

TUTORAT UE3-B 2011-2012 – Physique

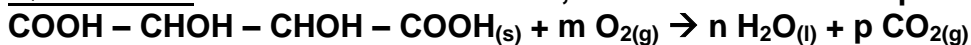
Séance n°3 – Semaine du 27/02/2012

Thermochimie – J. Nurit

Séance préparée par Faten BENTAHAR, Marie BUXO et Caroline CASTANIE (ATM²),
Stéphanie BONUTTI (ATP).

Pensez à élire vos représentants étudiants le mardi 13 mars !

QCM n°1 : Soit la réaction suivante, avec de l'acide tartrique :



$$\Delta H^\circ_R = - 4615 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

- Il s'agit d'une réaction d'oxydation.
- On a $m = 5$, $n = 2$ et $p = 4$.
- On a $m = 1/2$, $n = 3$ et $p = 4$.
- $\Delta U = 4611 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta U = - 4619 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°2 : On fait réagir dans une bombe calorimétrique 2 g de Zinc avec de l'acide chlorhydrique. On observe une augmentation de 1,86 degrés de la température.



Données : $C_{p(\text{bombe})} = 28,46 \text{ kJ.K}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,37 \text{ g.mol}^{-1}$.

- L'énergie reçue par le calorimètre est de 52,93 kJ.
- L'énergie reçue par le calorimètre est de 1,64 kJ.
- $\Delta H_R = - 55,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_R = - 1727,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_R = 1710,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Soit la réaction $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 6 \text{CO}_{2(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Données : $\Delta H^\circ_F(\text{glucose}) = - 1273,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_F(\text{CO}_2) = - 393,52 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_F(\text{H}_2\text{O}) = - 285,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

- $\Delta H_R = - 594,68 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_R = - 2798,42 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_R = - 5345,02 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Les corps simples correspondent aux atomes totalement dissociés entre eux dans leur état stable, et sont impliqués dans les réactions de formation.
- Le carbone sous forme de corps simple peut s'écrire $\text{C}_{(gr)}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°4 : Soit la réaction : $3/2 \text{ Br}_{2(g)} + \text{Al}_{(g)} \rightarrow \text{AlBr}_{3(s)}$. On cherche la variation d'enthalpie de réaction.

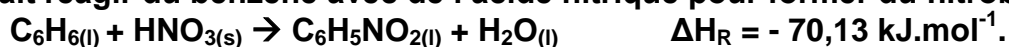
On sait que : $3/2 \text{ Br}_{2(l)} + \text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{AlBr}_{3(s)}$ $\Delta H_F = - 527,18 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

$L_{\text{sublimation}}(\text{Al}) = 301,47 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{ébullition}}(\text{Br}_2) = 30,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

- Il s'agit d'une réaction de formation.
- Il s'agit d'une réaction mettant en jeu des énergies de liaisons.
- $\Delta H_R = - 195,21 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_R = - 849,15 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_R = - 874,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

Les QCM 5, 6 et 7 sont à la suite et les valeurs à réutiliser d'un QCM à l'autre.

QCM n°5 : On fait réagir du benzène avec de l'acide nitrique pour former du nitrobenzène.



Données : $\Delta H_F(\text{HNO}_3(s)) = - 134,31 \text{ kJ.mol}^{-1}$;

$\Delta H_F(\text{nitrobenzène}_{\text{liquide}}) = - 5760,46 \text{ kJ.mol}^{-1}$;

$\Delta H_F(\text{H}_2\text{O}(l)) = - 241,31 \text{ kJ.mol}^{-1}$

- La réaction de formation du nitrobenzène s'exprime ainsi : $6 \text{ C}_{(s)} + \text{N}_{(s)} + 5/2 \text{ H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2(l)$.
- La réaction de formation du benzène s'exprime ainsi : $6 \text{ C}_{(g)} + 6 \text{ H}_{(g)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(g)$.
- $\Delta H_F(\text{benzène}_{\text{liquide}}) = 5867,46 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_F(\text{benzène}_{\text{liquide}}) = 5797,33 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_F(\text{benzène}_{\text{liquide}}) = 5657,07 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°6 (suite) : A sa température d'ébullition, on veut faire passer 5 g de benzène (C_6H_6) de l'état liquide à l'état gazeux.

