



LABORATOIRE

La Calorimétrie : Chaleur de dissolution

BUT

Déterminer expérimentalement la chaleur molaire de dissolution d'une substance

THÉORIE

Nous savons maintenant que la matière cache à l'intérieur d'elle de l'énergie (énergie potentielle aussi appelée « enthalpie » en chimie). Nous savons aussi que cette énergie peut être libérée lors d'une réaction exothermique ou entreposée dans la matière lors d'une réaction endothermique. Nous allons donc nous intéresser à une technique de mesure de l'énergie libérée ou absorbée lors d'une réaction chimique, j'ai nommé la calorimétrie. Dans cette expérience nous allons nous intéresser à la dissolution, une réaction chimique facile à exécuter et à comprendre. Nous allons donc mesurer des chaleurs de dissolution. Voici les équations de dissolution de chacune des substances :



PRÉPARATION À L'EXPÉRIENCE

1) Construire un tableau de résultats présentant : la masse du contenant isolant vide, la masse du contenant isolant plein d'eau, la masse de l'eau (solvant), la température initiale, la température finale, la variation de température, la masse du moule à muffins vide, la masse du moule à muffins plein, la masse de soluté prélevée, la masse molaire de votre substance(soluté), le nombre de moles de soluté utilisé lors de votre expérience. Votre tableau doit présenter ces données pour vos deux substances.

2) Calculer 0,100 mole de chacune des substances correspond à combien de grammes ?

MANIPULATIONS

- 1) Pèses le contenant isolant vide (m_{cv}).
- 2) Verser 100 ml d'eau dans le contenant isolant et pèses l'ensemble (m_{cp}).
- 3) Noter la masse de l'eau (solvant) ($m_{cp} - m_{cv}$)
- 4) Noter la température initiale de l'eau (T_i)
- 5) Pèses un moule à muffins vide sur une balance à vernier. (m_{mv}). *La substance A, doit être pesée dans un moule à « muffins » pour éviter les réactions avec le plateau métallique.*
- 6) Calculer la masse molaire de la substance A à l'aide du tableau périodique, noter cette dernière.
- 7) Prélever un échantillon d'environ 0,100 mole de cette substance.
- 8) Pèses l'échantillon de substance A (m_{mp})
- 9) Déterminer la masse précise de la substance A ($m_{mp} - m_{mv}$).
- 10) Déterminer le nombre de moles précis de substance A utilisés dans l'expérience.
- 11) Verser la substance A dans le contenant isolant
- 12) Insérer le thermomètre dans le contenant et utiliser-le pour agiter la solution.
(ATTENTION, ÉVITEZ LE FROTTEMENT ENTRE LE THERMOMÈTRE ET LE CONTENANT ISOLANT)
- 13) Tout en agitant, noter la température maximale ou minimale atteinte par la solution (T_f), **soyez vigilant.**
- 14) L'expérience est terminée lorsque la dissolution est complète.
- 15) Nettoyer et sécher bien votre spatule ainsi que votre verre isolant.
- 16) Jeter votre moule à muffins.
- 17) Recommencer les étapes 1 à 16 avec la substance B et un nouveau moule à muffins.

ANALYSE DES DONNÉES

- 1- Fournir le tableau de données que vous avez créé dans la section de préparation à l'expérience.
- 2- À partir de la section théorie au bas de cette page, calculer la chaleur et la chaleur molaire de vos deux réactions de dissolution. (**Démarche complète**).
- 3- Identifier si vos deux réactions sont endothermiques ou exothermiques. **Expliquer**
- 4- Répondre aux questions suivantes :
 - a) Lorsque la température de la solution augmente, d'où provient l'énergie nécessaire à cette augmentation?
 - b) Lorsque la température de la solution diminue, où se retrouve l'énergie perdue par l'eau
 - c) Écris l'équation de tes deux réactions de 2 façons différentes. Tu as vu une première façon d'écrire les réactions endothermique et exothermique dans le document « Généralités sur l'énergie ». Tu trouveras une deuxième façon d'écrire ces réactions dans la section théorique plus bas dans ce document.

d) Détermine quel signe prendra Q_{solvant} , $Q_{\text{soluté}}$ et ΔH , pour une réaction endothermique et pour une réaction exothermique.

THÉORIE SUR LA CALCUL DE LA CHALEUR « Q », LA CHALEUR MOLAIRE « ΔH » ET L'ÉCRITURE DES RÉACTIONS

La Chaleur de réaction (Q)

Chaleur totale transférée ou absorbée par le SOLVANT :

$$Q_{\text{solvant}} = mc\Delta T$$

Q : chaleur du solvant (J)

m : masse du solvant (g)

c : capacité thermique massique du solvant (chaleur massique)

ΔT : variation de température du solvant ($T_f - T_i$) (°C)

Lorsque l'eau est le solvant $c = 4,19 \text{ J / g. }^\circ\text{C}$

Explications

Dans une solution on a un solide (soluté) dissous dans un liquide (solvant). Nous ne pouvons pas obtenir d'information sur la température du soluté, car étant un solide, il ne possède pas de mouvements moléculaires de translation pouvant être mesurés par le thermomètre. Par contre, nous pouvons calculer la chaleur du solvant, car étant liquide, il possède des mouvements moléculaires de translation.

