



simulationconcours.be



Chimie

Carnet d'entraînement

Enthalpie de formation et loi de Hess

Thermodynamique et équilibre chimique · Mécanique 2 — des exercices calibrés concours, du plus simple au plus retors.

44 exercices

3 niveaux

corrigés détaillés

Comment bosser ce carnet

- ✓ Lis d'abord le tutoriel : la mécanique y est expliquée pas à pas
- ✓ Fais chaque niveau en entier **avant** d'ouvrir les corrigés
- ✓ Note à côté de chaque exo : réussi, hésité ou raté — et rejoue les ratés 48 h plus tard



simulationconcours.be

scanne & continue en ligne

Sommaire

- 1 Le tutoriel — la mécanique expliquée
- 2 Les exercices Facile x15 · Moyen x15 · Difficile x14
- 3 Les corrigés détaillés exercice par exercice

Le tutoriel

Ce document est un **carnet d'exercices** : on t'explique d'abord la mécanique, puis tu la travailles sur 44 exercices classés en trois niveaux. Les corrigés détaillés t'attendent en deuxième partie, après la page « Corrigés » — pas avant de l'avoir mérité.

À RETENIR les deux idées à retenir

L'**enthalpie standard de formation** ΔH_f° d'un composé est l'enthalpie de la réaction qui forme **une mole** de ce composé à partir des **corps purs simples** pris dans leur état le plus stable. Elle se mesure en kJ/mol.

- **Convention** : pour un *corps pur simple* dans son état stable, $\Delta H_f^\circ = 0$ (ex. $O_2, N_2, H_2, Fe(s), C(s)$).
- H est une **fonction d'état** : ΔH ne dépend que des états initial et final, jamais du chemin suivi. On peut donc décomposer une réaction en étapes dont les enthalpies s'**additionnent**.

MÉTHODE calculer ΔH_r° par la loi de Hess

$$\Delta H_r^\circ = \sum_i n_i \Delta H_f^\circ (\text{produits}) - \sum_j n_j \Delta H_f^\circ (\text{réactifs})$$

- 1 repérer les coefficients stœchiométriques n (ce sont les facteurs devant chaque ΔH_f°);
- 2 sommer les ΔH_f° des **produits**, retrancher ceux des **réactifs**;
- 3 les corps purs simples apportent 0.

Variante « cycle » : en parcourant un cycle fermé et en revenant au départ, la somme des ΔH est **nulle**. Une flèche parcourue à contre-sens change de signe.

❓ EXEMPLE oxydation du dioxyde de soufre

Pour $2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{SO}_3(g)$, avec $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -300 \text{ kJ/mol}$ et $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_3) = -400 \text{ kJ/mol}$:

$$\Delta H_r^\circ = \underbrace{2(-400)}_{\text{produits}} - \left[\underbrace{2(-300)}_{\text{SO}_2} + \underbrace{0}_{\text{O}_2} \right] = -800 + 600 = -200 \text{ kJ}.$$

Soit -100 kJ par mole de SO_3 : la réaction est exothermique.

⚠️ PIÈGE où l'on se trompe

- les **coefficients** multiplient les ΔH_f° : ne pas les oublier.
- **produits — réactifs**, dans cet ordre (inverser donne le signe opposé).
- l'**état physique** compte : $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) \neq \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g))$. Toujours vérifier (s), (l), (g).
- **inverser** une réaction change le signe de ΔH ; la **multiplier** par k multiplie ΔH par k .

Les exercices

FACILE 15 exercices

Exo 1 enthalpie de formation d'un corps pur simple

Donne l'enthalpie standard de formation ΔH_f° , ou indique qu'une donnée expérimentale est nécessaire.

a)



b)



c)



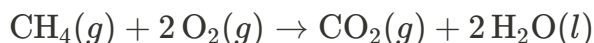
d)



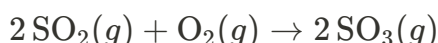
Exo 2 écrire l'expression de la loi de Hess

Écris l'expression de ΔH_r° en fonction des ΔH_f° , sans calcul numérique.

a)



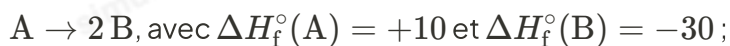
b)



Exo 3 appliquer la loi de Hess

Calcule ΔH_r° à partir des enthalpies de formation (en kJ/mol).

a)



b)



Exo 4 le cas d'une combustion

On considère $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$ avec $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ kJ/mol}$.

a)

Que valent $\Delta H_f^\circ(\text{C})$ et $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$?

b)

En déduis ΔH_r° de la combustion.

c)

La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

Exo 5 compléter un cycle

Deux chemins mènent des corps purs simples au composé **Z**. Le chemin *direct* a une enthalpie -200 kJ . Le chemin *indirect* passe par un intermédiaire **Y** : « éléments $\rightarrow$ **Y** » vaut -50 kJ , puis « **Y** $\rightarrow$ **Z** » vaut une valeur inconnue.

a)

Écris l'égalité traduisant que H est une fonction d'état.

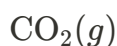
b)

Détermine l'enthalpie de l'étape **Y** $\rightarrow$ **Z**.

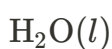
Exo 6 écrire l'équation de formation

Écris l'équation de la réaction de formation d'*une mole* de chaque composé à partir des corps purs simples pris dans leur état le plus stable (les coefficients fractionnaires sont autorisés).

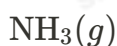
a)



b)



c)



d)



Exo 7 exothermique ou endothermique ?

D'après le seul signe de l'enthalpie de réaction, indique si chaque réaction *dégage* ou *absorbe* de la chaleur.

a)

$\Delta H_r^\circ = -566 \text{ kJ}$

b)

$\Delta H_r^\circ = +178 \text{ kJ}$

c)

$$\Delta H_r^\circ = -92 \text{ kJ}$$

d)

$$\Delta H_r^\circ = +44 \text{ kJ}$$

Exo 8 inverser une réaction

La synthèse de l'ammoniac $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g)$ a pour enthalpie $\Delta H_r^\circ = -92 \text{ kJ}$.

a)

Quelle est l'enthalpie de la décomposition inverse $2 \text{NH}_3(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g)$?

