

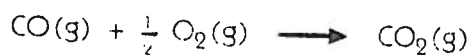
Corrigé

Les équations du tableau suivant serviront à résoudre les problèmes ci-après.

Chaleurs molaires de réaction

	Réactifs		Produits	ΔH (kJ)
1	H_2 (g) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	H_2O (g)	- 242,2
2	H_2 (g) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	H_2O (l)	- 286,2
3	H_2 (g) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	H_2O (s)	- 292,2
4	C (s) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	CO (g)	- 110,7
5	C (s) + O_2 (g)	\longrightarrow	CO_2 (g)	- 394,1
6	C (s) + 2 H_2 (g)	\longrightarrow	CH_4 (g)	- 74,9
7	2 C (s) + 2 H_2 (g)	\longrightarrow	C_2H_4 (g)	+ 52,3
8	2 C (s) + 3 H_2 (g)	\longrightarrow	C_2H_6 (g)	- 84,8
9	3 C (s) + 4 H_2 (g)	\longrightarrow	C_3H_8 (g)	- 103,8
10	C (s) + 2 H_2 (g) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	CH_3OH (l)	- 238,8
11	C (s) + 2 S (s)	\longrightarrow	CS_2 (l)	+ 89,8
12	2 Fe (s) + $\frac{1}{7}$ O_2 (g)	\longrightarrow	Fe_2O_3 (s)	- 825,4
13	3 Fe (s) + 2 O_2 (g)	\longrightarrow	Fe_3O_4 (s)	- 1 120,0
14	N_2 (g) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	N_2O_3 (g)	+ 83,8
15	N_2 (g) + 2 O_2 (g)	\longrightarrow	N_2O_4 (g)	+ 9,2
16	S (s) + O_2 (g)	\longrightarrow	SO_2 (g)	- 297,3
17	S (s) + $\frac{1}{2}$ O_2 (g)	\longrightarrow	SO_3 (g)	- 396,3

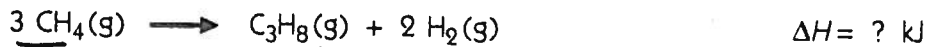
50. Le monoxyde de carbone peut se transformer en dioxyde de carbone. Quelle est la quantité d'énergie en jeu ?



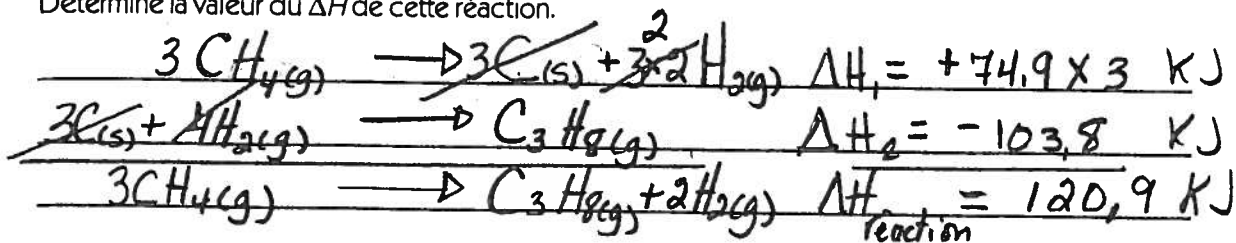
$\Delta H = ?$ kJ

Rép: -283,4 kJ

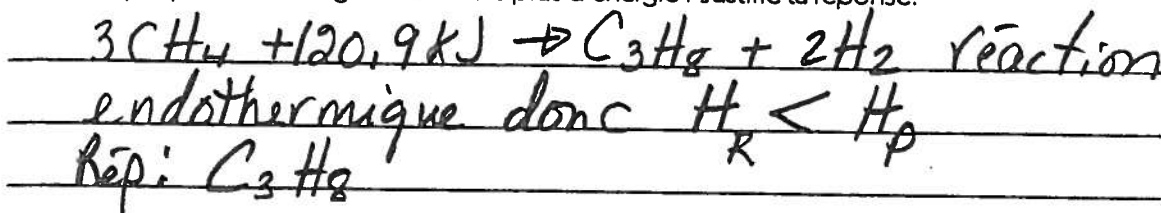
51. Le méthane, ou gaz naturel, se transforme en propane selon l'équation:



