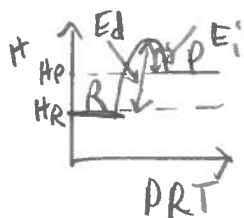


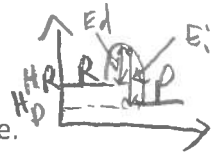
EXERCICES CHIMIE ÉNERGIE (GRAPHIQUES ET CHALEUR MOLAIRE (ΔH))

- Vrai ou faux, l'enthalpie correspond à l'énergie totale emmagasinée dans une substance au cours de sa formation. Vrai
- Complète, l'enthalpie des substances est la somme des énergies _____ et cinétique et potentielle.
- Ce qui explique l'énergie cinétique d'une substance est la température.
- Plus la température d'une substance est élevée et plus l'énergie cinétique est élevée.
- Le mouvement des molécules à l'état gazeux correspond à un mouvement de translation.
- Vrai ou faux, à l'état liquide c'est le mouvement de rotation qui domine Vrai.
- Vrai ou faux, lorsqu'une substance passe de l'état liquide à l'état gazeux le mouvement de translation se transforme en mouvement de rotation. Faux, c'est l'inverse.
- Ce qui explique l'énergie potentielle d'une substance sont les changements de phases (états).
- L'énergie potentielle d'une substance à l'état gazeux est supérieure à l'énergie potentielle de cette même substance à l'état liquide.
- Vrai ou faux, le complexe activé est un regroupement très stable d'atomes. Faux, très instable
- Vrai ou faux, on peut dire que le complexe activé correspond à des molécules qui sont hautement énergétiques. Vrai
- Vrai ou faux, l'énergie d'activation est la quantité d'énergie minimale requise pour qu'une réaction se produise. Vrai (seuil minimal).
- On note l'énergie d'activation de la réaction directe avec le symbole E_d .
- On note l'énergie d'activation de la réaction inverse avec le symbole E_i .
- Inscris le symbole < ou >. Dans une réaction endothermique H_R < H_P .
- Inscris le symbole < ou >. Dans une réaction exothermique H_R > H_P .
- Pour une réaction endothermique le ΔH est toujours positif.
- Pour une réaction exothermique le ΔH est toujours négatif.
- Pour trouver la chaleur molaire (ΔH) à l'aide d'un diagramme énergétique, quelle est la formule ? $\Delta H = H_P - H_R$
- Comment est appelé l'étape la plus lente d'un mécanisme d'une réaction ? l'étape déterminante (elle détermine la vitesse de la réaction)
- Vrai ou faux, c'est l'étape la plus lente d'un mécanisme d'une réaction qui détermine la vitesse de la réaction Vrai.
- Vrai ou faux, dans une réaction endothermique l'énergie d'activation de la réaction directe est supérieure à l'énergie d'activation de la réaction inverse. Vrai



23. Vrai ou faux, dans une réaction exothermique l'énergie d'activation de la réaction directe est supérieure à l'énergie d'activation de la réaction inverse.

Faux



24. Vrai ou faux, une réaction est réversible lorsque sa valeur de chaleur molaire est très, très grande. Faux

25. Vrai ou faux, une réaction est rapide lorsque son ΔH est petit. Vrai

26. Voici le diagramme énergétique d'une réaction. La réaction est-elle endothermique ou exothermique? endothermique

Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction? $\Delta H = H_p - H_r; \Delta H = 160 - 50 = 110 \text{ kJ/mol}$

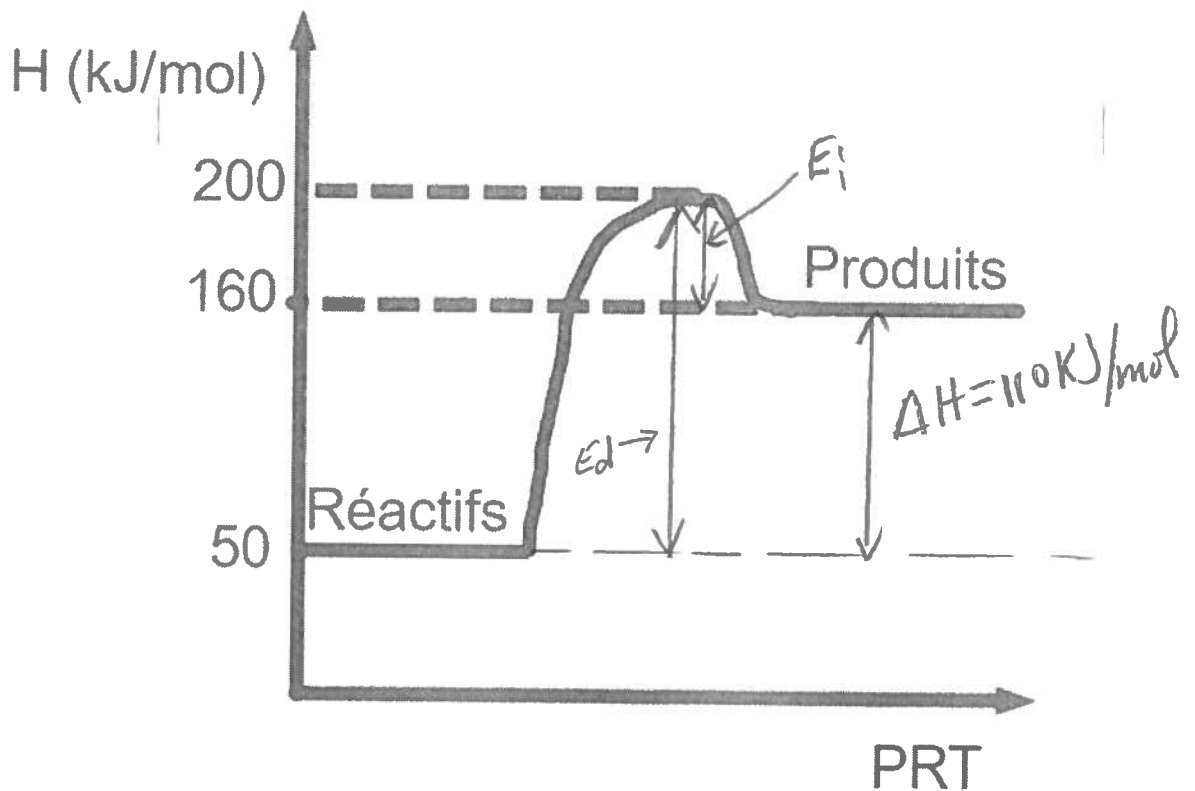
Quelle est l'énergie d'activation de la réaction? $E_a = 150 \text{ kJ/mol}$

Quel est le ΔH de la réaction inverse? -110 kJ/mol

Quelle est la valeur de E_i ? 40 kJ/mol

Pour cette réaction, $E_d > E_i$. À quelle valeur correspond l'énergie du complexe activé? 200 kJ/mol

Est-ce l'enthalpie des réactifs qui est la plus élevée ou celle des produits?
 $H_r < H_p$, donc enthalpie des produits car réaction endothermique.



27. Soit le diagramme de la combustion du méthane. Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ? exothermique car $H_p > H_r$

La première partie de la réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

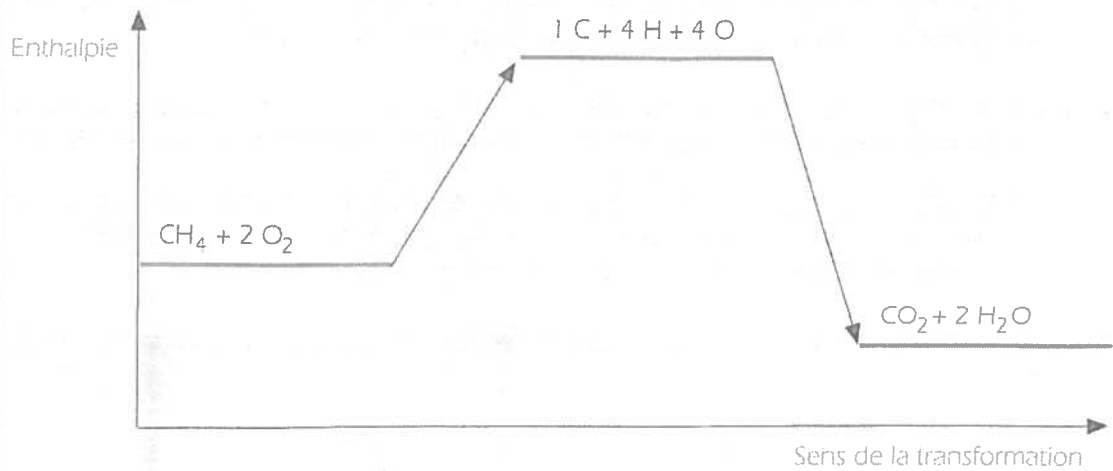
endothermique

La deuxième étape est-elle endothermique ou exothermique ? exothermique

Est-ce que le complexe activé aurait pu être $C + H + H + H_2 + 2 O + 2 O$?

