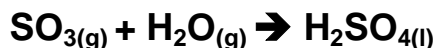
Au début de l'expérience, la température de la bombe calorimétrique est égale à 15°C. La température de l'ensemble atteint 16,2°C à la fin de l'expérience. La capacité calorifique totale de la bombe calorimétrique est $C = 1770 \text{ J.K}^{-1}$.



- A. La quantité d'énergie reçue par le calorimètre est de 2124 J.

- B. La quantité d'énergie dégagée par la réaction est de $-2,124 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 C. La chaleur de neutralisation molaire de l'acide par la base est de $-708 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 D. Pour cette réaction, la variation de l'énergie interne est inférieure à la variation d'enthalpie.
 E. Cette réaction est endothermique.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : Soit la réaction :



Données :

$$\Delta H^\circ_f(\text{SO}_2) = -297 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{SO}_4) = -811 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

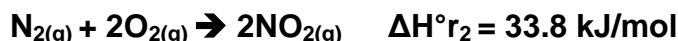
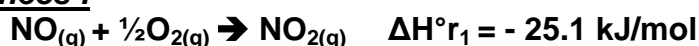
$$\Delta H^\circ_{r1} = -98 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



- A. La variation d'enthalpie standard de cette réaction est égale à $-130 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 B. La variation d'enthalpie standard de cette réaction est égale à $-263 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 C. La variation d'enthalpie standard de cette réaction est égale à $-547 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 D. La variation d'enthalpie standard de cette réaction est égale à $-42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 E. L'énergie de formation de $\text{O}_2(\text{g})$ est égale à $0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

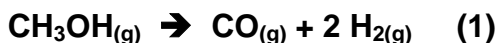
QCM n°5 : D'après les données suivantes, la variation d'enthalpie de formation de NO est égale à :

Données :



- A. $96.3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 B. $58.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 C. $42.0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 D. $12.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 E. $\text{O}_2(\text{l})$ est un corps pur.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6: Soit la réaction suivante :



Données:

$$E_L(\text{C-H}) = -412 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$E_L(\text{O-H}) = -462 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})) = -201,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

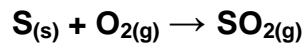
$$E_L(\text{C-O}) = -357 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$E_L(\text{H-H}) = -436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

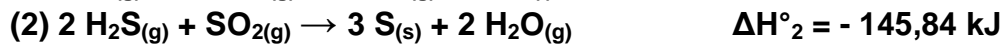
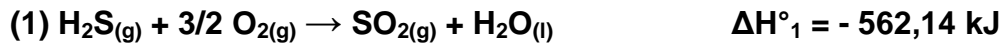
$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}(\text{g})) = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- A. ΔH°_f d'un corps simple est nul.
 B. Pour calculer le ΔH°_r , on utilise la loi de Hess qui est : $\sum n \Delta H^\circ_f(\text{réactifs}) - \sum n \Delta H^\circ_f(\text{produits})$.
 C. Le ΔH°_r de la réaction (1) dans le sens direct vaut $90,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 D. La réaction est donc endothermique, elle libère de la chaleur.
 E. La triple liaison $\text{C}\equiv\text{O}$ possède une énergie de $1092 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : La réaction de formation de $\text{SO}_2(\text{g})$ à 298 K et à pression constante est :

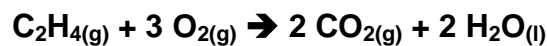


Soit, à 298 K, les enthalpies standards des 3 réactions suivantes :



- A. L'enthalpie standard de formation de SO_2 est : $\Delta H^\circ_{\text{F}} = + 296,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- B. L'enthalpie standard de formation de SO_2 est : $\Delta H^\circ_{\text{F}} = - 296,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- C. Cette réaction est exothermique à une pression constante.
- D. L'énergie interne associée à la réaction (2) est de $- 143,36 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- E. L'énergie interne associée à la réaction (2) est de $- 98,34 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8: La combustion d'une mole d'éthylène dans les conditions standard suivant l'équation (1) dégage 1387,8 kJ.



