

TUTORAT UE 1 2013-2014 – Chimie générale

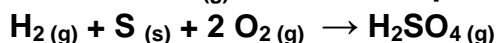
Séance n°1 – Semaine du 23/09/2013

Donnée : $R = 8,31 \times 10^{-3}$

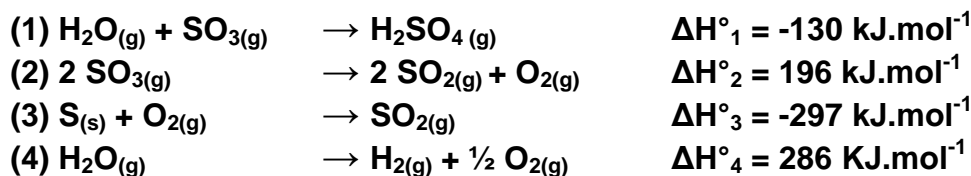
Thermodynamique
Mme NURIT

Séance préparée par les tuteurs de l'ATM², de l'ATP et du TSN.

QCM n°1 : La réaction de formation de H_2SO_4 (g) à 298 K et à pression constante est :

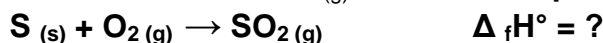


Soit à 298 K et pression constante, les enthalpies standard des réactions suivantes :

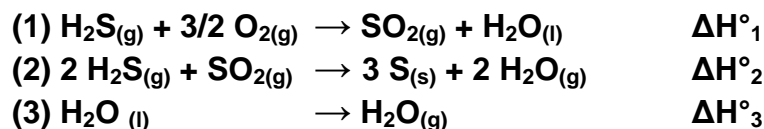


- A. L'enthalpie standard de formation de H_2SO_4 (g) est : $\Delta_f H^\circ = 615 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 B. L'enthalpie standard de formation de H_2SO_4 (g) est : $\Delta_f H^\circ = -615 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 C. L'enthalpie standard de formation de H_2SO_4 (g) est : $\Delta_f H^\circ = 1622 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 D. L'enthalpie standard de formation de H_2SO_4 (g) est : $\Delta_f H^\circ = -1622 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 E. L'enthalpie standard de formation de H_2SO_4 (g) est : $\Delta_f H^\circ = -811 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 : La réaction de formation de SO_2 (g) à 298 K et à pression constante est

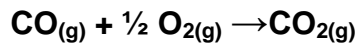


Soit à 298 K et pression constante, les enthalpies standard (en kJ.mol^{-1}) des réactions suivantes :



- A. La formule de l'enthalpie standard de formation (en kJ.mol^{-1}) de $\text{SO}_2(\text{g})$ est :
 $\Delta_f H^\circ = 2 \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + 2 \Delta H^\circ_3$.
 B. La formule de l'enthalpie standard de formation (en kJ.mol^{-1}) de $\text{SO}_2(\text{g})$ est :
 $\Delta_f H^\circ = 2 \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \Delta H^\circ_3$.
 C. La formule de l'enthalpie standard de formation (en kJ.mol^{-1}) de $\text{SO}_2(\text{g})$ est :
 $\Delta_f H^\circ = 1/3 (2 \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 - \Delta H^\circ_3)$.
 D. La formule de l'enthalpie standard de formation (en kJ.mol^{-1}) de $\text{SO}_2(\text{g})$ est :
 $\Delta_f H^\circ = 1/3 (2 \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2 + 2 \Delta H^\circ_3)$.
 E. $\Delta H^\circ_1 = 1/2 (3 \Delta_f H^\circ + \Delta H^\circ_2 - 2 \Delta H^\circ_3)$.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°3 : Soit la réaction suivante :



Données : $\Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2(g)} = - 393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$
 $\Delta_f H^\circ_{\text{CO}(g)} = - 110,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$

- A. Le dioxygène gazeux possède une variation d'enthalpie standard de formation, $\Delta_f H^\circ$, positive.
- B. Selon la loi de Hess, $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2(g)} - (\Delta_f H^\circ_{\text{CO}(g)} + \frac{1}{2}\Delta_f H^\circ_{\text{O}_2(g)})$.
- C. $\Delta_r H^\circ = 283 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- D. La réaction est endothermique.
- E. La réaction est une réaction de combustion.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 : On considère la réaction donnant Al_2O_3 (s) à partir de Fe_2O_3 (s) et d'aluminium : Al (s).

