

Chimie BI – réactions endothermiques et exothermiques – exercices

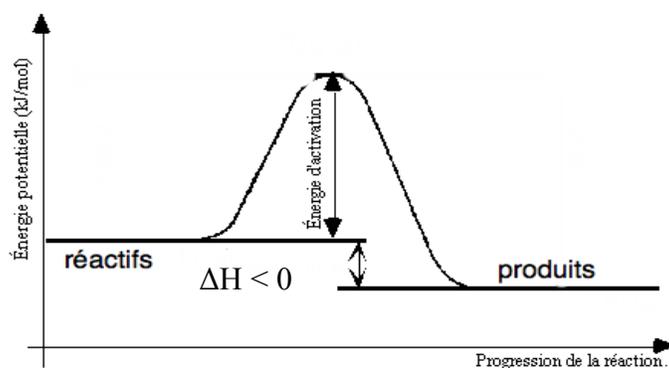
- Un étudiant mélange deux réactifs dans un tube à essai qu'il tient en mains. Décris ce qui se passe si :
 - la réaction est endothermique : **le tube refroidit**
 - la réaction est exothermique : **le tube chauffe**
- Donne deux exemples de la vie courante de réactions endothermiques et exothermiques :
 - réactions endothermiques : **nettoyant pour claviers / réfrigérateurs**
 - réactions exothermiques : **chauffage / explosions / Drano**
- Écris une équation pour la combustion complète (excès d'oxygène) des substances suivantes :
 - potassium **$K(s) + O_2(g) \rightarrow KO_2(s)$**
 - fer **$2Fe(s) + O_2(g) \rightarrow 2FeO(s)$**
 - magnésium **$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$**
 - soufre **$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(s)$**
 - azote **$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(s)$**
 - éthanol **$C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$**
 - méthane **$2CH_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(l)$**
 - octane **$2C_8H_{18}(l) + 25O_2(g) \rightarrow 16CO_2(g) + 18H_2O(l)$**
- Définis si les réactions suivantes sont endothermiques ou exothermiques :
 - l'évaporation de l'eau. **endothermique**
 - le gel de l'eau. **exothermique**
 - la fonte de la glace. **endothermique**

- d. $\text{HCl(g)} + 92,3 \text{ kJ} \rightarrow \frac{1}{2}\text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2}\text{Cl}_2\text{(g)}$ **endothermique**
- e. $2\text{C(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2\text{(g)}$ $\Delta\text{H} = 226,7 \text{ kJ}$ **endothermique**
- f. $4\text{NH}_3\text{(g)} + 5\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 6\text{H}_2\text{O(g)} + 4\text{NO(g)}$ $\Delta\text{H} = - 905 \text{ kJ}$ **exothermique**

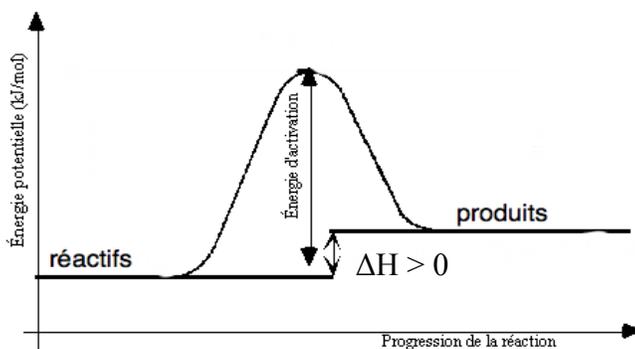
5. Définis si les réactions suivantes sont endothermiques ou exothermiques :

- a. $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{Y} + \text{Z}$ $\Delta\text{H} > 1$ **endothermique**
- b. $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{Y} + \text{Z}$ ΔH négative **exothermique**
- c. $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{Y} + \text{Z} + \text{chaleur}$ **exothermique**
- d. $\text{X} + \text{Y} + \text{chaleur} \rightarrow \text{Y} + \text{Z}$ **endothermique**