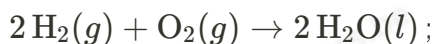
b)

Cette réaction inverse est-elle exothermique ou endothermique ?

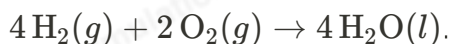
Exo 9 multiplier une réaction

On sait que $\text{H}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$ a pour enthalpie -286 kJ . Déduis-en l'enthalpie de :

a)



b)



Exo 10 loi de Hess avec un coefficient

Pour $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g)$, on donne $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3) = -46 \text{ kJ/mol}$.

a)

Écris l'expression de ΔH_r° par la loi de Hess.

b)

Calcule sa valeur.

Exo 11 reconnaître une enthalpie de formation

La réaction $\text{C}(s) + 2 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_4(g)$ forme une mole de méthane à partir des corps purs simples ; son enthalpie vaut -75 kJ .

a)

Que représente précisément cette valeur pour le méthane ?

b)

Donne $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4(g))$.

Exo 12 combustion du carbone en monoxyde

On considère $\text{C}(s) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}(g)$, avec $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -111 \text{ kJ/mol}$.

a)

Calcule ΔH_r° .

b)

La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

Exo 13 enthalpie par mole de produit

La combustion $2 \text{C}_2\text{H}_6(g) + 7 \text{O}_2(g) \rightarrow 4 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$ a pour enthalpie $\Delta H_r^\circ = -3120 \text{ kJ}$.

a)

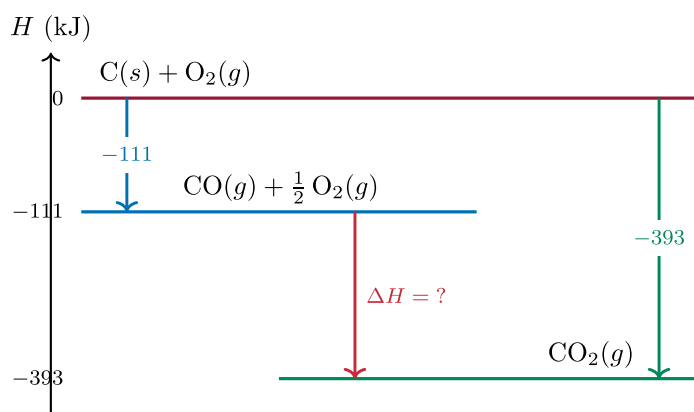
Combien de moles d'éthane C_2H_6 sont brûlées dans cette équation ?

b)

Quelle énergie est libérée *par mole* d'éthane brûlée ?

Exo 14 compléter un cycle à partir d'un diagramme

Le diagramme enthalpique ci-dessous relie les corps purs simples au monoxyde de carbone CO , puis au dioxyde CO_2 (valeurs en kJ).



a)

Écris l'égalité entre les deux chemins reliant les éléments à CO_2 .

b)

Détermine l'enthalpie de l'étape $\text{CO}(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$.

Exo 15 décomposition du calcaire

La décomposition du calcaire s'écrit $\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$. Données (kJ/mol) :
 $\Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) = -1207$, $\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) = -635$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$.

a)

Écris la loi de Hess.

b)

Calcule ΔH_r° et conclus (exo/endo).

MOYEN 15 exercices

Exo 1 enthalpie d'une combustion par la loi de Hess

Combustion du méthane : $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$.

Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -75$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Écris l'expression de ΔH_r° .

b)

Calcule sa valeur.

Exo 2 inverser et diviser une réaction

On établit que $2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{SO}_3(g)$ a pour enthalpie $\Delta H_r^\circ = -200 \text{ kJ}$. Déduis-en l'enthalpie de :

a)

$2 \text{SO}_3(g) \rightarrow 2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g)$;

b)

$\text{SO}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_3(g)$.

Exo 3 remonter à une enthalpie de formation

La formation de l'eau liquide, $2 \text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$, a pour enthalpie $\Delta H_r^\circ = -572 \text{ kJ}$.

a)

Exprime ΔH_r° en fonction de $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))$.

b)

Détermine $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))$ par mole.

Exo 4 combiner deux réactions

On donne :

(1) $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$, $\Delta H_1 = -393 \text{ kJ}$;

(2) $\text{CO}(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$, $\Delta H_2 = -283 \text{ kJ}$.

a)

En combinant (1) et (2), reconstitue la réaction $\text{C}(s) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}(g)$.

b)

Calcule son enthalpie ΔH .

Exo 5 quand l'état physique change

On donne $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286 \text{ kJ/mol}$ et $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -242 \text{ kJ/mol}$. On s'intéresse à la vaporisation $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$.

a)

Calcule l'enthalpie de vaporisation ΔH_r° .

b)

Le résultat (signe) est-il cohérent avec le fait que vaporiser l'eau *consomme* de l'énergie ?

Exo 6 combustion du propane

Combustion du propane : $\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5 \text{O}_2(g) \rightarrow 3 \text{CO}_2(g) + 4 \text{H}_2\text{O}(l)$.

Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -104$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Écris la loi de Hess.

b)

Calcule ΔH_r° .

Exo 7 remonter à une enthalpie de formation

La combustion complète du méthanol liquide $\text{CH}_3\text{OH}(l) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$ dégage 726 kJ par mole. Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Donne le signe et la valeur de ΔH_r° .

b)

Détermine $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(l))$.

