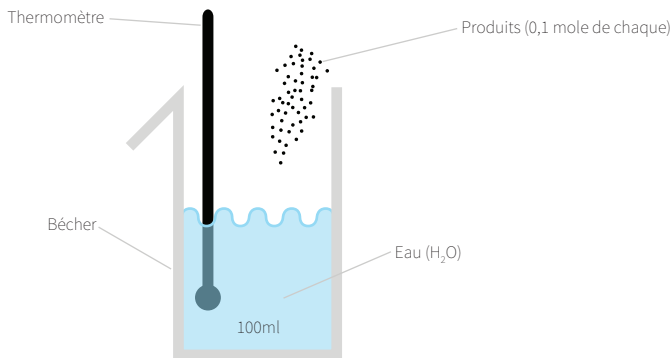


LA THERMOCHIMIE

Expérience

L'expérience consiste à mettre un produit dans de l'eau et en mesurer les transferts énergétique du produit à l'eau, ou de l'eau au produit.

Schéma



Données et réactions

Produits et masses de ceux-ci:

1. NaCl (*Chlorure de sodium*)
(23+35,45)×0,1=5,845 gr
2. KNO₃ (*Nitrate de potassium*)
(39,45+14+16×3)×0,1=10,1 gr
3. NaOH (*Hydroxyde de sodium*)
(23+16+1)×0,1=4 gr

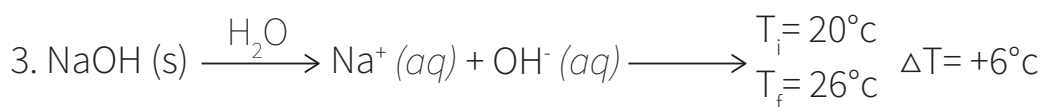
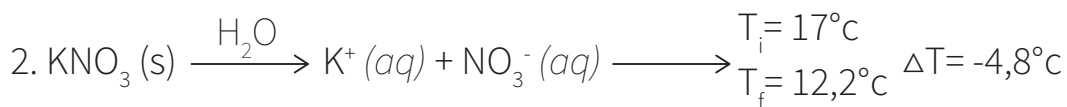
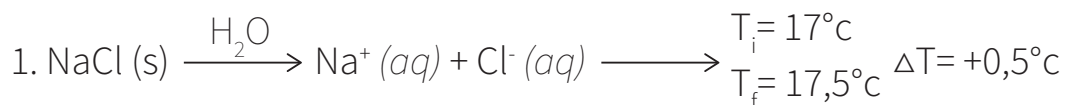
Masses par mole :

- N = 14
O = 16
H = 1
K = 39
Na = 23
Cl = 35,45

Calcul de la masse :

$$M = m \div n$$
$$m = M \times n$$

Masse g nombre de mol n
Masse molaire g/mol



Les différentes réactions face au transfert d'énergie :

- Endothermique (*Qui prend de la chaleur, refroidit l'espace*)
- Exothermique (*Qui perd de la chaleur, réchauffe l'espace*)
- Athermique (*Sans transferts*)

Mesurer la variation de chaleur

$$\Delta Q = m_{\text{eau}} \times C_p \times \Delta T$$

Variation de chaleur (Joule) J

Masse de l'eau (Gramme) gr

Capacité calorifique (Joule par gramme et par degré celcius) $J/g^\circ C$

Delta de la température (Degré celcius) $^\circ C$

$$C_p = \frac{\Delta Q}{m_{\text{eau}} \times \Delta T}$$

Variation de chaleur (Joule) J

Capacité calorifique (Joule par gramme et par degré celcius) $J/g^\circ C$

Masse de l'eau (Gramme) gr

Delta de la température (Degré celcius) $^\circ C$

Note : La capacité calorifique de l'eau équivaut à 4,18 J/g°C

Les variations pour les 3 produits sont donc :

- NaCl : $100 \times 4,18 \times 0,5 = 209 \text{ J ou } +2 \text{ Kj}$
- KNO₃ : $100 \times 4,18 \times (-4,8) = -2006,8 \text{ J ou } -20 \text{ Kj}$
- NaOH : $100 \times 4,18 \times 6 = 2508 \text{ J ou } +25 \text{ Kj}$

Les trois catégories de systèmes

- échange avec l'environnement de*
- Système ouvert : *Énergie + matière*
 - Système fermé : *Énergie*
 - Système isolé : *Rien*

L'enthalpie

L'enthalpie (H) sert à estimer le contenu énergétique d'un composé (petit ou grand).

