



Chimie

Carnet d'entraînement



Premier principe et enthalpie

Thermodynamique et équilibre chimique · Mécanique 1 — 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 *le premier principe et les conventions de signe*

Toute matière possède une réserve d'**énergie interne** U (mouvement des molécules, liaisons chimiques). Lors d'une transformation, cette énergie est échangée avec le milieu extérieur sous deux formes : la **chaleur** Q et le **travail** W . Le premier principe (conservation de l'énergie) s'écrit :

$$\Delta U = Q + W$$

Convention (point de vue du système) : ce qui est *reçu* est **positif**, ce qui est *cédé* est **négatif**.

- chaleur reçue $\Rightarrow Q > 0$; chaleur cédée $\Rightarrow Q < 0$;
- travail reçu $\Rightarrow W > 0$; travail cédé $\Rightarrow W < 0$.

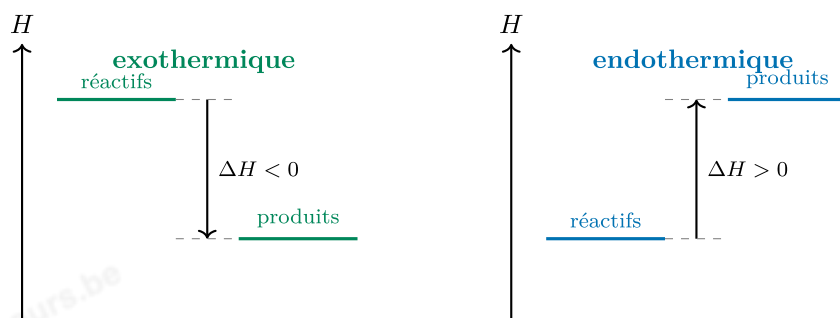
Pour un système **isolé**, $Q = 0$ et $W = 0$, donc $\Delta U = 0$: son énergie interne est constante.

MÉTHODE *les trois réflexes du thème*

- 1 **Travail des forces de pression** (à pression extérieure constante) : $W = -p \Delta V$, $\Delta V = V_{\text{final}} - V_{\text{initial}}$. Le gaz se *dilate* ($\Delta V > 0$) $\Rightarrow$ il cède du travail $\Rightarrow W < 0$. Il se *contracte* ($\Delta V < 0$) $\Rightarrow W > 0$. *Pense aux unités* : p en Pa, V en m^3 ($1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$), W en J.
- 2 **Chaleur à pression constante = enthalpie** : $Q_p = \Delta H$. Mesurer la chaleur d'une réaction à l'air libre, c'est mesurer son ΔH .
- 3 **Lire le signe de ΔH** sur un diagramme enthalpique : $\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}$.

🔗 **EXEMPLE** classer une réaction à partir du signe de ΔH

La synthèse $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ a $\Delta H = -92 \text{ kJ}$. Le signe est *négatif*: la réaction est **exothermique** (elle *dégage* 92 kJ). Comme $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}} < 0$, l'enthalpie des réactifs est *plus haute* que celle des produits.



Le sens de la flèche verticale donne immédiatement le signe de ΔH .

⚠ **PIÈGE** trois confusions classiques

- **athermique** $\neq$ **adiabatique** : *athermique* qualifie une *réaction* qui n'échange pas de chaleur ($\Delta H \approx 0$) ; *adiabatique* qualifie une *enceinte* qu'aucune chaleur ne traverse.
- **Signe** : « dégage de la chaleur » $\Rightarrow \Delta H < 0$; « absorbe » $\Rightarrow \Delta H > 0$. Ne pas inverser.
- **Unités** : $1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$. Convertir les litres en m^3 avant d'appliquer $W = -p\Delta V$.

Les exercices

FACILE 15 exercices

Exo 1 exothermique ou endothermique ?

Pour chaque réaction, on donne sa variation d'enthalpie ΔH . Indique si la réaction est **exothermique** ou **endothermique**, et si elle *dégage* ou *absorbe* de la chaleur.

a)

$$\Delta H = -92 \text{ kJ}$$

b)

$$\Delta H = +178 \text{ kJ}$$

c)

$$\Delta H = -46 \text{ kJ}$$

d)

$$\Delta H = +52 \text{ kJ}$$

Exo 2 conventions de signe

On se place du point de vue du **système**. Donne le signe (> 0 ou < 0) de la grandeur échangée dans chaque situation.

a)

le système *reçoit* 50 J de chaleur : signe de Q ?

b)

le système *cède* 30 J de chaleur : signe de Q ?

c)

le système *reçoit* du travail : signe de W ?

d)

le système *cède* du travail : signe de W ?