Exo 8 reconstituer une formation par combinaison

On donne :

(1) $\text{S}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_2(g)$, $\Delta H_1 = -297 \text{ kJ}$;

(2) $2 \text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{SO}_3(g)$, $\Delta H_2 = -198 \text{ kJ}$.

a)

Quelle combinaison de (1) et (2) reconstitue la formation $\text{S}(s) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_3(g)$?

b)

Calcule $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_3(g))$.

Exo 9 la réaction de thermite

La thermite $2 \text{Al}(s) + \text{Fe}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Fe}(s)$ dégage assez d'énergie pour faire fondre le fer. On donne :

(1) $2 \text{Al}(s) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s), \Delta H_1 = -1676 \text{ kJ}$;

(2) $2 \text{Fe}(s) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(s), \Delta H_2 = -824 \text{ kJ}$.

a)

Quelle combinaison de (1) et (2) donne la réaction de thermite ?

b)

Calcule son enthalpie et justifie qu'elle est fortement exothermique.

Exo 10 énergie libérée par une masse de carburant

La combustion complète du méthane libère 890 kJ par mole de CH_4 . On brûle 8,0 g de méthane. Donnée : $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$.

a)

Quelle quantité de matière (en mol) de méthane brûle-t-on ?

b)

Quelle énergie est libérée ?

Exo 11 l'eau produite gazeuse ou liquide

Pour $\text{H}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, on donne $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286 \text{ kJ/mol}$ et $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -242 \text{ kJ/mol}$.

a)

Calcule l'enthalpie de la réaction lorsque l'eau est produite *liquide*, puis *gazeuse*.

b)

La différence entre ces deux valeurs correspond à quel changement d'état de l'eau ? Donne sa valeur.

Exo 12 enthalpie de formation d'un alcyne

La combustion de l'éthyne (acétylène) $\text{C}_2\text{H}_2(g) + \frac{5}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$ dégage 1300 kJ par mole. Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393, \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Écris la loi de Hess reliant ΔH_r° à $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2)$.

b)

Détermine $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(g))$ et commente son signe.

Exo 13 hydrogénation de l'éthène

L'hydrogénation catalytique de l'éthène s'écrit $\text{C}_2\text{H}_4(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(g)$. Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$, $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) = -85$.

a)

Écris la loi de Hess (attention au H_2).

b)

Calcule ΔH_r° et conclus (exo/endo).

Exo 14 extinction de la chaux vive

L'extinction de la chaux vive s'écrit $\text{CaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(s)$. Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) = -635$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$, $\Delta H_f^\circ(\text{Ca}(\text{OH})_2) = -986$.

a)

Écris la loi de Hess.

b)

Calcule ΔH_r° et explique pourquoi le mélange chauffe.

Exo 15 lire un tableau d'enthalpies de formation

On considère la combustion complète du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) + 6 \text{O}_2(g) \rightarrow 6 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$, avec le tableau suivant.

Espèce	ΔH_f° (kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s)$	-1274
$\text{CO}_2(g)$	-393
$\text{H}_2\text{O}(l)$	-286
$\text{O}_2(g)$	0

a)

Écris la loi de Hess.

b)

Calcule l'enthalpie de combustion du glucose.

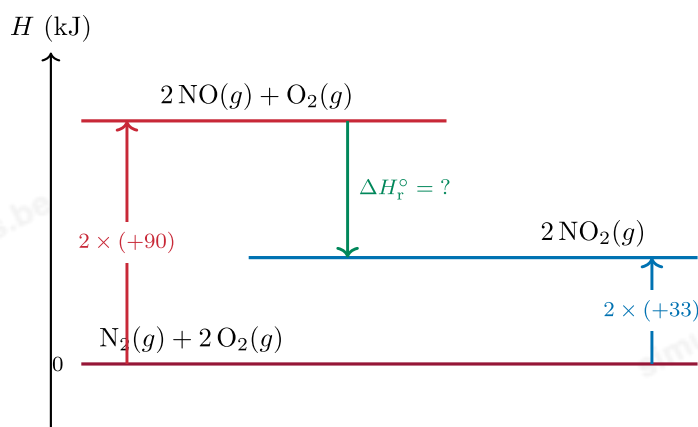
DIFFICILE

14 exercices

Exo 1

cycle de Hess à partir d'un diagramme

On étudie l'oxydation $2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)$, d'enthalpie inconnue. On donne $\Delta H_f^\circ(\text{NO}) = +90 \text{ kJ/mol}$ et $\Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) = +33 \text{ kJ/mol}$. Le diagramme place les trois niveaux et les chemins depuis les éléments.



a)

Écris l'égalité entre les deux chemins reliant les éléments à 2NO_2 .

b)

Calcule ΔH_r° de la réaction (telle qu'écrite).

c)

Donne l'enthalpie par mole de NO_2 formée et conclus (exo/endo).

Exo 2

déterminer une enthalpie de formation par combustion

La combustion de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$ dégage 1367 kJ par mole d'éthanol. Données (kJ/mol) : $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Écris la loi de Hess reliant ΔH_r° à $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$.

b)

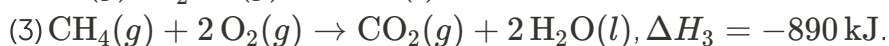
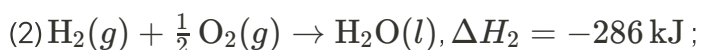
Détermine $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l))$.

Exo 3

loi de Hess par combinaison de trois équations

On donne trois réactions :

(1) $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$, $\Delta H_1 = -393 \text{ kJ}$;



a)

Quelle combinaison de (1), (2), (3) reconstitue la formation du méthane $\text{C}(s) + 2 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_4(g)$?

b)

Calcule $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4)$.