Exemple avec NaOH :

$$\left. \begin{array}{l} H_{\text{NaOH}} \\ H_{\text{Na}^+} \\ H_{\text{Na}^-} \end{array} \right\} \Delta H = H_{\text{produit}} - H_{\text{réactif}} = (H_{\text{Na}^+} + H_{\text{OH}^-}) - H_{\text{NaOH}}$$

$$= <0 \text{ ou } -25 \text{ Kj}$$

Le sel a perdu de l'énergie, ça chauffe l'eau.
L'enthalpie est toujours l'inverse de ΔQ .

KNO₃ : $\Delta H = >0 \text{ ou } +20 \text{ Kj}$

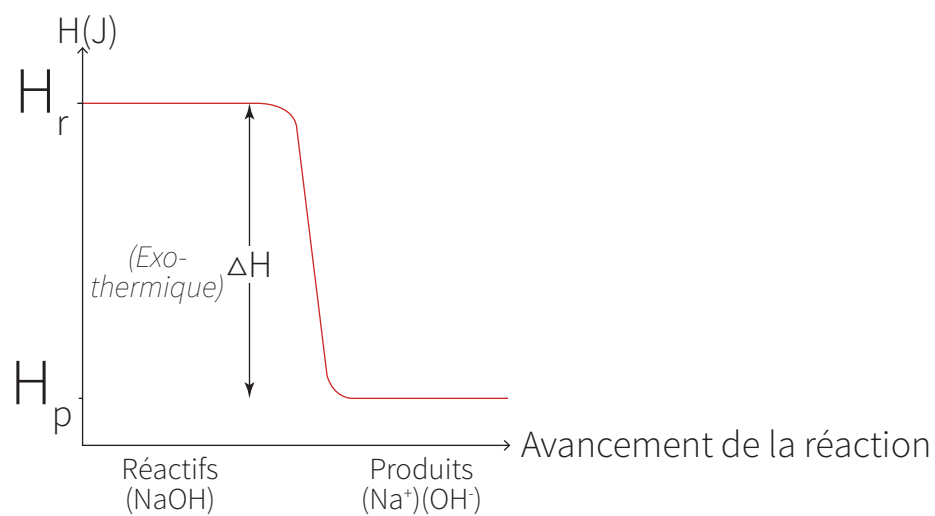
NaCl : $\Delta H = 0 \text{ ou } -2 \text{ Kj}$

Formule :

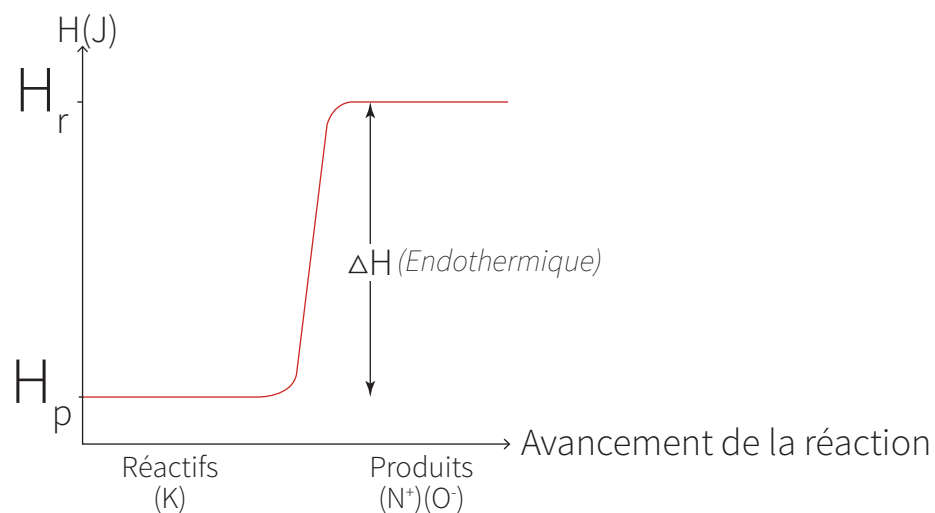
$$\Delta H = -\Delta Q$$

Graphiques :

