



TUTORAT UE 1 2015-2016 – Chimie Générale

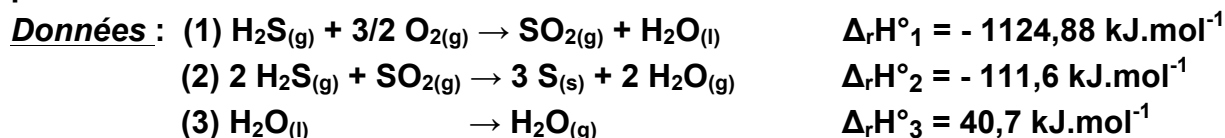
Séance n°1 – Semaine du 21/09/2015

Thermodynamique Mme Nurit

Séance préparée par l'ATP, le TSN et l'ATM.

Noircir sur la feuille de réponse jointe, la et les proposition(s) exacte(s) parmi les 6 items proposés.

QCM n°1 et 2 couplés : Soit la réaction de formation de SO_{2(g)} à 100°C et à pression constante.



QCM n°1 :

- A. La formation de SO₂ suit l'équation : $\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)}$
- B. Le calcul de la variation d'enthalpie standard de formation de SO₂ est :
$$\Delta_f H^\circ_{(\text{SO}_2)} = 2 \Delta_r H^\circ_1 - \Delta_r H^\circ_2 + 2 \Delta_r H^\circ_3$$
- C. La variation d'enthalpie standard de formation de SO₂ est égale à – 2056,76 kJ.mol⁻¹
- D. $\Delta_f H^\circ_{(\text{SO}_2)} = - 685,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- E. $\Delta_f U^\circ_{(\text{SO}_2)} = \Delta_f H^\circ_{(\text{SO}_2)} - 8,31.10^{-3} \times 100 \times (1 - 2)$ ($\Delta_f U^\circ$ et $\Delta_f H^\circ$ sont en kJ.mol⁻¹)
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°2 :

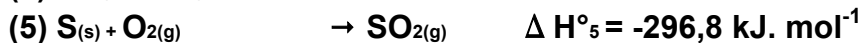
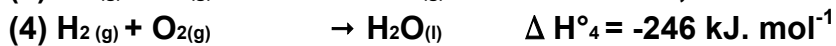
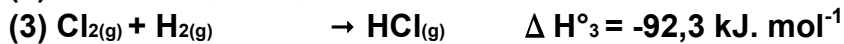
- A. L'enthalpie standard de formation de O₂ est nulle.
- B. $\Delta_r H^\circ_1$ peut aussi être nommé variation d'enthalpie standard de combustion : $\Delta_c H^\circ$
- C. L'enthalpie, variable intensive, correspond à la part énergétique obtenue sous forme de chaleur.
- D. Si la réaction de formation de SO_{2(g)} à lieu à volume constant, la variation d'énergie interne, $\Delta_r U$, est égale à Q_v
- E. La réaction (2) est une réaction endothermique.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses

QCM n°3 : Soit la réaction suivante :



Données à 298 K et à pression constante :

a, b, c et d correspondent aux coefficients stœchiométriques ; ce sont des valeurs les plus petites possibles et entières.



- A. Les coefficients stœchiométriques sont : $a = c = 1$ et $b = d = 2$.
- B. Les variations d'enthalpie standard des réactions 2, 3, 4 et 5 correspondent à des variations d'enthalpies standard de formation.
- C. La variation d'enthalpie standard de la réaction (1), $\Delta_r H^\circ_1$, est égale à $209,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- D. La réaction (1) est endothermique.
- E. La réaction (1) libère de la chaleur.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°4 :

- A. La capacité calorifique molaire est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'une mole de matière d'un degré Kelvin.
- B. La capacité calorifique totale s'exprime en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$.
- C. La capacité calorifique massique correspond au « c » de la formule $Q_p = n \times c \times \Delta T$.
- D. La chaleur spécifique est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'une mole de matière d'un degré Kelvin.
- E. La chaleur latente est la quantité de chaleur nécessaire pour qu'une mole de matière change d'état physique à température constante.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°5 : Un apport de 115 J sous forme de chaleur à une sucette chupa-chupa de 7,6 g donne lieu à une augmentation de température de 2,4 degrés. On considérera que la masse molaire de la sucette est égale à celle du sucre ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

- A. La capacité calorifique massique de la sucette est de $1,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- B. La chaleur spécifique de la sucette est de $6,3 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- C. La capacité calorifique molaire de la sucette est de $271,5 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- D. La capacité calorifique totale est égale à environ $48 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.
- E. La capacité calorifique totale est de $199 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°6 : Soit la réaction suivante : $\text{HCl}_{(l)} + \text{NaOH}_{(l)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (1).

Données à 298 K, pour une pression constante :

$A_E(\text{Cl})$	$= -349 \text{ kJ.mol}^{-1}$	$\Delta_f H^\circ_{(\text{HCl}(l))}$	$= -93 \text{ kJ.mol}^{-1}$
$E_i(\text{Na})$	$= 496 \text{ kJ.mol}^{-1}$	$\Delta_f H^\circ_{(\text{NaOH}(l))}$	$= -553 \text{ kJ.mol}^{-1}$
$L_{\text{sub}}(\text{Na})$	$= 108 \text{ kJ.mol}^{-1}$		
$\Delta_{\text{liaison}} H^\circ_{(\text{Cl}_2)}$	$= 240 \text{ kJ.mol}^{-1}$		
$\Delta_f H^\circ_{(\text{H}_2\text{O}(l))}$	$= -285 \text{ kJ.mol}^{-1}$		

L'énergie réticulaire dégagée par la réaction $\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$ est de -786 kJ.mol^{-1} .