Exo 4 vrai ou faux – loi de Hess

Indique si chaque affirmation est **vraie** ou **fausse**, et justifie brièvement.

a)

« L'enthalpie standard de formation du dioxygène $\text{O}_2(g)$ vaut zéro. »

b)

« La loi de Hess est une conséquence du fait que H est une fonction d'état. »

c)

« Inverser le sens d'écriture d'une réaction ne change pas le signe de son ΔH . »

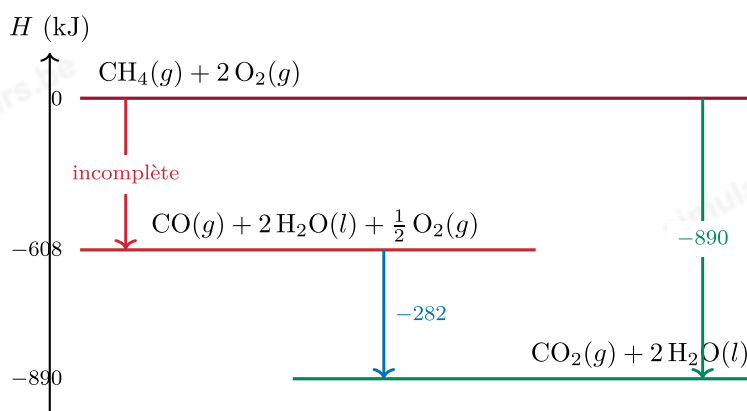
d)

« En parcourant un cycle thermochimique fermé, la somme des variations d'enthalpie est nulle. »

Exo 5 combustion complète et incomplète du méthane

Un chauffe-eau brûle du méthane. Si l'apport d'air est insuffisant, la combustion est *incomplète* et produit du monoxyde de carbone CO (toxique) au lieu du dioxyde CO_2 . On donne :

- combustion complète $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l), \Delta H = -890 \text{ kJ}$;
- post-combustion $\text{CO}(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g), \Delta H = -282 \text{ kJ}$.



a)

Exprime, par un cycle de Hess, l'enthalpie de la combustion incomplète $\text{CH}_4(g) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$ à l'aide des deux données.

b)

Calcule cette enthalpie.

c)

Quel pourcentage de l'énergie est « perdu » lorsque la combustion est incomplète plutôt que complète ?

d)

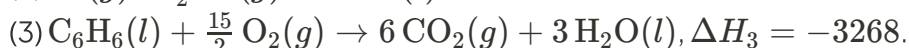
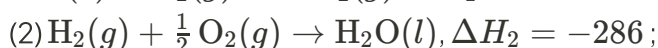
Explique pourquoi une combustion incomplète est doublement défavorable.

Exo 6 enthalpie de formation du benzène par combinaison

On veut l'enthalpie de formation du benzène liquide, $6 \text{ C}(s) + 3 \text{ H}_2(g) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(l)$, dont la structure est :



On dispose des combustions (kJ/mol) :



a)

Quelle combinaison de (1), (2) et (3) reconstitue la formation du benzène ?

b)

Calcule $\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6(l))$ et commente son signe.

Exo 7 deux enthalpies de formation à déterminer

Les oxydes d'azote NO et NO₂ ont des enthalpies de formation inconnues. On dispose de :



a)

Détermine $\Delta H_f^\circ(\text{NO}(g))$ à partir de (1).

b)

Détermine $\Delta H_f^\circ(\text{NO}_2(g))$ à partir de (2) et du résultat précédent.

c)

Retrouve, par la loi de Hess directe appliquée à $\text{N}_2(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}_2(g)$, l'enthalpie de cette réaction et vérifie la cohérence avec $\Delta H_1 + \Delta H_2$.

Exo 8 comparer deux carburants

On compare le méthane CH₄ et l'octane C₈H₁₈ (constituant de l'essence). Enthalpies de combustion : $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -890 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_c(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5470 \text{ kJ/mol}$. Masses molaires : $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$,

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol.}$$

a)

Calcule l'énergie libérée *par gramme* pour chaque carburant.

b)

Lequel libère le plus d'énergie par gramme ?

c)

Quelle masse de méthane faut-il brûler pour libérer 4450 kJ ?

Exo 9 combustion avec de la vapeur d'eau

Dans un moteur, l'eau est rejetée sous forme de *vapeur*: $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g)$, qui dégage 802 kJ par mole. Données (kJ/mol): $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -242$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Par la loi de Hess, vérifie la valeur -802 kJ et déduis-en $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4)$.

b)

Quelle serait l'enthalpie de combustion si l'eau était produite *liquide* ?

c)

Explique l'écart entre les deux valeurs à l'aide de l'enthalpie de vaporisation de l'eau.

Exo 10 le vaporeformage du méthane

Le vaporeformage produit du « gaz de synthèse »: $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}(g) + 3 \text{H}_2(g)$. Données (kJ/mol): $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -75$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -242$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -111$.

a)

Écris la loi de Hess.

b)

Calcule ΔH_r° et indique si le procédé doit être chauffé ou refroidi.

c)

La réaction inverse (méthanation) libère-t-elle ou absorbe-t-elle de l'énergie ? Donne son enthalpie.

Exo 11 enthalpie de formation à partir d'une mesure

On brûle complètement 2,3 g d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l)$; la combustion dégage 68,4 kJ. La réaction est $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CO}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$. Données : $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ g/mol}$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393$, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286 \text{ (kJ/mol)}$.

a)

Quelle quantité de matière d'éthanol a brûlé ?

b)

Déduis-en l'enthalpie molaire de combustion $\Delta H_{\text{r}}^{\circ}$.

c)

Détermine $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l))$.

Exo 12 graphite, diamant et la convention de formation

Le carbone existe sous deux formes (allotropes) : le *graphite* et le *diamant*. On mesure les enthalpies de combustion (toutes deux formant $\text{CO}_2(g)$) : $\Delta H_{\text{c}}(\text{graphite}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ et $\Delta H_{\text{c}}(\text{diamant}) = -395,4 \text{ kJ/mol}$. Le graphite est la forme la plus stable dans les conditions standard.

a)

Laquelle des deux formes a une enthalpie de formation nulle, et pourquoi ?

b)

À l'aide d'un cycle de Hess reliant graphite, diamant et CO_2 , détermine ΔH de la transformation $\text{C}(\text{graphite}) \rightarrow \text{C}(\text{diamant})$.

c)

En déduis $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{C}(\text{diamant}))$. Est-elle nulle ? Commente.

