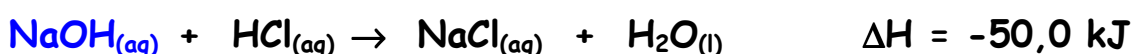


La loi de Hess

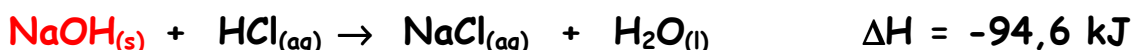
Au laboratoire, nous avons dissous le NaOH dans l'eau pour en faire une solution aqueuse :



Au laboratoire suivant, nous avons utilisé le NaOH en solution pour neutraliser l'acide chlorhydrique (HCl) :



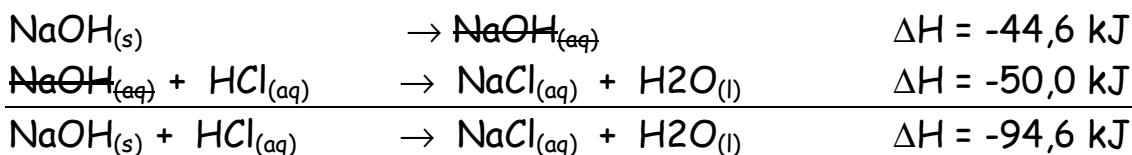
Aurions-nous pu neutraliser l'acide chlorhydrique directement par le NaOH solide? La réponse est oui et c'est ce que nous avons réalisé à notre troisième laboratoire.



Plusieurs résultats intéressants ressortent de ces trois expériences.

Tout d'abord, la libération d'énergie est identique que l'on est réalisé l'expérience en deux étapes ($-44,6 \text{ kJ} + -50,0 \text{ kJ} = -94,6 \text{ kJ}$) ou en une seule étape ($-94,6 \text{ kJ}$).

Hess, a remarqué qu'il n'était pas juste possible d'additionner la chaleur molaire d'une réaction en plusieurs étapes pour obtenir la chaleur molaire de la réaction en une seule étape. On peut aussi additionner les réactions en simplifiant ce qui est commun aux réactifs et aux produits.



NaOH(aq) est commun aux réactifs et aux produits, on peut donc le simplifier. En additionnant les réactifs qui restent et les produits qui restent, on obtient l'équation de la réaction en une seule étape.

À partir de ces observations, Hess a créé une méthode pour calculer l'énergie de réactions complexes à partir de l'énergie des réactions simples qui ont servi à la création de la réaction globale. Voici l'essentiel de sa méthode de calcul :



« Lorsqu'une réaction chimique est la **somme** de plusieurs réactions partielles, alors la **chaleur** de cette réaction est la **somme** des chaleurs des réactions partielles. »

Loi de l'additivité des chaleurs de réaction

La quantité d'énergie absorbée ou rejetée lors d'une réaction chimique ne dépend que de l'état initial et de l'état final des substances intervenant dans la réaction chimique, elle est indépendante des étapes intermédiaires empruntées.

L'énergie pour faire une réaction chimique en plusieurs étapes. = L'énergie pour faire une réaction chimique en une seule étape.

Les équations chimiques sont additives et donc les valeurs de chaleur molaire aussi.

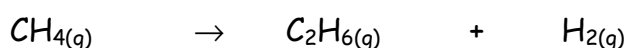
Étapes pour le calcul de la chaleur d'une réaction inconnue (loi de Hess):

1. Prendre le tableau des chaleurs molaires de réactions et identifier dans ce dernier toutes les réactions qui ont comme produit l'un des membres de l'équation globale recherchée.
2. Vérifier si les constituants sont du **bon côté** de la réaction.
Si les constituants sont du mauvais côté, on doit inverser la réaction sans oublier d'inverser le signe du ΔH de cette réaction.
3. Vérifier si **le nombre de mole(s) est le même** que dans l'équation inconnue.
On peut multiplier une réaction pour obtenir plus de moles de certains composés, mais on ne doit pas oublier de multiplier par le même facteur le ΔH .
4. Vérifier si **la somme** des équations dont on connaît la chaleur donne l'équation inconnue. Si oui, il ne reste qu'à additionner les ΔH .

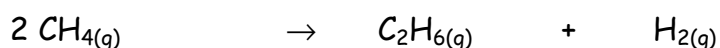
Pour bien t'aider à saisir cette démarche, voici un exemple d'application de la loi de Hess. Afin de bien comprendre l'exemple, tu dois aller chercher le tableau des chaleurs molaires présent dans la section « chimie-fichiers » de mon site.