La valeur de « Q_{solvant} » peut être positive ou négative. Comme la masse (m) et la capacité thermique massique (c) sont des valeurs toujours positives, c'est la variation de température (ΔT) qui décidera de son signe.

Pour que « ΔT » soit positif « T_f » doit être plus grand que « T_i », donc « Q_{solvant} » est positif lorsque le solvant augmente de température, c'est-à-dire lorsqu'il absorbe de l'énergie. On peut en déduire que « Q_{solvant} » sera négatif lorsque le solvant perd de la température, c'est-à-dire lorsqu'il transfère de l'énergie aux réactifs (soluté).

Chaleur dégagée ou absorbée par le SOLUTÉ

Nous ne pouvons pas calculer directement la chaleur(Q) associée au soluté, mais par contre, on peut faire des déductions à partir de la chaleur du solvant. On a vu que le soluté et le solvant s'échangent de l'énergie et qu'au cours de la dissolution, il ne se perd pas d'énergie.

Si le solvant libère 100 J, c'est le soluté qui absorbera c'est 100 J.

Si le solvant absorbe 100 J d'énergie, c'est que le soluté lui a donné ces 100 J. Lorsqu'un donne une certaine quantité d'énergie, l'autre reçoit cette quantité d'énergie et vice et versa, on peut donc déduire :

$$Q_{\text{soluté}} = - Q_{\text{solvant}}$$

Lorsque $Q_{\text{soluté}}$ est positif, le soluté reçoit de l'énergie du solvant, on est donc en présence d'une réaction endothermique.

Lorsque $Q_{\text{soluté}}$ est négatif, le soluté libère de l'énergie qui sera captée par le solvant, on est donc en présence d'une réaction exothermique.

Calcul de la chaleur molaire de réaction (ΔH)

La chaleur molaire de réaction (ΔH) est la quantité d'énergie absorbée ou libérée lors de la réaction chimique d'une mole de soluté. C'est la contribution énergétique de chacune des moles de soluté impliquées dans la réaction. Pour trouver cette contribution, il suffit de calculer la chaleur de réaction du soluté et de la répartir sur le nombre de moles utilisées dans notre réaction.

$$\Delta H = \frac{Q_{\text{soluté}}}{n}$$

ΔH : chaleur molaire de réaction (kJ / mol)

$Q_{\text{soluté}}$: Chaleur du soluté (kJ)

n : nombre de moles de soluté (mol)

Lorsqu'on calcule la chaleur molaire d'une réaction chimique, on doit indiquer de quelle réaction il s'agit. Cette année, nous aurons à calculer par exemple: la chaleur molaire de combustion, la chaleur molaire de dissolution, la chaleur molaire de neutralisation.

Théorie sur l'écriture des réactions lorsque l'énergie y est incorporée

Nous avons vu que le calcul de la chaleur molaire donnait des kJ/mol, mais c'est des moles de quoi? Lorsqu'on a une équation avec plusieurs réactifs et produits, lequel de ces composés chimiques produit les kJ mentionnés. On voit qu'il est nécessaire d'avoir une convention d'écriture pour indiquer la contribution de chacun des composés à la chaleur molaire de la réaction.

Lorsqu'on veut indiquer que la réaction totale produit tant d'énergie, on écrit seulement les kJ, car pour écrire par mole, il faut savoir par mole de quoi?

ex.



Si on veut exprimer la chaleur molaire en kJ/mol, il faut diviser l'énergie totale de la réaction par le nombre de moles de réactifs ou de produits qui a réagi. En plus, il faut indiquer à quelle substance on fait référence.

ex.1 Si on veut exprimer la chaleur molaire en prenant $\text{N}_{2(\text{g})}$ comme substance de référence.

$$-92,4 \text{ kJ} / 1 \text{ mole de } \text{N}_{2(\text{g})} = - 92,4 \text{ kJ/mol } \text{N}_2$$

ex.2 Si on veut exprimer la chaleur molaire en prenant $\text{H}_{2(\text{g})}$ comme substance de référence.

$$-92,4 \text{ kJ} / 3 \text{ moles de } \text{H}_{2(\text{g})} = -30,8 \text{ kJ/mol } \text{H}_2$$

ex.3 Si on veut exprimer la chaleur molaire en prenant $\text{NH}_{3(\text{g})}$ comme substance de référence.

$$-92,4 \text{ kJ} / 2 \text{ moles de } \text{NH}_{3(\text{g})} = -46,2 \text{ kJ/mol } \text{NH}_3$$

Il existe une autre façon d'incorporer l'énergie dans l'écriture d'une réaction chimique. Tu as vu cette dernière dans ton document d'apprentissage du cours 1 sur les généralités à propos de l'énergie.