Exo 13 synthèse industrielle du méthanol

La synthèse du méthanol à partir du gaz de synthèse s'écrit $\text{CO}(g) + 2 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(l)$. Données (kJ/mol) : $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{CO}) = -111$, $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{CH}_3\text{OH}(l)) = -239$.

a)

Calcule $\Delta H_{\text{r}}^{\circ}$ et conclus (exo/endo).

b)

Une unité produit 3200 kilogram de méthanol par heure. Quelle énergie (en MJ) est libérée par heure ?
Donnée : $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g/mol}$.

Exo 14 décomposition de l'eau oxygénée

Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (eau oxygénée) se décompose selon $2 \text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$.
Données (kJ/mol) : $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_2(l)) = -188$, $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286$.

a)

Écris la loi de Hess (attention au O_2).

b)

Calcule ΔH_r° (pour l'équation telle qu'écrite).

c)

La décomposition est-elle exo- ou endothermique ? Pourquoi conserver l'eau oxygénée au frais et à l'abri de la lumière ?

d)

Quelle énergie libère la décomposition de 3,4 g de H_2O_2 ? Donnée : $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34 \text{ g/mol}$.



DEUXIÈME PARTIE

Corrigés

Chaque exercice repris pas à pas, niveau par niveau.
Compare ta démarche, pas seulement ton résultat.





Une seconde – avant d'ouvrir le corrigé...



Si ce carnet t'aide, rends-nous la pareille : parle de simulationconcours.be à quelqu'un qui prépare le concours. C'est comme ça qu'on peut continuer.

Ce qu'on a préparé pour toi

- ✓ Ce carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les cours complets, chapitre par chapitre – gratuits
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Des fiches de révision à imprimer

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles – chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse – puis reviens vérifier tes réponses

Les corrigés

FACILE 15 exercices

Exo 1 enthalpie de formation d'un corps pur simple

Un corps pur simple dans son état stable a $\Delta H_f^\circ = 0$; un composé nécessite une donnée.

a)

$O_2(g)$: corps pur simple $\Rightarrow \Delta H_f^\circ = 0 \text{ kJ/mol}$.

b)

$N_2(g)$: corps pur simple $\Rightarrow \Delta H_f^\circ = 0 \text{ kJ/mol}$.

c)

$Fe(s)$: corps pur simple $\Rightarrow \Delta H_f^\circ = 0 \text{ kJ/mol}$.

d)

$H_2O(l)$: c'est un *composé*, $\Delta H_f^\circ \neq 0$; il faut une valeur tabulée ($\approx -286 \text{ kJ/mol}$).

Exo 2 écrire l'expression de la loi de Hess

Produits moins réactifs, chaque terme pondéré par son coefficient (les O_2 apportent 0).

a)

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ(CO_2) + 2 \Delta H_f^\circ(H_2O(l))] - [\Delta H_f^\circ(CH_4) + 2 \Delta H_f^\circ(O_2)].$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ(SO_3) - [2 \Delta H_f^\circ(SO_2) + \Delta H_f^\circ(O_2)].$$

Exo 3 appliquer la loi de Hess

a)

$$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ(B) - \Delta H_f^\circ(A) = 2(-30) - (+10) = -70 \text{ kJ}.$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(Z) - [\Delta H_f^\circ(X) + \Delta H_f^\circ(Y)] = -110 - (-50 - 20) = -110 + 70 = -40 \text{ kJ}.$$

Exo 4 le cas d'une combustion

a)

$C(s)$ et $O_2(g)$ sont des corps purs simples : $\Delta H_f^\circ = 0$ pour les deux.

b)

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(CO_2) - [0 + 0] = -393 \text{ kJ}. \text{ La chaleur de combustion coïncide ici avec } \Delta H_f^\circ(CO_2).$$

c)

$\Delta H_r^\circ < 0$: réaction **exothermique**.

Exo 5 compléter un cycle

a)

les deux chemins relient les mêmes états, donc ont la même enthalpie totale :

$$\Delta H(\text{éléments} \rightarrow Y) + \Delta H(Y \rightarrow Z) = \Delta H(\text{direct}).$$

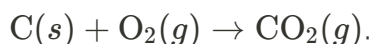
b)

$$-50 + \Delta H(Y \rightarrow Z) = -200 \Rightarrow \Delta H(Y \rightarrow Z) = -200 + 50 = -150 \text{ kJ}.$$

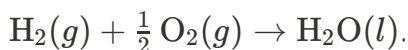
Exo 6 écrire l'équation de formation

On part des corps purs simples ($C(s)$ graphite, H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2) et on forme exactement *une* mole du composé.

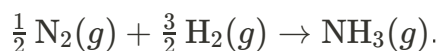
a)



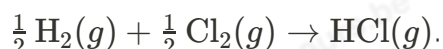
b)



c)



d)



Exo 7 exothermique ou endothermique ?

Une réaction dégage de la chaleur si $\Delta H_r^\circ < 0$ (exothermique), elle en absorbe si $\Delta H_r^\circ > 0$ (endothermique).

a)

$$-566 \text{ kJ} < 0 : \text{exothermique}.$$

b)

$$+178 \text{ kJ} > 0 : \text{endothermique}.$$

c)

$$-92 \text{ kJ} < 0 : \text{exothermique}.$$

d)

$+44 \text{ kJ} > 0$: **endothermique**.

Exo 8 inverser une réaction

a)

inverser une réaction change le signe de son enthalpie : $\Delta H = +92 \text{ kJ}$.

b)

$\Delta H > 0$: la décomposition est **endothermique** (il faut fournir de l'énergie).