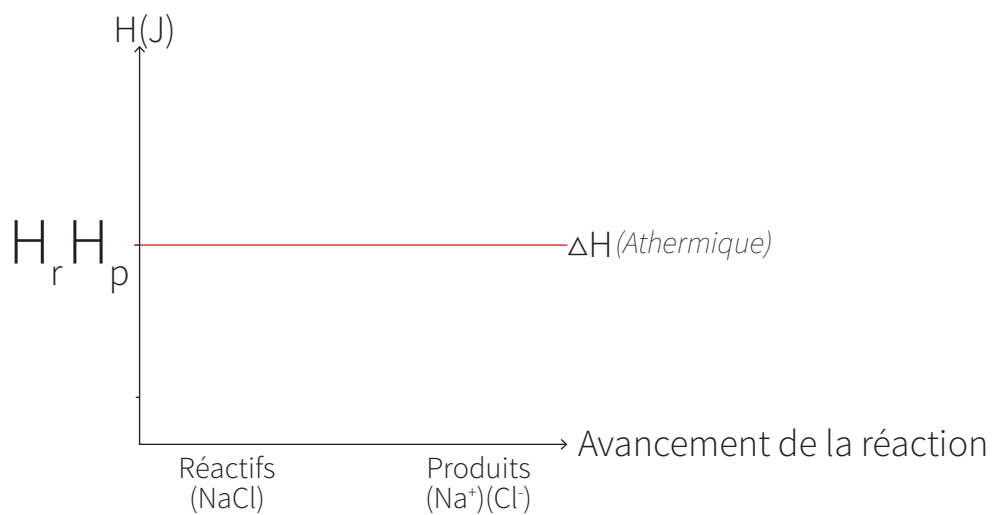
NaOH



KNO₃



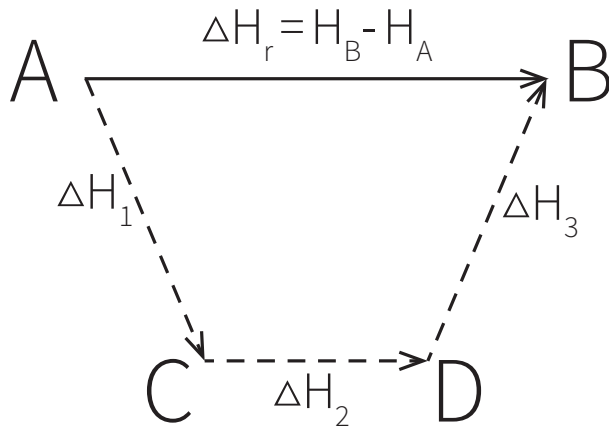
NaCl



Calculer l'enthalpie

L'enthalpie est une fonction d'état qui ne dépend pas du chemin suivi pour la calculer.

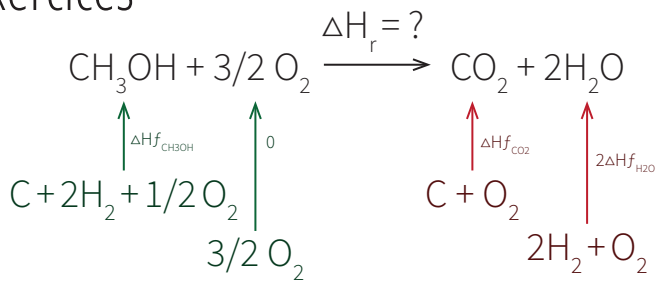
Par exemple :



$$\Delta H_r = H_B - H_A$$

$$\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = H_B - H_A$$

Exercices



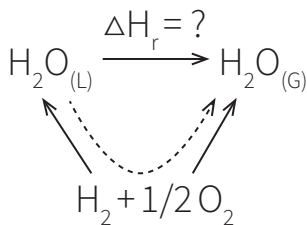
$$\Delta H_{f, \text{CH}_3\text{OH}} : -126 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}} : -285,8 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H_{f, \text{CO}_2} : -393,5 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H_r = -\Delta H_{f, \text{CH}_3\text{OH}} + \Delta H_{f, \text{CO}_2} + 2\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}$$

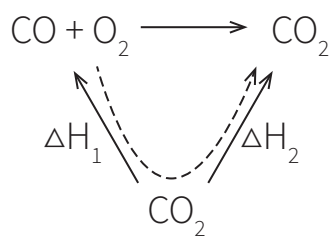
$$\Delta H_r = -293 \text{ Kj}$$



$$\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}} (G) : -242 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}} (L) : -286 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H_r = -\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}} (G) - \Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}} (L) = -242 - (-286) = 44 \text{ Kj/mol}$$



$$\Delta H_r = -\Delta H_1 + \Delta H_2 = -(-242) + (-394) = -152 \text{ Kj/Mol}$$