

This is Google's cache of <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/chimie534/exer.htm>. It is a snapshot of the page as it appeared on 22 Oct 2014 02:42:56 GMT. The [current page](#) could have changed in the meantime. [Learn more](#)

Tip: To quickly find your search term on this page, press **Ctrl+F** or **⌘-F** (Mac) and use the find bar.

[Text-only version](#)



## Exercices numériques

---

**Les exercices qui suivent se rapportent aux calculs des chaleurs de réaction et à la loi de Hess.**

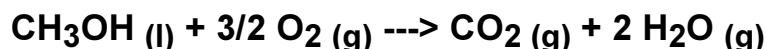
### Pour le calcul des chaleurs de réaction:

1. Utiliser la formule:  $E = m \times c \times \Delta t$
2.  $m$  est la *masse de l'eau* dans le calorimètre.

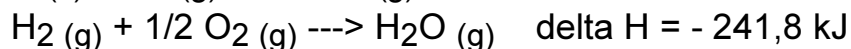
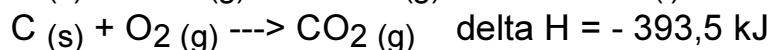
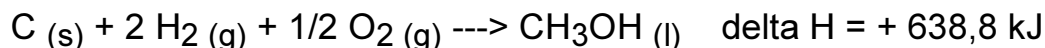
### Pour le calcul de la chaleur d'une réaction inconnue (loi de Hess):

1. Vérifier si les constituants sont du **bon côté** de la réaction.
2. Vérifier si le nombre de mole(s) est **le même** que dans l'équation inconnue.
3. S'assurer que si on a inversé une réaction, on a changé le signe du delta H.
4. Vérifier si **la somme** des équations dont on connaît la chaleur donne l'équation inconnue.

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**

---

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: + 44,1 kJ/mol**

---

3- Soit les équations thermiques suivantes (non balancées):

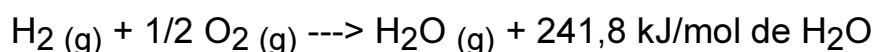
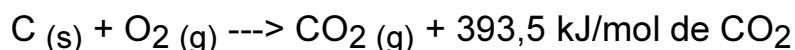
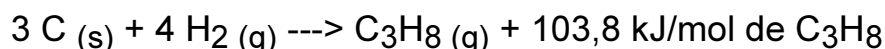


Pour former du dioxyde de carbone, la **chaleur molaire de combustion** du monoxyde de carbone est de:

**Réponse: - 283 kJ/mol**

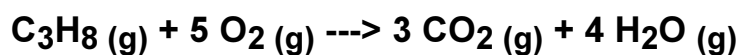
---

4- En vous servant des équations suivantes:



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

Équation de la réaction:



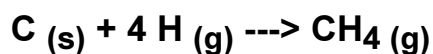
Réponse: - 2043,9 kJ/mol

---

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

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

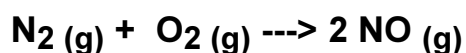
calculez le **delta H** en kJ/mol de CH<sub>4</sub> pour la réaction:



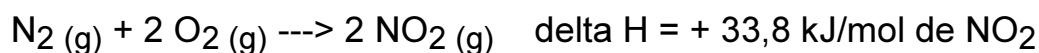
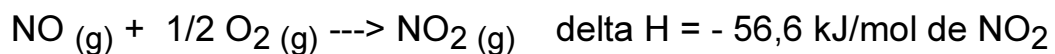
Réponse: - 950,4 kJ/mol

---

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



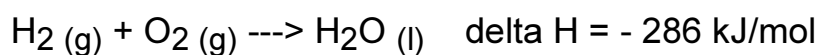
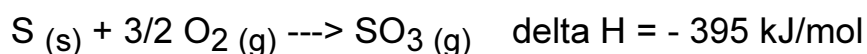
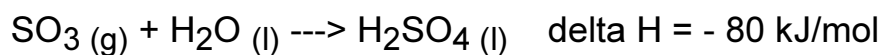
étant donné les équations suivantes:



Réponse: + 147 kJ/mol

---

7- D'après les équations suivantes:



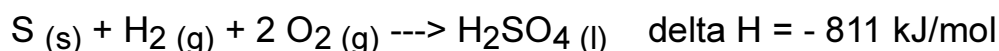
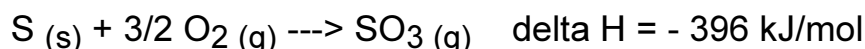
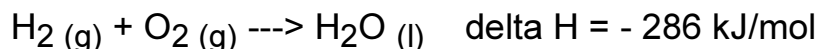
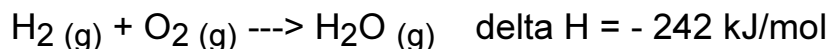
Quelle est la **valeur du delta H** de formation de l'acide sulfurique à partir de ses éléments:



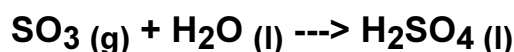
**Réponse: - 761 kJ/mol**

---

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



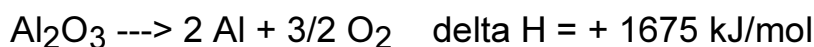
Calculez le **delta H** de la réaction du trioxyde de soufre gazeux avec l'eau:



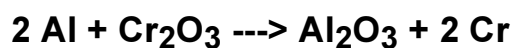
**Réponse: - 129 kJ/mol**

---

9- Sachant que:



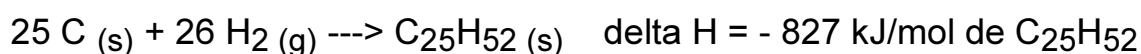
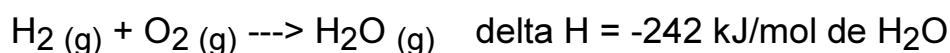
calculez le **delta H** de la réaction représentée par l'équation:



**Réponse: - 545 kJ/mol**

---

10- À l'aide des équations suivantes:



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



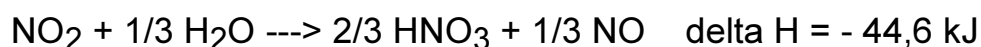
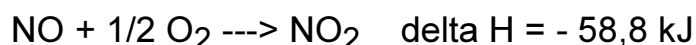
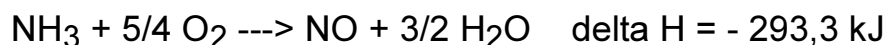
**Réponse: - 15 290 kJ/mol**

---

11- À l'aide des équations ci-dessous, calculez la **chaleur de combustion** de l'ammoniac NH<sub>3</sub>.



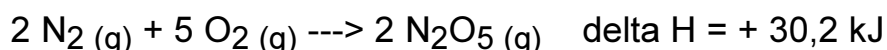
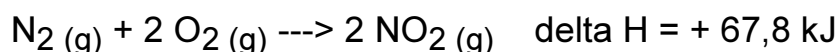
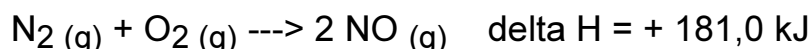
Réactions suggérées:



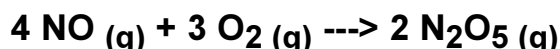
**Réponse: - 4760,4 kJ/mol**

---

12- Soient les équations suivantes:



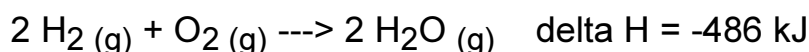
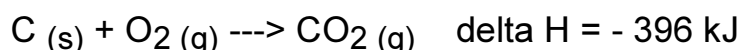
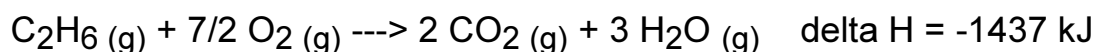
Au moyen des équations ci-dessus, calculez le **delta H** de la réaction représentée par l'équation suivante:



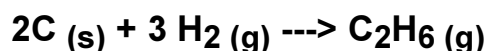
**Réponse: - 331,8 kJ/mol**

---

13- Étant donné les équations suivantes:



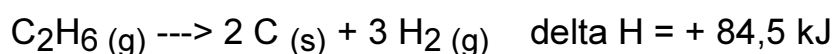
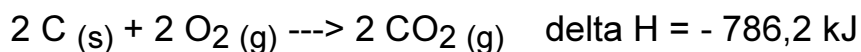
Calculez la **chaleur molaire** de formation de l'éthane C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.