Exo 9 multiplier une réaction

Multiplier tous les coefficients par k multiplie ΔH par k .

a)

$\times 2$: $\Delta H = 2(-286) = -572 \text{ kJ}$.

b)

$\times 4$: $\Delta H = 4(-286) = -1144 \text{ kJ}$.

Exo 10 loi de Hess avec un coefficient

a)

$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ(\text{NH}_3) - [\Delta H_f^\circ(\text{N}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2)]$; N_2 et H_2 sont des corps purs simples ($= 0$).

b)

$\Delta H_r^\circ = 2(-46) - 0 = -92 \text{ kJ}$.

Exo 11 reconnaître une enthalpie de formation

a)

c'est, par définition, l'**enthalpie standard de formation** du méthane (une mole formée à partir des corps purs simples).

b)

$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4(g)) = -75 \text{ kJ/mol}$.

Exo 12 combustion du carbone en monoxyde

a)

$\text{C}(s)$ et $\text{O}_2(g)$ sont des corps purs simples ($\Delta H_f^\circ = 0$), donc $\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CO}) - 0 = -111 \text{ kJ}$.

b)

$\Delta H_r^\circ < 0$: **exothermique**.

Exo 13 enthalpie par mole de produit

a)

l'équation fait intervenir le coefficient 2 devant C_2H_6 : **2 moles** d'éthane sont brûlées.

b)

par mole d'éthane : $\frac{-3120}{2} = -1560 \text{ kJ/mol}$.

Exo 14 compléter un cycle à partir d'un diagramme

a)

les deux chemins relient les mêmes états (H fonction d'état) :

$$\Delta H(\text{él.} \rightarrow \text{CO}) + \Delta H(\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2) = \Delta H(\text{él.} \rightarrow \text{CO}_2), \quad \text{soit} \quad -111 + \Delta H = -393.$$

b)

$$\Delta H = -393 - (-111) = -282 \text{ kJ}.$$

Exo 15 décomposition du calcaire

a)

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3).$$

b)

$\Delta H_r^\circ = [(-635) + (-393)] - (-1207) = -1028 + 1207 = +179 \text{ kJ}$. $\Delta H_r^\circ > 0$: **endothermique** (il faut chauffer le calcaire pour le décomposer).

MOYEN 15 exercices

Exo 1 enthalpie d'une combustion par la loi de Hess

a)

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))] - [\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) + \underbrace{2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)}_{=0}].$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = [(-393) + 2(-286)] - (-75) = (-393 - 572) + 75 = -890 \text{ kJ (exothermique)}.$$

Exo 2 inverser et diviser une réaction

ΔH est proportionnel à l'équation.

a)

réaction inverse : signe opposé, $\Delta H = +200 \text{ kJ}$.

b)

coefficients divisés par 2 : $\Delta H = \frac{-200}{2} = -100 \text{ kJ}$.

Exo 3 remonter à une enthalpie de formation

a)

H_2 et O_2 sont des corps purs simples ($\Delta H_f^\circ = 0$), donc

$$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) - 0 = 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)).$$

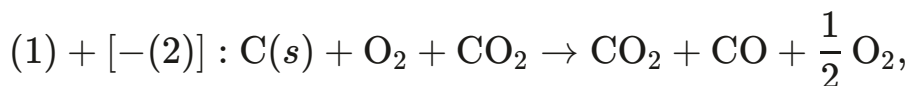
b)

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = \frac{-572}{2} = -286 \text{ kJ/mol}.$$

Exo 4 combiner deux réactions

a)

on additionne (1) et l'inverse de (2) :



soit, après simplification, $\text{C}(s) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}(g)$.

b)

$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -393 - (-283) = -110 \text{ kJ}.$$

Exo 5 quand l'état physique change

a)

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) - \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -242 - (-286) = +44 \text{ kJ/mol}.$$

b)

oui : $\Delta H_r^\circ > 0$ (endothermique), la vaporisation *absorbe* de l'énergie, comme attendu pour un passage liquide $\rightarrow$ gaz.

Exo 6 combustion du propane

a)

$$\Delta H_r^\circ = [3 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) \text{ (le } \text{O}_2 \text{ apporte 0)}.$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = [3(-393) + 4(-286)] - (-104) = (-1179 - 1144) + 104 = -2219 \text{ kJ (exothermique)}.$$

Exo 7 remonter à une enthalpie de formation

La combustion *dégage* 726 kJ, donc $\Delta H_r^\circ = -726 \text{ kJ}$.

a)

$$\Delta H_r^\circ = -726 \text{ kJ (signe - car la réaction dégage de la chaleur)}.$$

b)

$$-726 = [(-393) + 2(-286)] - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = -965 - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}), \text{ soit}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(l)) = -965 - (-726) = -239 \text{ kJ/mol}.$$

Exo 8 reconstituer une formation par combinaison

a)

on prend (1) + $\frac{1}{2}$ (2) : (1) donne $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ et $\frac{1}{2}$ (2) donne $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$. En sommant, SO_2 se simplifie : $\text{S}(s) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_3(g)$.

b)

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_3) = \Delta H_1 + \frac{1}{2} \Delta H_2 = -297 + \frac{1}{2}(-198) = -297 - 99 = -396 \text{ kJ/mol}.$$

Exo 9 la réaction de thermite

a)

on prend (1) - (2) : (1) donne $2 \text{Al} + \frac{3}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ et -(2) donne $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{Fe} + \frac{3}{2} \text{O}_2$. En sommant, les O_2 se simplifient : $2 \text{Al}(s) + \text{Fe}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Fe}(s)$.

b)

$\Delta H_r^\circ = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -1676 - (-824) = -852 \text{ kJ}$. Très négatif : réaction **fortement exothermique**, d'où la fusion du fer.

