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 <mark>ABSORBE</mark> ou <mark>DÉGAGE</mark> 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 $\Delta H_{réaction} = -Q_{calormietre}$

 $Q_{calormièetre} =$

Remplir tableau p 144

Variation de température	Signe du delta T	Transformation	Signe du delta H
du calorimètre delta T	et du Q calorimètre		3
	-	ENDO	+
<u> </u>	+	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

Qeau = meau $x c x \Delta T = 150g x 4.19J/gC x 12C = 75 42 J$

$$2-\Delta H=?$$

$$\Delta H = -Q = -7542 J$$

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^{ère} manière LiOH_s \rightarrow LIOH_{aq} ΔH = -37.7 KJ

 2^e maniere : LiOH_s \rightarrow LIOH_{aq} + 37.7 KJ

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

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

Calcul du nombre de moles

```
1 mole de KNO3 ------ 101 g (tableau périodique)
? moles de KNO3 ------ 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

Règle de 3 1,727 KJ et donc = 1 727 J

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

Calcule du delta T

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

Donc
$$\Delta T = Q /(mc) = -1.727 J / (250g x 4.19J/gC) = -1.65 C /$$

Température finale de l'eau

Chaleur molaire de neutralisation acido basique

1-Calcul du Q On traite les unités

$$Q = m x c x \Delta T = 150g x 4.19J/gC x 5C = 3 142.5 J$$

Dans le cas de solution aqueuse, on considère que

c de la solution \approx c de l'eau (4,19 J/gC)

Transfert d'énergie
$$\Delta H_{r\acute{e}action} = -Q_{calormietre}$$

Delta H = - Q = - 3 142.5 J

Calcul du nombre de moles

$$\frac{c}{1} = \frac{n}{v}$$
 Si on fait un produit croisé, n = cv = .050mol/L X 0.075L = 0.0375 moles On traite les unités

On abuse de la règle de 3

Compris?

Joé me donne 2000\$

Joé Prof

On écrira plutôt que

$$-(-2000) = 2000$$

Il en est de même pour les échanges de chaleur -Q = Q

$$-m1c1(Tf - T1) = m2c2 (Tf - T2)$$

On distribue...

$$-m1c1Tf + m1c1T1 = m2c2Tf - m2c2T2$$

On fait les transferts appropriés..

$$(**) m1c1T1 + m2c2T2 = m1c1Tf + m2c2Tf$$

$$m1c1T1 + m2c2T2 = Tf (m1c1 + m2c2)$$

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 c1 = c2 = 4.199j/gC

En divisant tous les membres par c1 ou c2 selon le cas

On obtient

$$m1Tinitiale1 + m2Tinitiale2 = (m1 + m2)Tf$$

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 $\frac{J}{g^{\bullet}{}^{\circ}C}$.

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...**

```
M1T1 + M2T2 = (M \text{ totale * T finale})
200 x15 + 300x45= 500 xTf; 16 500 = 500TF donc TF = 33 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 ?

```
M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale
50*200 + 50*80 = 100xTf; 50000= 100TF donc TF = 50C
```

M2- On mélange 200 ml d'eau à 90C avec 150 ml d'eau à 25C.

Quelle est la température finale du mélange ?

M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale

```
M1T1 + M2T2 = (M totale * T finale)
200*290 + 150*25= 350xTf; 21750= 350TF donc TF = 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 ?

```
M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale
500*90 + 75*2= 575 xTf; 45 150 = 575 xTf; donc TF = 78.52
```

M4- Une baignoire contient 1X10⁵g d'eau a 25C. Combien d'eau doit verser Joé a 60C pour prendre un bain à 40C ?

```
M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale
```

```
100 000*25 + M2X60 = (100 000 +M 2 ) X 40
2 500 000 X 60M2 = 4 000 000 + 40M2
1 500 000 = 20M2 donc M2=75 000 =7.5*10<sup>4</sup>
```

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 ?

