

Questions Travaux Dirigés 2025/2026

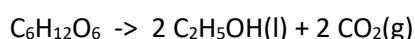
Séance du vendredi 7. 11.

Energie et réactions chimiques

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

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

Questions Type A

Question No. 2

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

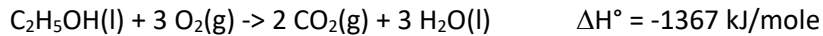
On donne : $\Delta H^\circ_f(\text{N})(\text{g}) = 470 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H^\circ_f(\text{H})(\text{g}) = 220 \text{ kJ/mole}$; $\Delta H^\circ_f(\text{NH}_3)(\text{g}) = -46 \text{ kJ/mole.}$

- A) 120 kJ/mol.
- B) 1157 J/mol.
- C) 392 kJ/mol.
- D) 401 J/mol.
- E) 44.5 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) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = +889.7 \text{ kJ/mole.}$

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:

$$\Delta H^\circ_f \text{ nitrate d'ammonium: } -365 \text{ kJ/mole}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{ eau } -286 \text{ kJ/mole}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{ protoxyde d'azote: } +82 \text{ kJ/mole}$$

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

- A) -334 kJ/mole.
- B) -669 kJ/mole.
- C) -680 kJ/mole.
- D) -742 kJ/mole.
- E) -1'014 kJ/mole.

Questions Type A

Question No. 6

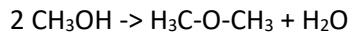
Dans un récipient isolé à pression atmosphérique la combustion de 1.8 g de glucose produit une élévation de température de 63 K. Connaissant les capacités calorifiques du CO_2 (g) (1.01 J/g/K) et de l'eau (4.18 J/g/K) et du récipient (440 J/K), quelle est la variation d'enthalpie molaire de cette réaction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

- A) 1740 kJ/mole.
- B) -2817 kJ/mole.
- C) -680 kJ/mole.
- D) -1747 kJ/mole.
- E) 28 kJ/mole.

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

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

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

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

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

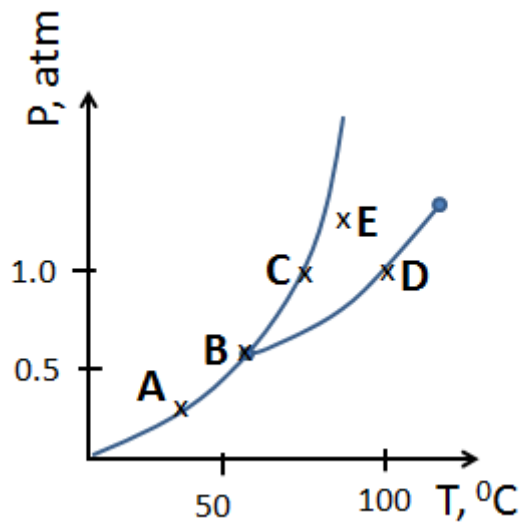
D) $\Delta H_r = +3.6 \text{ kJ.}$

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

Questions Type K

Question No. 8

Pour le diagramme de phases suivant :

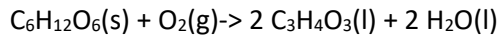


- A) le point C est le point d'ébullition normal
- B) le point A appartient à la courbe de fusion
- C) la température de fusion diminue si la pression augmente
- D) les coordonnées du point B dépendent de la pression atmosphérique
- E) la phase correspondant au point E est la phase liquide

Questions Type A

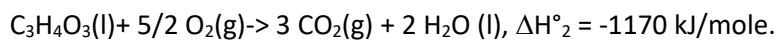
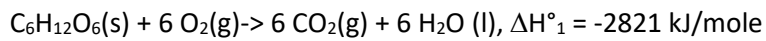
Question No. 9

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