**Réponse: - 84 kJ/mol**

---

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



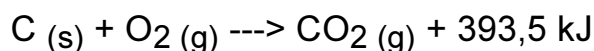
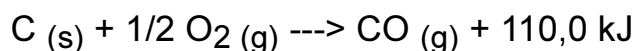
Équation de la réaction:



**Réponse: - 1426,8 kJ/mol**

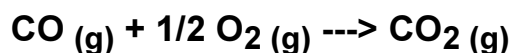
---

15- À l'aide des équations suivantes:



dites quelle est la **chaleur molaire** de combustion du monoxyde de carbone,  $CO(g)$ .

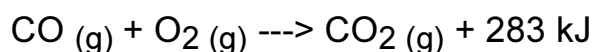
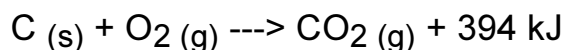
Équation de la réaction:



**Réponse: - 283,5 kJ/mol**

---

16- Les deux équations balancées suivantes sont pour les réactions dans lesquelles le bioxyde de carbone gazeux est produit de la combustion du carbone solide et du monoxyde de carbone.



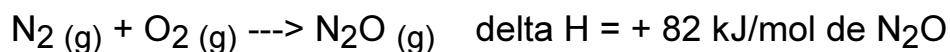
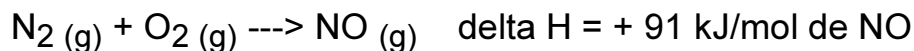
En utilisant ces deux équations, trouvez **combien de chaleur** sera produite dans la réaction suivante:



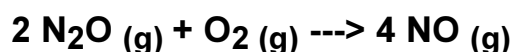
**Réponse: 111 kJ**

---

17- À partir des équations suivantes:



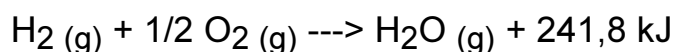
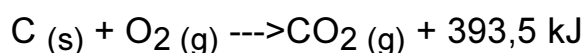
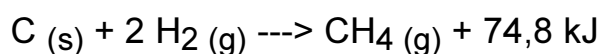
calculez la **chaleur de réaction, delta H**, de la réaction:



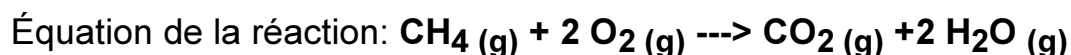
**Réponse: + 200 kJ/mol**

---

18- Soit les équations suivantes:



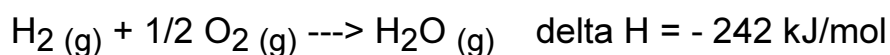
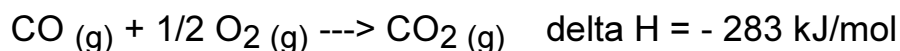
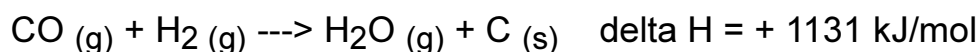
Quelle est la **chaleur molaire** de combustion du méthane,  $\text{CH}_4 (\text{g})$



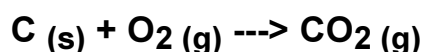
**Réponse: - 802,3 kJ/mol**

---

19- Soient les équations chimiques suivantes:



D'après ces équation, quelle est la **variation d'enthalpie, delta H**, de la réaction suivante ?



**Réponse: - 1656 kJ/mol**

---

20- Voici les résultats expérimentaux obtenus lors de la combustion de 6,0

grammes de carbone dans un calorimètre.

