

DETERMINATION INDIRECTE DES ENERGIES ACCOMPAGNANT CERTAINES REACTIONS NUCLEAIRES

Jean Louis JANIER DUBRY
Département de Chimie - Faculté des Sciences et
Techniques - Sfax - Tunisie.

RESUME : Dans le cadre de l'enseignement de la Chimie, il est possible de proposer aux étudiants une méthode simple permettant de retrouver l'énergie dégagée au cours de certaines réactions nucléaires. Cette méthode est une application directe de la LOI DE HESS

INTRODUCTION : Un des objectifs de la thermodynamique, et plus précisément des applications du premier principe de la thermodynamique, est la détermination indirecte (c'est-à-dire sans qu'il soit nécessaire de réaliser l'expérience) des "chaleurs de réactions".

Lorsque le système considéré est siège de réactions chimiques, il est possible de définir certaines conventions attribuables aux composés chimiques mis en jeu (réactifs et produits). L'introduction d'une définition simple, nommée "l'enthalpie de formation d'un composé" permet l'établissement d'une loi également simple par application directe du premier principe de la thermodynamique : cette loi est généralement citée sous le nom de LOI DE HESS.

I. - LOI DE HESS :

Considérons une relation chimique générale de la forme :

$$\text{Réactifs} \longrightarrow \text{Produits}$$

Si cette réaction est effectuée à pression et température constantes (ou plus exactement si les produits de cette réaction sont ramenés à la température et à la pression des réactifs de départ), la chaleur de réaction mesurée est appelée "variation d'enthalpie".

Comment évaluer rapidement, sans réaliser l'expérience, cette variation d'enthalpie ? Est-il possible de prévoir (du moins approximativement) la variation d'enthalpie accompagnant une réaction chimique, même hypothétique ?

Les méthodes d'évaluation indirecte des variations d'une fonction d'état Φ d'un système sont basées sur le principe suivant : Pour calculer indirectement la variation de la fonction Φ au cours de la transformation chimique passant des réactifs aux produits, il faut définir une "étape intermédiaire" hypothétique telle que la variation $\Delta \Phi_1$ d'une part, de la réaction :

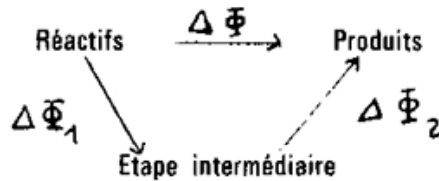


la variation $\Delta \Phi_2$ d'autre part, de la réaction :



soient connues. En d'autres termes, il faut pouvoir réaliser le cycle suivant, de manière à mettre en évidence.

le fait que la fonction d'état Φ est telle que ses variations ne dépendent pas du "chemin parcouru"

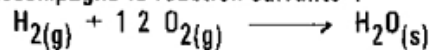


Il est évident que $\Delta\Phi = \Delta\Phi_1 + \Delta\Phi_2$ (1)

On définit, dans ce but, l'enthalpie de formation d'un composé chimique comme la variation d'enthalpie accompagnant la formation d'une mole de ce composé, à partir de ses éléments qui le composent, pris sous la forme physique la plus stable sous laquelle ils se trouvent dans les conditions considérées.

Exemple : Enthalpie standard de l'eau solide ($\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{(s)}$)

C'est la variation d'enthalpie qui accompagne la réaction suivante :



L'hydrogène et l'oxygène sont diatomiques et gazeux (g) dans les conditions standard. Ainsi, compte tenu de cette convention, il est possible de définir des grandeurs "artificielles" comme l'enthalpie standard de l'eau solide(s) (alors que l'on sait que l'eau est liquide dans les conditions standard).

Une telle définition signifie que l'enthalpie de formation d'un élément, pris sous sa forme physique la plus stable, est nulle ; on écrit par exemple : $\Delta H_f^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 0$.