```
M1T1 + M2T2 + M3T/ = (M totale * T finale)

100*100+1 50 * 50 + 25 *10 = 175Xtf

12 750 = 175 x Tf donc

Tf = 72.857
```

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

M2:62,14C M3:78.5C $M4:7.5*10^4$ M5:72.9C

Team Sprit échange de chaleur

1- On verse 1,00 \times 10² mL d'eau à 90,0 °C dans un calorimètre qui en contenait 1,00 \times 10² mL à 25,0 °C.

Quelle est la température finale du mélange?

$$M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T$$
 finale

$$100*90+100*25 = 200xTf$$
 $11500 = 200 TF donc TF = 57.5$

2-On verse 200 cm³ d'eau à 10 °C dans un bocal contenant déjà 600 cm³ d'eau à 50 °C.

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

$$200*10 + 600*50 = 800 \text{ X Tf}$$
 $32\ 000 = 800 \text{ X Tf}$ donc TF = 40

$$M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale$$

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

3

- **B**) 210 g
- C) 140 g
- D) 84 g

$$22M1 + 420*13 = (M1+420)*16$$

$$22M1 + 5460 = 16M1 + 6720$$

$$6M1 = 1260$$

$$M1 = 210$$

$$M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale$$

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?

$$M1T1 + M2T2 = (M1+M2) * T finale$$

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

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 a 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, CH₃OH, à partir de ses éléments, les chimistes préfèrent calculer cette chaleur à partir des équations thermochimiques suivantes :

$$\begin{split} CH_3OH_{(l)} + \frac{3}{2}\,O_2(g) &\to CO_2(g) + 2H_2O(g) \\ C(s) + O_2(g) &\to CO_2(g) \\ H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) &\to H_2O(g) \\ \Delta H = -393 \text{ kJ} \\ \Delta H = -242 \text{ kJ} \end{split}$$

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

$$C(s) + 2H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CH_3OH(l)$$

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

Application de la loi de Hess

$$\frac{\text{CO}_2(\mathbf{g})}{\text{C}(\mathbf{g})} + \frac{2\text{H}_2\text{O}(\mathbf{g})}{2} \rightarrow \frac{3}{2} \text{O}_2(\mathbf{g}) + \text{CH}_3\text{OH}_{(1)}$$

$$\Delta H = +726 \text{ kJ (on inverse le signe)}$$

$$\Delta H = -393 \text{ kJ aucun changement}$$

$$2\text{H}_2(\mathbf{g}) + 1\text{O}_2(\mathbf{g}) \rightarrow \frac{2\text{H}_2\text{O}(\mathbf{g})}{2}$$

$$\Delta H = -484 \text{ kJ (-242 * 2)}$$

$$C(\mathbf{s}) + 2\text{H}_2(\mathbf{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\mathbf{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\mathbf{l})$$

$$\Delta H = -151 \text{ kJ}$$

À toi de jouer!

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

$$4 C_{(s)} + 5 H_{2(g)} \rightarrow C_4 H_{10(g)}$$
 $\Delta H = ?$

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

1)
