
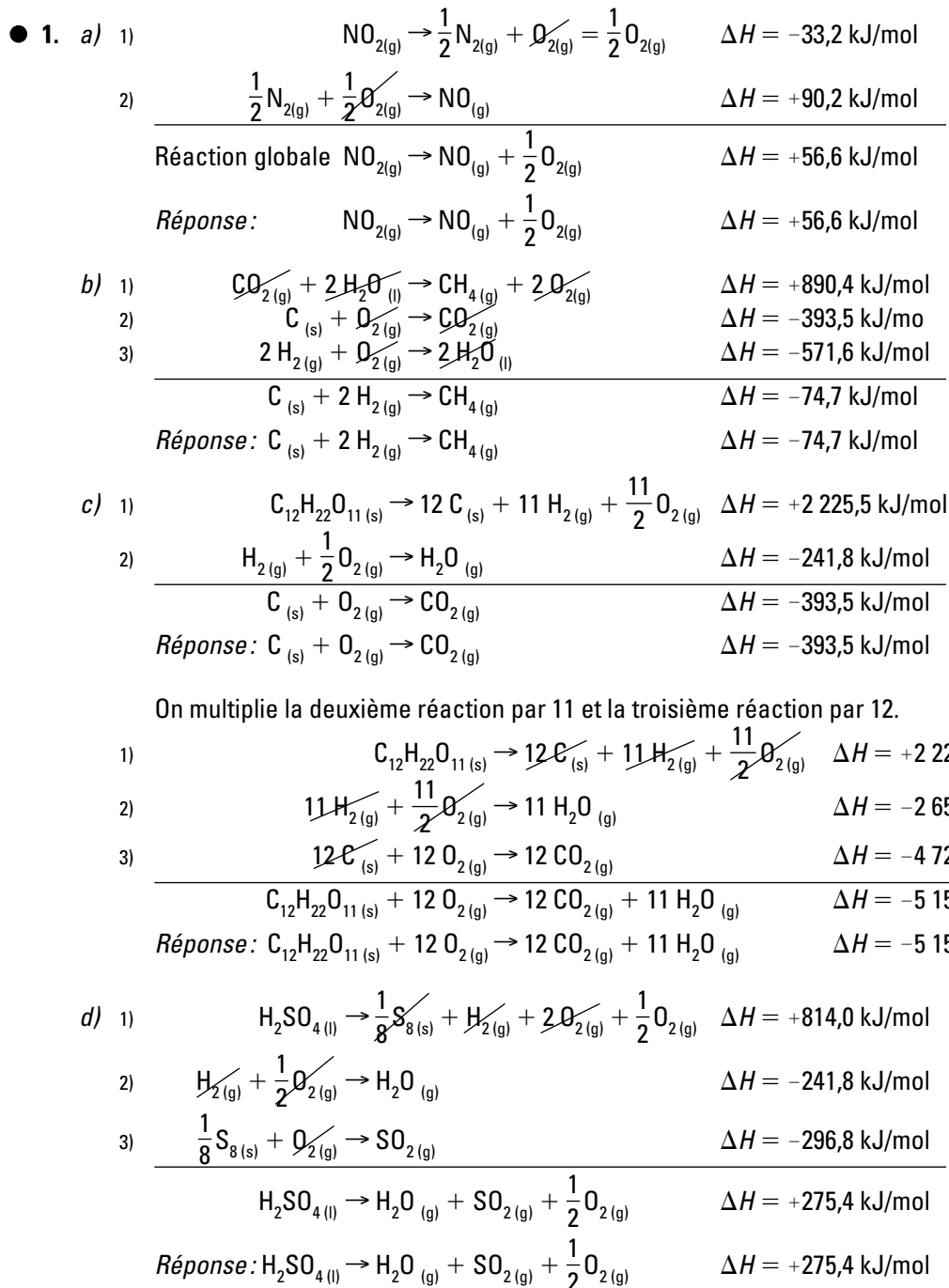
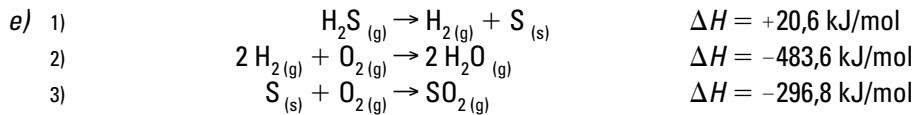
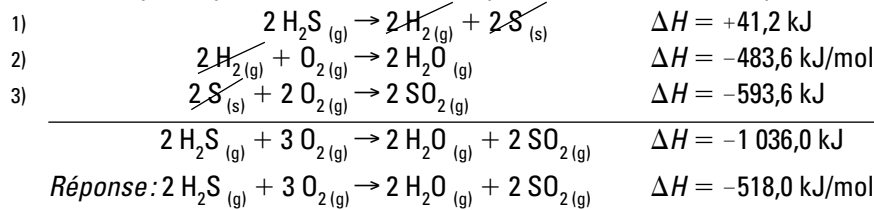


POUR FAIRE LE POINT
Chapitre 7
La loi de Hess
 Manuel, p. 208 et 209


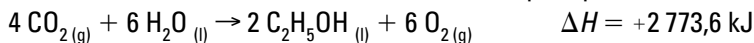


On multiplie la première réaction ainsi que la troisième réaction par 2.