Données : $\Delta H_F(\text{benzène}_{\text{gazeux}}) = - 5692,73 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$.

- Il faut fournir 364,98 kJ.
- Il faut fournir 6,70 kJ.
- La chaleur latente d'ébullition vaut $- 104,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- La chaleur latente d'ébullition vaut $- 104,6 \text{ J.mol}^{-1}$.
- La chaleur latente d'ébullition vaut $104,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°7 (suite) : On cherche la variation d'enthalpie de formation théorique du benzène sous forme gazeuse.



Rappel formule benzène : C_6H_6

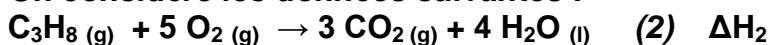
E_{liaison} en kJ.mol^{-1} :

$\text{C-C} = - 346,94$; $\text{C=C} = - 614,46$; $\text{C-H} = - 413,82$

- $\Delta H_{F\text{théo}(g)} = - 2884,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_{F\text{théo}(g)} = - 5367,12 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- $\Delta H_{F\text{théo}(g)} = - 5471,72 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'énergie de résonance est de $- 325,61 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'énergie de résonance est de $- 530,21 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°8 : On s'intéresse à la réaction suivante : $3 \text{C}_{(s)} + 4 \text{H}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{(g)}$ (1) : $\Delta H_R = -104,7 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

On considère les données suivantes :



On donne aussi : $\Delta H_2 + \Delta H_3 = -2436,5 \text{ kJ}$

- La réaction $3 \text{C}_{(s)} + 4 \text{H}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{(g)}$ est exothermique.
- L'enthalpie ΔH_3 de la réaction (3) est de $-1649,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie ΔH_3 de la réaction (3) est de $-393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie ΔH_2 de la réaction (2) est de -787 kJ .
- L'enthalpie ΔH_2 de la réaction (2) est de -2043 J .
- Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : On considère la réaction suivante : $\text{CH}_4 \text{(g)} + 4 \text{Cl}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CCl}_4 \text{(g)} + 4 \text{HCl} \text{(g)}$:

| | $\text{CH}_4 \text{(g)}$ | $\text{CCl}_4 \text{(g)}$ | $\text{HCl} \text{(g)}$ | $\text{Cl}_2 \text{(g)}$ |
|--|-----------------------------|-------------------------------|-----------------------------|--------------------------|
| ΔH_F (à 298K) | $-74,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$ | $-106,48 \text{ kJ.mol}^{-1}$ | $-92,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$ | |
| Cp (en $\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$) | 35,71 | 83,51 | 29,12 | 33,93 |

- La variation d'enthalpie standard de la réaction est de $-401,08 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- La variation d'enthalpie standard de la réaction est de $-106,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie de la réaction à 30°C $-400,9 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie de la réaction à 30°C $-258,28 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie de la réaction à 30°C $-392,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- Toutes les propositions précédentes sont fausses

QCM n°10 : L'acide malonique ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5$) se transforme en acide lactique ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$) selon la réaction suivante : $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$.

On donne : $\Delta H_{\text{combustion}} \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} = -1364 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_F \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} = -1356 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$\Delta H_F \text{H}_2\text{O} \text{(l)} = -286 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_F \text{CO}_2 \text{(g)} = -393 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $C_p \text{CO}_2 \text{(g)} = 37,7 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$;

$C_p \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} = 1160 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $C_p \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} = 1370 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

- La variation d'enthalpie standard de la réaction $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ est de 290 kJ.mol^{-1} .
- La variation d'enthalpie standard de la réaction $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ est de 1600 kJ.mol^{-1} .
- La variation d'énergie interne associée à la réaction $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ à 298 K est de $287,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- La variation d'enthalpie de la réaction $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ à 378 K est de 20142 J.mol^{-1} .
- La variation d'enthalpie de la réaction $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5 \text{(l)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \text{(l)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ à 378 K est de 306 kJ.mol^{-1} .
- Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : On considère la réaction suivante : $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$