$$C_4H_{10(g)} + 13/2 O_{2(g)} \rightarrow 4 CO_{2(g)} + 5 H_2O_{(g)}$$
 $\Delta H_1 = -2657,4 \text{ kJ}$

2)
$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$
 $\Delta H_2 = -393.5 \text{ kJ}$

3)
$$2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(g)}$$
 $\Delta H_3 = -483.6 \text{ kJ}$

LAISSEZ LES TRACES DE TA DÉMARCHE.

Exemple d'une démarche appropriée

1)
$$4 \cdot \text{CO}_2 + 5 \cdot \text{H}_2 \cdot \text{O}_{(g)} \rightarrow \text{C}_4 \cdot \text{H}_{10(g)} + \frac{13/2 \cdot \text{O}_{2(g)}}{2 \cdot \text{O}_{2(g)}}$$
 $\Delta H_1 = +2657.4 \text{ kJ inversion}$

2)
$$4 C_{(s)} + 4 O_{2(g)} \rightarrow 4 CO_{2(g)}$$
 $\Delta H_2 = -1574 \text{ kJ } (x4)$

3)
$$5 \text{ H}_{2(g)} + \frac{5/2 \text{ O}_{2(g)}}{2} \rightarrow 5 \text{ H}_{2} \text{ O}_{(g)}$$
 $\Delta H_{3} = -1209 \text{ kJ}$

4
$$C_{(s)}$$
 + 5 $H_{2(g)}$ → $C_4H_{10(g)}$ $\Delta H = -125.6 \text{ kJ}$

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.

$$CH_3OH_{(l)} + 3/2 O_{2(g)} ---> CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(g)}$$

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

C
$$_{(s)}$$
 + 2 $_{H_{2\,(g)}}$ + 1/2 $_{O_{2\,(g)}}$ ---> CH $_{3}$ OH $_{(l)}$ delta H = + 638,8 kJ C $_{(s)}$ + O $_{2\,(g)}$ ---> CO $_{2\,(g)}$ delta H = - 393,5 kJ H $_{2\,(g)}$ + 1/2 O $_{2\,(g)}$ ---> H $_{2}$ O $_{(g)}$ delta H = - 241,8 kJ

Réponse: - 1515,9 kJ/mol Solution :

$$CH_3OH_{(1)} \rightarrow C_{(s)} + \frac{2 H_{2(q)}}{2 H_{2(q)}} + \frac{1/2 O_{2(q)}}{2 H_{2(q)}} - 638.8 \text{ on a inversé}$$

$$C_{(s)} + O_{2(g)} ---> CO_{2(g)}$$
 -393.5

$$\frac{2H_{2(g)}}{2} + \frac{O_{2(g)}}{2}$$
 → 2H₂O_(g) -483.6 on a double

CH₃OH _(I) + 3/2 O_{2 (g)} ---> CO_{2 (g)} + 2 H₂O _(g)
$$\Delta H = -1515.9$$

2- À l'aide des équations thermiques suivantes:

$$2 H_{2 (g)} + O_{2 (g)} ---> 2 H_2O_{(g)}$$
 delta $H = -241.8$ kJ/mol de $H_2O_{(g)}$ faire attention!dH=-483.6

$$2 H_{2(q)} + O_{2(q)} ---> 2 H_{2}O_{(l)}$$
 delta $H = -285.9 \frac{kJ/mol}{mol}$ de $H_{2}O_{(l)}$ faire attention8

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

Équation du phénomène: $H_2O_{(I)}$ ---> $H_2O_{(g)}$.

Réponse: + 22.05kJ/mol solution :

$$H_2O_{(l)}$$
 \rightarrow $H_{2(g)} + 0.5O_{2(g)}$ 285.9 Kj (inversé et moitié)

$$H_{2(g)} + 0.5O_{2(g)}$$
 ---> $H_2O_{(g)}$ - 241.8 kJ/mol de $H_2O_{(g)}$ (la moitié) delta $H = 44.1 \, \text{kJ}$

3- En vous servant des équations suivantes:

3 C
$$_{(s)}$$
 + 4 H_{2 (g)} ---> C₃H_{8 (g)} + 103,8 kJ/mol de C₃H₈ donc Δ H= -103.8

$$C_{(s)} + O_{2(g)} ---> CO_{2(g)} + 393,5 \text{ kJ/mol de CO}_2$$
 $\Delta H= -393.5$

$$H_{2 (g)} + 1/2 O_{2 (g)} ---> H_2 O_{(g)} + 241.8 \text{ kJ/mol de } H_2 O$$
 $\Delta H = -241.8$

Calculez la chaleur de combustion du propane C₃H₈. Solution :

$$C_3H_{8(g)}$$
 \rightarrow 3 C (s) + 4 H_{2(g)} delta H attention! +103.8Kj