oui Pourquoi ? le nombre d'atomes est respecté

Les changements d'enthalpie lors de la combustion du CH_4

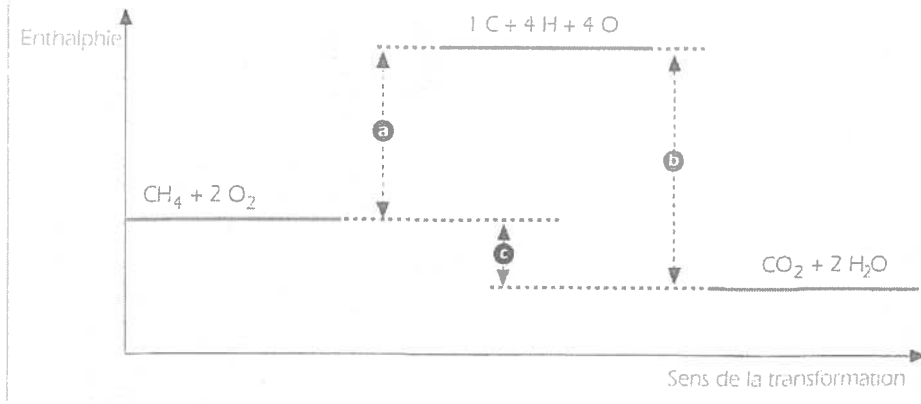


28. Voici le diagramme énergétique de la combustion de l'éthane. Quelle flèche représente la variation de la réaction globale ? c

Quelle flèche représente l'énergie de la réaction directe ? a

Quelle flèche représente l'énergie de la réaction inverse ? b

Les changements d'enthalpie lors de la combustion du CH_4



29. Voici le diagramme énergétique de la combustion de l'octane. Pourquoi le palier des réactifs est-il supérieur au palier des produits ?

Car la réaction est exothermique.

Lesquels possèdent le plus d'enthalpie ? Les réactifs ou les produits ?

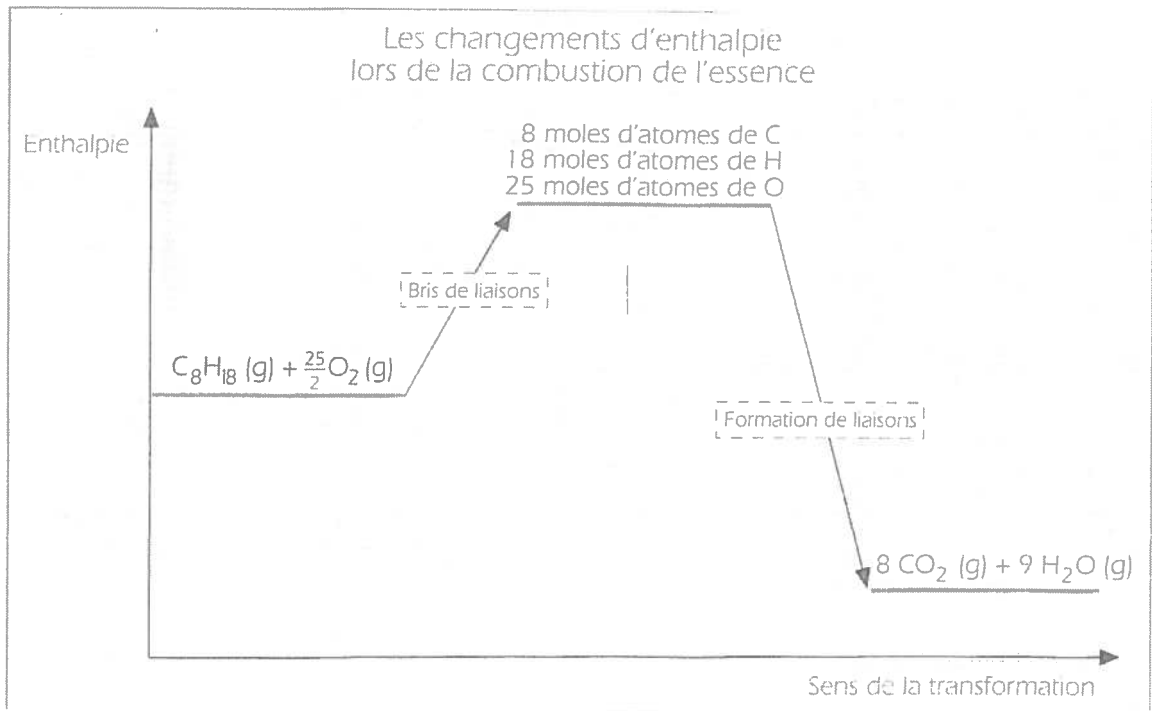
Les réactifs

La première partie de la réaction est-elle une réaction endothermique ou exothermique ? endothermique

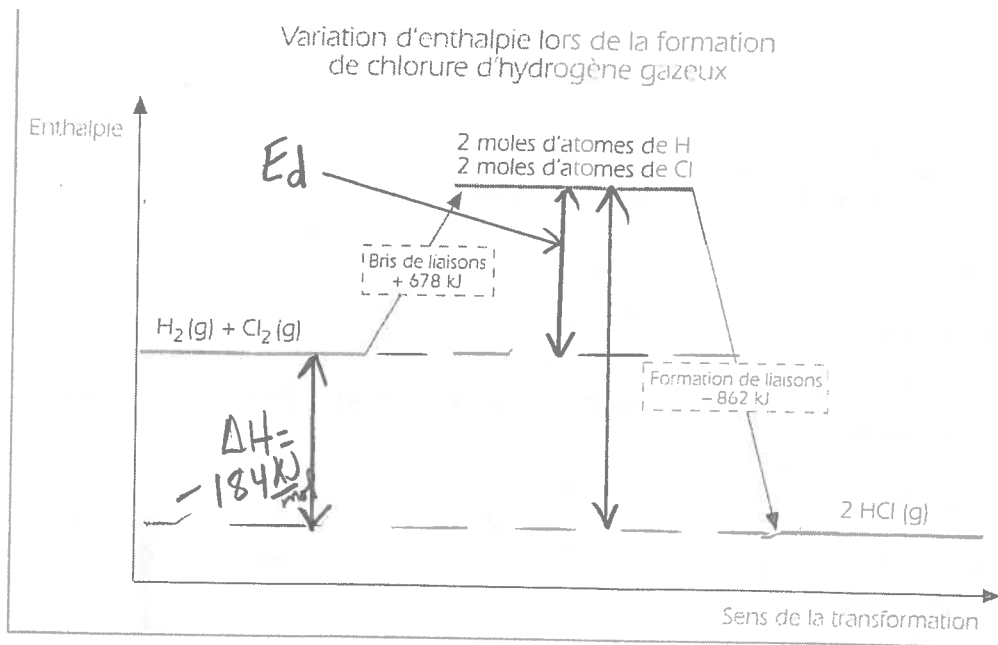
Qu'en est-il de la deuxième étape, lorsque de nouvelles liaisons se forment pour produire de nouvelles molécules ? Il y a libération d'énergie

Comment une étape endothermique suivie d'une étape exothermique peut-elle donner une réaction globale exothermique ?

si la quantité d'énergie absorbée est inférieure à la quantité d'énergie libérée.



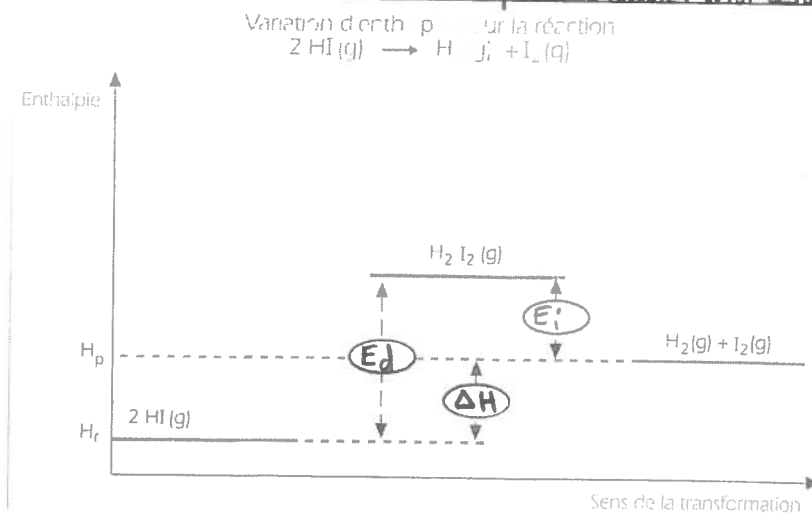
30. Voici la réaction de synthèse du chlorure d'hydrogène. Quelle est la valeur du ΔH ? -184 kJ/mol . Illustre sur le graphique la variation d'enthalpie. Quelle est la valeur d'énergie d'activation de la réaction directe? 678 kJ/mol . Détermine la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse 862 kJ/mol .