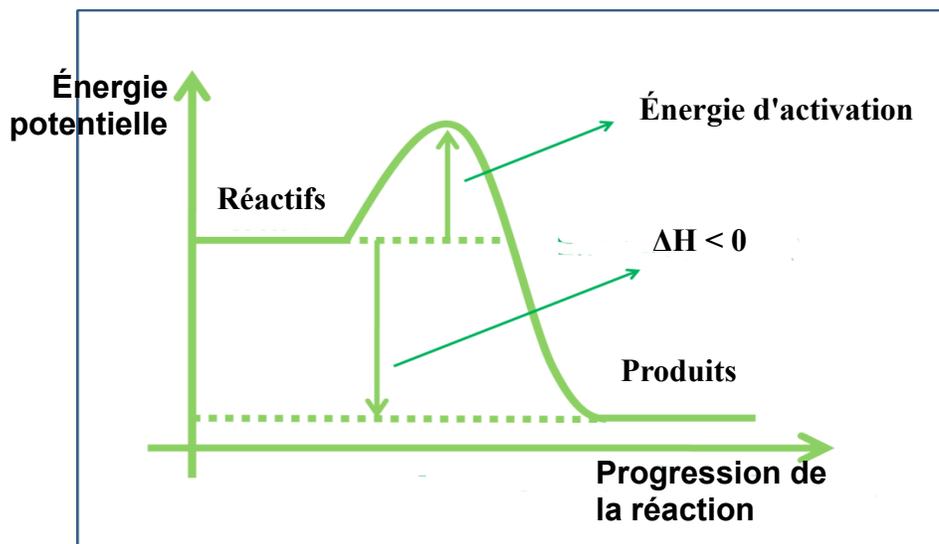
6. Dessine le diagramme de l'énergie potentielle d'une réaction exothermique :



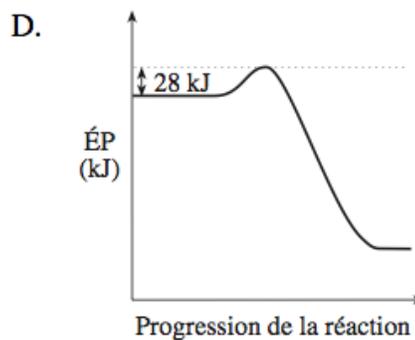
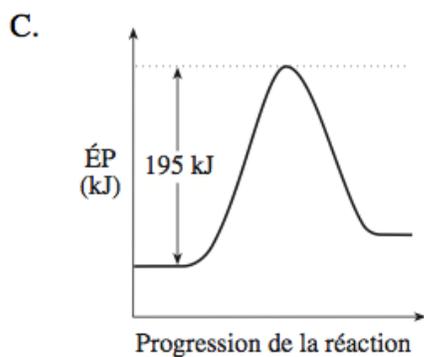
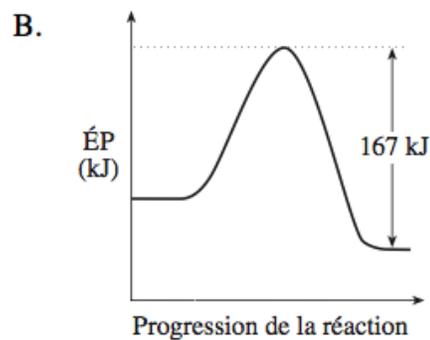
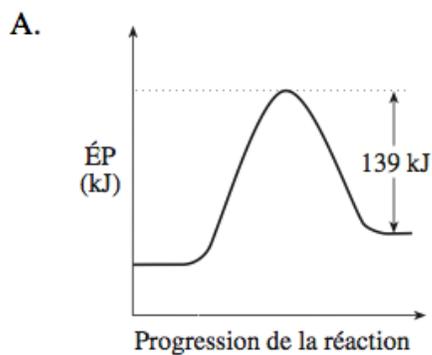
7. Dessine le diagramme de l'énergie potentielle d'une réaction endothermique :