L'enthalpie d'un système n'est pas connue, ou, du moins, n'est connue qu'à une constante arbitraire près. En fait, la convention énoncée précédemment revient à attribuer une enthalpie nulle à un élément sous sa forme physique la plus stable dans les conditions standard. De ce fait, si l'on choisit comme étape intermédiaire les éléments qui constituent les réactifs (donc également les produits puisque les éléments se conservent au cours de la réaction chimique) pris sous leur forme physique la plus stable dans les conditions considérées, $\Delta\Phi_1$ représente alors l'opposé de la somme des enthalpies standard de formation des réactifs ($\Delta H_f^\circ \text{réactifs}$) et $\Delta\Phi_2$ la somme des enthalpies standard de formation des produits ($\Delta H_f^\circ \text{produits}$). En

général, les conditions considérées sont, en effet, les conditions standard.

La relation (1) précédente peut donc s'écrire :

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ \text{produits} - \Delta H_f^\circ \text{réactifs}$$

Cette loi est généralement appelée "Loi de Hess".

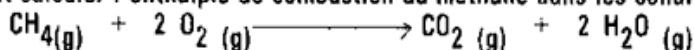
Il est donc possible d'affecter, à chaque composé chimique, dans les conditions standard, une valeur correspondant à son enthalpie de formation. Il est tout aussi possible de calculer la variation d'enthalpie accompagnant n'importe quelle réaction chimique mettant en jeu ces composés chimiques dont l'enthalpie de formation est donnée dans les tables thermodynamiques.

Exemple : Sachant que : $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -3,93 \cdot 10^5 \text{ J}$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -2,416 \cdot 10^5 \text{ J}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = -7,624 \cdot 10^5 \text{ J}$$

on peut calculer l'enthalpie de combustion du méthane dans les conditions standard :



$$\Delta H_{\text{Combustion}}^{\circ} = \Delta H_f \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\text{g}) - \Delta H_f \text{CH}_4(\text{g})$$

On trouve bien : $\Delta H_{\text{Combustion}}^{\circ} = -7,999 \cdot 10^5 \text{ J}$, c'est-à-dire -191 Kcal, soit une valeur assez proche de celle obtenue par l'expérience. Le signe négatif indique que la réaction est exothermique.

II. - ENTHALPIE DE FORMATION D'UN NOYAU :

Le paragraphe précédent constitue un bref rappel des notions inculquées en premier cycle des Facultés des Sciences. En fait, un raisonnement en tous points comparables peut être fait pour les réactions nucléaires.

Ces réactions peuvent s'écrire également :



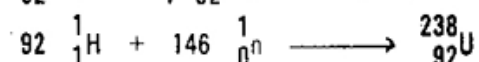
et elles s'accompagnent d'une variation d'énergie que l'on peut calculer indirectement.

Par analogie avec l'enthalpie de formation d'un composé chimique, on peut définir l'énergie de formation d'un noyau.

On appelle, par convention, énergie de formation d'un noyau, l'énergie accompagnant la formation d'un noyau à partir de ses constituants élémentaires : ${}^1_0\text{n}$ et ${}^1_1\text{H}$. Dans le cas présent, compte tenu de la nature des réactions considérées, la pression et la température n'ont qu'une incidence secondaire et c'est pourquoi nous nous dispensons de préciser "dans les conditions standard"

Exemple :

L'énergie de formation du noyau ${}^{238}_{92}\text{U}$ (notée $E_f {}^{238}_{92}\text{U}$) est l'énergie qui accompagne la réaction :



Une telle définition présente un intérêt évident : dans une réaction nucléaire, on peut toujours dire, en appliquant le premier principe de la thermodynamique, que la variation d'énergie ΔE qui accompagne cette réaction, est égale à la différence de la somme des énergies de formation des noyaux produits et de la somme des énergies de formation des noyaux réactifs.

$$(3) \quad \Delta E = E_f \text{ noyaux produits} - E_f \text{ noyaux réactifs}$$

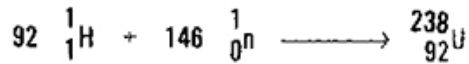
Dans le cycle que l'on peut envisager, les nucléons constituent "l'étape intermédiaire". Il y a, en effet, autant de protons et de neutrons pour former les noyaux réactifs que pour former les noyaux produits. Une adaptation à cette règle peut être envisagée lorsqu'il y a émission .

