

TUTORAT UE 1 2014 – 2015

Séance n°1 – Semaine du 22/09/2014

Thermodynamique
Pr. NURIT

Séance préparée par les tuteurs de La Fed'.

Noircir la ou les propositions exactes parmi les 6 items proposés.

QCM n°1 : Soit un morceau de 500 g de zinc (masse molaire = $65,4 \text{ g.mol}^{-1}$) que l'on chauffe de 0°C à 700°C .

Données : T° de fusion du zinc : $419,5^\circ\text{C}$

Chaleur latente de fusion = $102,0 \text{ kJ.kg}^{-1}$

Chaleur spécifique Zn liquide = $480,0 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Chaleur spécifique Zn solide = $417,0 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

- A. La variation d'enthalpie de cette transformation est $107,0 \text{ J}$.
- B. La variation d'enthalpie de cette transformation est $205,8 \text{ kJ}$.
- C. Dans un calorimètre la variation d'énergie interne est égale à la chaleur échangée.
- D. Un système exothermique ($\Delta H < 0$) fournit de la chaleur.
- E. La chaleur, le travail et la concentration sont des variables d'état extensives.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 : On souhaite déterminer la valeur énergétique d'un sachet de dragibus, assimilé à 50 g de glucose solide (C₆H₁₂O₆). Pour cela, on propose l'expérience suivante : Dans un calorimètre, on réalise la combustion de 50 g de glucose : la température augmente de 60 °C.

Données :

$$c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

$$\text{Masse en eau du calorimètre} = 3,5 \text{ kg}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

- A. A l'équilibre thermique, la somme : $Q_{\text{reçue par le calo}} + Q_{\text{dégagée par la combustion}}$ est égale à 0.
- B. La réaction s'écrit : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- C. La capacité calorifique totale du calorimètre est égale à 14,6 J.K⁻¹.
- D. La variation d'énergie interne de réaction est égale à la variation d'enthalpie de réaction.
- E. La valeur énergétique du sachet est égale à 210 kcal.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Soient les réactions suivantes à 25°C :

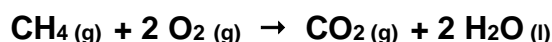
Données : à 25 °C : $\Delta_f U \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta_f U \text{CH}_4(\text{g}) = -74,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f U \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -280,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

La réaction de combustion du méthane étant la suivante :

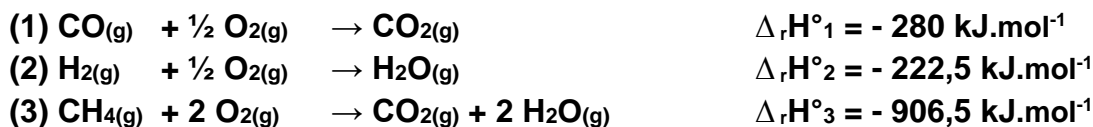


- A. La variation d'enthalpie de formation de l'eau liquide est de - 69,3 kJ.mol⁻¹.
- B. La réaction de formation de l'eau liquide est endothermique.
- C. La variation d'enthalpie de combustion du méthane est de - 531,2 kJ.mol⁻¹.
- D. La variation d'enthalpie de combustion du méthane est de - 252,3 kJ.mol⁻¹.
- E. La réaction de combustion du méthane est une réaction endothermique.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : Soit la réaction suivante à 298 K et à pression constante. Choisir la ou les proposition(s) exacte(s).

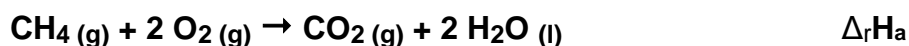


On donne les enthalpies standards des trois réactions suivantes :



- A. L'enthalpie standard de la réaction (A) est $\Delta_r H^\circ = + 41 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- B. L'enthalpie standard de la réaction (A) est $\Delta_r H^\circ = - 41 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- C. La réaction (A) est endothermique.
- D. Le CO_2 mis en jeu dans la réaction (3) est un corps pur.
- E. L'énergie interne associée à la réaction (3) est égale à 2435 kJ.mol^{-1} .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : La réaction de combustion du méthane à 25 °C et à pression constante est :



Soit à 25°C et pression constante, les variations d'enthalpies standard des réactions suivantes :

