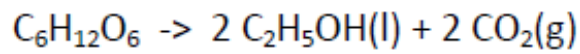


Questions Type A

Question No. 1

La transformation du glucose en éthanol découle d'un processus de fermentation dû à la présence de micro-organismes selon la réaction ci-dessous:



L'enthalpie accompagnant la fermentation de 270 g de glucose à $P = 1 \text{ atm.}$ et $T = 25^\circ\text{C}$ vaut:

On donne : $\Delta H^\circ(\text{fermentation de glucose}) = \underline{-88.7 \text{ kJ/mol}}$:

A) $\Delta_r H = -88.7 \text{ kJ.}$

B) $\Delta_r H = 266 \text{ kJ.}$

C) $\Delta_r H = -177 \text{ kJ.}$

D) $\Delta_r H = -133 \text{ kJ.}$

E) $\Delta_r H = -266 \text{ kJ.}$

$$n = \frac{m}{MM} = \frac{270 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$\Delta H^\circ(270 \text{ g}) = \Delta H^\circ \cdot n = -88,7 \text{ kJ/mol} \cdot 1,5 \text{ mol} = -133 \text{ kJ}$$

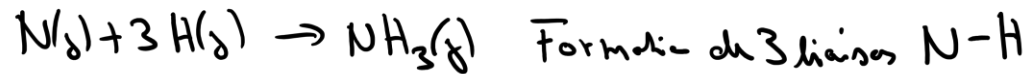
Questions Type A

Question No. 2

On déduit l'énergie de la liaison N-H en utilisant la réaction $\boxed{\text{N(g)} + 3\text{H(g)} \rightarrow \text{NH}_3\text{(g)}}$ effectuée à 298 K et sous une pression de 1.0 atmosphère. Cette énergie de liaison vaut:

On donne : $\Delta H_f^\circ(\text{N})(\text{g}) = 470 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H})(\text{g}) = 220 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3)(\text{g}) = -46 \text{ kJ/mole}$.

A) 120 kJ/mol.



B) 1157 J/mol.

$$\underline{\Delta H_r^\circ = 3 \Delta H_L^\circ(\text{N-H})}$$

C) 392 kJ/mol.

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \Delta H_f^\circ(\text{NH}_3\text{(g)}) - \Delta H_f^\circ(\text{N(g)}) - 3\Delta H_f^\circ(\text{H(g)}) \\ &= -46 \quad - 470 \quad - 3(220) = -1176 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

D) 401 J/mol.

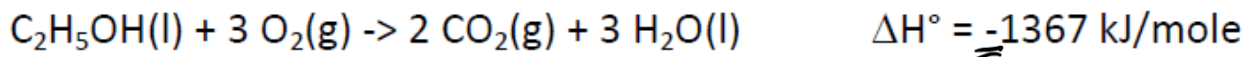
E) 44.5 kJ/mol.

$$\frac{1}{3} \cdot (-1176 \text{ kJ/mol}) = \underline{-392 \text{ kJ/mol}}$$

Questions Type A

Question No. 3

La combustion d'éthanol dans les conditions standards (25°C, 1 atm) est une réaction exothermique:



On donne les enthalpies de formation :

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -285.9 \text{ kJ/mole} ; \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2)(\text{g}) = -393.5 \text{ kJ/mole.}$$

L'enthalpie standard de formation de l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$) est de :

A) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = +75.6 \text{ kJ/mole.}$

B) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = -75.6 \text{ kJ/mole.}$

C) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = -277.7 \text{ kJ/mole.}$

D) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = +210.3 \text{ kJ/mole.}$

E) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = +889.7 \text{ kJ/mole.}$

$$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) &\rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \\ \Delta H_r^\circ = -1367 \text{ kJ/mol} &= 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 3\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \\ &\quad - 3\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g})) \\ \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) &= \Delta H_r^\circ + 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 3\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) \\ &= 1367 + 2(-393.5) + 3(-285.9) \\ &= -277.7 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Questions Type A

Question No. 4

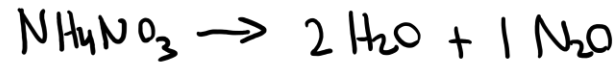
Le chauffage du nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) produit de l'eau et du protoxyde d'azote (N_2O). Etant donné la valeur des enthalpies de formations ci-dessous, quelle est la valeur de ΔH° pour cette réaction?