- A. L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un corps simple pour lui arracher un électron.
- B. L'enthalpie de liaison est l'énergie requise pour lier deux atomes isolés gazeux.
- C. La variation d'enthalpie standard de formation $\Delta_f H^\circ$ de $\text{NaCl}_{(s)}$ est égale à 4089 kJ.mol^{-1} .
- D. La variation d'enthalpie standard de la réaction (1) est égale à -124 kJ.mol^{-1} .
- E. La variation d'enthalpie standard de la réaction (1) est égale à -50 kJ.mol^{-1} .
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°7 : On place 10 g de Saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) dans un calorimètre à 38°C . On note après combustion une température de $313,24 \text{ K}$.

La capacité calorifique totale du calorimètre vaut $C = 600 \text{ J.K}^{-1}$

On néglige la masse du saccharose ainsi que celle de l'eau formée au cours de la réaction

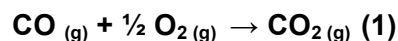
- A. L'équation de la combustion est $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 11 \text{ O}_2 \rightarrow 12 \text{ CO}_2 + 11 \text{ H}_2\text{O}$.
- B. La réaction observée est endothermique.
- C. La chaleur reçue est de 1344 J .
- D. La variation d'enthalpie de combustion est l'opposée de la valeur de la chaleur reçue par le calorimètre.
- E. La variation d'enthalpie standard de la réaction de combustion est égale à $-134,4 \text{ J.mol}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°8 : A propos de l'entropie :

- A. Dans un système isolé, la production d'entropie est un phénomène irréversible.
- B. L'entropie molaire a une valeur toujours supérieure ou égale à 0.
- C. Un système subissant une transformation spontanée aura nécessairement une variation d'entropie (ΔS) supérieure ou égale à 0.
- D. La variation de l'entropie est le seul facteur de spontanéité d'une réaction.
- E. Lorsqu'un système voit sa température ou sa masse molaire augmenter, sa capacité à fournir du travail diminue.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°9 et 10 couplés

QCM n°9 : A propos de la réaction suivante réalisée dans les conditions standard :



Données :

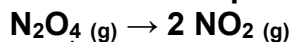
	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$
S° (en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)	197,8	214	205
$\Delta_f G^\circ$ (en kJ.mol^{-1})	-137,2	-394,5	

- A. L'entropie molaire de $\text{CO}_{2(l)}$ est plus élevée que celle de $\text{CO}_{2(g)}$.
- B. A 25°C , l'entropie de réaction vaut $-188,8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.
- C. A 25°C , l'entropie de réaction vaut $-86,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.
- D. A 37°C , l'entropie de réaction sera égale à : $\Delta_r S_{310} = \Delta_r S_{298} + [n.C_p(\text{produits}) - n.C_p(\text{réactifs})] \times \ln(310/298)$.
- E. A 25°C , dans le sens 1, la réaction (1) est défavorisée d'un point de vue entropique.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°10 :

- A. La variation d'enthalpie libre standard de formation de $O_2(g)$ est nulle.
- B. La variation d'enthalpie libre standard de réaction (1) vaut $-257,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- C. La variation d'enthalpie standard de réaction (1) vaut -283 kJ.mol^{-1} .
- D. La réaction (1) est favorisée d'un point de vue énergétique.
- E. La réaction (1) est endergonique dans le sens 2.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°11 : Soit la réaction suivante à 298 K et à pression constante :

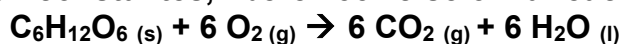


Données à 298 K : $\Delta_f H^\circ = 57,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta_r S^\circ = 175,8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

$N_2O_4(g)$	$NO_2(g)$
$\Delta_f H^\circ = 9,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$	$\Delta_f H^\circ = ?$
$\Delta_f S^\circ = ?$	$\Delta_f S^\circ = 240,0 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

- A. La variation d'enthalpie libre standard de la réaction correspond à $\Delta_r G^\circ = -52,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- B. Puisque $\Delta_r G^\circ < 0$, la réaction est donc spontanée dans le sens 1.
- C. La réaction est exergonique.
- D. La variation d'enthalpie standard de formation de NO_2 gazeux à 298 K correspond à $\Delta_f H^\circ_{(NO_2)} = 66,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
- E. La variation d'entropie standard de formation du N_2O_4 gazeux à 298 K correspond à $\Delta_f S^\circ_{(N_2O_4)} = 64,2 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM n°12 : La réaction d'une mole de glucose ($C_6H_{12}O_6$), dans des conditions de température et de pression constantes, libère 455 kJ selon la réaction suivante :



Données à 25°C :

$$C_p(C_6H_{12}O_6(s)) = 81,2 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$C_p(H_2O(l)) = 75,3 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$C_p(O_2(g)) = 32,1 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S^\circ = 259 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$C_p(CO_2(g)) = 42,6 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

- A. La variation d'enthalpie standard de la réaction à 37°C est égale à $5658,2 \text{ J.mol}^{-1}$
- B. La variation d'enthalpie standard de la réaction à 37°C est égale à $460196,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- C. Pour calculer la variation d'entropie de la réaction de combustion du glucose à 37°C, on utilise la formule $\Delta_r S^\circ_{(310)} = \Delta_r S^\circ_{(298)} + \ln(T_i/T_f) \times [(nC_p)_{\text{réactifs}} - (nC_p)_{\text{produits}}]$
- D. La variation d'entropie de la réaction à 37°C est égale à $241,88 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- E. L'enthalpie libre de la réaction à 310 K est égale à $374599 \text{ J.mol}^{-1}$, la réaction est donc spontanée dans le sens indirect.
- F. Toutes les propositions précédentes sont fausses.