Exo 10 énergie libérée par une masse de carburant

a)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8,0}{16} = 0,50 \text{ mol}.$$

b)

$$E = n \times 890 \text{ kJ/mol} = 0,50 \times 890 = 445 \text{ kJ libérés}.$$

Exo 11 l'eau produite gazeuse ou liquide

a)

eau liquide : $\Delta H = \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -286 \text{ kJ}$; eau gazeuse : $\Delta H = \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -242 \text{ kJ}$.

b)

différence : $-242 - (-286) = +44 \text{ kJ}$, c'est l'enthalpie de **vaporisation** de l'eau ($\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$) : produire de la vapeur libère 44 kJ de moins que produire du liquide.

Exo 12 enthalpie de formation d'un alcyne

La combustion *dégage* 1300 kJ, donc $\Delta H_r^\circ = -1300 \text{ kJ}$.

a)

$$\Delta H_r^\circ = [2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2).$$

b)

$$-1300 = [2(-393) + (-286)] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1072 - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2), \text{ soit}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1072 - (-1300) = +228 \text{ kJ/mol}.$$

Enthalpie de formation *positive* : l'éthyne est un composé riche en énergie (endothermique, peu stable).

Exo 13 hydrogénation de l'éthène

a)

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2)] ; \text{H}_2 \text{ corps pur simple } (= 0).$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = -85 - (+52 + 0) = -137 \text{ kJ} : \text{exothermique}.$$

Exo 14 extinction de la chaux vive

a)

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{Ca}(\text{OH})_2) - [\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))].$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = -986 - [(-635) + (-286)] = -986 - (-921) = -65 \text{ kJ}. \Delta H_r^\circ < 0 : \text{réaction exothermique, le mélange s'échauffe.}$$

Exo 15 lire un tableau d'enthalpies de formation

a)

$$\Delta H_r^\circ = [6 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 6 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6).$$

b)

$\Delta H_r^\circ = [6(-393) + 6(-286)] - (-1274) = (-2358 - 1716) + 1274 = -2800 \text{ kJ}$ (fortement exothermique).

DIFFICILE

14 exercices

Exo 1

cycle de Hess à partir d'un diagramme

a)

les deux chemins mènent des éléments à 2 NO_2 , donc ont la même enthalpie :

$$2 \times (+90) + \Delta H_r^\circ = 2 \times (+33).$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = 2(+33) - 2(+90) = 66 - 180 = -114 \text{ kJ}.$$

c)

par mole de NO_2 : $\frac{-114}{2} = -57 \text{ kJ/mol}$. La réaction est **exothermique** (bien que NO et NO_2 aient tous deux $\Delta H_f^\circ > 0$).

Exo 2

déterminer une enthalpie de formation par combustion

La combustion *dégage* 1367 kJ , donc $\Delta H_r^\circ = -1367 \text{ kJ}$.

a)

$$\Delta H_r^\circ = [2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l))] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \text{ (le } \text{O}_2 \text{ apporte 0)}.$$

b)

$$-1367 = [2(-393) + 3(-286)] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = (-786 - 858) - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}), \text{ soit}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -1644 - (-1367) = -277 \text{ kJ/mol}.$$

Exo 3

loi de Hess par combinaison de trois équations

a)

on veut $\text{C} + 2 \text{ H}_2 \rightarrow \text{CH}_4$. On prend $(1) + 2 \times (2) - (3)$:

- (1) apporte $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
- $2 \times (2)$ apporte $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$;
- $-(3)$ apporte $\text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2$.

En sommant, CO_2 , H_2O et les O_2 se simplifient : il reste $\text{C}(s) + 2 \text{ H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_4(g)$.

b)

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = \Delta H_1 + 2 \Delta H_2 - \Delta H_3 = -393 + 2(-286) - (-890) = -393 - 572 + 890 = -75 \text{ kJ/mol.}$$

Exo 4 vrai ou faux – loi de Hess

a)

Vrai : O_2 est un corps pur simple dans son état stable, $\Delta H_f^\circ = 0$ par convention.

b)

Vrai : H étant une fonction d'état, ΔH ne dépend que des états initial et final, ce qui autorise l'additivité de Hess.

c)

Faux : inverser une réaction *change* le signe de ΔH .

d)

Vrai : le retour au point de départ implique $\sum \Delta H = 0$ (une flèche à contre-sens changeant de signe).

Exo 5 combustion complète et incomplète du méthane

a)

la combustion complète = combustion incomplète *suivie* de la post-combustion $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$. Comme H est une fonction d'état :

$$\Delta H(\text{incomplète}) + \Delta H(\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2) = \Delta H(\text{complète}), \quad \text{soit} \quad \Delta H(\text{incomplète}) = -890 - (-282).$$

b)

$$\Delta H(\text{incomplète}) = -890 + 282 = -608 \text{ kJ.}$$

c)

$$\text{énergie « perdue »} = 890 - 608 = 282 \text{ kJ}; \frac{282}{890} \approx 0,317, \text{ soit } \approx 32 \%.$$

d)

elle est doublement défavorable : elle libère *moins* d'énergie (608 kJ au lieu de 890 kJ) *et* produit du CO, gaz toxique (fixation sur l'hémoglobine).

Exo 6 enthalpie de formation du benzène par combinaison

a)

pour reconstituer $6 \text{ C} + 3 \text{ H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$, on prend $6 \times (1) + 3 \times (2) - (3)$: les 6 CO_2 et 3 H_2O produits par $6(1) + 3(2)$ sont exactement consommés par $-(3)$, qui régénère C_6H_6 .

b)

$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) = 6 \Delta H_1 + 3 \Delta H_2 - \Delta H_3 = 6(-393) + 3(-286) - (-3268) = -2358 - 858 + 3268 = +52 \text{ kJ/mol}$. Positive : le benzène est un composé riche en énergie (endothermique).