$$3C_{(s)}$$
 +3 O_{2 (g)} → 3CO_{2 (g)} -1180.5kJ (3*-393,5 kJ)

$$\frac{4H_{2 (q)}}{4H_{2 (q)}}$$
 + 2 O_{2 (g)} → 4H₂O (g) -967.2 4*-241,8 kJ

$$C_3H_{8(g)}$$
 + 5 $O_{2(g)}$ ---> 3 $CO_{2(g)}$ + 4 $H_2O_{(g)}$ Réponse: - 2043,9 kJ/mol

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

Équations	delta H (kj/mol)	
2 H _(g) > H _{2 (g)}	- 437,6	
2 O _(g) > O _{2 (g)}	- 496,8	
$C_{(s)} + 2 H_{2(g)}> CH_{4(g)}$	- 75,2	
$C_{(g)} + 4 H_{(g)}> CH_{4(g)}$	-1671,6	
$H_{2(g)} + O_{2(g)}> H_2O_{(g)}$	- 242,7	

solution

$$\begin{array}{c|c}
C_{(s)} + 2 H_{2(g)} & ---> CH_{4(g)} & -75,2 \\
4H_g \rightarrow 2 H_{2(g)} & -875.2 (2^*-437.6)
\end{array}$$

$$C_{(s)}$$
 + 4 H $_{(g)}$ ---> $CH_{4(g)}$ - 950,4 kJ/mol

5- Trouvez la chaleur de formation de NO (g) selon l'équation:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)}$$
 ---> 2 NO (g) réponse finale +180.8 kJ

étant donné les équations suivantes:

NO
$$_{(g)}$$
 + 1/2 O_{2 (g)} ---> NO_{2 (g)} ΔH = de NO₂ =-56.5kj

$$N_{2(g)} + 2 O_{2(g)} ---> 2 NO_{2(g)}$$
 $\Delta H = + 33.8 \text{ kJ/mol de } NO_2 = 67.6 \text{kj}$

Solution:

$$N_{2(g)} + 2 O_{2(g)} ---> 2 NO_{2(g)}$$
 67.6kJ + 2*33,8 kJ/mol

$$2 \text{ NO}_{2 \text{ (g)}}$$
 → 2 NO (g) + O_{2 (g)} 56.6*2=113.2kJ (inversion et double)

6- Sachant que:

$$Al_2O_3 ---> 2 Al + 3/2 O_2$$
 delta $H = + 1675 \text{ kJ/mol de } Al_2O_3$

$$Cr_2O_3 ---> 2 Cr + 3/2 O_2$$
 delta H = + 1130 kJ/mol

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

solution:

2 Al +
$$\frac{3}{2}$$
 O₂ → Al₂O₃ Δ H = -1675kJ

$$Cr_2O_3 ---> 2 Cr + 3/2 O_2$$
 $\Delta H = 1130kJ$

2 Al +
$$Cr_2O_3$$
 ---> Al₂O₃ + 2 Cr Réponse: ΔH = - 545 kJ

7- D'après les équations suivantes:

$$SO_{3(q)} + H_2O_{(1)} ---> H_2SO_{4(1)}$$
 delta $H = -80 \text{ kJ/mol}$

$$S_{(s)} + 3/2 O_{2(g)} ---> SO_{3(g)}$$
 delta $H = -395 \text{ kJ/mol}$

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} ---> H_2O_{(l)}$$
 delta $H = -286 \text{ kJ/mol}$

Quelle est la valeur du delta H de formation de l'acide sulfurique à partir de ses éléments: $S_{(s)} + H_{2(g)} + 5/2 O_{2(g)} ---> H_2SO_{4(l)}$

Solution:

$$S_{(s)} + 3/2 O_{2(g)} ---> SO_{3(g)}$$
 $\Delta H = -395 \text{ kJ/mol}$

$$SO_{3(q)} + H_2O_{(1)} ---> H_2SO_{4(1)}$$
 $\Delta H = -80 \text{ kJ/mol}$

$$H_{2(g)} + O_{2(g)} ---> H_2O_{(l)}$$
 $\Delta H = -286 \text{ kJ/mol}$

$$S_{(s)} + H_{2(g)} + 5/2 O_{2(g)} ---> H_2 SO_{4(l)}$$
 $\Delta H : -761 kJ$ rien a changer!

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

$$H_{2(g)} + .5O_{2(g)} ---> H_2O_{(g)}$$
 delta $H = - 242 \text{ kJ/mol}$

$$H_{2(g)} + .5O_{2(g)} ---> H_2O_{(l)}$$
 delta $H = -286 \text{ kJ/mol}$

$$S_{(s)} + 3/2 O_{2(g)} ---> SO_{3(g)}$$
 delta $H = -396 \text{ kJ/mol}$

$$S_{(s)} + H_{2(g)} + 2 O_{2(g)} ---> H_2SO_{4(l)}$$
 delta $H = -811 \text{ kJ/mol}$

