

Chap. 5 Chaleur molaire d'une réaction  
Notes de cours

L'énergie absorbée ou dégagée par une transformation constitue ce qu'on appelle la **CHALEUR** de **RÉACTION**

L'énergie que requiert une réaction endothermique provient nécessairement du

**MILIEU ENVIRONNANT**

L'énergie que requiert une réaction exothermique est nécessairement **ABSORBE** Par le milieu environnant.

Il est nécessaire d'utiliser un système **ISOLE**

La méthode appelée calorimétrie est basée sur le fait que, à **PRESSION** constante,

La chaleur d'une réaction est égale à la chaleur **ABSORBE** ou **DÉGAGE** par l'ensemble du système isolé

Principe du transfert d'énergie p 142

La chaleur absorbée par une réaction **ENDOTHERMIQUE** est équivalente à la chaleur fournie par le calorimètre

La chaleur dégagée par une réaction **EXOTHERMIQUE** est équivalente à la chaleur absorbée par le calorimètre

Full important  $\Delta H_{réaction} = -Q_{calorimètre}$

$Q_{calorimètre} =$

Remplir tableau p 144

Variation de température	Signe du delta T	Transformation	Signe du delta H
du calorimètre delta T	et du Q calorimètre		
↓	-	ENDO	+
↑	+	EXO	-

Chaleur molaire de dissolution

Dans un calorimètre contenant 150 ml d'eau, vous effectuez la dissolution de 4,8g d'hydroxyde de lithium. La température de l'eau passe de 25C à 37C. Quelle est la **chaleur molaire** de dissolution de cette substance?

1- Q = ? On traite les unités

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} \times c \times \Delta T = 150\text{g} \times 4.19\text{J/gC} \times 12\text{C} = 75\,42\text{ J}$$

2-  $\Delta H = ?$

$$\Delta H = -Q = -7\,542\text{ J}$$

3- Nombre de moles de LiOH?

1 mole de LiOH ----- 24g (tableau périodique)  
? moles de LiOH ----- 4.8g (donnée du problème)

Produit croisé : 0.2 moles

4- Chaleur molaire : (chaleur pour une mole : règle de 3!)

0.2 moles de LiOH ----- -7542 J  
1 mole de LiOH ----- ?

Règle de 3 : -37 710J

Rappel 1kJ = 1000 J

Soit -37.7 kJ

L'équation peut s'écrire de deux manières :

1<sup>ère</sup> manière  $\text{LiOH}_s \rightarrow \text{LiOH}_{\text{aq}} \quad \Delta H = -37.7\text{ KJ}$

2<sup>e</sup> manière :  $\text{LiOH}_s \rightarrow \text{LiOH}_{\text{aq}} + 37.7\text{ KJ}$

Exercice a l'aide du tableau de la page 146.

Vous dissolvez 5g de nitrate de potassium dans 250ml d'eau a 22C. Quelle sera la température finale de la solution?

Calcul du nombre de moles

1 mole de KNO<sub>3</sub> ----- 101 g (tableau périodique)  
? moles de KNO<sub>3</sub> ----- 5g (donnée du problème)

Règle de 3 : 0.0495 moles

Calcul de la chaleur de réaction

Dans le tableau de la page 146.... On remarque que

34,9 KJ ----- 1mole  
? KJ ----- 0.0495 moles

Règle de 3 1,727 KJ et donc = 1 727 J

Transfert d'énergie  $\Delta H_{\text{réaction}} = -Q_{\text{calorimetre}}$

1 727 = - Q donc Q = -1727 J

Calcule du delta T

$Q = m \times c \times \Delta T$

Donc  $\Delta T = Q / (mc) = -1 727 J / (250g \times 4.19J/gC) = -1.65 C$   
/

Température finale de l'eau

-1.655 C = Tfinale - Tinitiale  
-1,65 = Tf - 22 donc TF = -1.65+ 22 = 20.35 C NQ!