Cela revient également à poser, par convention, que l'énergie des particules élémentaires qui constituent le noyau est nulle (lorsque cette particule est seule). Si l'on connaît les valeurs des énergies de formation des noyaux, on peut calculer les variations d'énergie accompagnant n'importe quelle réaction nucléaire mettant en jeu ces noyaux.

III. - CALCUL DES ENERGIES DE FORMATION DES NOYAUX :

Le calcul des énergies de formation des noyaux est simple. En effet ces énergies sont dues à une variation de masse connue.

Si l'on considère la réaction chimique suivante :



Elle va s'accompagner d'une libération d'énergie à la suite de la perte de masse. Le noyau d'Uranium 238 est en effet plus léger que 92 protons plus 146 neutrons.

Le tableau suivant rassemble un certain nombre de données numériques qui permettent, en particulier, de vérifier ce phénomène (Tableau I). Notons que la masse des noyaux peut être déterminée avec une assez bonne précision grâce à la spectroscopie de masse.

Tableau I

Quelques données numériques et relations fondamentales

Masse du proton	:	1,0074 u.m.a.
Masse du neutron	:	1,0088 u.m.a.
Masse du noyau de $^{56}_{26}\text{Fe}$:	55,9144 u.m.a.
Masse d'un noyau d' ^4_2He	:	4,0026 u.m.a.
Masse du noyau d' $^{238}_{92}\text{U}$:	238,0756 u.m.a.
1 u.m.a.	=	$931 \cdot 10^6 \text{ eV}$
1 u.m.a.	=	$1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
1 eV	=	$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
1 MeV	=	10^6 eV
c	=	$3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$
N (nombre d'avogadro)	=	$6,0 \cdot 10^{23}$
Relation d'Einstein	:	$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$
1 calorie	=	4,18 Joules

On peut évaluer la variation de masse relative à la formation de certains noyaux :

$${}_{92}^{238}\text{U} : \Delta m = 239,9656 - 238,0756 = 1,89 \text{ u.m.a.}$$

$${}_{26}^{56}\text{Fe} : \Delta m = 56,4564 - 55,9144 = 0,542 \text{ u.m.a.}$$

$${}_{2}^{4}\text{He} : \Delta m = 4,0324 - 4,0026 = 0,0298 \text{ u.m.a.}$$

De ce fait, l'énergie de formation d'un noyau telle que nous l'avons définie peut être ainsi calculée :

$$E_f {}_{92}^{238}\text{U} = 1,89 \text{ u.m.a.} = 3,1374 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 2,8237 \cdot 10^{-10} \text{ J}$$

$$E_f {}_{26}^{56}\text{Fe} = 0,542 \text{ u.m.a.} = 8,9972 \cdot 10^{-28} \text{ kg} = 8,0975 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$E_f {}_{2}^{4}\text{He} = 0,0298 \text{ u.m.a.} = 4,9468 \cdot 10^{-29} \text{ kg} = 4,452 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

On définit généralement "l'énergie d'un noyau par nucléon", notée $e_{\frac{a}{Z}A}$, si A représente l'élément considéré, a son nombre de masse et Z son numéro atomique, comme le rapport de l'énergie de formation de ce noyau et de son nombre de masse a :

$$e_{\frac{a}{Z}A} = \frac{E_f \frac{a}{Z}A}{a}$$

La figure 1 représente la courbe traduisant la variation de $e_{\frac{a}{Z}A}$ en fonction de a.

Il est facile de vérifier les points de la courbe correspondant aux trois éléments cités plus haut :

$$e_{\frac{238}{92}\text{U}} = \frac{1759 \text{ MeV}}{238} = 7,39 \text{ MeV}$$

$$e_{\frac{56}{26}\text{Fe}} = \frac{504 \text{ MeV}}{56} = 9 \text{ MeV}$$

$$e_{\frac{4}{2}\text{He}} = \frac{27,7 \text{ MeV}}{4} = 6,925 \text{ MeV}$$

IV. - CALCUL DE LA VARIATION D'ENERGIE ACCOMPAGNANT UNE REACTION NUCLEAIRE :

A partir de la courbe de la figure 1, c'est-à-dire à partir des énergies par nucléon de chaque élément,