Données (298K) :

$$\text{Cp} (\text{CO}_{2(\text{g})}) = 36,4 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\text{Cp} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = 75,2 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\text{Cp} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}) = 78,3 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\text{Cp} (\text{O}_{2(\text{g})}) = 34,7 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\text{Cp} (\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})}) = 90,8 \text{ kJ.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

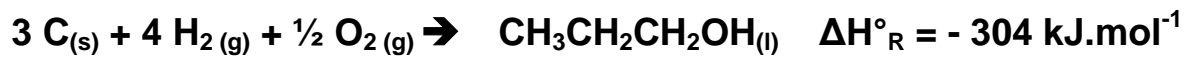
$$L(\text{H}_2\text{O} (\text{l} \rightarrow \text{g})) = 125,4 \text{ J.mol}^{-1}$$

- A. La variation d'enthalpie à 87°C est de $-7010 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- B. La variation d'enthalpie à 87°C est de $1\ 677\ 037 \text{ kcal}$.
- C. La variation d'enthalpie à 87°C est de 7010 J.mol^{-1} .
- D. L'équation pour déterminer la variation d'enthalpie de réaction est : $\Delta H^\circ_{\text{R}} = 2\Delta H^\circ_{\text{f}} (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) + 2\Delta H^\circ_{\text{f}} (\text{CO}_{2(\text{g})}) + \Delta H^\circ_{\text{f}} (\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})})$.
- E. La variation d'enthalpie à 200°C est de $158,8.10^{-2} \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : Le tableau ci-dessous présente des possibilités couplées pour les ΔH et ΔS d'une transformation chimique à une température de 298K. Choisir le(s) couple(s) de possibilités pour le(s)quel(s) la transformation peut survenir spontanément à cette température. On pose : $|\Delta H| > |T\Delta S|$

- A. $\Delta H > 0 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta S < 0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- B. $\Delta H < 0 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta S < 0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- C. $\Delta H < 0 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta S > 0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- D. $\Delta H > 0 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta S > 0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- E. L'entropie est toujours supérieure à l'enthalpie libre.
- F. Toutes les réponses précédentes sont fausses

QCM n°10 : Soit la réaction de formation du propanol, à pression atmosphérique.

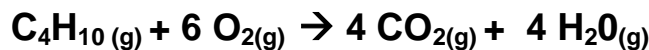


Données :

$$S^\circ(\text{C}_{(s)}) = 5,6 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$
$$S^\circ(\text{H}_{2(g)}) = 130 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$
$$S^\circ(\text{O}_{2(g)}) = 205 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$
$$S^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}) = 309 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

- A. Le signe de l'enthalpie libre permet de prévoir la spontanéité d'une réaction.
- B. La variation d'entropie standard de cette réaction est égale à environ 330,3 J.mol⁻¹.K⁻¹.
- C. La variation d'enthalpie libre est de 205,6 kJ.mol⁻¹.
- D. La variation d'enthalpie libre est de -205,6 kJ.mol⁻¹.
- E. A 298 K, la réaction n'est pas spontanée.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : Soit la réaction de combustion du butène à 25°C.



Données :

	$\text{C}_4\text{H}_{10(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta H^\circ_{\text{F}} (\text{kJ.mol}^{-1}) =$	1,2	0	-393,5	-285,8
$\Delta G^\circ_{\text{F}} (\text{kJ.mol}^{-1}) =$	72	0	-394,4	-237,2

- A. La variation d'enthalpie libre de cette réaction est égale à -2718,4 kJ.mol⁻¹.
- B. La variation d'enthalpie de cette réaction est égale à -2598,4 kJ.mol⁻¹.
- C. La variation d'enthalpie libre de cette réaction est égale à -2598,4 kJ.mol⁻¹.
- D. A 298 K, la réaction est spontanée dans le sens considéré.
- E. Dans ces conditions, la variation d'entropie est égale -402,7 J.mol⁻¹.K⁻¹.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.