Chaleur molaire de neutralisation acido basique



Joé me donne 2000\$

Joé		Prof
- 2000	=	2000\$

On écrira plutôt que

- (-2000) = 2000

Il en est de même pour les échanges de chaleur

$-Q = Q$

$-m_1c_1(T_f - T_1) = m_2c_2(T_f - T_2)$

On distribue...

$-m_1c_1T_f + m_1c_1T_1 = m_2c_2T_f - m_2c_2T_2$

On fait les transferts appropriés..

(\*\*)  $m_1c_1T_1 + m_2c_2T_2 = m_1c_1T_f + m_2c_2T_f$

$m_1c_1T_1 + m_2c_2T_2 = T_f(m_1c_1 + m_2c_2)$

d'où  $T_f = \frac{(m_1c_1T_1 + m_2c_2T_2)}{(m_1c_1 + m_2c_2)}$

dans le cas des mélanges d'eau  $c_1 = c_2 = 4.199\text{j/gC}$

En divisant tous les membres par  $c_1$  ou  $c_2$  selon le cas

On obtient

$$m_1 T_{initiale1} + m_2 T_{initiale2} = (m_1 + m_2) T_f$$

Exemple :

Un morceau de métal de 32,6 g chauffé à 200,0 °C est déposé dans un calorimètre contenant 100,0 mL d'eau à 25,0 °C.

La capacité thermique massique du métal est de  $0,448 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$ .

En supposant que le calorimètre ne dissipe aucune chaleur, calculez la température finale du système métal-eau.

Réponse.... **La température maximale est de 30,9 °C ok vérifié!**

$$T_f = \frac{(m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2)}{(m_1 c_1 + m_2 c_2)}$$

On mélange 200ml d'eau a 15C et 300 ml d'eau a 45C.

Montre a ton prof que tu es un King : la température finale selon tes savants calculs sera de **33C...**

$$M_1 T_1 + M_2 T_2 = (M \text{ totale} * T \text{ finale})$$
$$200 \times 15 + 300 \times 45 = 500 \times T_f; \quad 16\,500 = 500 T_f \text{ donc } T_f = 33 \text{ NQ!}$$

## Exercices sur les mélanges d'eau

M1- On mélange 50ml d'eau à 20C avec 50 ml d'eau à 80C.  
Quelle est la température finale du mélange ? Que constates-tu ?

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$
$$50*200 + 50*80 = 100xT_f; \quad 50000 = 100T_f \text{ donc } T_f = 50C$$

M2- On mélange 200 ml d'eau à 90C avec 150 ml d'eau à 25C.  
Quelle est la température finale du mélange ?

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$
$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_{\text{totale}} * T_{\text{finale}})$$
$$200*290 + 150*25 = 350xT_f; \quad 21750 = 350T_f \text{ donc } T_f = 62.14$$

M3- On mélange 500 de bouillon chaud à 90C avec 75 ml d'eau froide à 2C.  
Quelle est la température finale du mélange ?

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$
$$500*90 + 75*2 = 575 xT_f; \quad 45150 = 575 xT_f; \quad \text{donc } T_f = 78.52$$

M4- Une baignoire contient  $1 \times 10^5$ g d'eau a 25C. Combien d'eau doit verser Joé a 60C pour prendre un bain à 40C ?

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$
$$100\,000*25 + M_2*60 = (100\,000 + M_2) * 40$$
$$2\,500\,000 + 60M_2 = 4\,000\,000 + 40M_2$$
$$1\,500\,000 = 20M_2 \text{ donc } M_2 = 75\,000 = 7.5*10^4$$

M5- On mélange 100 ml d'eau à 100C avec 50 ml d'eau à 50C. et 25ml d'eau a 10C.  
Quelle est la température finale du mélange ?

$$M_1T_1 + M_2T_2 + M_3T_3 = (M_{\text{totale}} * T_{\text{finale}})$$
$$100*100 + 50 * 50 + 25 * 10 = 175xT_f$$
$$12\,750 = 175 x T_f \text{ donc}$$
$$T_f = 72.857$$

M1 : 50C ici m1=m2 on peut donc faire la moyenne

M2 : 62,14C            M3 : 78.5C            M4 : 7.5\*10<sup>4</sup>    M5 : 72.9C

Team Sprit échange de chaleur

1- On verse 1,00 × 10<sup>2</sup> mL d'eau à 90,0 °C dans un calorimètre qui en contenait 1,00 × 10<sup>2</sup> mL à 25,0 °C.