31. Voici le diagramme énergétique de la décomposition de l'iodure d'hydrogène.

Complète le graphique en ajoutant dans les bulles : ΔH , E_d et E_i . Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique? endothermique. Justifie. Car $H_r < H_p$, les réactifs absorbent de l'énergie pour se transformer

Quel est le complexe activé? H_2I_2 . Cette molécule est-elle stable? Non. Justifie. Instable, car hautement énergétique, en produits.



32. Le diagramme énergétique représente la réaction de synthèse de l'eau.

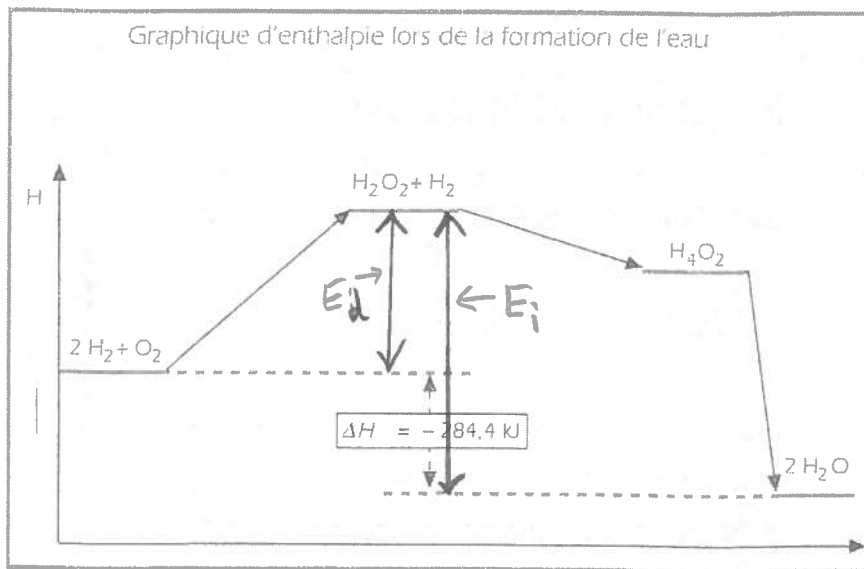
Combien y-at-il de complexes activés ? 2 Illustre sur le graphique l'énergie d'activation de la réaction directe. Illustre sur le graphique l'énergie d'activation de la réaction inverse.

Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ? exothermique Justifie $H_p > H_r$, Les réactifs libèrent de l'énergie.
 Pour quelle raison le mélange hydrogène et oxygène ne se transforme-t-il pas spontanément en eau ?

Pour être spontanée, une réaction doit avoir une énergie d'activation qui tend vers zéro.

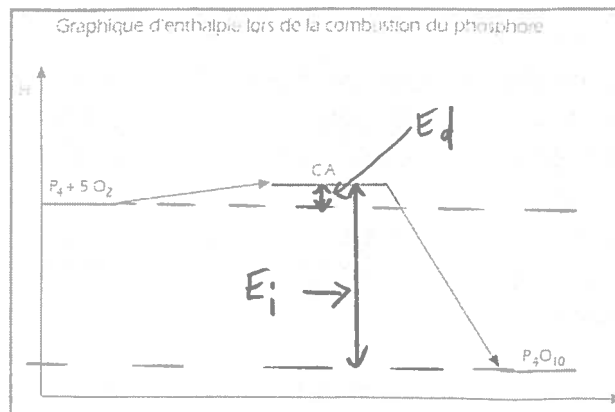
Quel est le rôle de la flamme ou de l'étincelle dans cette réaction ?

De fournir l'énergie nécessaire (E_a) pour amorcer la réaction.

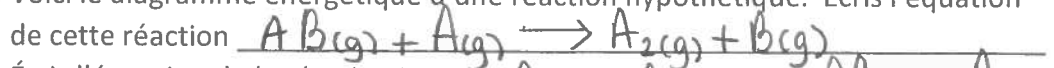


33. Voici le diagramme de la combustion du phosphore. Quelle réaction est spontanée ? La directe ou l'inverse ? La réaction directe.

Justifie Energie d'activation de la réaction directe petite



34. Voici le diagramme énergétique d'une réaction hypothétique. Écris l'équation



Écris l'équation de la réaction inverse $A_2(g) + B(g) \rightarrow AB(g) + A(g)$

Quelle est la valeur de la chaleur de réaction ? $\Delta H = -40 \text{ kJ/mol}$

Quelle est la valeur du ΔH de la réaction inverse ? $\Delta H = 40 \text{ kJ/mol}$

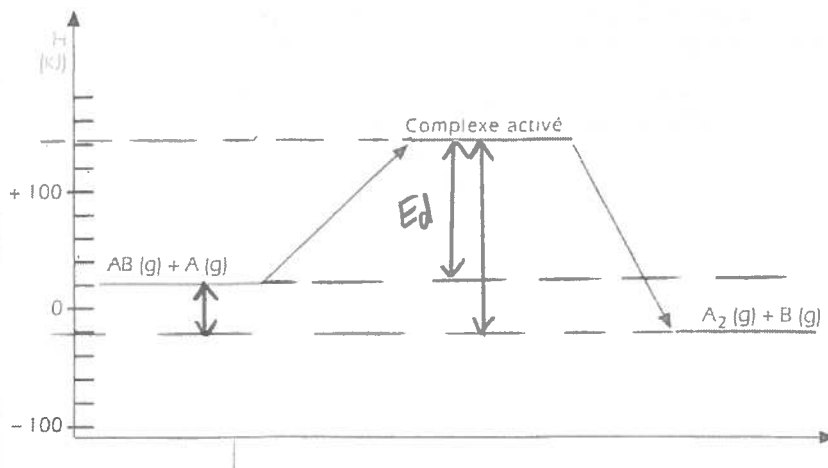
Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction directe ? 120 kJ

Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse ? 160 kJ

Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

Exothermique, car les réactifs libèrent de l'énergie pour se transformer en produits.

Graphique d'enthalpie



35. Voici un diagramme énergétique. Quelle est la valeur d'énergie d'activation de

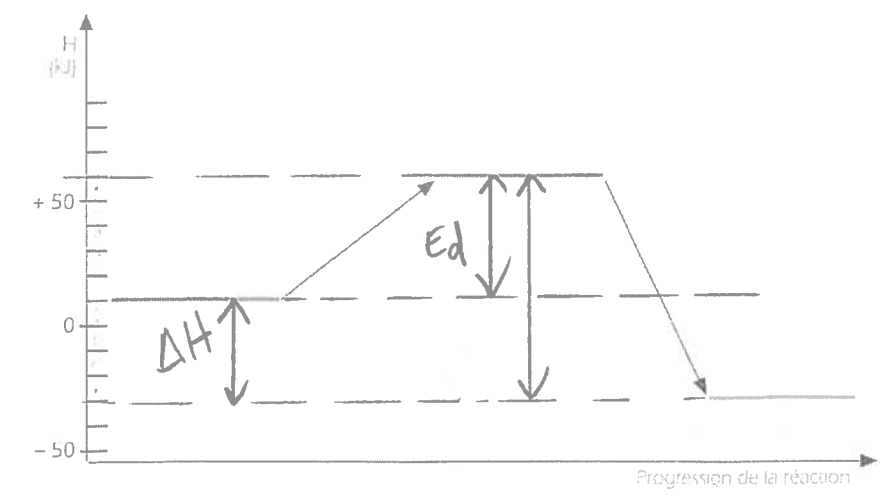
la réaction directe ? 50 kJ Quelle est la valeur de l'énergie d'activation