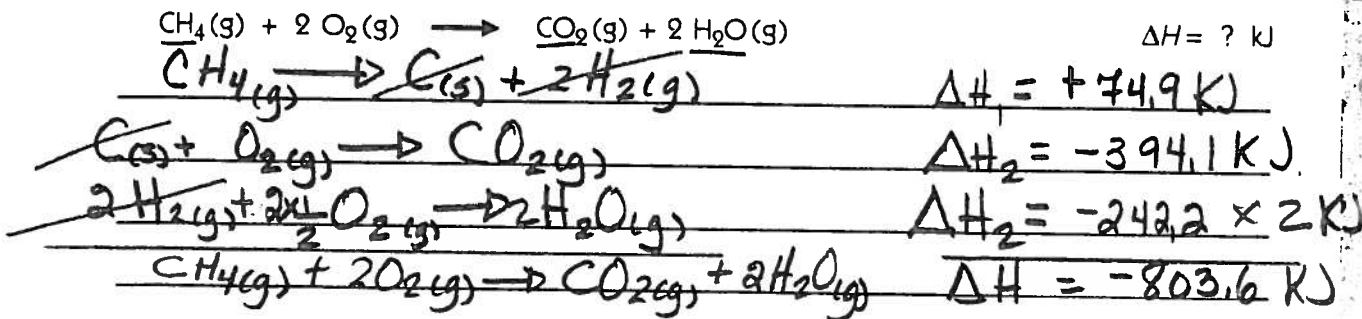
Détermine la valeur du ΔH de cette réaction.



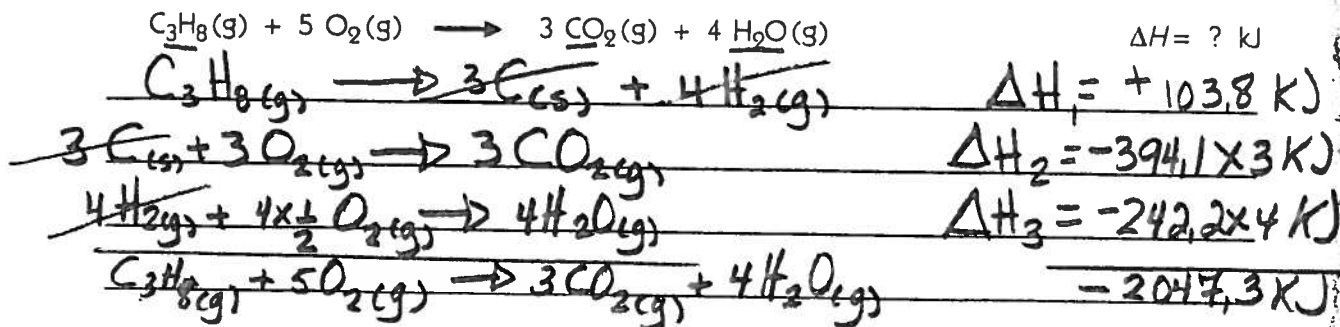
À ton avis, lequel des deux gaz contient le plus d'énergie? Justifie ta réponse.