On donne:

ΔH°_f nitrate d'ammonium: -365 kJ/mole

ΔH°_f eau -286 kJ/mole

ΔH°_f protoxyde d'azote: +82 kJ/mole



$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= \Delta H^\circ_f(\text{N}_2\text{O}) + 2\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{NH}_4\text{NO}_3) \\ &= 82 + 2(-286) - (-365) = -125 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

A) +25 kJ/mol.

B) +1117 J/mol.

C) -125000 J/mol.

D) -401 J/mol.

E) -193 kJ/mol.

Questions Type A

Question No. 5

La combustion de l'urée $(\text{H}_2\text{N})_2\text{CO}$ produit de l'azote moléculaire, du CO_2 et de l'eau. La valeur de la variation d'enthalpie de formation ΔH°_f de l'urée est:

On donne: $\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{urée}) = \underline{-631.7 \text{ kJ/mole}}$; $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mole}$

A) -334 kJ/mole.



$$\Delta H^\circ_c = \cancel{\Delta H^\circ_f(\text{N}_2)} + \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + 2\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \underline{\Delta H^\circ_f(\text{urée})} - \cancel{\frac{3}{2}\Delta H^\circ_f(\text{O}_2)}$$

B) -669 kJ/mole.

C) -680 kJ/mole.

$$\Delta H^\circ_f(\text{urée}) = -\Delta H^\circ_c + \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + 2\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O})$$

$$= +631.7 + (-394) + 2(-286) = -334.3 \text{ kJ/mole}$$

D) -742 kJ/mole.

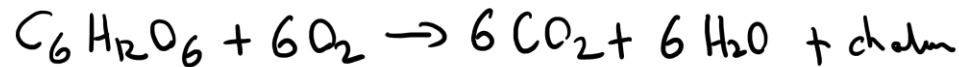
E) -1'014 kJ/mole.

Questions Type A

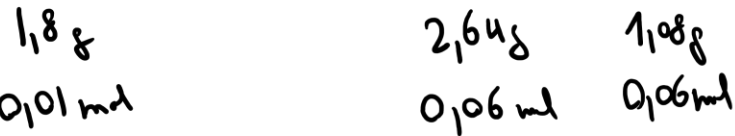
Question No. 6

$$\Delta H^\circ = \overbrace{[q]} = C \Delta T$$

Dans un récipient isolé à pression atmosphérique la combustion de 1.8 g de glucose produit une élévation de température de 63 K. Connaissant les capacités calorifiques du CO_2 (g) (1.01 J/g/K) et de l'eau (4.18 J/g/K) et du récipient (440 J/K), quelle est la variation d'enthalpie molaire de cette réaction :



A) 1740 kJ/mole.



~~B) 2817 kJ/mole.~~

C) -680 kJ/mole.

$$q = C \Delta T; C = C_{\text{récip}} + C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} + C_{\text{CO}_2} \cdot m_{\text{CO}_2}$$

D) 1747 kJ/mole.

$$= \underline{440 \text{ J/K}} + 1,08 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/K/g} + 2,64 \text{ g} \cdot 1,01 \text{ J/g/K} =$$

E) 28 kJ/mole.

$$= \underline{447,2 \text{ J/K}}$$

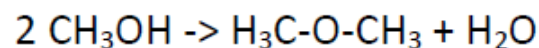
$$q = \Delta H = 447,2 \text{ J/K} \cdot 63 \text{ K} = 28172 \text{ J} = 28,17 \text{ kJ pour } 0,01 \text{ mol}$$

pour 1 mole 2817 kJ

Questions Type A

Question No. 7

Afin de modéliser le stockage possible d'énergie lors de la condensation de mono-saccharides en poly-saccharides, on étudie la réaction:



La variation d'enthalpie ΔH_r de réaction pour deux moles de CH_3OH réagissant à $P = 1 \text{ atm.}$ et $T = 25^\circ\text{C}$ vaut:

On donne: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(l) = -285.9 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)(g) = -393.5 \text{ kJ/mole}$;