de la réaction inverse ? 90 kJ Quelle est la variation d'enthalpie de la

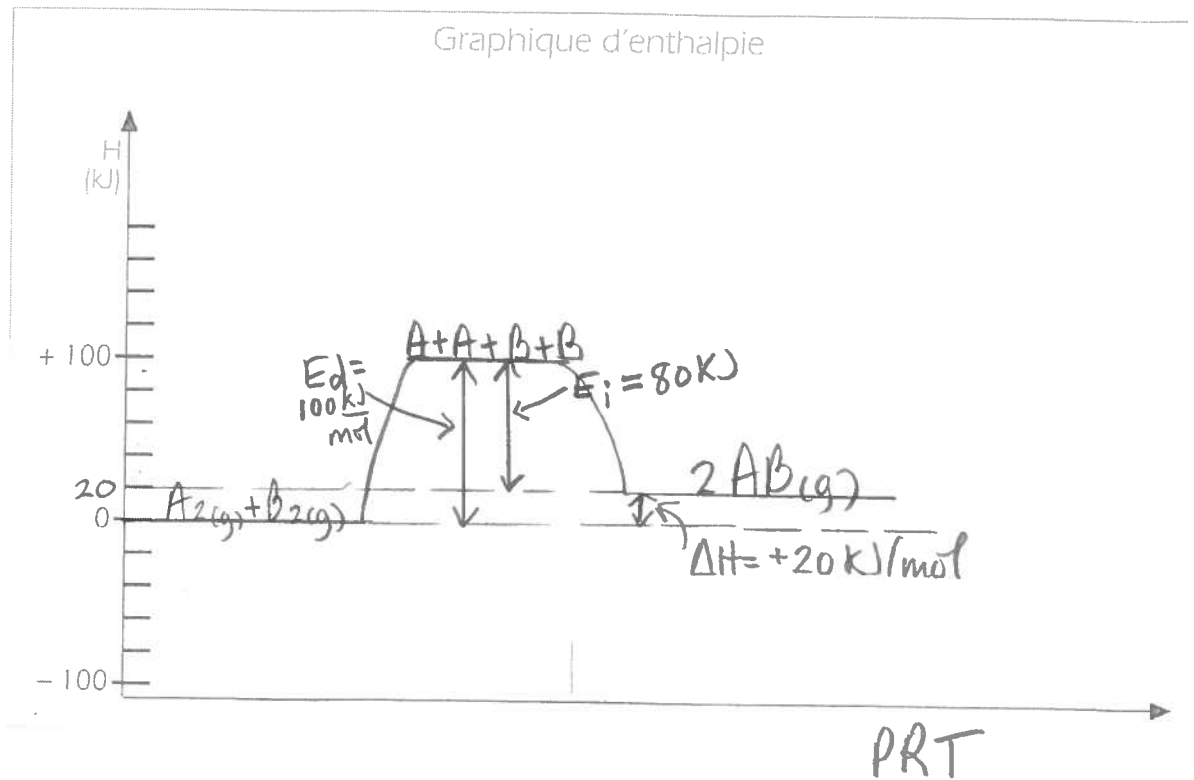
réaction directe ? -40 kJ/mol Cette réaction est-elle endothermique

ou exothermique ? Exothermique Justifie $H_P > H_R$

Graphique d'enthalpie

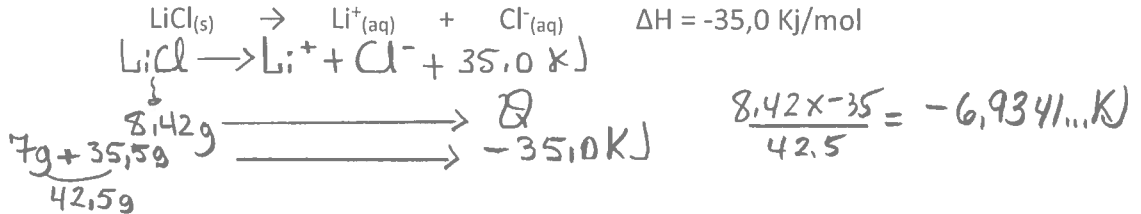


36. Soit la réaction hypothétique : $A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightarrow 2 AB_{(g)}$, pour laquelle la chaleur de réaction vaut $+ 20 \text{ kJ/mol}$ de AB. Sachant que l'énergie d'activation de la réaction inverse vaut $+ 80 \text{ kJ/mol}$, trace le graphique d'enthalpie et détermine la valeur de l'énergie d'activation de la réaction directe.



EXERCICES CHIMIE ÉNERGIE (CHALEUR MOLAIRE (ΔH) ET LOI DE HESS)

1. Voici l'équation de dissolution du chlorure de lithium.



Si on dissout 8,42 g de chlorure de lithium dans 200 mL d'eau à 22 °C, quelle sera la température finale de l'eau après la dissolution ? $T_f = 30,28^\circ\text{C}$

Démarche :

$$m_{\text{LiCl}} = 8,42 \text{ g}$$

$$V_{\text{eau}} = 200 \text{ mL} \rightarrow m_{\text{eau}} = 200 \text{ g}$$

$$T_i = 22^\circ\text{C}$$

$$T_f = ?$$

$$Q = -6,9341 \dots \text{ KJ}$$

$$Q_{\text{eau}} = 6,9341 \dots \text{ KJ} = 6934,1 \dots \text{ J}$$

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$$

$$+6934,1 \dots \text{ J} = 200 \text{ g} \times 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times (T_f - 22^\circ\text{C})$$

$$30,28 \dots^\circ\text{C} = T_f$$

2. On neutralise 250 mL d'hydroxyde de potassium à 0,5 mol/L avec 250 mL d'acide nitrique (HNO_3) à 0,5 mol/L. Calculez la chaleur molaire de neutralisation si la température passe de 23,5 °C à 27,0 °C. $\Delta H = -58,6 \text{ KJ/mol}$

Démarche :

$$\begin{array}{l} T_i = 23,5^\circ\text{C} \\ T_f = 27^\circ\text{C} \\ \Delta T = 27,0^\circ\text{C} - 23,5^\circ\text{C} = 3,5^\circ\text{C} \\ m_{\text{eau}} = 250 \text{ g} + 250 \text{ g} = 500 \text{ g} \\ \Delta H = ? \\ [\text{HNO}_3] = 0,5 \text{ mol/L} \\ [\text{KOH}] = 0,5 \text{ mol/L} \end{array}$$

$$Q = m c \Delta T$$

$$Q = 500 \text{ g} \times 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 3,5^\circ\text{C}$$

$$Q = 7322 \text{ J}$$

$$\begin{array}{l} \Delta H \\ -7322 \text{ J} \rightarrow 0,125 \text{ mol} \\ \Delta H \rightarrow 1 \text{ mol} \\ -7322 \text{ J} \times 1 = \Delta H \\ 0,125 \text{ mol} \end{array}$$

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL} \rightarrow x \text{ mol} \\ 1000 \text{ mL} \rightarrow 0,5 \text{ mol} \\ \frac{250 \times 0,5}{1000} = 0,125 \text{ mol} \end{array} \right\} \begin{array}{l} -58576 \text{ J} = \Delta H \\ -58,576 \text{ KJ/mol} \end{array}$$

3. On dissout 7,00 g de chlorure de lithium dans 150 mL d'eau à 25,0 °C contenue dans un calorimètre. La température finale de l'eau est de 42,0 °C. Quelle est la chaleur molaire de dissolution du chlorure de lithium ? Quelle est l'équation thermochimique de la dissolution. $\text{LiCl}_{(s)} \rightarrow \text{Li}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} + 64,8 \text{ KJ}$



Démarche :

$$m_{\text{LiCl}} = 7,00 \text{ g}$$

$$V_{\text{eau}} = 150 \text{ mL} \rightarrow m_{\text{eau}} = 150 \text{ g}$$

$$T_i = 25,0^\circ\text{C}$$

$$T_f = 42,0^\circ\text{C} \text{) exothermique}$$

$$\Delta T = T_f - T_i = 42,0^\circ\text{C} - 25,0^\circ\text{C} = 17,0^\circ\text{C}$$

$$\Delta H = ?$$

$$Q_{\text{eau}} = m c \Delta T$$

$$Q_{\text{eau}} = 150 \text{ g} \times 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 17,0^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{eau}} = 10669,2 \text{ J}$$

$$Q_{\text{LiCl}} = -10669,2 \text{ J}$$

$$-10669,2 \text{ J} \rightarrow 7,00 \text{ g}$$

$$\Delta H \rightarrow 7 \text{ g} + 35,5 \text{ g} \quad 61$$

$$42,5 \text{ g}$$

$$\frac{-10669,2 \times 42,5}{7,00}$$

$$\Delta H = -64477,28 \dots \text{ J}$$

$$\Delta H = -64,8 \text{ KJ/mol}$$



Réaction Endothermique.

↓ à ajouter
 $\Delta H = 21,0 \text{ kJ/mol}$
 NaNO_3

4. Un technicien de laboratoire prépare 2,5 L d'une solution de nitrate de sodium à 0,10 mol/L. La température initiale de l'eau utilisée est de 28,0 °C. Quelle sera la température finale de la solution ? $T_f = 27,5^\circ\text{C}$

Démarche :

$V = 2,5 \text{ L} = 2500 \text{ mL}$
 $[\text{NaNO}_3] = 0,10 \text{ mol/L}$
 $T_i = 28,0^\circ\text{C}$
 $T_f = ?$

↑ $Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$
 Car l'eau libère
 $-5250 = 2500 \times 4,184 \times (T_f - 28,0)$
 $27,5^\circ\text{C} = T_f$

l'eau libère de l'énergie

à ajouter ↓

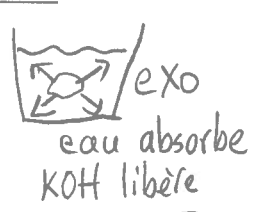
$\Delta H_{\text{KOH}} = -55 \text{ kJ/mol}$

5. Combien de grammes d'hydroxyde de potassium doit-on dissoudre dans 150 ml d'eau à 20 °C si on désire porter la température de l'eau après la dissolution à 90 °C ? $m_{\text{KOH}} = 44,73 \text{ g}$