Données : **Enthalpie de formation ($\Delta_f H^\circ$) de :**
 Fe_2O_3 (s) = - 824,2 kJ.mol⁻¹
 Al_2O_3 (s) = - 1676 kJ.mol⁻¹

- A. La réaction s'écrit : $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Fe}(s)$.
- B. La loi de Hess dit que l'enthalpie d'une réaction dépend du nombre et de la nature des réactions intermédiaires.
- C. La variation d'enthalpie standard de la réaction est égale à $-851,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- D. La variation d'enthalpie standard de la réaction est égale à $-2500,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- E. La réaction est endothermique.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : Choisir la ou les propositions exactes :

- A. L'entropie d'un système correspond au désordre qui le caractérise.
- B. Plus l'entropie d'un système est élevée, plus il peut fournir de travail.
- C. Si la variation d'entropie, ΔS , est égale à 0, la transformation est réversible.
- D. Une transformation spontanée peut aboutir à une variation d'entropie négative.
- E. L'entropie de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ est inférieure à l'entropie de $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6 : Soit la réaction suivante (1) : $\text{CO}_{(g)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$

Données : $S^\circ_{\text{CH}_3\text{OH}(g)} = 239,81 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
 $S^\circ_{\text{H}_2(g)} = 130,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
 $S^\circ_{\text{CO}(g)} = 197,8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

- A. L'entropie de $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ est supérieure à celle de $\text{CH}_3\text{OH}_{(s)}$.
- B. L'entropie de $\text{CO}_{(g)}$ à 283 K sera supérieure à l'entropie de $\text{CO}_{(g)}$ à 300 K.
- C. $\Delta_r S_1^\circ = S^\circ_{\text{CH}_3\text{OH}(g)} - (S^\circ_{\text{CO}(g)} + 2 S^\circ_{\text{H}_2(g)})$.
- D. $\Delta_r S_1^\circ = - 219,19 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.
- E. D'après les données la réaction est impossible dans le sens direct.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : Soit la réaction suivante $4 \text{NH}_3(\text{g}) + a \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow b \text{NO}(\text{g}) + c \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ dont la variation d'enthalpie est de $-1628 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On donne :

$$\Delta_f H^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) = -46,21 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{NO}(\text{g})) = -90,42 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- A. $a = 5$, $b = 4$ et $c = 6$.
- B. $a = 10$, $b = 4$ et $c = 6$.
- C. $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O})_g = -300,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, au dixième près.
- D. $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O})_g = -241,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, au dixième près.
- E. $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O})_g = -1451,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, au dixième près.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : On fait réagir dans une bombe calorimétrique 4 g de Zinc avec de l'acide chlorhydrique. On observe une augmentation de 1,78 degrés de la température.



Données : Capacité calorifique totale C_P (bombe) = $28.46 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}$

Masse molaire : $\text{Zn} = 65,38 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

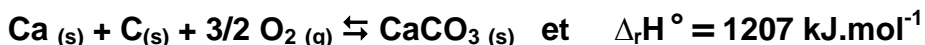
- A. L'énergie reçue par la bombe calorimétrique est de 101,3 kJ, au dixième près.
- B. L'énergie reçue par la bombe calorimétrique est de 50,7 kJ, au dixième près.
- C. Pour 1 g de Zinc, la variation d'énergie interne de réaction, $\Delta_r U$ est égale à - 50,7 kJ, au dixième près.
- D. Pour 4 g de Zinc, la variation d'énergie interne de réaction, $\Delta_r U$ est égale à 50,7 kJ, au dixième près.
- E. La variation d'enthalpie de réaction, $\Delta_r H$ est égale à 998 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 : Soit la réaction suivante : $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + m \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow n \text{CO}_2(\text{g}) + p \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

On a $\Delta_r H = -2043 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- A. On a $m = 5$; $n = 3$; et $p = 4$.
- B. La variation d'énergie interne de réaction, $\Delta_r U$ est égale à - 2035,6 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, au dixième près.
- C. La variation d'énergie interne de réaction, $\Delta_r U$ est égale à - 681,8 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, au dixième près.
- D. On peut dire que la réaction est endothermique.
- E. On peut dire que la réaction est exothermique.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

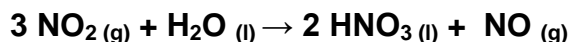
QCM n°10 : On considère la réaction suivante à 25°C :



Données :	Ca_(s)	C_(s)	O_{2(g)}	CaCO_{3(s)}
S°J.K⁻¹.mol⁻¹	41,4	5,6	205	92,9

- A. La variation d'entropie standard de la réaction à 298 K est égale à -261,6 J.mol⁻¹.K⁻¹.
 B. La variation d'enthalpie libre standard de la réaction à 298 K est égale à 1285 kJ.mol⁻¹, à l'unité près.
 C. La variation d'enthalpie libre standard de la réaction à 298 K est égale à 1157,2 kJ.mol⁻¹, au dixième près.
 D. Si les activités de tous les constituants sont prises égales à 1, la réaction est spontanée à 298 K dans les conditions standard.
 E. Dans cette réaction le carbone C_(s), le dioxygène O_{2(g)} et le calcium Ca_(s) sont des corps simples.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : Soit la réaction suivante de synthèse de l'acide nitrique :



Données :

$$T_1 = 25^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 88^\circ\text{C}$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{NO}(g)} = 90,37 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$C_{\text{PH}_2\text{O}(l)} = 75,29 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{H}_2\text{O}(l)} = -285,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$C_{\text{PNO}_2(g)} = 37,30 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ_{\text{NO}_2(g)} = 33,85 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$C_{\text{PHNO}_3(l)} = 250 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

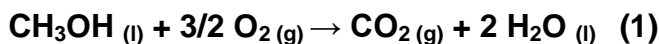
$$\Delta_f H^\circ_{\text{HNO}_3(l)} = -173,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$C_{\text{PNO}(g)} = 29,84 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

Entre 25 et 88°C il n'y a aucun changement d'état.