Quelle est la température finale du mélange?

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$

$$100*90 + 100*25 = 200xT_f \quad 11\,500 = 200 T_f \quad \text{donc } T_f = 57.5$$

2-On verse 200 cm<sup>3</sup> d'eau à 10 °C dans un bocal contenant déjà 600 cm<sup>3</sup> d'eau à 50 °C.

Quelle est, à l'équilibre, la température de l'eau maintenant contenue dans le bocal ?

$$200*10 + 600*50 = 800 X T_f \quad 32\,000 = 800 X T_f \quad \text{donc } T_f = 40$$

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$

3

Dans un calorimètre, dont la température est de 22 °C, on verse 420 g d'eau à 13 °C. À l'équilibre, la température de l'ensemble est de 16 °C.

S'il n'y a pas eu de pertes de chaleur, quelle est la valeur en eau du calorimètre?

A) 280 g

**B) 210 g**

C) 140 g

D) 84 g

$$22M_1 + 420*13 = (M_1+420)*16$$

$$22M_1 + 5\,460 = 16M_1 + 6\,720$$

$$6M_1 = 1\,260$$

$$M_1 = 210$$

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$



4- Robert se sert une tasse de thé (250 mL/tasse) très chaude (58 °C) dans un verre de polystyrène expansé. Pour refroidir son thé, il y ajoute 40 mL d'eau froide. À sa grande joie, le thé est maintenant buvable, car sa température est de 50 °C.

Quelle était la température initiale de l'eau qu'il a ajoutée au thé?

$$250 \times 58 + 40T_2 = 290 \times 50$$

$$14\,500 + 40T_2 = 14\,500$$

$$40T_2 = 0 \text{ DONC } T_2 = 0^\circ\text{C}$$

Réponse **0°C**

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$

5- Un étudiant a un récipient contenant 500 mL d'eau chaude qui est à une température de 95,0 °C. Quel volume d'eau froide à 5,0 °C doit-il verser dans l'eau chaude pour que la température de l'eau devienne à 70,0 °C?

Laissez toutes les traces de votre démarche.

Réponse **192 ml**

$$500 * 95 + 5M_2 = (500 + M_2) * 70$$

$$47\,500 + 5M_2 = 35\,000 + 70M_2$$

$$12\,500 = 65M_2 \text{ DONC } M_2 = 192.3$$

$$M_1T_1 + M_2T_2 = (M_1+M_2) * T_{\text{finale}}$$

## La loi de Hess Version professeur !

Certaines réactions s'effectuent en plusieurs étapes. C'est ce qu'on appelle un **mécanisme** de réaction.

En additionnant les équations de chacune des étapes, on obtient l'équation **globale** de la réaction.

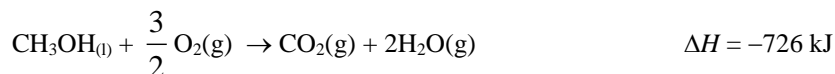
### Loi de l'additivité des chaleurs de réaction

Voici les étapes à suivre pour déterminer la chaleur de réaction :

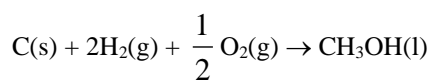
- Écrire l'équation globale balancée
- Choisir les équations pertinentes
- Réorganiser les équations en les **inversant ou en les multipliant** (au besoin)
- Additionner les équations ainsi que les chaleurs qui leur sont associées
- Convertir la valeur obtenue selon les exigences du problème à résoudre

Un exemple :

Comme il est difficile de mesurer par des méthodes simples, la chaleur molaire de formation du méthanol, CH<sub>3</sub>OH, à partir de ses éléments, les chimistes préfèrent calculer cette chaleur à partir des équations thermochimiques suivantes :

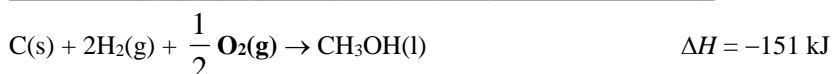


La réaction de la formation du méthanol à partir de ses éléments est illustrée par l'équation suivante.