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

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(1)} ---> H_2SO_{4(1)}$$
 Réponse: - 129 kJ/mol

Solution:

$$S_{(s)} + H_{2(g)} + 2O_{2(g)} ---> H_2SO_{4(l)}$$
 $\Delta H = -811 \text{ kJ/mol}$

$$SO_{3 (g)}$$
 \rightarrow $S_{(s)} + \frac{3}{2} O_{2 (g)}$ $\Delta H = + 396 \text{ kJ/mol}$

$$H_2O_{(1)}$$
 \rightarrow $H_{2(g)} + \frac{1}{2O_{2(g)}}$ $\Delta H = +286 \text{ kJ/mol}$

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} ---> H_2SO_{4(l)}$$
 Réponse: - 129 kJ/mol

9- À l'aide des équations suivantes:

$$H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} ---> H_2O_{(g)}$$
 delta $H = -242$ kJ/mol de H_2O

$$C_{(s)} + O_{2(g)} ---> CO_{2(g)}$$
 delta $H = -393$ kJ/mol de C

25 C
$$_{(s)}$$
 + 26 H_{2 (g)} ---> C₂₅H_{52 (s)} delta H = - 827 kJ/mol de C₂₅H₅₂

Calculez la chaleur molaire, delta H, de la combustion de la cire à chandelle, C₂₅H₅₂.

$$C_{25}H_{52}$$
 (s) + 38 $O_{2(g)}$ ---> 25 $CO_{2(g)}$ + 26 $H_{2}O_{(g)}$ delta $H = -15$ 290 kJ

$$C_{25}H_{52 (s)} \rightarrow \frac{25 C_{(s)}}{25 C_{(s)}} + \frac{26 H_{2 (g)}}{25 C_{(s)}}$$
 delta H = +827 kJ/mol de $C_{25}H_{52}$

$$\frac{25C_{(s)}}{25C_{(s)}} + 25O_{2(g)} ---> 25CO_{2(g)}$$
 delta H = -9825 (25*- 393 kJ)

$$\frac{26 \text{ H}_{2 \text{ (g)}}}{130 \text{ (g)}} + 130_{2 \text{ (g)}} --->26 \text{ H}_{2}\text{O}_{2 \text{ (g)}}$$
 delta H = -6292kJ (26*-242 kJ)

10- À l'aide des équations ci-dessous, calculez la chaleur de combustion de l'ammoniac NH_3 .

12 NH₃ + 21 O₂ ---> 8 HNO₃ + 4 NO + 14 H₂O Réponse: - 4760,4 kJ/mol

Réactions suggérées:

$$NH_3 + 5/4 O_2 ---> NO + 3/2 H_2O$$
 delta $H = -293,3 kJ$

$$NO + 1/2 O_2 ---> NO_2$$
 delta $H = -58.8 \text{ kJ}$

$$NO_2 + 1/3 H_2O ---> 2/3 HNO_3 + 1/3 NO$$
 delta H = - 44,6 kJ

Solution

$$12NH_3 + \frac{15 O_2}{12 O_2} ---> \frac{12 NO}{12 O_2} + \frac{18 H_2O}{12 O_2}$$
 delta H = -3519.6kJ 12*- 293,3 kJ

12NO₂ + 4
$$H_2O$$
 ---> 8 HNO_3 + 4NO delta H = -535.2kj 12*- 44,6 kJ

$$12NO + 6 O_2 ---> 12NO_2$$
 delta H = -705.60 12*- 58,8 kJ

12 NH₃ + 21 O₂ ---> 8 HNO₃ + 4 NO + 14 H₂O Réponse: - 4760,4 kJ/mol

11- Soient les équations suivantes:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} ---> 2 \text{ NO}_{(g)}$$
 delta H = + 181,0 kJ

$$N_{2(g)} + 2 O_{2(g)} ---> 2 NO_{2(g)}$$
 delta H = + 67,8 kJ

$$2 N_{2(g)} + 5 O_{2(g)} ---> 2 N_2 O_{5(g)}$$
 delta H = + 30,2 kJ

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

4 NO
$$_{(q)}$$
 + 3 O_{2 $_{(q)}$ ---> 2 N₂O_{5 $_{(q)}$}}

Réponse: - 331,8 kJ/mol

Solution:

$$2 N_{2(g)} + 5 O_{2(g)} ---> 2 N_2 O_{5(g)}$$
 delta H = + 30,2 kJ

$$4 \text{ NO}_{(g)}$$
 \rightarrow $2N_{2(g)} + 2O_{2(g)}$ delta H = -362kJ 2*- 181,0 kJ

4 NO
$$_{(g)}$$
 + 3 O_{2 $_{(g)}$ ---> 2 N₂O_{5 $_{(g)}$ - 331,8 kJ/mol}}