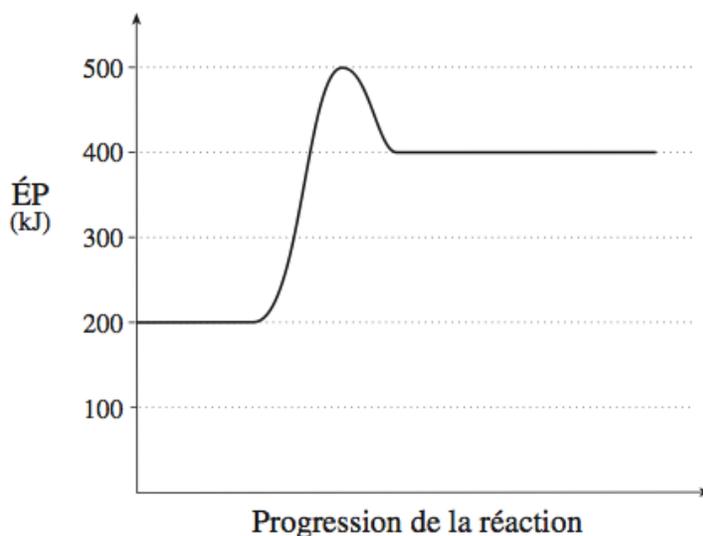
8. Soit le diagramme d'énergie potentielle suivant. Annote-le.
La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?



9. L'énergie d'activation d'une réaction est de 167 kJ. Quel diagramme d'énergie potentielle représente le mieux cette réaction ? **A**



10. Soit le diagramme d'énergie potentielle suivant.



S'agit-il d'une réaction endothermique ou exothermique ? **endothermique**

Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction ? **200 kJ**

Quelle est l'énergie d'activation de la réaction ? **300 kJ**

Quelle est l'énergie potentielle des produits ? **400 kJ**

Quelle est l'énergie d'activation de la réaction inverse ? **100 kJ**

Chimie BI – calorimétrie – exercices

Attention aux chiffres significatifs 🥵

1. On chauffe 100,0 g d'éthanol de 25,0 à 50,0°C. Sachant que la chaleur massique de l'éthanol est de 2460 J. kg⁻¹.K⁻¹, calcule la quantité de chaleur que l'éthanol a gagné.

$$Q = 6150 \text{ J}$$

2. Un bécher contient 50 g d'un liquide à la température ambiante. On chauffe le bécher jusqu'à ce que le liquide gagne 10 °C. Un deuxième bécher contient 100 g du même liquide à la température ambiante. On chauffe également ce bécher jusqu'à ce que le liquide gagne 10 °C. Dans quel bécher le liquide gagne-t-il la plus grande quantité de chaleur ?

Deuxième bécher

3. Quelle quantité de chaleur est requise pour élever la température de 789 g d'ammoniaque liquide de 25,0 °C à 82,7 °C ? (chaleur massique de l'ammoniaque liquide = 4 700 J. kg⁻¹.K⁻¹).

$$Q = 210 \text{ kJ}$$

4. Une substance solide a une masse de 250,00 g. Elle est refroidie de 25,00 °C et perd 4937,50 J de chaleur. Quelle est sa chaleur massique ? Détermine de quelle substance il s'agit.

$$C = 7,900 \times 10^2 \text{ J. kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

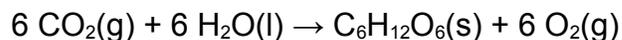
5. On chauffe une pièce de métal qui a une masse de 14,9 g à 98,0 °C. Quand on place le métal dans 75,0 g d'eau à 20,0°C, la température de l'eau augmente jusqu'à 28,5 °C. Quelle est la chaleur massique du métal ?

$$C = 2,57 \times 10^2 \text{ J. kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

6. Quand 0,050 moles d'acide nitrique réagissent avec 0,050 moles d'hydroxyde de potassium, la température du système augmente de 13,7 °C. Sachant que la capacité thermique du système est de 209,2 J.°C⁻¹, calcule l'enthalpie de la réaction en kJ.mol⁻¹.

$$\Delta H = - 57 \text{ kJ}$$

7. Soit la réaction suivante :



$$\Delta H = 2824 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Quelle est la variation d'enthalpie occasionnée par la production de 100,0 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

$$\Delta H = 1569 \text{ kJ}$$

8. 100,0 cm³ d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration 1,00 mol.dm⁻³ réagissent avec 100,0 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1,00 mol.dm⁻³. La température du système augmente de 6,82°C. Calcule la variation d'enthalpie de cette réaction.

$$\Delta H = - 57 \text{ kJ}$$

9. La même expérience est reproduite mais avec seulement 50,0 cm³ de chacun des réactifs. Calcule la variation de température du système.

$$\Delta T = 6,81$$

10. Quand 1,00 g de chlorure de magnésium est dissous dans 50,0 cm³ d'eau, la température du système augmente de 21,5°C à 29,1°C.