- Masse de l'eau contenu dans le calorimètre: 500 grammes
- Variation de la température au cours de l'expérience: 15° Celsius
- Chaleur spécifique de l'eau: 4,2 J/g.°C

Calculez la **quantité de chaleur** libérée par le carbone à partir de ces données calorimétriques.

**Réponse: 31 500 J**

---

21- Quelle **quantité de chaleur** est requise pour décomposer 22 grammes de dioxyde de carbone, CO<sub>2</sub> ?

Équation: CO<sub>2</sub> (g) → C (s) + O<sub>2</sub> (g)     $\Delta H = + 394 \text{ kJ}$

**Réponse: 197 kJ**

---

22- Un calorimètre contient 230,0 g d'eau à 25 degrés Celsius. Ce calorimètre sert à mesurer la chaleur produite par 0,020 mole de phosphore qui brûle dans un excès d'oxygène. La capacité thermique de l'eau est 4,2 J/g. °C et la chaleur de combustion du phosphore est de 1700 kJ/mol. Si toute la chaleur produite est absorbée par l'eau, quelle **variation de température** l'eau subira-t-elle ?

**Réponse: 35,2 degrés Celsius**

---

23- Soit les données suivantes:

- Masse de Ca(OH)<sub>2</sub> (s) : 3,0 g
- Masse de H<sub>2</sub>O (l) : 100,0 g
- Température initiale de l'eau 20,0 degrés Celsius
- Température finale de l'eau 26,0 degrés Celsius
- Chaleur spécifique de l'eau 4,18 J/g. °C

Calculez le **chaleur** produite par la dissolution de 3,0 g de Ca(OH)<sub>2</sub> dans 100 g d'eau.

**Réponse: 2,51 kJ**

---

24- Déterminez la **quantité de chaleur** produite par la combustion de 4 g de méthane, CH<sub>4</sub>, à l'aide des données calorimétriques suivantes:

- Volume d'eau: 1,00 litre



- Température initiale de l'eau: 20,0 degrés Celsius
- Température finale de l'eau: 32,0 degrés Celsius
- Capacité thermique de l'eau: 4,18 J/g. C

Équation de la réaction:  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

**Réponse: 50,16 kJ**

---

25- On détermine expérimentalement que si 2,28 g d'octane,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , brûle dans un calorimètre, la température de l'eau de ce calorimètre s'élève de 2,4 degrés Celsius. Quelle est la **masse de l'eau** contenue dans le calorimètre, si la quantité de chaleur libérée a été de 102,3 kJ. (Capacité thermique de l'eau = 4,18 J/g. C).

**Réponse: 10,2 kg**

---

26- On fait réagir 0,75 g d'oxyde de magnésium,  $\text{MgO}$ , dans un volume de 100 ml d'une solution de  $\text{HCl}$  1.0 mol/L. La température initiale est de 24,3 degrés Celsius et la température finale est de 30,4 degrés Celsius. Calculez la **quantité d'énergie** libérée par la réaction, sachant que la chaleur massique de l'eau est de 4,19 J/g. C. On considère qu'un gramme de solution occupe un volume d'un millilitre.

**Réponse: 2,5 kJ**

---

27- Un calorimètre reçoit 6285 joules de chaleur grâce à une réaction de dissolution d'un acide dans l'eau. Compte tenu du fait que toute cette chaleur servira uniquement à chauffer l'eau du calorimètre qui a une masse de 300 g, quelle sera la **variation de température** que subira l'eau ?

**Réponse: 5 degrés Celsius**

---

28- Quelle est la **quantité de chaleur** requise pour réchauffer 4,5 g d'eau de 18,0 degrés Celsius à 23,0 degrés Celsius (la capacité thermique de l'eau = 4,2 J/g. C) ?