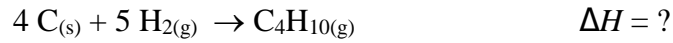
D'après ces données, quelle est la chaleur molaire de formation du méthanol à partir de ses éléments?

Application de la loi de Hess

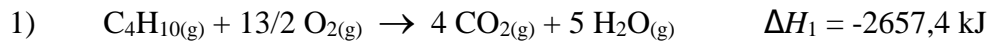


À toi de jouer !

Nous savons qu'il est impossible d'utiliser le calorimètre pour évaluer la chaleur de formation du butane!

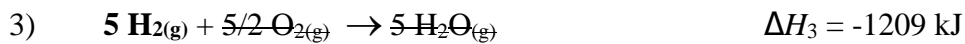
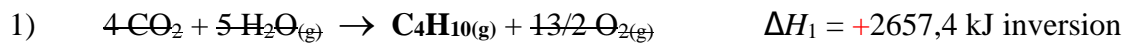


À l'aide des équations thermochimiques suivantes et selon la loi de Hess, quelle est la chaleur de formation du butane?




**LAISSEZ LES TRACES DE TA DÉMARCHE.**

**Exemple d'une démarche appropriée**

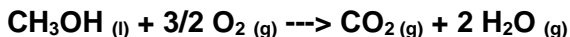


Résultat : La chaleur de formation du butane est de -125,6 kJ.

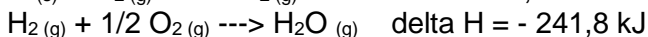
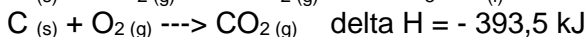
Exercices Hess – corrigé- version eleve plus bas...

 2.0Exercices Hess13boproblemescorriges...

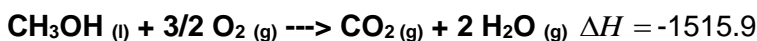
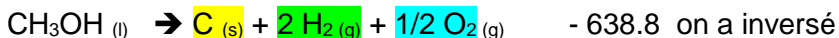
1- L'équation suivante représente la combustion du méthanol.



À l'aide des trois équations suivantes, calculez la **chaleur de réaction** de la combustion du méthanol.

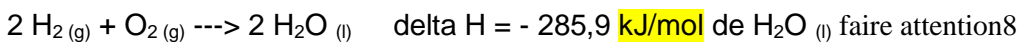
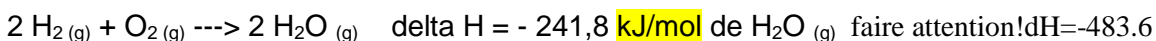


**Réponse: - 1515,9 kJ/mol** Solution :



---

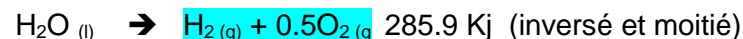
2- À l'aide des équations thermiques suivantes:



Calculez la **quantité de chaleur (delta H)** nécessaire à l'évaporation d'une mole d'eau liquide.