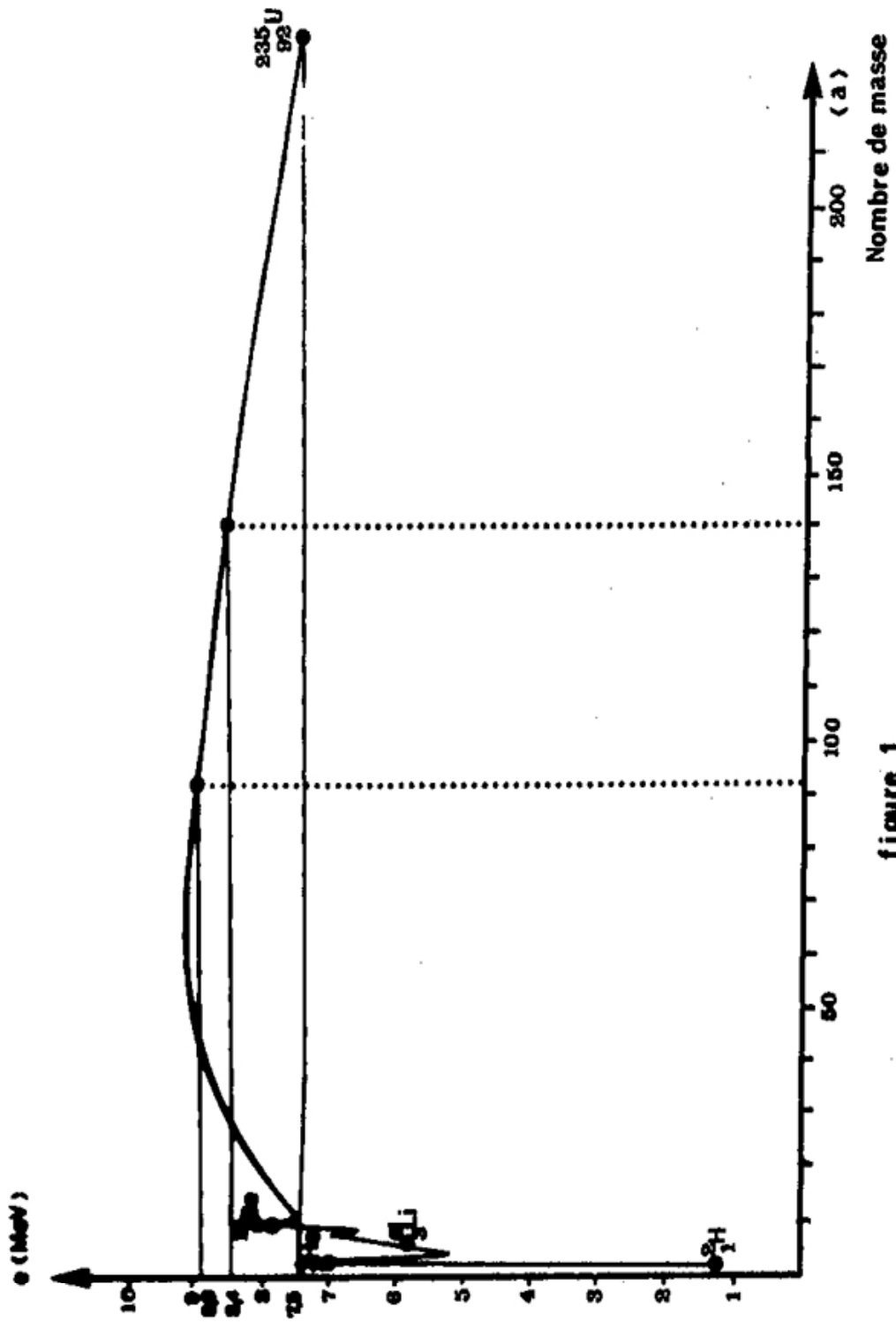


figure 1

il est facile de retrouver les énergies de formation des noyaux :