$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH})(l) = -238.7 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H_{\text{combustion}}^\circ(\text{H}_3\text{COCH}_3) = -1460.4 \text{ kJ/mole.}$

A) $\Delta H_r = -1276.6 \cdot \text{kJ.}$

B) $\Delta H_r = -184.7 \text{ kJ.}$

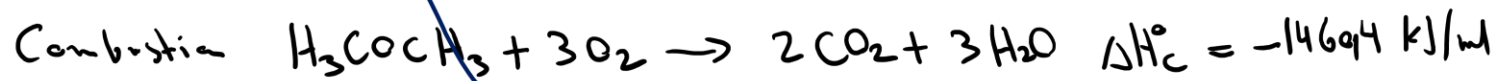
C) $\Delta H_r = -7.2 \text{ kJ.}$

D) $\Delta H_r = +3.6 \text{ kJ.}$

E) $\Delta H_r = +7.2 \cdot \text{kJ.}$



$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{H}_3\text{COCH}_3) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH})$$



$$\Delta H_c^\circ = 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ(\text{H}_3\text{COCH}_3) \quad ||$$

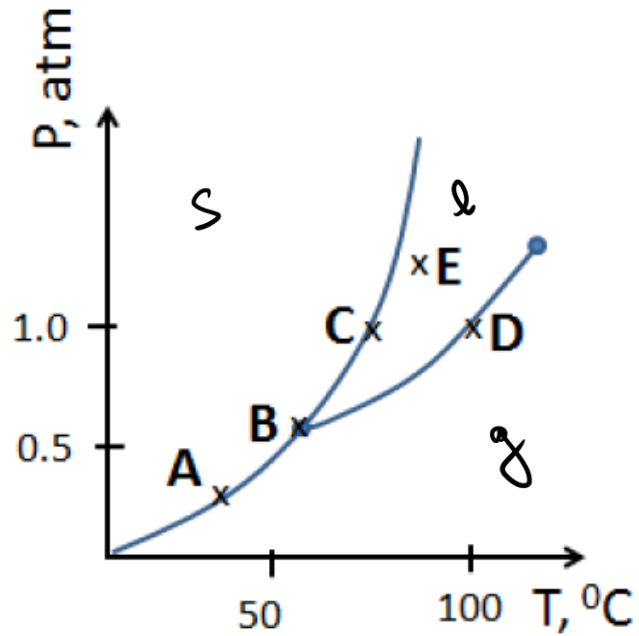
$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_3\text{COCH}_3) = 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_c^\circ$$

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_c^\circ - 2\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) \\ &= 2(-393.5) + 4(-285.9) - (-14694) - 2(-238.7) = 7.2 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Questions Type K

Question No. 8

Pour le diagramme de phases suivant :

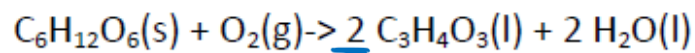


- A) le point C est le point d'ébullition normal
- B) le point A appartient à la courbe de fusion
- C) la température de fusion diminue si la pression augmente
- D) les coordonnées du point B dépendent de la pression atmosphérique
- E) la phase correspondant au point E est la phase liquide

Questions Type A

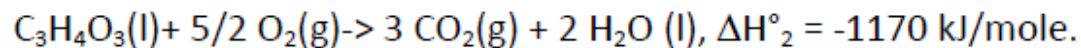
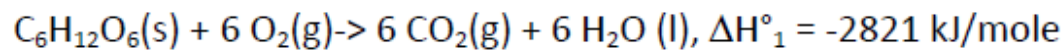
Question No. 9

La conversion du glucose, $C_6H_{12}O_6$, en acide pyruvique, $C_3H_4O_3$, constitue une étape importante du cycle de Krebs (cycle de l'acide citrique) :



La variation d'enthalpie ΔH_r de réaction à $P = 1 \text{ atm.}$ et $T = 25^\circ\text{C}$ vaut:

On donne les enthalpies de combustions :



A) $\Delta H_r = -1576 \cdot \text{kJ/mole.}$

B) $\Delta H_r = -481 \text{ kJ/mole.}$

C) $\Delta H_r = -7.2 \text{ kJ/mole.}$

D) $\Delta H_r = -123 \text{ kJ/mole.}$

E) $\Delta H_r = +127 \cdot \text{kJ/mole.}$