**On donne : $E_{\text{H-Cl}} = 430,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E_{\text{C-H}} = 413 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E_{\text{Cl-Cl}} = 242,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$;
 $E_{\text{C-Cl}} = 326 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{F}}(\text{CH}_4) = -74,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{F}}(\text{CH}_3\text{Cl}(\text{g})) = -83,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$.**

- L'énergie de liaison correspond à la variation d'enthalpie standard d'une réaction dans laquelle les composés doivent être des corps simples, pris à l'état standard.
- La variation d'enthalpie associée à la réaction $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ est de -24 kJ.mol^{-1} .
- La variation d'enthalpie associée à la réaction $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ est de $100,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie de formation de l'acide chlorhydrique $\text{HCl}(\text{g})$ est de $-382,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- L'enthalpie de formation de l'acide chlorhydrique $\text{HCl}(\text{g})$ est $-91,5 \text{ J.mol}^{-1}$.
- Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : Soit la réaction suivante : $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$. On donne les enthalpies de dissociation suivantes en kJ.mol^{-1} : $\Delta H_{\text{dissociation (C-Cl)}} = 339$; $\Delta H_{\text{dissociation (H-Cl)}} = 428$; $\Delta H_{\text{dissociation (C-H)}} = 411$; $\Delta H_{\text{dissociation (Cl-Cl)}} = 244$.

- L'enthalpie standard de la réaction est de -112 kJ.mol^{-1} .
- L'enthalpie standard de la réaction est de 112 kJ.mol^{-1} .
- La réaction est endothermique.
- La réaction : $2\text{C}_g + 5\text{H}_g + \text{Cl}_g \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g})$ libère plus d'énergie que la réaction : $2\text{C}_g + 6\text{H}_g \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$.
- La réaction : $2\text{C}_g + 5\text{H}_g + \text{Cl}_g \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g})$ libère moins d'énergie que la réaction : $2\text{C}_g + 6\text{H}_g \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°13 : Un petit glaçon d'eau pure, de masse $m = 3 \text{ g}$, à la température $T_i = -5^\circ\text{C}$ réverait de se vaporiser dans l'air à la température de 100°C . Avant de lui dire qu'il est déraisonnable, il aimerait qu'on calcule l'énergie qui lui serait nécessaire pour s'accomplir. Données : $L_{\text{fusionH}_2\text{O}} = 333,3 \text{ J.g}^{-1}$; $C_{\text{p}}(\text{glace}) = 2,09 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $C_{\text{p}}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 0,232 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $L_{\text{vaporisation}} = 40546 \text{ J.mol}^{-1}$.

- Pour atteindre la température de 0°C et être à l'état liquide l'énergie nécessaire est de $1001,64 \text{ J}$.
- Pour atteindre la température de 0°C et être à l'état liquide l'énergie nécessaire est de $1031,25 \text{ J}$.
- Pour réaliser son rêve, soit se vaporiser à 100°C , le petit glaçon a besoin d'une énergie de $7792,78 \text{ J}$.
- Pour réaliser son rêve, soit se vaporiser à 100°C , le petit glaçon a besoin d'une énergie de $1017,6 \text{ calories}$.
- Lors du changement d'état, l'énergie dégagée entraîne une légère hausse de la température.
- Toutes les réponses précédentes sont fausses.

QCM n°14 : La variation d'enthalpie standard de formation du glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) est de $-1258 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

**On donne : $\Delta H_{\text{F}}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -286 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{F}}(\text{CO}_2(\text{g})) = -393 \text{ kJ.mol}^{-1}$
 $S^\circ(\text{glucose}) = 289,5 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $S^\circ(\text{CO}_2) = 213,8 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
 $S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 69,9 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $S^\circ(\text{O}_2) = 205 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$**

- La variation d'enthalpie standard de combustion du glucose est de 2816 kJ.mol^{-1} .
- La variation d'enthalpie standard de combustion du glucose est de 579 kJ.mol^{-1} .
- La variation d'énergie interne associée à la combustion du glucose est de $-2816 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- La variation d'entropie associée à la combustion du glucose est de $1412,7 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.
- La variation d'entropie associée à la combustion du glucose est de $182,7 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.
- Toutes les propositions précédentes sont fausses.