Démarche :

$m_{\text{KOH}} = ?$
 $V_{\text{H}_2\text{O}} = 150 \text{ mL} \rightarrow m_{\text{eau}} = 150 \text{ g}$
 $T_i = 20^\circ\text{C}$
 $T_f = 90^\circ\text{C}$) exo
 $\Delta T = T_f - T_i = 90^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C} = 70^\circ\text{C}$
 $\Delta H_{\text{KOH}} = -55 \text{ kJ/mol}$

$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$
 $Q_{\text{eau}} = 150 \times 4,184 \times 70$
 $Q_{\text{eau}} = 43932 \text{ J}$ d'absorbée par l'eau
 Energie libérée par KOH
 $-43932 \text{ J} \rightarrow x \text{ g}$
 $-55000 \text{ J} \rightarrow 39 \text{ g} + 16 \text{ g} + 1 \text{ g}$
56 g



$\frac{-43932 \times 56}{-55000} = 44,73 \text{ g}$

6. On mélange 150 mL d'eau à 80,0 °C avec 80,0 mL d'eau à 20 °C. Quelle sera la température finale du mélange ? $T_f = 59,13^\circ\text{C}$

Corps chaud libère (-)

Corps froid absorbe (+)

$V_1 = 150 \text{ mL} \rightarrow m_1 = 150 \text{ g}$
 $T_1 = 80,0^\circ\text{C}$
 $V_2 = 80,0 \text{ mL} \rightarrow m_2 = 80,0 \text{ g}$
 $T_2 = 20^\circ\text{C}$
 $T_f = ?$

$-Q_1 = Q_2$
 $-m_1 c_1 \Delta T_1 = m_2 c_2 \Delta T_2$
 $-150 \times (T_f - 80,0) = 80,0 (T_f - 20^\circ\text{C})$
 $-150 T_f + 12000 = 80,0 T_f - 1600$
 $12000 + 1600 = 80,0 T_f + 150 T_f$
 $13600 = 230 T_f$
 $\frac{13600}{230} = T_f$
 $59,13^\circ\text{C} = T_f$

7. 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. $Q = 12049,92 \text{ J}$ ou $12,04992 \text{ kJ}$.

Démarche :

$$m_{\text{eau}} = 120 \text{ g}$$

$$T_i = 23^\circ\text{C}$$

$$T_f = 47^\circ\text{C}$$

$$Q = ?$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\Delta T = 47^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C} = 24^\circ\text{C}$$

$$Q = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$$

$$Q_{\text{eau}} = 120 \times 4,184 \times 24$$

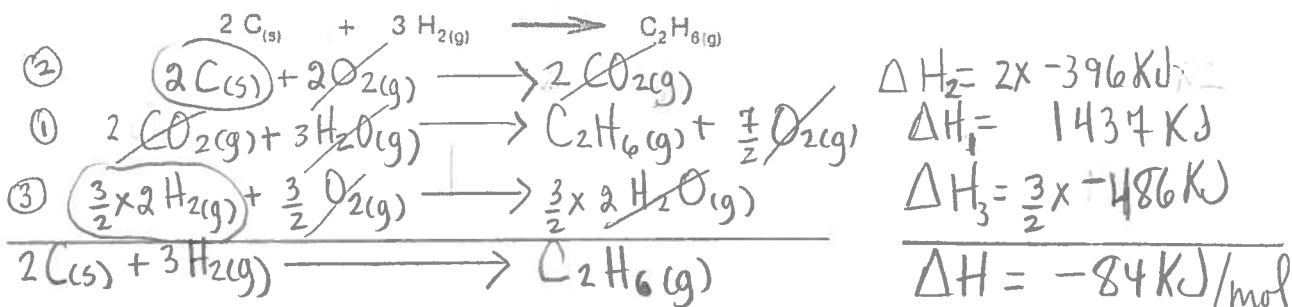
$$Q_{\text{eau}} = 12049,92 \text{ J}$$

8. Étant donné les équations suivantes :

$$\Delta H = -84 \text{ kJ}$$



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



9. Calculez la chaleur de la réaction

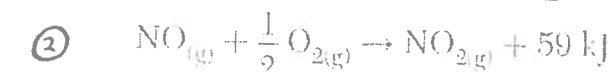
$$\Delta H = -4764 \text{ kJ}$$



à partir des réactions suivantes:



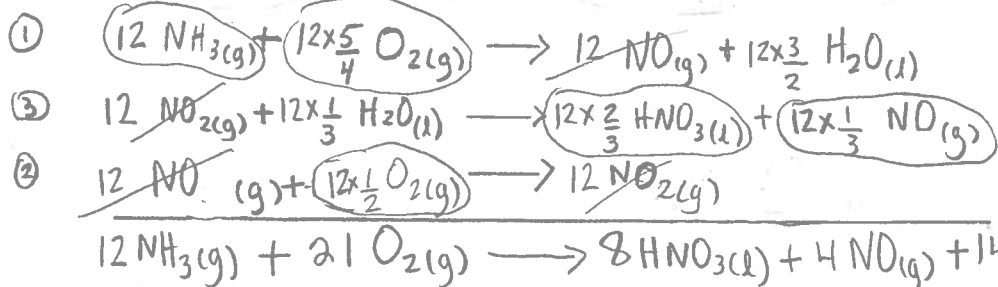
$$\Delta H_1 = -293 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = -59 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_3 = -45 \text{ kJ}$$



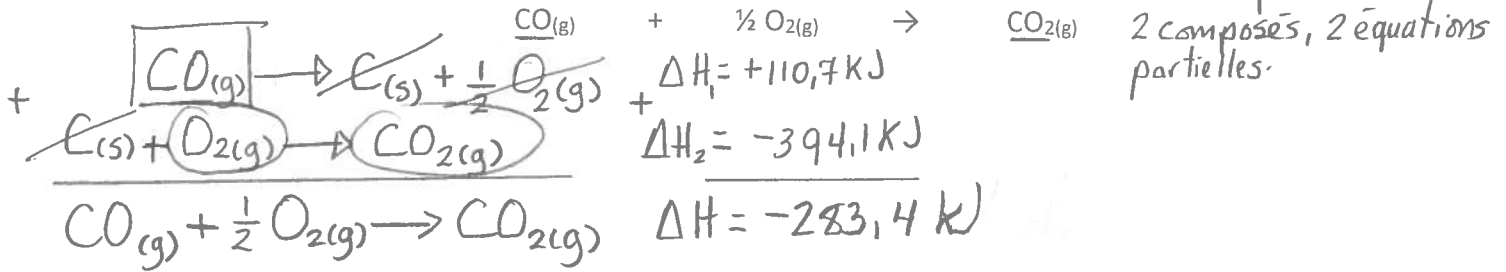
Voici le tableau qui servira aux calculs de la chaleur molaire avec la loi de Hess.

Chaleurs molaires de réaction

	Réactifs	Produits	ΔH (kJ)
1	$\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$	- 242,2
2	$\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	- 286,2
3	$\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{s})$	- 292,2
4	$\text{C} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{CO} (\text{g})$	- 110,7
5	$\text{C} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$	- 394,1
6	$\text{C} (\text{s}) + 2 \text{H}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{CH}_4 (\text{g})$	- 74,9
7	$2 \text{C} (\text{s}) + 2 \text{H}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$	+ 52,3
8	$2 \text{C} (\text{s}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})$	- 84,8
9	$3 \text{C} (\text{s}) + 4 \text{H}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})$	- 103,8
10	$\text{C} (\text{s}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{CH}_3\text{OH} (\text{l})$	- 238,8
11	$\text{C} (\text{s}) + 2 \text{S} (\text{s})$	$\longrightarrow \text{CS}_2 (\text{l})$	+ 89,8
12	$2 \text{Fe} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s})$	- 825,4
13	$3 \text{Fe} (\text{s}) + 2 \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{s})$	- 1 120,0
14	$\text{N}_2 (\text{g}) + \frac{3}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{N}_2\text{O}_3 (\text{g})$	+ 83,8
15	$\text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	+ 9,2
16	$\text{S} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{SO}_2 (\text{g})$	- 297,3
17	$\text{S} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$	$\longrightarrow \text{SO}_3 (\text{g})$	- 396,3

10. Le monoxyde de carbone peut se transformer en dioxyde de carbone. Quelle est la quantité d'énergie en jeu ? $\Delta H = -283,4 \text{ kJ}$

Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ? exothermique

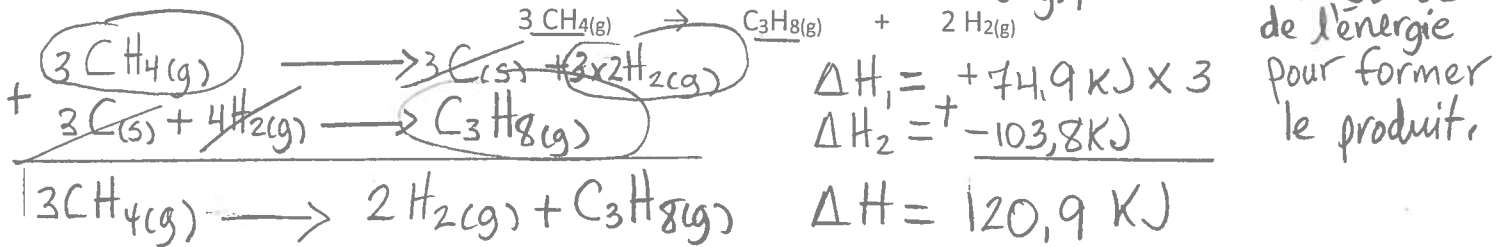


11. Le méthane, ou gaz naturel, se transforme en propane (voir équation).

Détermine la valeur du ΔH de cette réaction. $120,9 \text{ kJ}$

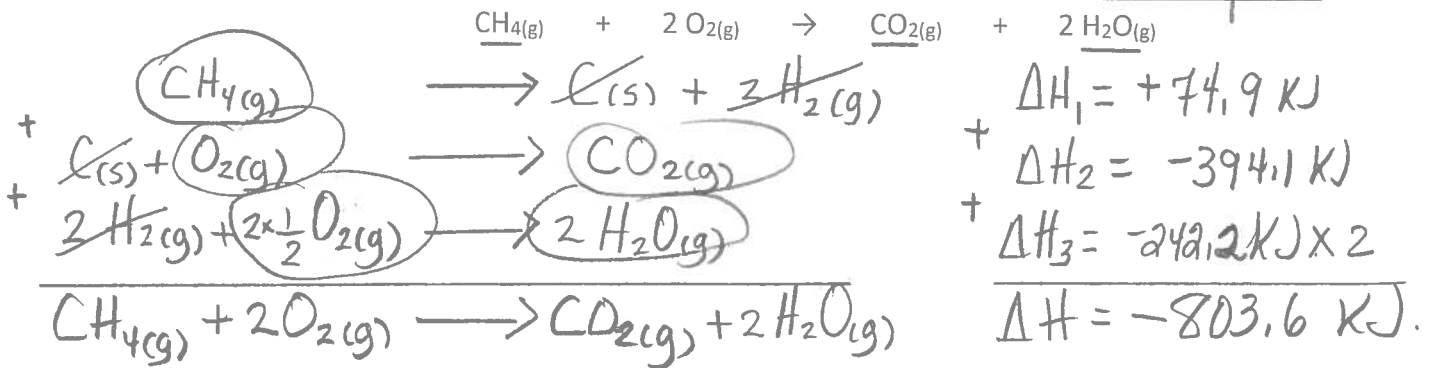
Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ? endothermique

Lequel des deux gaz contient le plus d'énergie ? $\text{C}_3\text{H}_8(g)$, car le réactif absorbe de l'énergie pour former le produit.

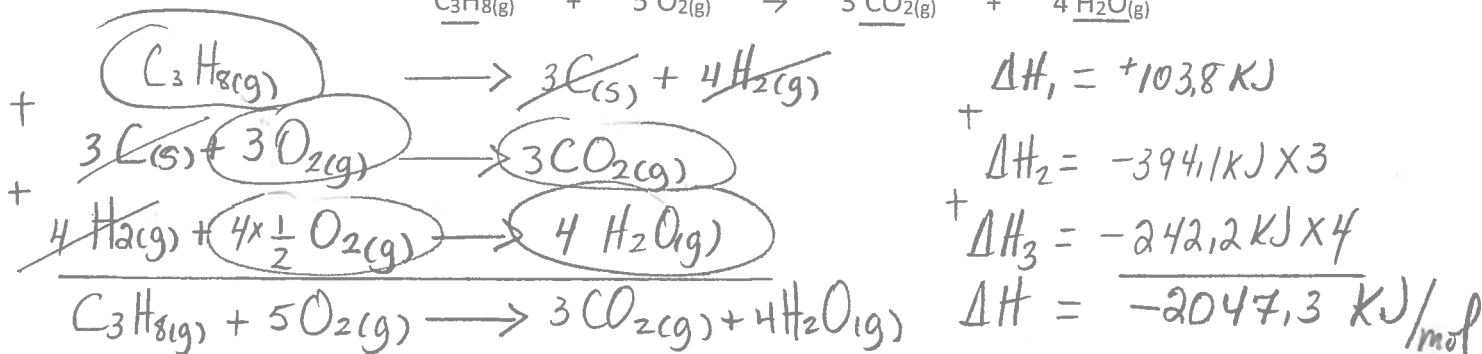


12. La combustion du méthane (voir équation). Détermine la chaleur de combustion de cette substance gazeuse. $\Delta H = -803,6 \text{ kJ}$

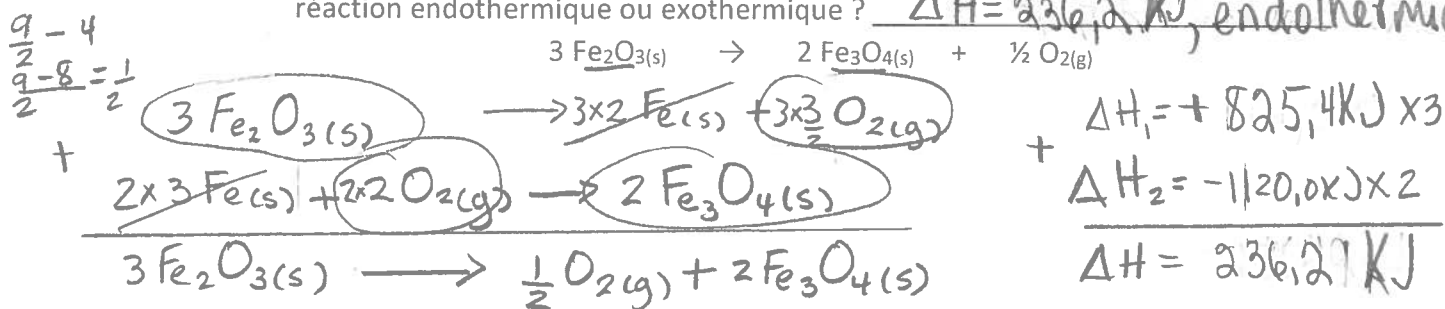
Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ? exothermique.



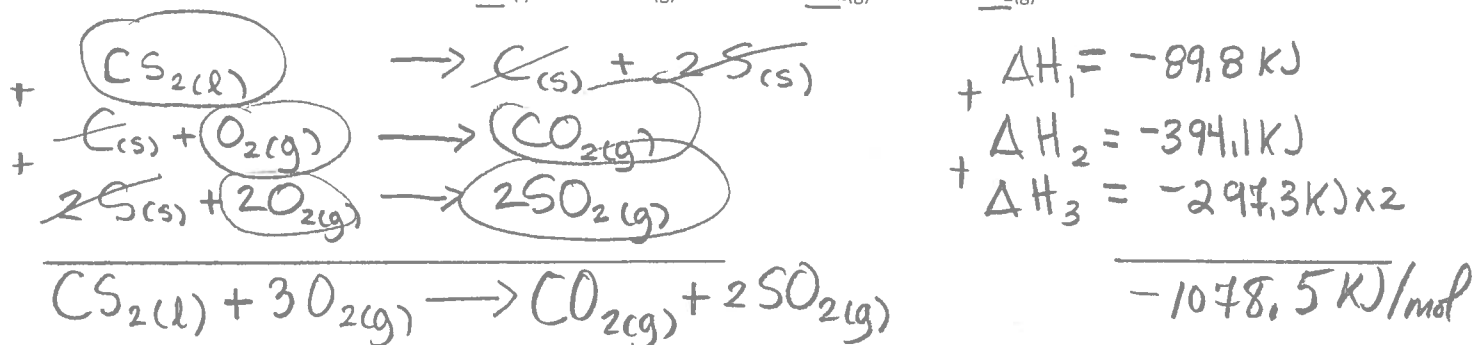
13. La combustion du propane (voir équation). Détermine la chaleur de réaction de ce combustible. $\Delta H = -2047,3 \text{ kJ/mol}$



14. Voici la transformation de l'hématite (Fe_2O_3) en magnétite (Fe_3O_4). Est-ce une réaction endothermique ou exothermique ? $\Delta H = 236,2 \text{ kJ}$, endothermique