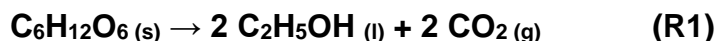
$$\Delta_f H^\circ_{\text{CH}_4 (g)} = \Delta_r H^\circ_1$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2 (g)} = \Delta_r H^\circ_2$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{H}_2\text{O} (l)} = \Delta_r H^\circ_3$$

- A. La formule de la variation d'enthalpie de réaction est : $\Delta_r H = \Delta_r H^\circ_1 + \Delta_r H^\circ_2 + \Delta_r H^\circ_3$.
- B. La formule de la variation d'enthalpie de réaction est : $\Delta_r H = - \Delta_r H^\circ_1 + \Delta_r H^\circ_2 + 2 \Delta_r H^\circ_3$.
- C. La formule de la variation d'enthalpie de réaction est : $\Delta_r H = 4 \Delta_r H^\circ_3 + 2 \Delta_r H^\circ_2 - 2 \Delta_r H^\circ_1$.
- D. La variation d'enthalpie standard de la réaction (3), $\Delta_r H^\circ_3$, peut s'appeler également variation d'enthalpie standard de formation $\Delta_f H^\circ$ de l'eau liquide.
- E. La variation d'énergie interne de la réaction, $\Delta_r U_a$, est égale à $\Delta_r H - 8,31 \times 25 \times (3 - 3)$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6 : Le processus de fermentation alcoolique est une technique de transformation du glucose par le biais d'une levure. Fondamental pour les viticulteurs, ce processus peut se résumer par la réaction suivante :



Données : $\Delta_f H^\circ \text{ Glucose (C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = - 1260 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$\Delta_{\text{combustion}} H^\circ \text{ Ethanol (C}_2\text{H}_5\text{OH)} = - 1368 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$\Delta_f H^\circ \text{ H}_2\text{O (l)} = - 286 \text{ kJ.mol}^{-1}$

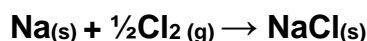
$\Delta_f H^\circ \text{ CO}_2(\text{g}) = - 400 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$\Delta_r S^\circ_1 = 88,4 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$T = 298 \text{ K}$

- A. La variation d'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ$ de la réaction R1 est égale à + 570 kJ.mol⁻¹.
- B. La variation d'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ$ de la réaction R1 est égale à – 2276 kJ.mol⁻¹.
- C. La réaction (R1) dégage une énergie de 120 kJ.mol⁻¹.
- D. La réaction (R1) est spontanée dans le sens direct.
- E. La réaction (R1) est une réaction de combustion.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : La réaction de formation du NaCl_(s) à 25°C et à pression constante est :



Données : L'énergie de liaison du Cl₂ (E_L) = 243,0 kJ.mol⁻¹

L'énergie d'ionisation du sodium (E_i) = 501,0 kJ.mol⁻¹

L'affinité électronique du chlore (A_E) = - 365,0 kJ.mol⁻¹

L'enthalpie standard de formation du NaCl_s ($\Delta_f H^\circ$) = - 407,3 kJ.mol⁻¹

L'énergie réticulaire du NaCl_s (E_R) = -772,8 kJ.mol⁻¹

- A. La formule de l'enthalpie standard de formation du NaCl est : $\Delta_f H^\circ = E_L + L_{(\text{cond})} + A_E + E_i + E_R$.
- B. La formule de l'enthalpie standard de formation du NaCl est : $\Delta_f H^\circ = E_L - L_{(\text{cond})} + A_E + E_i + E_R$.
- C. La variation d'enthalpie de condensation du Na est : $L_{(\text{cond})} = - 108,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- D. La variation d'enthalpie de condensation du Na est : $L_{(\text{cond})} = 12,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- E. Lorsque deux ions forment un sel à l'état cristallin, on représente l'énergie absorbée par l'énergie réticulaire.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : A propos de la thermodynamique :

Un chercheur étudie certains phénomènes se déroulant au niveau des poumons et se penche sur la réaction suivante : $\text{H}_2\text{O (l)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)}$ (1).

Données : $C_p \text{ H}_2\text{O} = 33,0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$C_p \text{ CO}_2 = 38,0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$C_p \text{ H}_2\text{CO}_3 = 45,4 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$\Delta_r H(310\text{K}) = -20,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$

On considérera la pression et les capacités calorifiques molaires constantes.