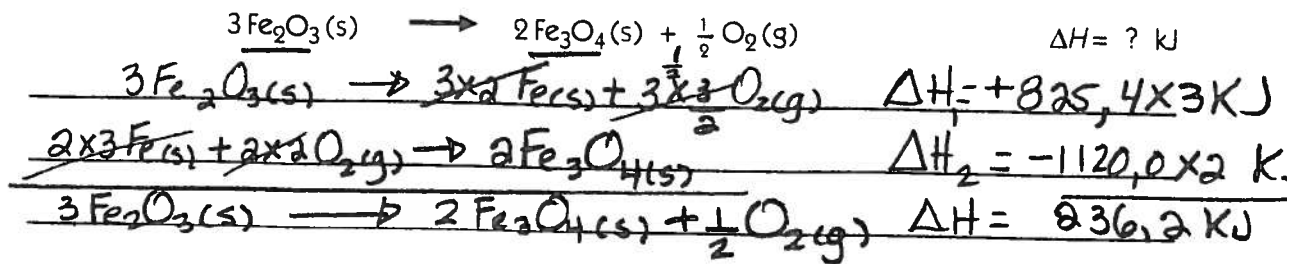
52. La combustion du méthane s'effectue selon l'équation ci-dessous. Détermine la chaleur de combustion de cette substance gazeuse.



53. L'équation suivante représente la combustion du propane. Détermine la chaleur de réaction de ce combustible.



54. Voici l'équation de transformation de l'hématite (Fe_2O_3) en magnétite (Fe_3O_4). Détermine la valeur du ΔH de cette réaction.



Activité

7

Pour les as

Objectif 3-2.6 Résoudre des problèmes portant sur les transferts énergétiques.

55. On veut obtenir 200 mL d'eau tiède (40°C). Comment t'y prendras-tu compte tenu des températures respectives de l'eau chaude et de l'eau froide dans ton laboratoire? Supposons que la température de l'eau chaude est de 55°C et que celle de l'eau froide est de 15°C .

eau chaude *eau froide*

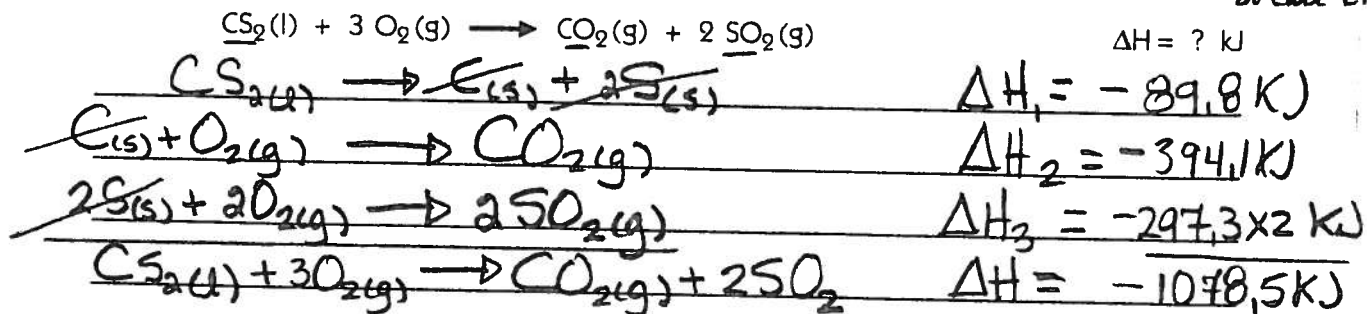
$$- Q_{\text{eau chaude}} = Q_{\text{eau froide}} \quad \text{on a que } m_1 + m_2 = 200 \text{ g;}$$

$$- [m_1 \times 4,184 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (40^\circ\text{C} - 55^\circ\text{C})] = m_2 \times 4,184 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (40^\circ\text{C} - 15^\circ\text{C})$$