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

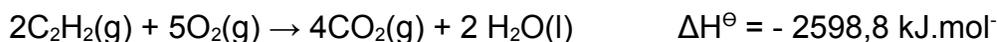
Chimie BI – loi de Hess – exercices

1. Calcule la variation d'enthalpie lors de la conversion du graphite en diamant sachant que :
- $$\text{C(s, graphite)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\ominus = - 393 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$
- $$\text{C(s, diamant)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\ominus = - 395 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H = 2 \text{ kJ/mol}$$

2. Calcule la variation d'enthalpie de formation de l'acétylène à partir de ses éléments :
- $$2 \text{ C(graphite)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$$

sachant que :

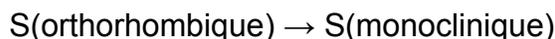


$$\Delta H = 226,6 \text{ kJ/mol}$$

3. Sachant que :

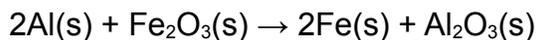


calcule l'enthalpie pour la réaction suivante :



$$\Delta H = 0,3 \text{ kJ/mol}$$

4. Calcule la variation d'enthalpie pour la réaction suivante :

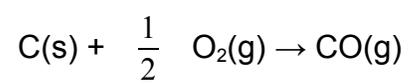


sachant que :



$$\Delta H = - 847,6 \text{ kJ/mol}$$

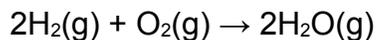
5. L'enthalpie de combustion du C(s) est de -393 kJ/mol.
L'enthalpie de combustion du CO(g) est de -283 kJ/mol.
Calcule la variation d'enthalpie de la réaction :



$$\Delta H = - 110 \text{ kJ/mol}$$

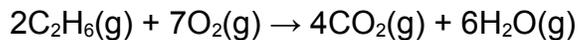
Chimie BI – enthalpies de liaison – exercices

1. Calcule la variation d'enthalpie de la combustion de l'hydrogène gazeux :



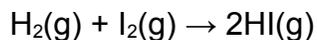
$$\Delta H = - 482 \text{ kJ/mol}$$

2. Calcule la variation d'enthalpie de la réaction suivante :



$$\Delta H = - 2842 \text{ kJ/mol}$$

3. Calcule la variation d'enthalpie de la réaction suivante :



$$\Delta H = - 9 \text{ kJ/mol}$$

4. Calcule l'enthalpie de liaison du lien Cl – F sachant que :

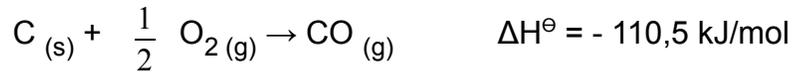


et en recherchant l'enthalpie de liaison du lien F-F dans le tableau en annexe.

$$\Delta H = 125 \text{ kJ/mol}$$

Chimie BI – thermochimie – exercices de révision

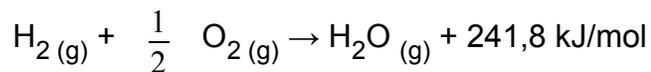
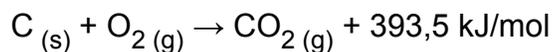
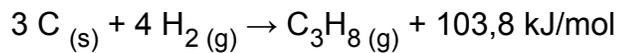
1. Soit les équations thermiques suivantes:



calcule l'enthalpie de combustion du monoxyde de carbone.

$$\Delta H = - 283 \text{ kJ/mol}$$

2. En te servant des équations suivantes:



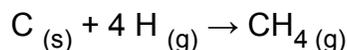
Calcule l'enthalpie de combustion du propane C_3H_8 .

$$\Delta H = - 2043,9 \text{ kJ/mol}$$

3. En te référant à la table des données suivantes:

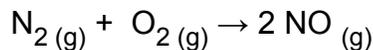
| Équations | ΔH^\ominus (kJ/mol) |
|--|-----------------------------|
| $2 \text{H}_{(g)} \rightarrow \text{H}_{2(g)}$ | - 437,6 |
| $2 \text{O}_{(g)} \rightarrow \text{O}_{2(g)}$ | - 496,8 |
| $\text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_4(g)$ | - 75,2 |
| $\text{C}_{(g)} + 4 \text{H}_{(g)}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

calcule le ΔH^\ominus en kJ/mol de CH_4 pour la réaction:

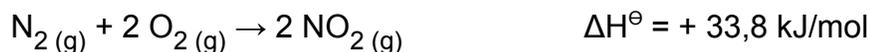


$$\Delta H = - 950,4 \text{ kJ/mol}$$

4. Trouve l'enthalpie de formation de $\text{NO}_{(g)}$ selon l'équation:

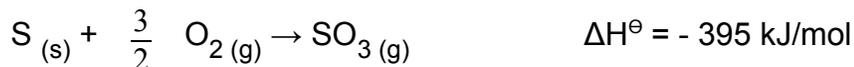
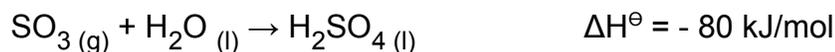


étant donné les équations suivantes:

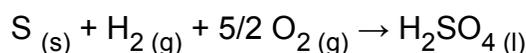


$$\Delta H = 147 \text{ kJ/mol}$$

5. D'après les équations suivantes:

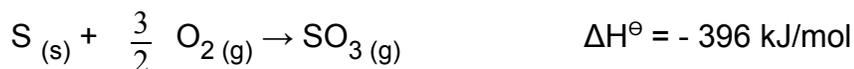
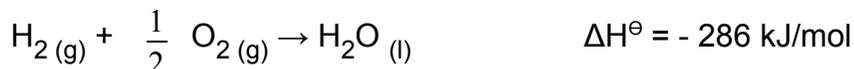


Quelle est la valeur du ΔH de formation de l'acide sulfurique à partir de ses éléments:

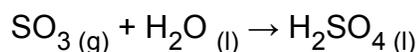


$$\Delta H = -761 \text{ kJ/mol}$$

6. À l'aide des équations thermiques ci-dessous:

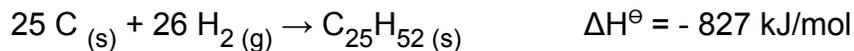
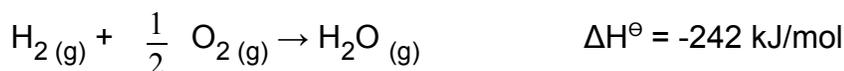


Calcule le ΔH de la réaction du trioxyde de soufre gazeux avec l'eau:

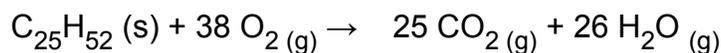


$$\Delta H = -129 \text{ kJ/mol}$$

7. À l'aide des équations suivantes:



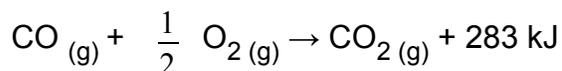
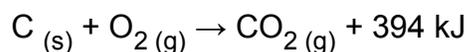
Calcule la chaleur molaire, ΔH , de la combustion de la cire à chandelle, $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.



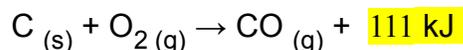
$$\Delta H = -15\,290 \text{ kJ/mol}$$

8. Les deux équations suivantes représentent les réactions dans lesquelles le dioxyde de carbone gazeux est produit lors de la combustion du carbone solide et

du monoxyde de carbone.



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



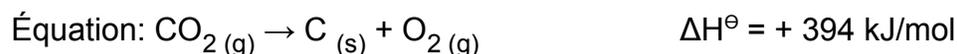
9. Voici les résultats expérimentaux obtenus lors de la combustion de 6,0 grammes de carbone dans un calorimètre.