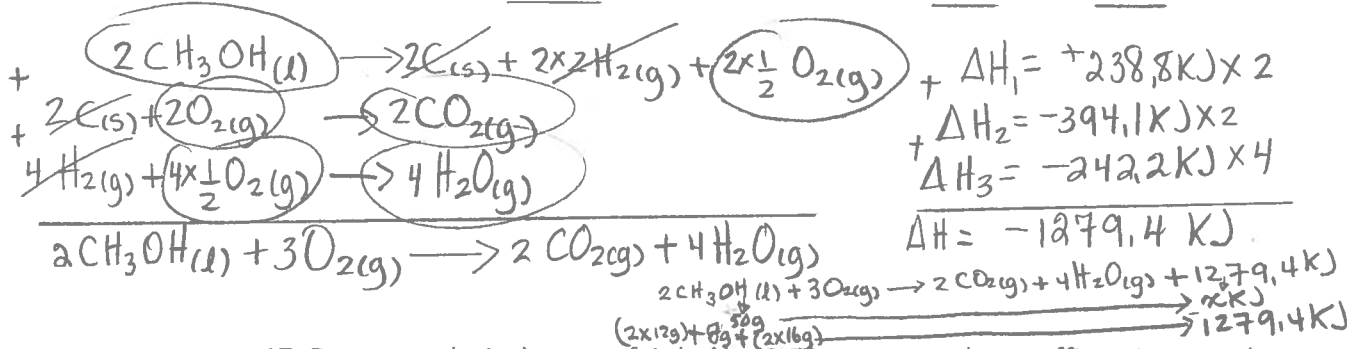
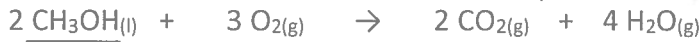


15. Détermine la chaleur molaire de cette réaction. Ensuite, écris cette équation avec son apport d'énergie. $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) + 1078,5 \text{ kJ}$



* plus d'espace

16. Dans les réchauds à fondue, on utilise du méthanol comme combustible. Le plein nécessite environ 50 grammes d'alcool. Détermine la quantité d'énergie lors de la combustion de cette quantité d'alcool. 999,53 kJ libérée



17. Dans un calorimètre, on fait brûler 3,52 grammes de paraffine. La température de l'eau du calorimètre augmente de 18,3 °C. Calcule la valeur de la chaleur molaire de combustion de la paraffine, sachant que le calorimètre contient 2 000 g d'eau. $\Delta H = -15313440 \text{ J}$ réaction exothermique

* e

$$\begin{array}{l} m_{\text{C}_{25}\text{H}_{52}} = 3,52 \text{ g} \\ \Delta T = 18,3^\circ \text{C} \\ \Delta H = ? \\ m_{\text{eau}} = 2000 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T \\ Q_{\text{eau}} = 2000 \times 4,184 \times 18,3 \\ Q_{\text{eau}} = 153134,4 \text{ J} \end{array}$$

$$Q_{\text{C}_{25}\text{H}_{52}} = -153134,4 \text{ J}$$

$$\begin{array}{l} -153134,4 \text{ J} \rightarrow 3,52 \text{ g} \\ \Delta H \rightarrow \frac{(25 \times 12) + (52 \times 1)}{352} \end{array}$$

$$\Delta H = -15313440 \text{ J}$$

18. 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 °C à 56,3 °C. Quelle est la chaleur molaire de cette réaction ?

$$\Delta H = -1189302 \text{ J} \quad \text{réaction exothermique}$$

Démarche :

$$\begin{array}{l} n_{\text{C}_x\text{H}_y} = 0,200 \text{ mole} \\ m_{\text{eau}} = 1500 \text{ g} \\ \Delta T = 56,3^\circ \text{C} - 18,4^\circ \text{C} = 37,9^\circ \text{C} \\ T_i = 18,4^\circ \text{C} \\ T_f = 56,3^\circ \text{C} \end{array} \left. \begin{array}{l} \text{augmentation} \\ \text{donc exo} \end{array} \right\}$$

$$\Delta H = ?$$

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$$

$$Q_{\text{eau}} = 1500 \times 4,184 \times 37,9$$

$$Q_{\text{eau}} = 237860,4 \text{ J}$$

$$Q_{\text{C}_x\text{H}_y} = -237860,4 \text{ J}$$

$$-237860,4 \text{ J} \rightarrow 0,200 \text{ mol}$$

$$\Delta H \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$\frac{-237860,4 \times 1}{0,200} = -1189302 \text{ J}$$

19. Soit les deux équations suivantes :

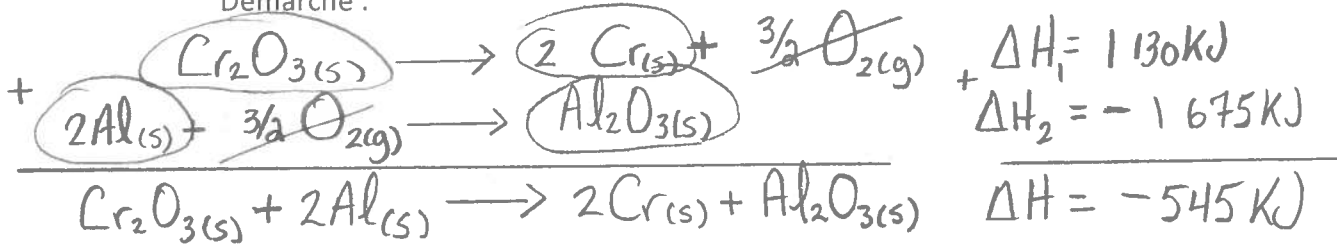
* ligne



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



Démarche :



20. Soit les équations suivantes :

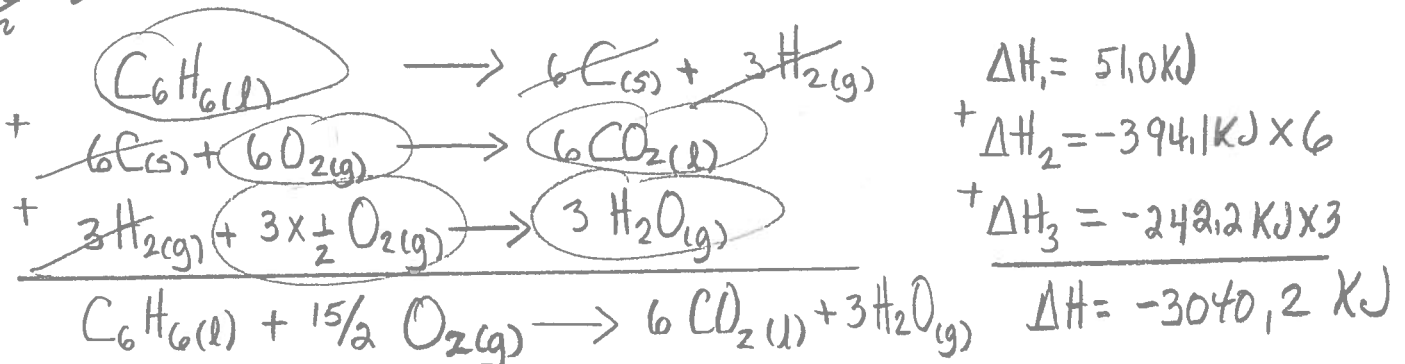


Détermine la valeur de la chaleur molaire de combustion du benzène représentée par l'équation suivante :



Démarche :

6 + 3/2 = 15/2
12 + 3 = 15/2



21. Parmi les phénomènes suivants, lequel dégage plus d'énergie qu'il n'en absorbe ? On cherche une réaction exothermique
- De l'eau se refroidit quand on y dissout du $\text{NH}_4\text{SCN}_{(s)}$. *endo car $T_i > T_f$*
 - Du beurre solide fond sur un épi de maïs. *$s \rightarrow l$ (endo)*
 - Les parois d'une mine sont pulvérisées à l'aide d'explosifs.
 - L'eau d'un lac s'évapore. *$l \rightarrow g$ (endo)*
22. Parmi les phénomènes suivants, lequel absorbe plus d'énergie qu'il n'en dégage ? On cherche une réaction endothermique
- De la neige fond au printemps. *$s \rightarrow l$ (endo)*
 - Des cigarettes se consomment dans un cendrier. *combustion - (exo)*
 - De l'alcool brûle dans un réchaud. *combustion (exo)*
 - De l'eau se réchauffe quand on y dissout de $\text{LiCl}_{(s)}$. *exo car $T_i < T_f$*
23. Parmi les phénomènes suivants, lesquels sont exothermiques ? b) d) e) g)
- Au Mexique, l'eau de la plupart des ruisseaux s'évapore complètement au cours de la saison sèche. *$l \rightarrow g$ (endo)*
 - En ce moment, dans votre municipalité, des moteurs à explosion brûlent de l'essence. *combustion exo*
 - Les solvants à peinture s'évaporent rapidement quand leur contenant reste ouvert. *$l \rightarrow g$ endo*
 - La dissolution de 2,00 g d'hydroxyde de sodium solide dans 10,0 mL d'eau fait monter de 25,5 °C la température de la solution. *$T_i < T_f$ exo*
 - En hiver, il a très souvent la formation de givre sur les fenêtres. *(l) \rightarrow (s) exo*
 - La dissolution de 3,00 g de chlorure d'ammonium solide dans 10 mL d'eau fait baisser de 11,0 °C la température de la solution. *endo $T_i > T_f$*
 - Des torches de détresse au phosphore produisent de la lumière pour signaler un accident de la route. *exo (énergie)*
24. Si on mélange dans un contenant isolé 100,0 mL d'eau à 90,0 °C et 100,0 mL d'eau à 25,0 °C, quelle sera la température finale du mélange ? 57,5 °C

$$\begin{array}{l}
 m_1 = 100,0 \text{ g} \\
 T_1 = 90,0^\circ\text{C} \\
 m_2 = 100,0 \text{ g} \\
 T_2 = 25,0^\circ\text{C} \\
 T_f = ? \\
 c_1 = c_2 = 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}}
 \end{array}$$

Démarche :

$$\begin{aligned}
 -Q_1 &= Q_2 & 9000 + 2500 &= 200 T_f \\
 -m_1 c_1 \Delta T_1 &= m_2 c_2 \Delta T_2 & 57,5^\circ\text{C} &= T_f \\
 -100(T_f - 90) &= 100(T_f - 25) \\
 -100T_f + 9000 &= 100T_f - 2500
 \end{aligned}$$

25. Lorsque deux liquides de températures différentes sont mélangés, qu'advient-il de l'énergie thermique du plus chaud de ces liquides ?