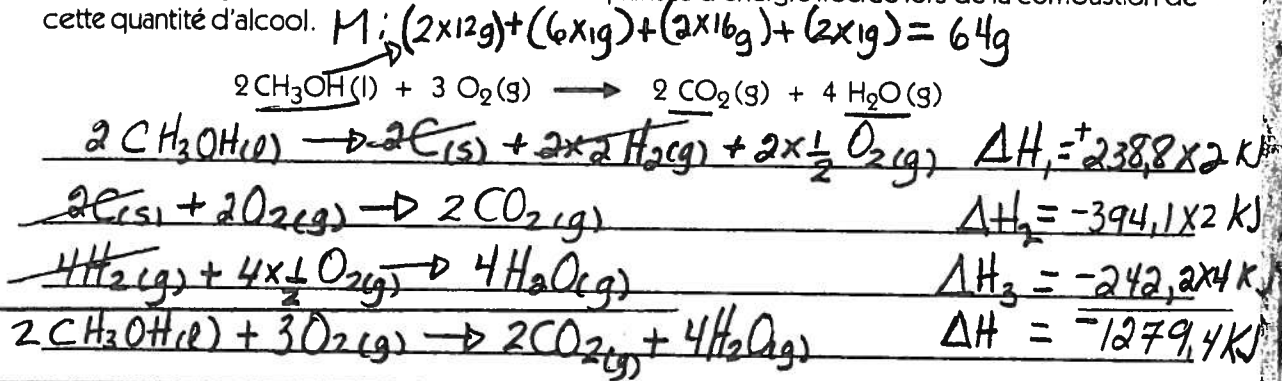
$$- 62,76 m_1 = 104,6 m_2 \quad \text{OR } m_1 = 200 - m_2$$

$$62,76(200 - m_2) = 104,6 m_2 \quad ; \text{ En isolant } m_2 = 75 \text{ ml} \quad \text{Rép: Ajout de 75 ml}$$

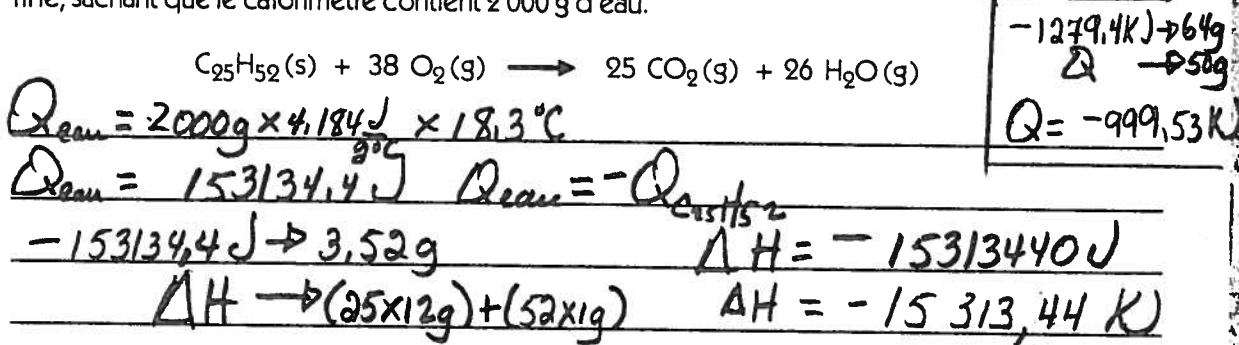
56. Détermine la valeur de la chaleur de réaction du disulfure de carbone (CS_2) qui réagit en présence d'eau tiède, selon l'équation:



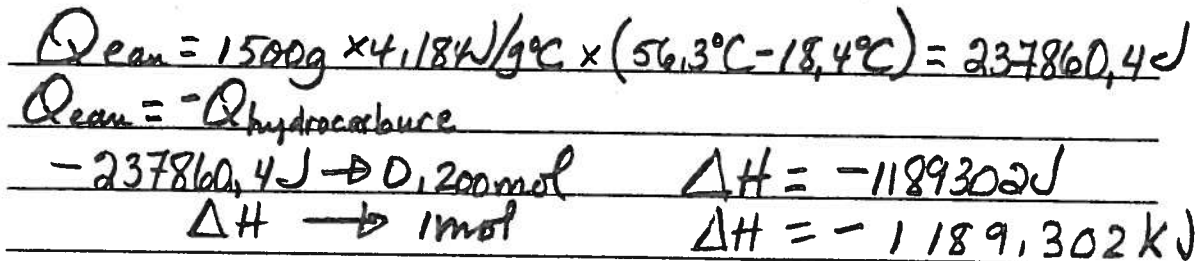
57. Dans les réchauds à fondue, on utilise du méthanol (CH_3OH) comme combustible. Le plein nécessite environ 50 grammes d'alcool. Détermine la quantité d'énergie libérée lors de la combustion de cette quantité d'alcool.