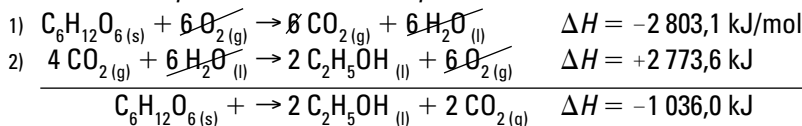


● 2. 1. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale :

Il faut inverser la deuxième réaction et la multiplier par 2.



2. Addition des équations thermochimiques :

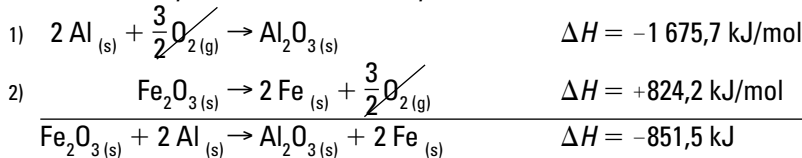


3. Conversion de la valeur d'enthalpie de la réaction globale en chaleur molaire :

On a $-29,5 \text{ kJ}$ pour deux moles d'éthanol, ce qui donne $-14,75 \text{ kJ/mol}$.

Réponse: La chaleur molaire de formation de l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) est de $-14,8 \text{ kJ/mol}$.

● 3. 1. Addition des équations thermochimiques :



2. Conversion de la valeur d'enthalpie de la réaction globale en chaleur molaire :

On a $-851,5 \text{ kJ}$ pour une mole de Fe_2O_3 , ce qui donne $-851,5 \text{ kJ/mol}$.

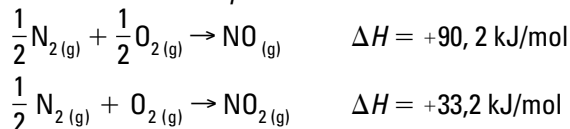
Réponse: La chaleur molaire de la réaction est de $-851,5 \text{ kJ/mol}$.

■ 4. Puisque l'enthalpie standard d'un élément est donnée en kJ/mol, il faut donc diviser par 2 la valeur donnée d'enthalpie de la réaction de décomposition du dihydrogène (H_2), car deux moles sont formées lors de cette réaction.

$\frac{434,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 217,3 \text{ kJ/mol}$

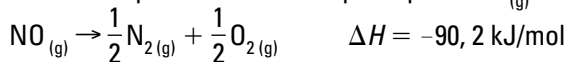
- 5. a) 4 e) 120 kJ/mol h) Endothermique
 b) 3 f) +30 kJ/mol i) -10kJ/mol
 c) 4 g) -40 kJ/mol j) Exothermique
 d) 70 kJ/mol

■ 6. a) 1. Présentation des équations des réactions élémentaires :

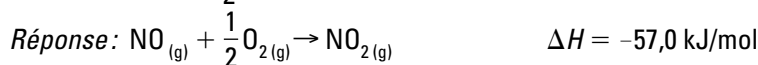
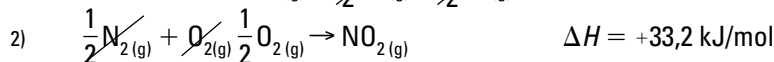
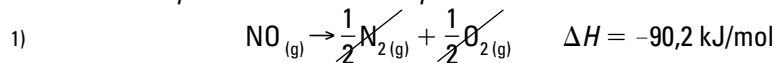


2. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale :

Inverser la première réaction pour que le $\text{NO}_{(g)}$ se retrouve du côté des réactifs.



3. Addition des équations thermochimiques :



b) 1. Présentation des équations des réactions élémentaires :

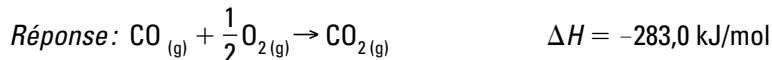
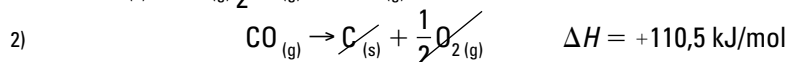
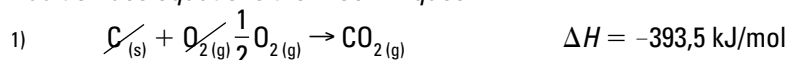


2. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale :

Inverser la deuxième réaction pour que le $\text{CO}_{(g)}$ se retrouve du côté des réactifs.

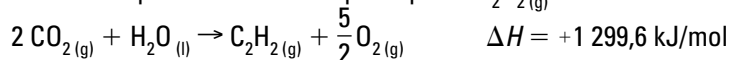


3. Addition des équations thermochimiques :



■ 7. 1. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale :

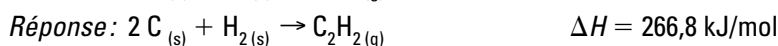
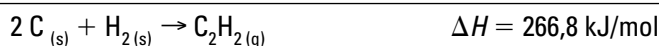
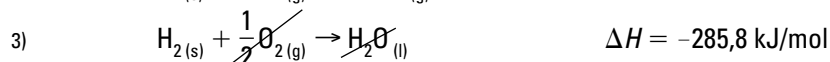
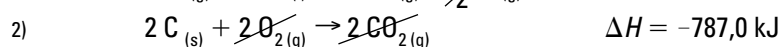
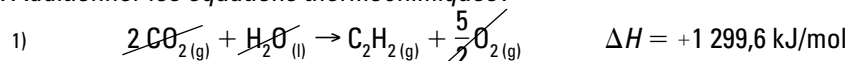
Inverser la première réaction pour que le $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$ se retrouve du côté des produits.



Multiplier la deuxième réaction par 2.



2. Additionner les équations thermochimiques :



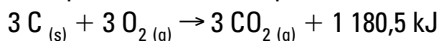
■ 8. Le graphique b).

■ 9. 1. Choix des bonnes équations :

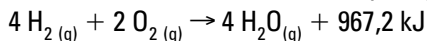
Les réactions 2), 3) et 4) doivent être choisies pour répondre à la question.

2. Manipulation des équations de manière à pouvoir obtenir l'équation globale :

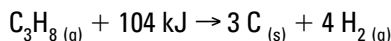
Multiplier la réaction 2) par 3.



Inverser la réaction 3) et la multiplier par 4.

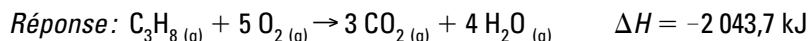
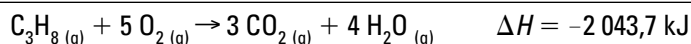
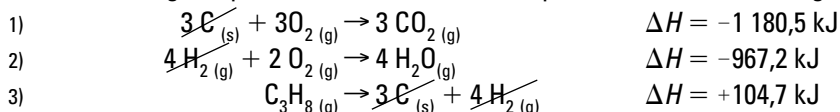


Inverser la réaction 4).



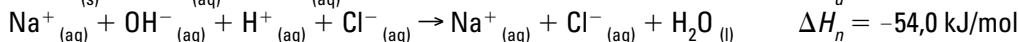
3. Addition des équations thermochimiques :

Additionner algébriquement ces trois réactions pour obtenir la réaction globale suivante.

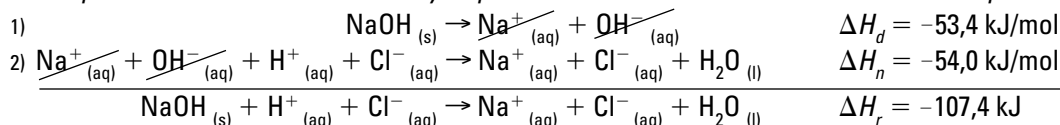


- ◆ 10. La réaction inverse étant la combustion du glucose, il sera alors possible de déterminer sa variation d'enthalpie. On doit ensuite inverser le signe du ΔH pour obtenir la variation d'enthalpie de la réaction de photosynthèse.

- ★ 11. Déterminer les équations thermochimiques de dissolution de l'hydroxyde de sodium (NaOH_(s)) et de neutralisation d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique.



1. Addition des deux réactions pour obtenir l'équation globale de neutralisation de l'hydroxyde de sodium solide par une solution d'acide chlorhydrique et la chaleur molaire de la réaction correspondante :



2. Convertir la valeur d'enthalpie de la réaction globale en chaleur molaire :

On a -107,4 kJ pour une mole d'hydroxyde de sodium, ce qui donne -107,4 kJ/mol.

- ★ 12. Note : À la question 12, on devrait lire : « C_{diamant} + O_{2(g)} → CO_{2(g)} ΔH = -395,4 kJ/mol ».

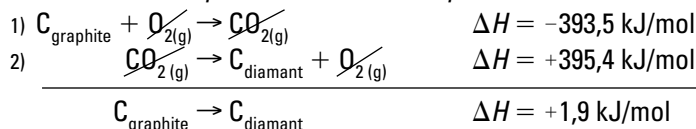
Il faut d'abord calculer la variation d'enthalpie de la réaction de transformation du graphite en diamant.

1. Manipulation des équations pour pouvoir obtenir l'équation globale :

Inverser la seconde réaction pour que le C_{diamant} se retrouve du côté des produits.



2. Additionner les équations thermochimiques :



Étant donné que la variation d'enthalpie de formation du diamant est positive, on peut déduire que le carbone sous forme de diamant est moins stable que le graphite. Par conséquent, l'état standard du carbone est le graphite.