Elle est transférée au liquide le plus froid.

26. Vrai ou faux, dans un transfert d'énergie thermique d'une substance à une autre, l'énergie reçue est toujours égale à l'énergie cédée. Vrai, si le système est isolé.

27. Vrai ou faux, la chaleur molaire de dissolution d'une substance correspond à la chaleur en jeu quand une mole de cette substance est dissoute dans de l'eau.

Vrai

28. Calculez la chaleur molaire libérée par la dissolution de 4,00 g d'hydroxyde de potassium dans 200,0 mL d'eau, sachant que la température de l'eau dans le calorimètre est passée de 25,0 °C à 31,5 °C au cours de la dissolution. $\Delta H = -76148,8 \text{ J}$

$$\begin{aligned} m_{\text{KOH}} &= 4,00 \text{ g} \\ m_{\text{eau}} &= 200,0 \text{ g} \\ T_i &= 25,0^\circ\text{C} \\ T_f &= 31,5^\circ\text{C} \end{aligned} \text{) exo}$$

$$\Delta T = 31,5^\circ\text{C} - 25,0^\circ\text{C} = 6,5^\circ\text{C}$$

Démarche :

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$$

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

KOH

$$Q_{\text{eau}} = 200 \times 4,184 \times 6,5$$

$$-5439,2 \text{ J} \rightarrow 4,00 \text{ g}$$

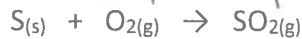
$$Q = 5439,2 \text{ J}$$

$$\Delta H \rightarrow \underbrace{39 \text{ g} + 169 \text{ g} + 19 \text{ g}}_{56 \text{ g}}$$

$$\Delta H = \frac{-5439,2 \times 56}{4} = -76148,8 \text{ J}$$

29. Vrai ou faux, cette équation représente une équation thermochimique.

Faux, il n'y a pas d'énergie.



30. Vrai ou faux, la chaleur en jeu dans une transformation exothermique figure du côté des produits dans un équation thermochimique. Vrai

31. Comment un chimiste désigne-t-il la chaleur en jeu quand une mole d'acide ou de base est neutralisée ? Chaleur molaire de neutralisation (ΔH_n)

32. Au cours de la neutralisation de 75,0 mL de $\text{KOH}_{(aq)}$ à 8,7 mol/L par 75,0 mL d'acide, la température du mélange contenu dans le calorimètre est passée de 28,0 °C à 84,5 °C. Calculez la chaleur libérée par la neutralisation d'une mole de KOH. $\Delta H = -54343,91 \text{ J}$

Démarche :

$$M = 75,0 \text{ g} + 75,0 \text{ g} = 150 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} T_i &= 28,0^\circ\text{C} \\ T_f &= 84,5^\circ\text{C} \end{aligned} \text{) EXO}$$

$$\Delta T = 84,5^\circ\text{C} - 28,0^\circ\text{C} = 56,5^\circ\text{C}$$

$$Q = mc \Delta T$$

$$Q = 150 \times 4,184 \times 56,5$$

$$Q = 35459,4 \text{ J}$$

$$[\text{KOH}] = 8,7 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{KOH}} = 75,0 \text{ mL}$$

$$\begin{aligned} 8,7 \text{ mol} &\rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \text{ mol} &\rightarrow 75,0 \text{ mL} \end{aligned}$$

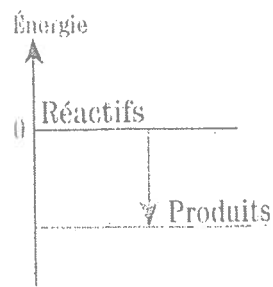
$$\frac{8,7 \times 75}{1000} = 0,6525 \text{ mol}$$

$$-35459,4 \rightarrow 0,6525 \text{ mol}$$

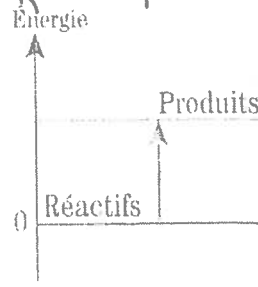
$$\Delta H \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$\frac{-35459,4 \times 1}{0,6525} = -54343,91 \text{ J}_{70}$$

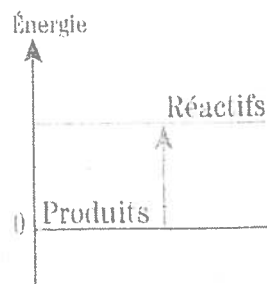
33. Parmi les diagrammes d'énergie suivants, lequel représente correctement une réaction endothermique ? B car $H_p < H_r$



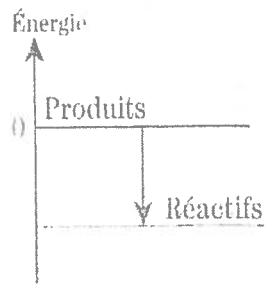
A.



B.

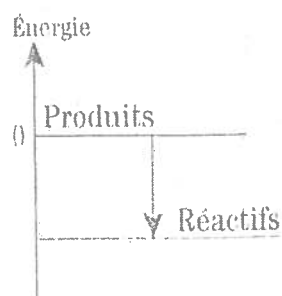


C.

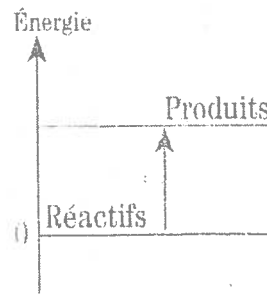


D.

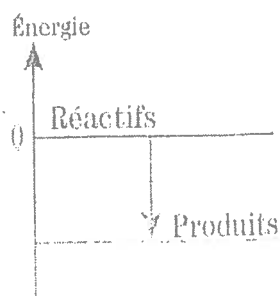
34. Parmi les diagrammes d'énergie suivants, lequel représente correctement une réaction exothermique ? C car $H_r > H_p$



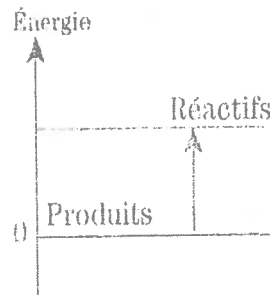
A.



B.



C.



D.

35. Calculez la chaleur libérée par la combustion d'une mole de butane ($C_4H_{10(g)}$) à partir des données expérimentales suivantes : Masse de $C_4H_{10(g)}$ brûlée : 6,0 g, masse d'eau dans le calorimètre : 2000,00 g, température initiale de l'eau : 25,0 °C, température finale de l'eau : 60,7 °C. $\Delta H = -2887796,8 J$

Démarche :

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$$

$$Q_{\text{eau}} = 2000 \times 4,184 \times 35,7$$

$$Q_{\text{eau}} = 298737,6 J$$

$$Q_{\text{eau}} = -Q_{C_4H_{10}}$$

$$-298737,6 J \rightarrow 6,0 g$$

$$\Delta H \rightarrow (4 \times 12g) + (10 \times 1g)$$

$$- \frac{298737,6 \times 58}{6,0} = -2887796,8 J$$

$m_{C_4H_{10}} = 6,0g$
 $m_{\text{eau}} = 2000,00g$
 $T_i = 25,0^\circ C$
 $T_f = 60,7^\circ C$) exo
 $\Delta T = 60,7^\circ C - 25^\circ C = 35,7^\circ C$

36. La somme de toutes les formes d'énergie contenues dans la matière est appelée Enthalpie

37. On chauffe un bloc de glace et sa température passe de $-30^\circ C$ à $-5^\circ C$. Quel type d'énergie varie le plus dans la glace au cours de ce chauffage ?

Énergie cinétique, car Température augmente

38. Soit l'équation thermochimique suivante :



- Quel graphique représente correctement la variation de l'enthalpie au cours de cette réaction ? B