**Réponse: 94,5 J**

---

29- Un calorimètre reçoit 9450 J de chaleur grâce à la réaction de dissolution d'une base dans l'eau. Compte tenu du fait que toute la chaleur servira uniquement à chauffer l'eau du calorimètre qui a une masse de 150 g, quelle sera la **variation de température** que subira l'eau ? Capacité thermique de l'eau = 4,2 J/g. C

**Réponse: 15 degrés Celsius**

---

30- Un calorimètre contient 120 g d'eau à 23 degrés Celsius. Au cours d'une expérience, l'eau est chauffée jusqu'à une température de 47 degrés Celsius. Trouvez la **quantité de chaleur** qui a été absorbée par l'eau. (Capacité thermique de l'eau = 4,2 J/g. C)

**Réponse: 12 kJ**

---

31- On dissout du NaOH dans l'eau.

- Masse de NaOH (s) utilisé: 2,00 g
- Masse d'eau dans le calorimètre: 100 g
- Variation de la température de l'eau: 5,0 degrés Celsius
- Chaleur massique de l'eau: 4,19 J/g. C

Quelle est la **quantité de chaleur** libérée lors de la dissolution de 2,00 g de NaOH (s) dans l'eau ?

**Réponse: 2095 J**

---

32- Calculez la **quantité de chaleur** dégagée par la combustion d'une mole de propane, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g), à l'aide des données calorimétriques suivantes:

Masse de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g) brûlé: 4,00 g

Masse d'eau dans le calorimètre: 2000 g

Température initiale de l'eau: 20,0 degrés Celsius

Température finale de l'eau: 76,0 degrés Celsius

Chaleur massique de l'eau: 4,19 J/g. C

**Réponse: 5162,08 kJ/mol**

---

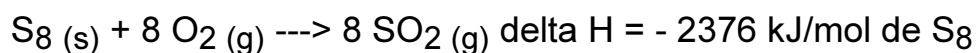
33- À l'aide d'une source d'énergie de 8400 J, on chauffe une masse de 200 g d'eau dont la température initiale est de 20 degrés Celsius. La chaleur spécifique de l'eau est 4,120 J/g. C.

Quelle sera la **température** de cette masse d'eau chauffée ?

**Réponse: 30,19 degrés Celsius**

---

34- Soit la réaction:

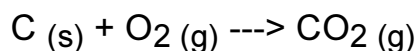


Quelle sera la **quantité de chaleur** impliquée dans cette réaction si on fait brûler 48,0 grammes de soufre solide ?

**Réponse: 445,5 kJ**

---

35- Un calorimètre absorbe 40 kJ au moment de la production de 4,4 grammes de  $\text{CO}_2 (\text{g})$  dans la réaction :



Calculez la **chaleur de la réaction**, en kJ/mol de  $\text{CO}_2$ .

**Réponse: - 400 kJ/mol**

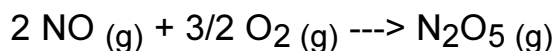
---

36- Trouvez la **variation d'enthalpie** lors de la fusion d'une mole de paraffine.  $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ , si, au cours de la fusion de 10 g de paraffine, la température de 100 ml d'eau d'un calorimètre est passée de 25 degrés Celsius à 28,5 degrés Celsius.

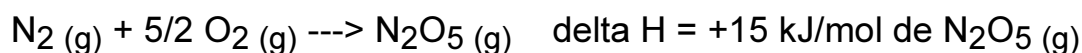
**Réponse: - 52 kJ/mol**

---

37- Soit la réaction:



Calculez la **chaleur molaire** de formation de  $\text{N}_2\text{O}_5 (\text{g})$  de cette réaction à partir des équations ci-dessous.



**Réponse: - 165 kJ/mol**

---

38- Voici une liste de combustibles et leur chaleur de combustion:

Combustible	Chaleur
Méthane ( $\text{CH}_4$ )	- 879,9 kJ/ mol
Éthane ( $\text{C}_2\text{H}_6$ )	- 1424,6 kJ/ mol

Propane (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) - 2053,1 kJ/ mol

Si je voulais utiliser seulement 20 g de combustible, lequel donnerait le **meilleur rendement** ?