- A. Un corps pur peut avoir une enthalpie de formation nulle.
- B. La loi de Kirchoff peut servir à calculer l'enthalpie de la réaction à 150°C sachant qu'à 310 K elle est de - 20,6 kJ. mol⁻¹.
- C. L'expression de la loi de Kirchoff est la suivante : $\Delta_r H_{T2} = \Delta_r H_{T1} + (C_p \text{ H}_2\text{CO}_3 - C_p \text{ H}_2\text{O} - C_p \text{ CO}_2) \times \Delta T$.
- D. D'après ses mesures le chercheur trouve que l'enthalpie de la réaction à 25°C est égale à - 20,3 kJ.mol⁻¹.
- E. La température influe beaucoup sur la valeur de l'enthalpie de réaction.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM 9 : A propos de l'entropie :

- A. Elle s'exprime en J.K ou en J.K.mol⁻¹.
- B. Une augmentation de l'entropie du système est associée à l'augmentation de son désordre et à la diminution de sa capacité à fournir du travail.
- C. La variation d'entropie standard associée à un changement d'état est nulle.
- D. L'entropie molaire standard d'un corps pur à 0 K est nulle.
- E. Au cours d'une réaction l'entropie ne peut qu'augmenter.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n° 10 : En conditions anaérobies, le glucose réagit dans le tissu musculaire (37°C) pour donner du lactate suivant la réaction :



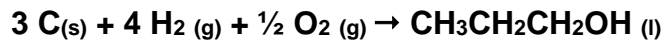
Données à 298 K : Les activités de tous les composés sont prises égales à 1.

$$\Delta_r H^\circ(298\text{K}) = -74,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (s)}$	$\text{CH}_3\text{CHOHCOOH (s)}$
$\Delta_f H^\circ \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$?	- 673,6
$S^\circ \text{ (J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}\text{)}$	209,2	192,1
$C_p \text{ (J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}\text{)}$	219,2	127,6

- A. A 298 K, la variation d'enthalpie standard de formation du glucose vaut - 1273 kJ.mol⁻¹.
- B. A 298 K, la variation d'entropie de la réaction vaut 175 J.K⁻¹.mol⁻¹.
- C. A 298 K, la réaction est spontanée dans le sens 1 et $\Delta G = -126,35 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- D. A 37°C, la variation d'enthalpie de la réaction vaut - 75299,2 J.mol⁻¹.
- E. A 37°C, la variation d'entropie de la réaction vaut 176,4 J.K⁻¹.mol⁻¹.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11: Soit la réaction de formation du propanol, à 25°C.

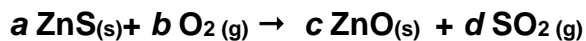


$$\Delta_r H^\circ = - 304 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S^\circ = - 330,3 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

- A. Si les activités des constituants sont prises égales à 1, le signe de la variation d'enthalpie libre permet de prévoir la spontanéité d'une réaction.
- B. Cette réaction est endothermique c'est à dire qu'elle libère de l'énergie.
- C. La variation d'enthalpie libre est de 98,125 kJ.mol⁻¹.
- D. La variation d'enthalpie libre est de - 205,6 kJ.mol⁻¹.
- E. A 298 K, la réaction est spontanée dans le sens indirect.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM 12 : Le monoxyde de Zinc, encore appelé « zinc blanc » est mis en jeu dans cette réaction :



a, b, c et d sont les coefficients stoechiométriques les plus petits possibles

Données : $\Delta_r H^\circ = - 927,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$$S^\circ_{\text{SO}_2} = 248,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$S^\circ_{\text{ZnS}} = 57,7 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{ZnS}} = - 206,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$S^\circ_{\text{ZnO}} = 43,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{SO}_2} = - 296,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$S^\circ_{\text{O}_2} = 205 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Les activités de tous les constituants sont prises égales à 1.

- A. a = b = c = d = 1 sont les plus petits coefficients stoechiométriques possibles.
- B. La variation d'enthalpie de formation du dioxygène est négative.
- C. La variation d'enthalpie standard de formation, $\Delta_f H^\circ_{\text{ZnO}}$, est égale à - 836,7 kJ.mol⁻¹.
- D. Cette réaction absorbe de la chaleur.
- E. La réaction est spontanée dans le sens 1.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.