Ex. Quelle énergie est absorbée ou libérée lors de la formation de 4 moles du gaz éthane (C_2H_6) sachant que l'éthane se forme à partir du méthane gazeux (CH_4) qui libère de l'hydrogène gazeux?

Étape 1 : Construire l'équation du problème



Étape 2 : Balancer l'équation du problème



N.B les deux premières étapes sont souvent déjà réalisées dans certains problèmes écrits

Étape 3 : Appliquer la loi de Hess

1) Prendre le tableau des chaleurs molaires de réactions et identifier dans ce dernier toutes les réactions qui ont comme produit l'un des membres de l'équation du problème.

- L'équation 6 a comme produit le méthane
- L'équation 8 a comme produit l'éthane
- Aucune réaction n'a comme produit l'hydrogène gazeux.

	<u>Réactifs</u>	<u>Produit</u>	<u>ΔH (kJ)</u>
6	$C_{(s)} + 2 H_{2(g)}$	$CH_{4(g)}$	-74,9
8	$2C_{(s)} + 3 H_{2(g)}$	$C_2H_{6(g)}$	-84,8

2) Vérifier si les constituants sont du bon côté de la réaction.

Si les constituants sont du mauvais côté, on doit inverser la réaction sans oublier d'inverser le signe du ΔH .

Dans notre problème, nous voulons que le CH_4 soit un réactif, il faudra alors inverser l'équation 6, sans oublier d'inverser le signe de son ΔH .

	Réactifs	Produits	ΔH (kJ)
6	$\text{CH}_{4(g)}$	$\text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_{2(g)}$	74,9
8	$2\text{C}_{(s)} + 3 \text{H}_{2(g)}$	$\text{C}_2\text{H}_6(g)$	-84,8

- 3) Vérifier si le nombre de mole(s) est le même que dans l'équation inconnue. On peut multiplier une réaction pour obtenir plus de moles de certains composés, mais on ne doit pas oublier de multiplier par le même facteur le ΔH .

Dans notre problème nous avons besoin de deux $\text{CH}_{4(g)}$, il faudra donc multiplier l'équation 6 par 2, sans oublier de multiplier son ΔH .

	Réactifs	Produits	ΔH (kJ)
6	$2 \text{CH}_{4(g)}$	$2 \text{C}_{(s)} + 4 \text{H}_{2(g)}$	149,8
8	$2\text{C}_{(s)} + 3 \text{H}_{2(g)}$	$\text{C}_2\text{H}_6(g)$	-84,8

- 4) Vérifier si la somme des équations dont on connaît la chaleur donne l'équation inconnue. Si oui, il ne reste qu'à additionner les ΔH .

On peut simplifier les deux carbones solides.

On peut simplifier trois $\text{H}_{2(g)}$ des réactifs avec trois des produits. Il restera alors un $\text{H}_{2(g)}$ aux produits.

	Réactifs	Produits	ΔH (kJ)
6	$2 \text{CH}_{4(g)}$	$2 \text{C}_{(s)} + 4 \text{H}_{2(g)}$ $\text{H}_2(g)$	149,8
8	$2\text{C}_{(s)} + 3 \text{H}_{2(g)}$	$\text{C}_2\text{H}_6(g)$	-84,8
	$2 \text{CH}_{4(g)}$	$\text{C}_2\text{H}_6(g) + \text{H}_2(g)$	65,0

L'addition des deux réactions donne bien la réaction globale de notre problème, nous pouvons donc additionner les ΔH de nos deux réactions pour obtenir le ΔH de notre réaction globale. La formation de l'éthane est donc une réaction endothermique qui absorbe 65 kJ par mole d'éthane formée. On pourrait dire aussi que la réaction absorbe 32,5 kJ par mole de méthane décomposé. (voir section théorie du laboratoire sur la chaleur de dissolution).

Étape 4 : Répondre à la question du problème

Q. Quelle énergie est absorbée ou libérée lors de la formation de 4 moles du gaz éthane (C_2H_6) sachant que l'éthane se forme à partir du méthane gazeux (CH_4) qui libère de l'hydrogène gazeux?

Par la loi de Hess, nous avons déterminé que la réaction absorbait 65 kJ par moles d'éthane produites. Comme dans le problème nous avons produit 4 moles d'éthane, nous obtiendrons quatre fois plus d'énergie soit 260 kJ.

Réponse : La formation de 4 moles d'éthane absorbe 260 kJ d'énergie.