12- Étant donné les équations suivantes:

$$C_2H_{6(g)} + 7/2 O_{2(g)} ---> 2 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(g)}$$
 delta H = -1437 kJ

$$C_{(s)} + O_{2(q)} ---> CO_{2(q)}$$
 delta $H = -396 \text{ kJ}$

$$2 H_{2(g)} + O_{2(g)} ---> 2 H_{2}O_{(g)}$$
 delta $H = -486 \text{ kJ}$

Calculez la chaleur molaire de formation de l'éthane C₂H₆.

2C (s) + 3 H₂ (g) ---> C₂H₆ (g) Réponse: - 84 kJ/mol

$$2 CO_{2(q)}$$
 + 3 H₂O_(q) → C₂H_{6(q)} + 7/2 O_{2(q)} delta H = +1437 kJ

$$2C_{(s)} + 2O_{2(g)} ---> 2CO_{2(g)}$$
 delta $H = -792 = 2^* - 396 \text{ kJ}$

$$3 H_{2(g)} + 1.5O_{2(g)} ---> 3 H_{2}O_{(g)}$$
 delta $H = -729kJ 1.5*-486 kJ$

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 :

$$2 C_{(s)} + 2 O_{2(g)} ---> 2 CO_{2(g)}$$
 delta $H = -786,2 \text{ kJ}$

$$2 H_{2(g)} + O_{2(g)} ---> 2 H_2O_{(g)}$$
 delta $H = -483,4 \text{ kJ}$

$$C_2H_{6(g)}$$
 ---> 2 C (s) + 3 H_{2(g)} delta H = + 84,5 kJ

Équation de la réaction:

Solution:

$$2 C_2 H_{6 (g)}$$
 \rightarrow $4 C_{(s)} + 6 H_{2 (g)}$ delta $H = + 169 \text{ kJ}$

$$\frac{4 \text{ C}_{(s)}}{4 \text{ C}_{(g)}}$$
 + 4 O_{2 (g)} delta H = -1572.4 kJ

$$6 H_{2 (g)} + 3O_{2 (g)}$$
 \rightarrow $6 H_{2}O_{(g)}$ delta $H = -1450.2kJ$

$$2 C_2 H_{6 (g)} + 7 O_{2 (g)} ---> 4 CO_{2 (g)} + 6 H_2 O_{(g)}$$

Réponse: -2853.6 kj

Chaleur massique pour 1g:

-2853.6 kj
$$\rightarrow$$
 60g

? kj
$$\rightarrow$$
 1g

Regle de 3.... - 47.56kj



Révision : Énergie dans les réactions chimiques

1-On fait brûler 0.62g de P₄. La température de 200g d'eau augmente de 10° C.

a) Calcule la chaleur dégagée

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

b) Calcule la chaleur molaire de combustion

-1,7 x 10³ KJ/ mole

$$\Delta H = -Q$$

$$-8380J - - - - - 0.62g$$

$$? J - - - - - 124g \quad (31g \ x \ 4) \quad rép \ - 1676J$$

2- Quelle masse d'eau absorbe 84 KJ pour passer de 200 C.

à
$$60^{\circ}$$
 C. $84000J/(\frac{4.19J}{gC}*40C)$

≈ 500g

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 10⁵ J

$$Q = 300 * 4.19 * 20 = 2514$$

-25140 $J - - - - 0.1$ mole
? $J - - - - 1$ mole $rép - 251400J$

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 C₂H₆

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

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

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

6- Quelle quantité de chaleur est requise pour décomposer 22g de CO₂ selon l'équation suivante :

$$CO_{2(g)} \rightarrow C_{(s)} + O_{2(g)}$$
 $\Delta H = 394 \text{ KJ}$ 197KJ ou 2,0X10² KJ 44g------394kJ recette 22g -----?

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

CAR $\Delta H > 0$

8- Quelle masse d'acétylène C_2H_2 , faut-il utiliser pour élever de 20° C la température de 300 g d'eau. Rem : Chaleur de combustion de C_2H_2 est 200 KJ/mole **3.27g**