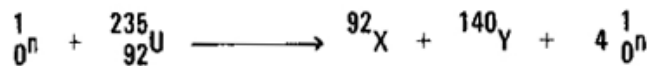
$$E_f \begin{matrix} a \\ Z^A \end{matrix} = e \begin{matrix} a \\ Z^A \end{matrix} \quad a$$

Le premier principe de la thermodynamique, appliqué à une réaction nucléaire peut donc s'écrire :

$$(4) \quad \Delta E = E_{f \text{ noyaux produits}} - E_{f \text{ noyaux réactifs}}$$

a) - Cas d'une fission :

Considérons, par exemple, la réaction de désintégration de l' $^{235}_{92}\text{U}$ suivant le schéma de réaction le plus fréquemment rencontré :



Compte tenu de la convention : $E_f \ ^^1_0n = 0$, on peut écrire

$$\Delta E = E_f \ ^{92}_X + E_f \ ^{140}_Y - E_f \ ^{235}_{92}\text{U}$$

Les valeurs des énergies de formation peuvent être déduites de la courbe de la figure 1 : $e \begin{matrix} a \\ Z^A \end{matrix} = f(a)$.

$$E_f \ ^{92}_X \quad 92 \cdot 8,9 = 818,8 \text{ MeV}$$

$$E_f \ ^{140}_Y \quad 140 \cdot 8,4 = 1176 \text{ MeV}$$

$$E_f \ ^{235}_{92}\text{U} \quad 235 \cdot 7,5 = 1785 \text{ MeV}$$

$$\text{Ainsi: } \Delta E = 818,8 + 1176 - 1785 = 209,8 \text{ MeV}$$

$$\text{Soit en Joules } \Delta E = 209,8 \cdot 10^6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 3,3568 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

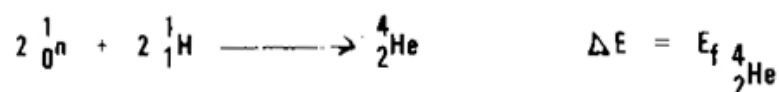
Pour N moles dissociées

$$N \Delta E = 6,0 \cdot 10^{23} \cdot 3,3568 \cdot 10^{-11} = 2,014 \cdot 10^{13} \text{ J}$$

235 grammes d'Uranium 235 libèrent donc $2,014 \cdot 10^{13}$ Joules après fission. On retrouve bien ainsi un résultat numérique satisfaisant compte tenu des erreurs tolérées en thermodynamique.

b) Cas d'une fusion :

Il est possible de calculer l'énergie libérée au cours de la réaction suivante :



Cette valeur peut être calculée à partir de la figure 1. Elle a été, en fait, calculée précédemment :

$$E_f \text{ } ^4_2\text{He} = 4,439 \cdot 10^{-12} \text{ Joules}$$

Soit pour N atomes (pour 4 grammes) :

$$N \Delta E = 6,0 \cdot 10^{23} \cdot 4,452 \cdot 10^{-12} = 2,67 \cdot 10^{12} \text{ Joules}$$

Dans tous les ouvrages qui traitent des réactions nucléaires, la courbe de la figure 1 est tracée en portant en ordonnée des valeurs de e positives. C'est pourquoi, par soucis de clarté et d'homogénéité avec ces auteurs, et pour ne pas surprendre le lecteur, nous avons nous-même pris des valeurs de E_f positives. En fait, si l'on imagine la synthèse d'un noyau à partir des nucléons, la réaction est exothermique et E_f , tel que nous l'avons défini, est négatif. Cette remarque ne modifie en rien notre démonstration.

Les valeurs que nous avons calculées permettent donc d'évaluer les énergies mises en jeu au cours des réactions nucléaires. Il est possible de comparer ces valeurs avec celles correspondant aux énergies mises en jeu dans les réactions classiques (combustion du méthane par exemple).

Ces résultats montrent, en fait, que l'application du 1er principe, généralement sous la forme de la loi de Hess, peut être généralisée à divers types de réactions. Il est nécessaire que l'état initial et l'état final soient bien définis et que les conventions fondamentales soient bien respectées.