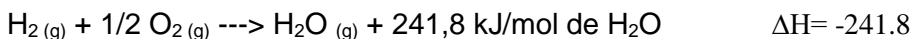


**Réponse: + 22.05kJ/mol** solution :

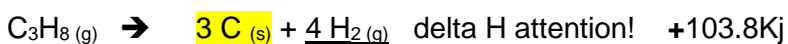


---

3- En vous servant des équations suivantes:



Calculez la **chaleur de combustion** du propane  $\text{C}_3\text{H}_8$ . Solution :



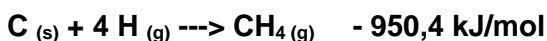
4- En vous référant à la table des données suivantes:

Équations	delta H (kJ/mol)
$2 \text{ H (g)} \rightarrow \text{H}_2 \text{ (g)}$	- 437,6
$2 \text{ O (g)} \rightarrow \text{O}_2 \text{ (g)}$	- 496,8
$\text{C (s)} + 2 \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CH}_4 \text{ (g)}$	- 75,2
$\text{C (g)} + 4 \text{ H (g)} \rightarrow \text{CH}_4 \text{ (g)}$	-1671,6
$\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$	- 242,7

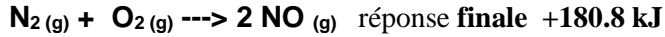
---

solution

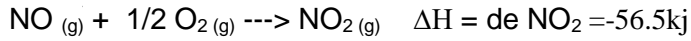
$\text{C (s)} + 2 \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CH}_4 \text{ (g)}$	- 75,2
$4 \text{ H}_g \rightarrow 2 \text{ H}_2 \text{ (g)}$	-875,2 (2*-437,6)



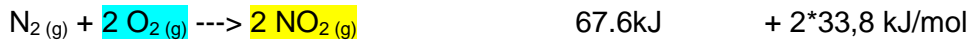
5- Trouvez la **chaleur de formation** de  $\text{NO}_{(g)}$  selon l'équation:



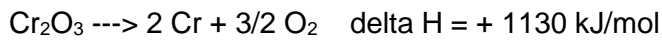
étant donné les équations suivantes:



**Solution :**

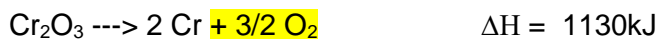


6- Sachant que:

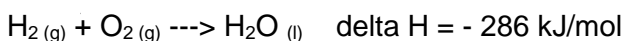
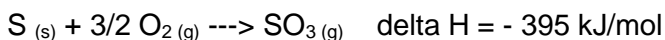
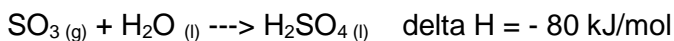


calculez le **delta H** de la réaction représentée par l'équation:

solution :

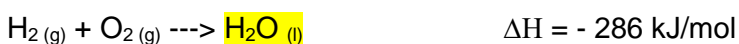
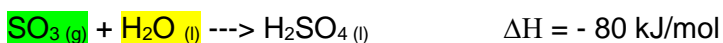
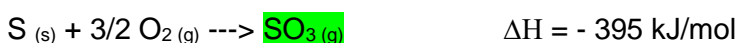


7- D'après les équations suivantes:

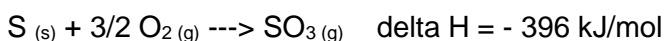
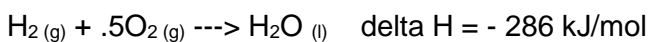
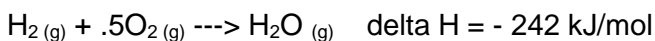


Quelle est la **valeur du delta H** de formation de l'acide sulfurique à partir de ses éléments:  $\text{S}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$

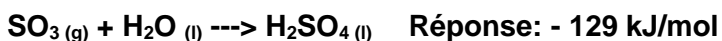
Solution :



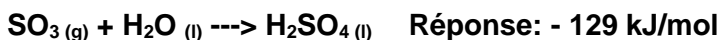
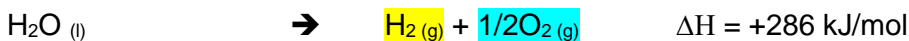
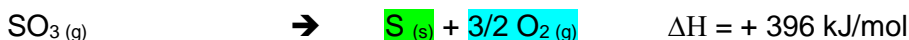
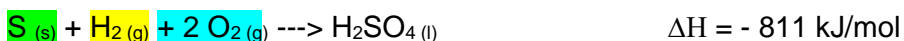
8-- À l'aide des équations thermiques ci-dessous:



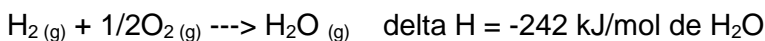
Calculez le **delta H** de la réaction du trioxyde de soufre gazeux avec l'eau:



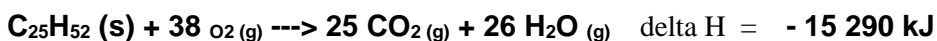
Solution :



9- À l'aide des équations suivantes:



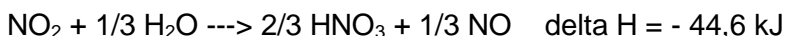
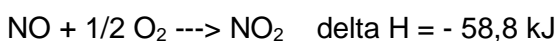
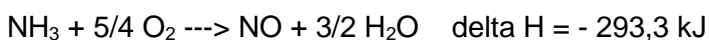
Calculez la **chaleur molaire, delta H**, de la combustion de la cire à chandelle,  $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ .



10- À l'aide des équations ci-dessous, calculez la **chaleur de combustion** de l'ammoniac  $\text{NH}_3$ .



Réactions suggérées:

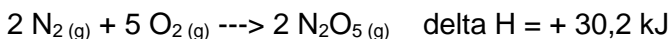
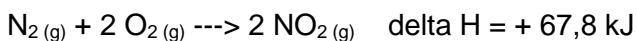
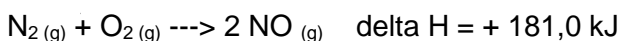


Solution

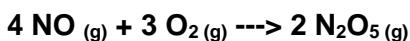




11- Soient les équations suivantes:

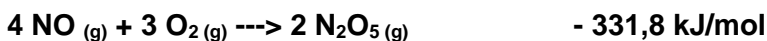
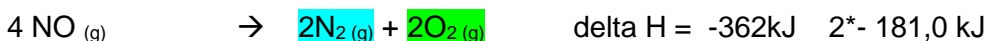
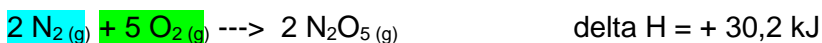


Au moyen des équations ci-dessus, calculez le **delta H** de la réaction représentée par l'équation suivante:

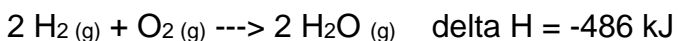
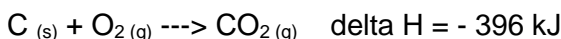
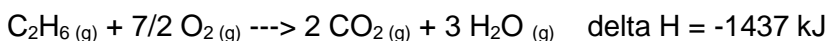


**Réponse: - 331,8 kJ/mol**

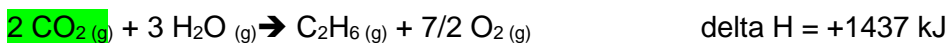
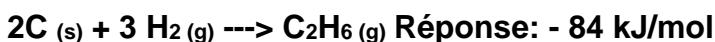
Solution :



12- Étant donné les équations suivantes:



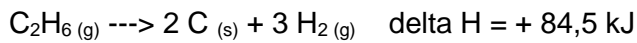
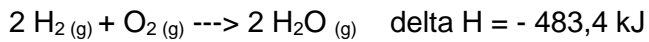
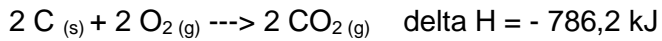
Calculez la **chaleur molaire** de formation de l'éthane  $\text{C}_2\text{H}_6$ .



Team spirit?