58. Dans un calorimètre, on fait brûler 3,52 grammes de paraffine ($\text{C}_{25}\text{H}_{52}$). La température de l'eau du calorimètre augmente de $18,3^\circ\text{C}$. Calcule la valeur de la chaleur molaire de combustion de la paraffine, sachant que le calorimètre contient 2 000 g d'eau.



59. Lors de la combustion de 0,200 mole d'un hydrocarbure, la température de 1 500 grammes d'eau contenus dans un calorimètre passe de $18,4^\circ\text{C}$ à $56,3^\circ\text{C}$. Détermine la chaleur molaire de cette réaction.



60. La combustion d'un gramme de charbon dégage environ 30,6 kJ. Quelle masse de charbon faudra-t-il brûler pour faire passer la température de 2 000 grammes d'eau de $10,0^\circ\text{C}$ à $90,0^\circ\text{C}$?

étape 2

$1 \text{ g de C} \rightarrow -30600 \text{ J}$

$x \text{ g} \rightarrow -669400 \text{ J}$

Rép = 21,88 g

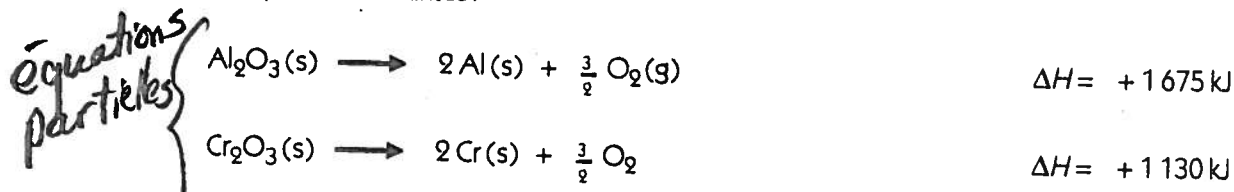
étape 1

$Q_{\text{eau}} = 2000\text{g} \times 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times (90^\circ\text{C} - 10^\circ\text{C})$

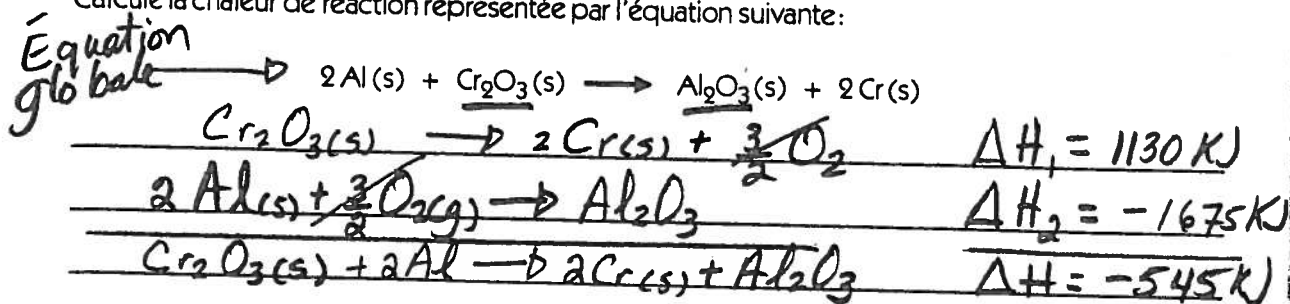
$Q_{\text{eau}} = 669440 \text{ J}$

$Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{C}}$

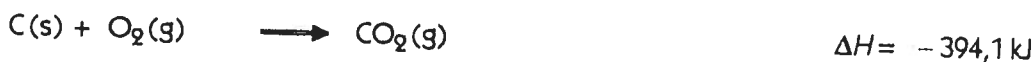
63. Soit les deux équations suivantes:



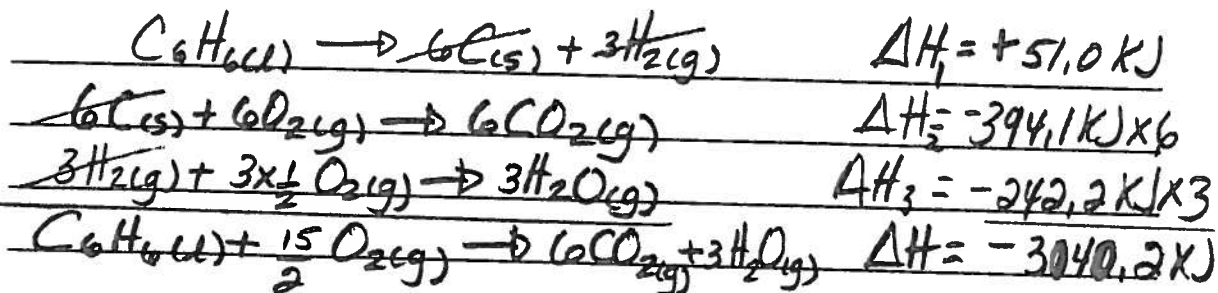
Calcule la chaleur de réaction représentée par l'équation suivante:



64. Soit les équations suivantes:



Détermine la valeur de la chaleur molaire de combustion du benzène (C_6H_6) représentée par l'équation suivante:



1. Un calorimètre contient 120 g d'eau à 23°C. Au cours d'une expérience, l'eau est chauffée jusqu'à une température de 47°C. Trouver la quantité de chaleur qui a été absorbée par l'eau.

$$\begin{aligned} m_{\text{eau}} &= 120 \text{ g} \\ T_i &= 23^\circ\text{C} \\ T_f &= 47^\circ\text{C} \\ \Delta T &= 47^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C} = 24^\circ\text{C} \\ Q &= ? \end{aligned}$$

$$Q = 12049,92 \text{ J}$$

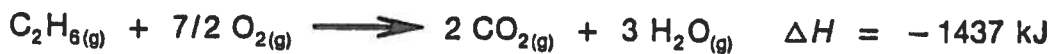
ou

$$Q = 12.04922 \text{ kJ}$$

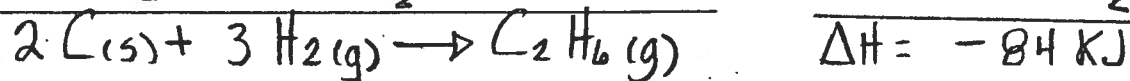
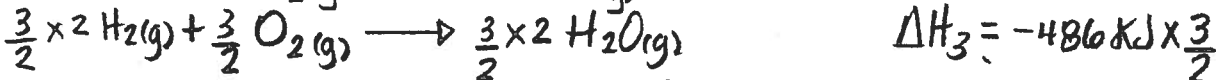
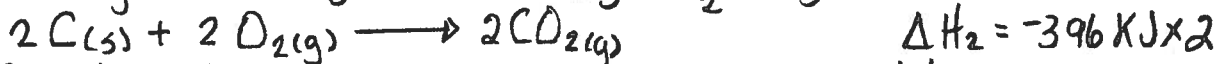
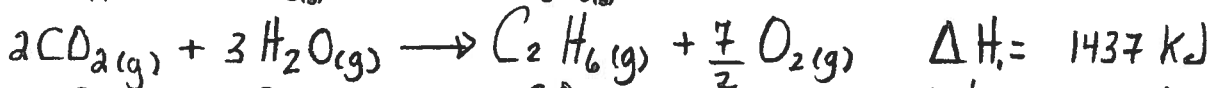
$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 120 \text{ g} \times \frac{4.184 \text{ J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 24^\circ\text{C}$$

2. Étant donné les équations suivantes:



calculer la chaleur molaire de formation de l'éthane, C_2H_6 .



3. Calculez la chaleur de la réaction



à partir des réactions suivantes:

