

Correction des Exercices

a) Energie et ΔH

1 À la lecture des équations des réactions suivantes préciser si les réactions suivantes sont exothermiques ou endothermiques :

Pour en juger, il suffit de se souvenir que :

– la réaction exothermique se traduit par l'équation : $R \rightarrow P + E$ et $\Delta H < 0$

– la réaction endothermique se traduit par l'équation : $R + E \rightarrow P$ et $\Delta H > 0$

- a) $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$ $\Delta H < 0$ exothermique
- b) $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NH}_{3(g)} + 92 \text{ kJ}$ exothermique
- c) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$ $\Delta H < 0$ exothermique
- d) $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ $\Delta H > 0$ endothermique
- e) $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{(g)}$ $\Delta H = +180 \text{ kJ}$ endothermique
- f) $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\Delta H = -891 \text{ kJ}$ exothermique
- g) $\text{N}_{2(g)} + 2\text{O}_{2(g)} + 66 \text{ kJ} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$ endothermique
- h) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$ $\Delta H > 0$ endothermique

2 Soit les réactions suivantes :

- a) dissociation endothermique de $\text{NaNO}_{3(s)}$ dans l'eau.
- b) dissociation exothermique de $\text{KOH}_{(s)}$ dans l'eau.
- c) combustion du soufre.

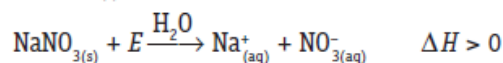
Pour chacune des réactions :

– écrire l'équation ;

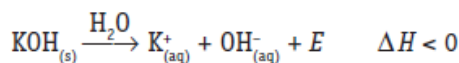
– placer adéquatement le symbole E pour signifier que le phénomène est exothermique ou endothermique ;

– donner le signe de ΔH .

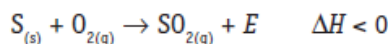
- Dissolution endothermique de $\text{NaNO}_{3(s)}$ dans l'eau.



- Dissolution exothermique de $\text{KOH}_{(s)}$ dans l'eau.



- Combustion du soufre.



3 Certaines indications dans les deux diagrammes d'enthalpie ci-après sont fausses. Rectifier les erreurs.

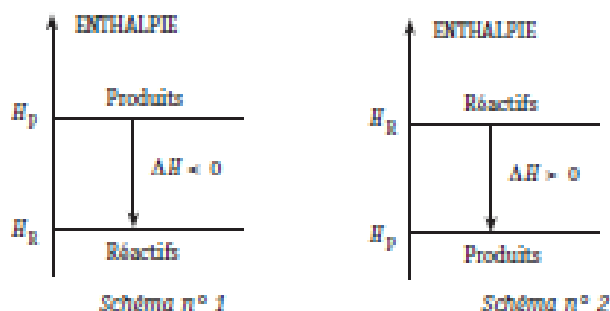


Schéma n° 1.

Ce diagramme d'enthalpie nous montre que l'enthalpie des produits est supérieure à celle des réactifs.

Dans ce cas, $\Delta H = H_P - H_R$ est positif ; dès lors, $\Delta H > 0$ (et non plus petit que zéro comme mentionné sur le schéma n° 1).

Ce schéma visualise la variation d'enthalpie d'une réaction endothermique.

Schéma n° 2.

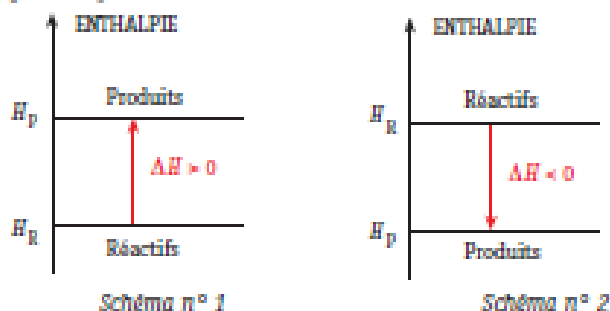
Ce diagramme d'enthalpie nous montre que l'enthalpie des réactifs est supérieure à celle des produits.

Dans ce cas, $\Delta H = H_P - H_R$ est négatif ; et dès lors $\Delta H < 0$ (et non plus grand que zéro comme mentionné sur le schéma n° 2).

Ce schéma visualise la variation d'enthalpie d'une réaction exothermique.

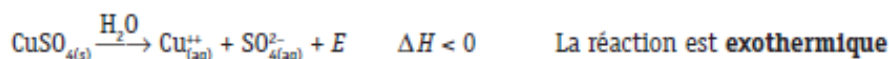
Par ailleurs, dans un diagramme d'enthalpie, la flèche est toujours dirigée dans le sens $H_R \rightarrow H_P$ correspondant au sens de la réaction qui a toujours lieu dans le sens $R \rightarrow P$; en conséquence, la flèche doit changer de sens dans le premier schéma (de gauche).

Diagrammes d'enthalpie corrigés :



5 Lorsqu'on dissout du CuSO_4 anhydre dans l'eau, la température de la solution s'élève.

a) Écrire l'équation de la réaction de dissociation dans l'eau.

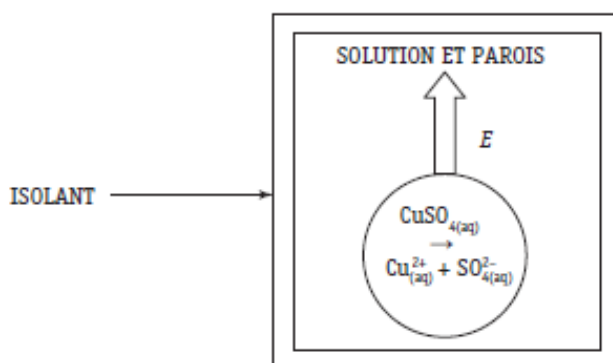


b) À partir du principe de conservation de l'énergie, citer quelle(s) partie(s) du système gagne(nt) de l'énergie et quelle(s) partie(s) en perd(ent).

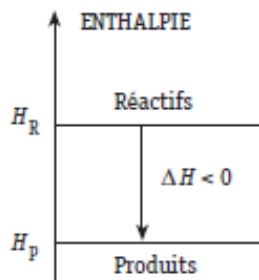
Les parois du récipient isolé et la solution reçoivent de l'énergie ; cette énergie¹ provient en totalité du CuSO_4 qui se transforme.

Puisque c'est le réactif qui perd de l'énergie, son enthalpie est donc supérieure à celle des produits ; donc $H_R > H_P$ et $\Delta H = H_P - H_R$ est négatif ; donc $\Delta H < 0$.

c) Dessiner un schéma illustrant l'échange d'énergie entre les différentes parties du système.



d) Tracer le diagramme d'enthalpie.



b) Détermination de la valeur de ΔH par calorimétrie

1 Dans un récipient en frigolite, on verse 200 g d'eau pure à 20,0 °C et ensuite 4,30 g de sulfate de cuivre(II) anhydre (CuSO_4) à la même température.

La température finale de la solution est alors de 22,4 °C.

a) Calculer Q de dissociation du CuSO_4 ($c_{\text{solution}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$).

b) Calculer $\Delta H_{\text{molaire}}$ de réaction.

• Données :

$$c_{\text{solution}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$$

$$Q_{\text{solution}} = c_{\text{solution}} \cdot m_{\text{solution}} \cdot \Delta t$$

$$\Delta t = t_{\text{finale}} - t_{\text{initiale}}$$

$$M_{\text{CuSO}_4} = (63,55 + 32,06 + 16,00 \cdot 4) \text{ g.mol}^{-1} \text{ soit à } 159,61 \text{ g.mol}^{-1}$$

m_{solution}	t_i	t_f
0,2043 kg	20,0 °C	22,4 °C

• Q de dissociation du CuSO_4 :

Si la température de la solution précitée augmente de 2,4 °C et si la masse de cette solution est de 0,2043 kg, la formule utilisée pour mesurer la chaleur libérée par la dissociation de CuSO_4 et absorbée par la solution dont la capacité calorifique $c = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$, est :

$$Q_{\text{solution}} = c_{\text{solution}} \cdot m_{\text{solution}} \cdot \Delta t = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1} \cdot 0,2043 \text{ kg} \cdot (22,4 - 20,0) \text{ °C} = 2,05 \text{ kJ}$$

pour 4,3 grammes de sulfate de cuivre.

• Pour calculer le Q_{molaire} de dissociation, il faudra ramener ce résultat à une mole de sulfate de cuivre :

$$Q_{\text{molaire}} \text{ de dissociation} = Q_{\text{solution}} / n$$

n est le nombre de moles de réactif utilisé lors de l'expérience.

$$n = m/M = 4,3 \text{ g} / 159,61 \text{ g.mol}^{-1} = 0,0269 \text{ mol.}$$

$$Q_{\text{molaire}} \text{ de dissociation} = 2,05 \text{ kJ} / 0,0269 \text{ mol} = 76,1 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

• Pour déduire la valeur de $\Delta H_{\text{molaire}}$ avec son signe, il faut se rappeler que :

$$\Delta H = -Q_{\text{molaire de solution}} \text{ ramené à une mole de composé dissous ;}$$

$$\text{ici, } \Delta H_{\text{molaire}} = -76,1 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

En résumé :

m_{solution}	t_i	t_f	Q_{molaire}	$\Delta H_{\text{molaire}}$
0,2043 kg	20,0 °C	22,4 °C	76,1 kJ.mol ⁻¹	-76,1 kJ.mol ⁻¹

3 Dans un récipient en frigolite, on verse 200 ml de NaOH 0,5M à la température de 21 °C et ensuite 200 ml d'HCl 0,5M à la même température. Par suite de la réaction entre NaOH et HCl selon l'équation : $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ la température de la solution s'élève et atteint 24,5 °C.

a) Calculer Q de la réaction de neutralisation de la base par l'acide ($c_{\text{solution}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$).

b) Calculer $\Delta H_{\text{molaire}}$ de la réaction.

• Données :

$$c_{\text{solution}} = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$$

$$Q_{\text{solution}} = c_{\text{solution}} \cdot m_{\text{solution}} \cdot \Delta t$$

$$\Delta t = t_{\text{finale}} - t_{\text{initiale}}$$

m_{solution}	t_i	t_f
0,4 kg	21 °C	24,5 °C

• Q_{solution} : La formule utilisée pour mesurer la chaleur dégagée lors de la réaction de neutralisation de 200 mL d'une solution de soude caustique 0,5 M par 200 mL d'une solution d'acide chlorhydrique 0,5 M est :

$$Q_{\text{solution}} = c_{\text{solution}} \cdot m_{\text{solution}} \cdot \Delta t = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1} \cdot 0,4 \text{ kg} \cdot (24,5 - 21) \text{ °C} = 5,8 \text{ kJ}$$

pour 200 mL de NaOH 0,5 M.

• Pour calculer le Q_{molaire} de neutralisation, il faudra ramener ces résultats à une mole de NaOH :

$$Q_{\text{molaire}} = Q_{\text{solution}} / n.$$

n est le nombre de moles de soude utilisée lors de l'expérience.

$$n = 0,5 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}.$$

$$Q_{\text{molaire}} \text{ de neutralisation} = 5,8 \text{ kJ} / 0,1 \text{ mol} = 58 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

• Pour déduire la valeur de $\Delta H_{\text{molaire}}$ avec son signe, il faut se rappeler que $\Delta H = -Q$

$$\text{ici, } \Delta H_{\text{molaire}} = -58 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

En résumé :

m_{solution}	t_i	t_f	$Q_{\text{molaire neutralisation}}$	$\Delta H_{\text{molaire}}$
0,400 kg	21 °C	24,5 °C	58 kJ.mol ⁻¹	-58 kJ.mol ⁻¹