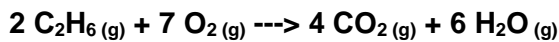
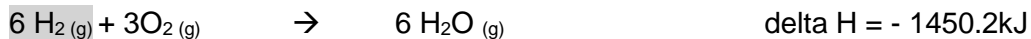
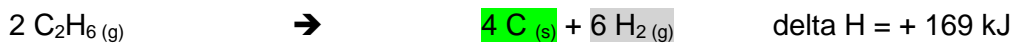
13- Calculez la **chaleur massique de combustion** de l'éthane,  $C_2H_6(g)$ , en appliquant la loi de Hess aux équations suivantes:

Équation + balancement :



Équation de la réaction:

Solution :



**Réponse: -2853.6 kJ**

Chaleur massique pour 1g :

$$-2853.6 \text{ kJ} \rightarrow 60 \text{ g}$$

$$? \text{ kJ} \rightarrow 1 \text{ g}$$

**Regle de 3.... - 47.56kJ**



Révision : Énergie dans les réactions chimiques...

1-On fait brûler 0.62g de P<sub>4</sub>. La température de 200g d'eau augmente de 10° C.

a) Calcule la chaleur dégagée **8.4 KJ**

$$Q_{\text{calorimètre}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} = 200g * \frac{4.19J}{gC} * 10C = 8380J$$

b) Calcule la chaleur molare de combustion **-1,7 x 10<sup>3</sup> KJ/ mole**

$$\Delta H = -Q \quad \begin{array}{l} -8380J \text{ ----- } 0.62g \\ ? J \text{ ----- } 124g \quad (31g \times 4) \text{ rép } - 1676J \end{array}$$

2- Quelle masse d'eau absorbe 84 KJ pour passer de 20° C. à 60° C. **≈ 500g**

$$84000J / (\frac{4.19J}{gC} * 40C)$$

3- Dans un calorimètre, la combustion de 0.1 mol d'une substance inconnue fait élever de 20° C une masse de 300g d'eau. Calcule la chaleur molaire de combustion de cette substance. **-2.5 X 10<sup>5</sup> J**

$$\begin{array}{l} Q = 300 * 4.19 * 20 = 2514 \\ -25140J \text{ ----- } 0.1mole \\ ? J \text{ ----- } 1 mole \quad \text{rép } - 251 400J \end{array}$$

4- La combustion de 3g d'éthane fait élever de 50° C la température de 170g d'eau.

Calcule la chaleur molaire de combustion de l'éthane C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> **-3.6X10<sup>5</sup> J**

$$Q = 170 * 4.19 * 50 = 35615J$$

$$\Delta H = -Q \quad \begin{array}{l} -35615J \text{ ----- } 3g \\ ? J \text{ ----- } 30g \text{ (1mole de C}_2\text{H}_6\text{)} \text{ RÉP. : } -356 150j \end{array}$$

5- Quelle masse de soufre est nécessaire pour élever la température de 1000 g d'eau de 30° C? (La chaleur de combustion du soufre est 300KJ/mol) **13.44g**

$$\text{Trouvons } Q : = 1000g * \frac{4.19j}{gC} * 30C = 125700J$$

$$\begin{array}{l} 125\ 700\ J \text{ ----- } ?g \\ 300\ 000\ J \text{ ----- } 32.1g \quad 13.44g \end{array}$$

- 6- Quelle quantité de chaleur est requise pour décomposer 22g de CO<sub>2</sub> selon l'équation suivante :



$$\begin{array}{l} 44g \text{ ----- } 394\text{kJ} \quad \text{recette} \\ 22g \text{ ----- } ? \quad \text{donnée / ?} \end{array}$$

- 7- La dernière réaction est-elle **endothermique** ou exothermique? Pourquoi?

$$\text{CAR } \Delta H > 0$$

- 8- Quelle masse d'acétylène, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, faut-il utiliser pour élever de 20° C la température de 300 g d'eau. Rem : Chaleur de combustion de C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> est 200KJ/mole **3.27g**

$$\text{Trouvons } Q : = 300g * \frac{4.19j}{gC} * 20C = 25140J$$

$$\begin{array}{l} 25\ 140J \text{ ----- } g \text{ de } \text{C}_2\text{H}_2 \\ 200\ 000J \text{ ----- } 26g \text{ ( 1mole de } \text{C}_2\text{H}_2) \end{array} \quad \text{rép3.27g}$$