**Réponse: méthane**

---

39- La réaction d'une mole de H<sub>2</sub> (g) avec mole de O<sub>2</sub> (g) pour donner de l'eau produit 28,4 x 10<sup>4</sup> Joules. Si l'on forme par ce procédé 10 moles d'eau, quelle sera la **chaleur** dégagée ?

**Réponse: 2840 kJ**

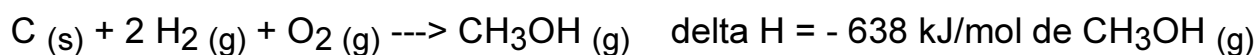
---

40- Calculez la **quantité de chaleur** nécessaire pour faire passer la température d'un kilogramme d'aluminium de 20 degrés Celsius à 50 degrés Celsius. (Chaleur massique de l'aluminium: 0,894 J/g. C)

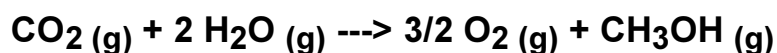
**Réponse: 26,8 kJ**

---

41- À l'aide des équations suivantes:



Calculez la **variation d'enthalpie** de la réaction:



**Réponse: + 325 kJ/mol**

---

42- Une réaction a lieu dans un calorimètre qui contient 160 ml d'eau à 14 degrés Celsius. La chaleur absorbée par l'eau est de 12 750 joules. Quelle sera la **température finale** de l'eau ?

**Réponse: 33 degrés Celsius**

---

43- On brûle 6,0 grammes d'éthane, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (g), dans un calorimètre. La masse de 500 grammes d'eau de l'appareil subit une variation de température de 8,1 degrés Celsius. Calculez la **quantité de chaleur** libérée par la combustion d'une mole d'éthane.

**Réponse: 84,84 kJ**

---

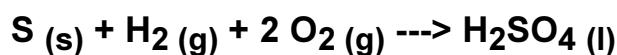
44- Vous devez réchauffer 150 mL de café qui est à une température de 25 degrés Celsius. Pour ce faire, vous ajoutez 50 mL d'eau à une température de 95 degrés Celsius.

Quelle est, alors, la **température** du café ?

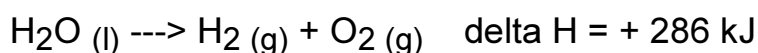
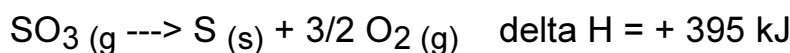
**Réponse: 42,5 degrés Celsius**

---

45- L'équation de formation de l'acide sulfurique, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, à partir de ses éléments est:



Vous devez trouver la **chaleur molaire de réaction, delta H**, lors de la formation de l'acide sulfurique à l'aide des équations suivantes:



**Réponse: - 761 kJ**

---

46- Si la combustion d'une mole de méthanol, CH<sub>3</sub>OH, libère 730 kJ d'énergie, et la combustion d'une mole d'éthanol, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, libère 1370 kJ d'énergie, lequel des deux combustibles **libère le plus d'énergie** par gramme de substance brûlée ?

**Réponse: l'éthanol, 29,8 kJ/g**

---

Cliquez pour [Imprimer](#) cette page!

Cliquez pour [Imprimer](#) cette page!

<a href="#">Plan des notes de cours</a>	<a href="#">Module 3</a>	<a href="#">Changements physiques et chimiques</a>	<a href="#">Réactions endo et exothermiques</a>	<a href="#">Transfert d'énergie</a>	<a href="#">Chaleur de dissolution</a>	<a href="#">Chaleur de neutralisation</a>	<a href="#">Loi de Hess</a>	<a href="#">Représentations graphiques</a>
---	--------------------------	--	---	-------------------------------------	--	---	-----------------------------	--

 [Vers le haut de la page!](#)

 [CyberScol](#)

Chimie 534: Les notes de cours

 [Info](#)

---

*Page mise à jour : le 7 mars 2005*

© Copyright 1997-2005

Tous droits réservés à l'Association québécoise des utilisateurs de l'ordinateur au primaire-secondaire (AQUOPS-CyberScol).

Conçu par [André St-Onge](#) et administré par [Marc Richard](#).