- 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: 4,18 J/g.°C

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

31350 J

10. Quelle quantité de chaleur est requise pour décomposer 22 grammes dioxyde de carbone, CO_2 ?



197 kJ

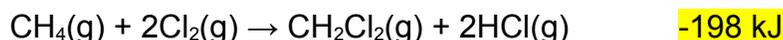
11. On détermine expérimentalement que si 2,28 g d'octane, C_8H_{18} , brûlent dans un calorimètre, la température de l'eau de ce calorimètre s'élève de 2,4 degrés Celsius. Quelle est la masse de l'eau contenue dans le calorimètre, si la quantité de chaleur libérée a été de 102,3 kJ?

10,2 kg

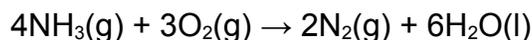
12. On fait réagir 0,75 g d'oxyde de magnésium, MgO , dans un volume de 100 ml d'une solution de HCl 1.0 mol/L. La température initiale est de 24,3 degrés Celsius et la température finale est de 30,4 degrés Celsius. Calcule la quantité d'énergie libérée par la réaction.

2,5 kJ

13. Utilise le tableau en annexe pour calculer la variation d'enthalpie de la réaction suivante :



14. Calcule la variation d'enthalpie de la réaction suivante :

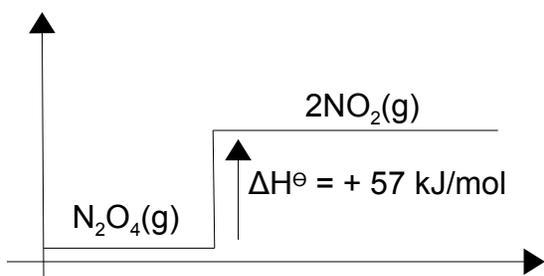


sachant que l'enthalpie de formation de l'ammoniaque gazeux est de - 46 kJ/mol et que celle de l'eau liquide est de - 286 kJ/mol.

$$(-286 \times 6) - (-46 \times 4) = -1532 \text{ kJ}$$

15. Soit la réaction : $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ $\Delta H^\ominus = + 57 \text{ kJ/mol}$

Dessine le diagramme d'énergie potentielle de cette réaction et détermine si N_2O_4 est plus stable que NO_2 .



11. Enthalpies de liaison et enthalpies moyennes de liaison à 298 K

Liaisons simples (kJ mol⁻¹)

| | Br | C | Cl | F | H | I | N | O | P | S | Si |
|----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| Br | 193 | 285 | 219 | 249 | 366 | 178 | | 201 | 264 | 218 | 330 |
| C | 285 | 346 | 324 | 492 | 414 | 228 | 286 | 358 | 264 | 289 | 307 |
| Cl | 219 | 324 | 242 | 255 | 431 | 211 | 192 | 206 | 322 | 271 | 400 |
| F | 249 | 492 | 255 | 159 | 567 | 280 | 278 | 191 | 490 | 327 | 597 |
| H | 366 | 414 | 431 | 567 | 436 | 298 | 391 | 463 | 322 | 364 | 323 |
| I | 178 | 228 | 211 | 280 | 298 | 151 | | 201 | 184 | | 234 |
| N | | 286 | 192 | 278 | 391 | | 158 | 214 | | | |
| O | 201 | 358 | 206 | 191 | 463 | 201 | 214 | 144 | 363 | | 466 |
| P | 264 | 264 | 322 | 490 | 322 | 184 | | 363 | 198 | | |
| S | 218 | 289 | 271 | 327 | 364 | | | | | 266 | 293 |
| Si | 330 | 307 | 400 | 597 | 323 | 234 | | 466 | | 293 | 226 |

Liaisons multiples (kJ mol⁻¹)

| | | |
|---------------------------------|---------|---------|
| C=C 614 | C≡N 890 | N≡N 945 |
| C≡C 839 | C=O 804 | N=O 587 |
| C=C (dans le benzène) 507 | C=S 536 | O=O 498 |
| C=N 615 | N=N 470 | S=S 429 |