Exo 7 deux enthalpies de formation à déterminer

a)

(1) forme 2 mol de NO à partir des éléments : $\Delta H_1 = 2 \Delta H_f^\circ(\text{NO})$, donc $\Delta H_f^\circ(\text{NO}) = \frac{180}{2} = +90 \text{ kJ/mol}$.

b)

pour (2) : $\Delta H_2 = 2 \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) - 2 \Delta H_f^\circ(\text{NO})$, soit $-114 = 2 \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) - 180$. D'où $\Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) = \frac{66}{2} = +33 \text{ kJ/mol}$.

c)

loi de Hess directe : $\Delta H = 2 \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) - 0 = 2(+33) = +66 \text{ kJ}$. Par ailleurs $\Delta H_1 + \Delta H_2 = 180 + (-114) = +66 \text{ kJ}$: cohérent. ✓

Exo 8 comparer deux carburants

a)

méthane : $\frac{890}{16} \approx 55,6 \text{ kJ/g}$; octane : $\frac{5470}{114} \approx 48,0 \text{ kJ/g}$.

b)

le **méthane** libère plus d'énergie par gramme (il est plus riche en hydrogène).

c)

$n = \frac{4450}{890} = 5,0 \text{ mol}$, donc $m = n \times M = 5,0 \times 16 = 80 \text{ g}$.

Exo 9 combustion avec de la vapeur d'eau

a)

$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g))] - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4)$, soit $-802 = [(-393) + 2(-242)] - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4)$. D'où $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -877 + 802 = -75 \text{ kJ/mol}$.

b)

avec l'eau liquide : $\Delta H = [(-393) + 2(-286)] - (-75) = -965 + 75 = -890 \text{ kJ}$.

c)

écart : $-890 - (-802) = -88 \text{ kJ} = 2 \times (-44)$: produire l'eau *liquide* libère en plus l'enthalpie de condensation de 2 mol d'eau ($2 \times 44 \text{ kJ}$). La vapeur emporte cette énergie, d'où une combustion moins « efficace » thermiquement.

Exo 10 le vaporeformage du méthane

a)

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{CO}) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2)] - [\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(g))] ; \text{H}_2 \text{ corps pur simple } (= 0).$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = (-111 + 0) - [(-75) + (-242)] = -111 + 317 = +206 \text{ kJ}. \Delta H_r^\circ > 0 : \text{réaction endothermique, il faut fortement chauffer le réacteur.}$$

c)

la méthanation est la réaction inverse : $\Delta H = -206 \text{ kJ}$, elle **libère** de l'énergie (exothermique).

Exo 11 enthalpie de formation à partir d'une mesure

a)

$$n = \frac{2,3}{46} = 0,050 \text{ mol.}$$

b)

$$\text{la combustion dégage } 68,4 \text{ kJ pour } 0,050 \text{ mol} : \Delta H_r^\circ = \frac{-68,4}{0,050} = -1368 \text{ kJ/mol.}$$

c)

$$-1368 = [2(-393) + 3(-286)] - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -1644 - \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}), \text{ d'où}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l)) = -1644 + 1368 = -276 \text{ kJ/mol.}$$

Exo 12 graphite, diamant et la convention de formation

a)

le **graphite** : c'est la forme la plus stable du carbone dans les conditions standard, donc $\Delta H_f^\circ(\text{C}(\text{graphite})) = 0$ par convention.

b)

cycle : graphite $\rightarrow$ CO_2 $(-393,5)$ d'une part ; graphite $\rightarrow$ diamant (ΔH) puis diamant $\rightarrow$ CO_2 $(-395,4)$ d'autre part. Égalité des deux chemins :

$$\Delta H(\text{graph.} \rightarrow \text{diam.}) + (-395,4) = -393,5 \Rightarrow \Delta H(\text{graph.} \rightarrow \text{diam.}) = -393,5 - (-395,4) = +1,9 \text{ kJ/mol.}$$

c)

$\Delta H_f^\circ(\text{C}(\text{diamant})) = \Delta H(\text{graph.} \rightarrow \text{diam.}) = +1,9 \text{ kJ/mol} \neq 0$: seule la forme la plus stable (graphite) a une enthalpie de formation nulle ; le diamant, légèrement moins stable, en a une positive.

Exo 13 synthèse industrielle du méthanol

a)

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) - [\Delta H_f^\circ(\text{CO}) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2)] = -239 - (-111 + 0) = -128 \text{ kJ} :$$

exothermique.

b)

$$n = \frac{3200 \text{ kilogram}}{M} = \frac{3\,200\,000}{32} = 1,0 \times 10^5 \text{ mol. Énergie : } E = n \times 128 = 1,0 \times 10^5 \times 128 = 1,28 \times 10^7 \text{ kJ} = 12800 \text{ MJ libérés par heure.}$$

Exo 14 décomposition de l'eau oxygénée

a)

$$\Delta H_r^\circ = [2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) + \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)] - 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_2(l)) ; \text{O}_2 \text{ corps pur simple } (= 0).$$

b)

$$\Delta H_r^\circ = [2(-286) + 0] - 2(-188) = -572 + 376 = -196 \text{ kJ (pour 2 mol de H}_2\text{O}_2).$$

c)

$\Delta H_r^\circ < 0$: **exothermique.** La décomposition libère de l'énergie et est accélérée par la chaleur et la lumière, d'où la conservation au frais et à l'abri (flacon opaque).

d)

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{3,4}{34} = 0,10 \text{ mol ; l'équation libère } 196 \text{ kJ pour 2 mol, soit } 98 \text{ kJ/mol. Donc } E = 0,10 \times 98 = 9,8 \text{ kJ.}$$



Tous les exos cochés ? Passe au niveau réel.

+

Ce carnet est un extrait de notre bibliothèque d'entraînement — la suite se joue en ligne.

Sur simulationconcours.be

- ✓ Le même carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les autres mécaniques de la fiche, niveau par niveau
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Les cours complets — gratuits — et les fiches de révision

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles — chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse — les cours complets sont gratuits