- A. La variation d'enthalpie standard de réaction à la température T₁ est égale à 71,78 kJ.mol⁻¹.
 B. La variation d'enthalpie standard de réaction à la température T₁ est égale à -66,37 kJ.mol⁻¹.
 C. La variation d'enthalpie standard de réaction à la température T₂ est égale à -50,2 kJ.mol⁻¹, au dixième près.
 D. La variation d'enthalpie standard de réaction à la température T₂ est égale à -93,4 kJ.mol⁻¹, au dixième près.
 E. La variation d'enthalpie standard de réaction à la température T₂ est égale à 21,6 kJ.mol⁻¹, au dixième près.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : La combustion totale d'une mole de méthanol liquide dans les conditions standard de pression et de température libère 725,2 kJ selon la réaction suivante :



Données (à 298 K) :

$\Delta_f H^\circ \text{CO}_2 \text{(g)}$ = - 393,5 kJ.mol ⁻¹	$C_P \text{(CH}_3\text{OH(l))}$ = 81,6 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹
$\Delta_f H^\circ \text{H}_2\text{O(l)}$ = - 285,8 kJ.mol ⁻¹	$C_P \text{(H}_2\text{O(l))}$ = 75,29 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹
$C_P \text{(O}_2 \text{(g))}$ = 29,36 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹	$C_P \text{(CO}_2 \text{(g))}$ = 37,11 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹
$C_P \text{(H}_2\text{O(g))}$ = 33,58 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹	$C_P \text{(CH}_3\text{OH(g))}$ = 43,89 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹
$L_{v373 \text{ K}} \text{H}_2\text{O(l)}$ = 44 kJ.mol ⁻¹	$L_{v337,5 \text{ K}} \text{CH}_3\text{OH(l)}$ = 35,4 kJ.mol ⁻¹
$T_C + 273 = T_K$	1 cal = 4,18 J

- A. La variation d'enthalpie standard de formation du méthanol liquide est égale à -101,4 kJ.mol⁻¹.
 B. La variation d'enthalpie standard de formation du méthanol liquide est égale à - 239,9 kJ.mol⁻¹.
 C. La variation d'enthalpie de la réaction 1 à 60°C est égale à - 689,26 kJ.mol⁻¹.

On considère maintenant la réaction à 127 °C ; sachant que le méthanol bout à 64,5°C et l'eau à 100°C, déterminer la variation d'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ_{127^\circ\text{C}}$.

- D. $\Delta_r H^\circ_{127^\circ\text{C}} = - 666,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$, au dixième près.
 E. $\Delta_r H^\circ_{127^\circ\text{C}} = - 888,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$, au dixième près.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°13 : L'urée est un composé organique de formule chimique CO(NH₂)₂. Formée dans le foie lors du cycle de l'urée à partir de l'ammoniac, l'urée naturelle est éliminée par l'urine et son dosage sanguin permet d'évaluer la fonction rénale d'un patient.

On se propose d'évaluer la variation d'enthalpie standard de formation de l'urée solide : $\Delta_f H^\circ \text{(urée}_{(s)})$.

Données à 298 K : $\Delta_{\text{liaison}} H^\circ \text{(kJ.mol}^{-1}\text{)} :$

N≡N	945	C=O	730
H-H	435	O=O	502
C-N	293	N=O	946
N-H	390		

$$\Delta H^\circ_{\text{sublimation}}(\text{C}_{(s)}) = 720 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{sublimation}}(\text{urée}_{(s)}) = 110 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

- A. La réaction de formation de l'urée solide est la suivante :
 $2 \text{H}_2 \text{(g)} + 1/2 \text{O}_2 \text{(g)} + \text{C (g)} + \text{N}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO(NH}_2\text{)}_2 \text{(s)}$.
 B. La réaction pour laquelle le calcul de la variation d'enthalpie $\Delta_r H$ fait intervenir les enthalpies de liaison, se fera en phase gazeuse.
 C. L'enthalpie standard de formation de l'urée solide est $\Delta_f H^\circ \text{(urée}_{(s)}) = - 200 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 D. L'enthalpie standard de formation de l'urée solide est $\Delta_f H^\circ \text{(urée}_{(s)}) = - 90 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 E. La réaction de formation de l'urée solide est exothermique.
 F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.