Exo 3 chaleur à pression constante

À pression constante, la chaleur échangée est égale à la variation d'enthalpie : $Q_p = \Delta H$. Donne ΔH (valeur *et* signe) dans chaque cas.

a)

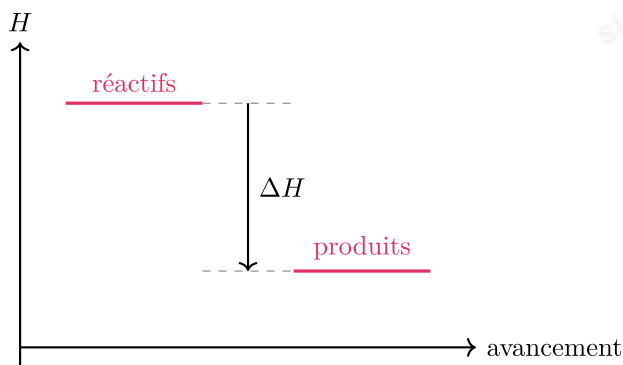
une réaction *dégage* 150 kJ à pression constante ;

b)

une réaction *absorbe* 80 kJ à pression constante.

Exo 4 lire un diagramme enthalpique

On donne le diagramme enthalpique d'une réaction.



a)

Quel est le signe de ΔH ?

b)

La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

c)

Qui possède la plus grande enthalpie : les réactifs ou les produits ?

Exo 5 signe du travail des forces de pression

À pression extérieure constante, $W = -p \Delta V$. Sans calcul, donne le signe de W (ou sa valeur).

a)

le système se *dilate* ($\Delta V > 0$);

b)

le système se *contracte* ($\Delta V < 0$);

c)

le volume du système ne change pas ($\Delta V = 0$).

Exo 6 exothermique ou endothermique – situations concrètes

Pour chaque situation, indique si la transformation est **exothermique** ou **endothermique**, et si elle *dégage* ou *absorbe* de la chaleur.

a)

la combustion du gaz d'une cuisinière *chauffe* fortement le milieu extérieur ;

b)

un « pack de froid » de pharmacie *refroidit* la peau quand on l'active ;

c)

la photosynthèse ne se produit qu'en *captant* de l'énergie lumineuse ;

d)

la respiration cellulaire *fournit* de l'énergie utilisable à la cellule.

Exo 7 qui possède la plus grande enthalpie ?

On connaît seulement le caractère thermique de la réaction. Donne le signe de ΔH et indique qui, des **réactifs** ou des **produits**, possède la plus grande enthalpie.

a)

réaction **exothermique** ;

b)

réaction **endothermique** ;

c)

réaction **athermique**.

Exo 8 système ouvert, fermé ou isolé ?

Classe chaque système en **ouvert**, **fermé** ou **isolé**.

a)

une casserole d'eau bouillante *sans* couvercle (elle échange vapeur *et* chaleur) ;

b)

une bouteille en verre hermétiquement fermée qui chauffe au soleil ;

c)

un calorimètre parfait (aucun échange possible) : quel est alors son type, et que vaut ΔU ?

Exo 9 du signe au sens de l'échange

On se place du point de vue du **système**. À partir du signe donné, dis si le système *reçoit* ou *cède* la grandeur.

a)

$Q > 0$: chaleur reçue ou cédée ?

b)

$W < 0$: travail reçu ou cédé ?

c)

$Q < 0$: chaleur reçue ou cédée ?

d)

$W > 0$: travail reçu ou cédé ?

Exo 10 conversion d'unités d'énergie

On rappelle que $1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$.

a)

convertis 2.5 kJ en J ;

b)

convertis 4185 J en kJ ;

c)

quelle est la plus grande énergie : 0.8 kJ ou 850 J ?

Exo 11 conversion de volume pour le travail

Avant d'appliquer $W = -p \Delta V$, il faut exprimer le volume en m^3 . On rappelle $1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$.
Convertis en m^3 :

a)

2.0 L ;

b)

0.25 L ;

c)

500 mL .

Exo 12 isoler un terme du premier principe

On utilise $\Delta U = Q + W$. Détermine la grandeur manquante (valeur *et* signe).

a)

$\Delta U = +80 \text{ J}$ et $Q = +50 \text{ J}$: que vaut W ?

b)

$\Delta U = -20 \text{ J}$ et $W = +40 \text{ J}$: que vaut Q ?

c)

$\Delta U = +100 \text{ J}$ et $Q = +60 \text{ J}$: que vaut W ?

l'énergie est proportionnelle à la quantité de matière

Exo 13

La formation d'une mole d'eau dégage 242 kJ. Quelle énergie est dégagée pour :

a)

2 mol d'eau ?

b)

0.5 mol d'eau ?

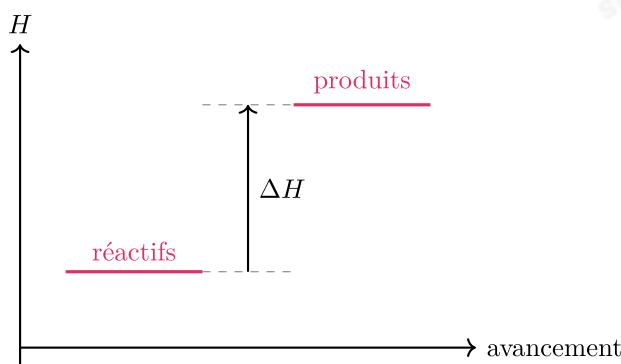
c)

5 mol d'eau ?

Exo 14

lire un diagramme enthalpique

On donne le diagramme enthalpique d'une réaction.



a)

Quel est le signe de ΔH ?

b)

La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

c)

La réaction dégage-t-elle ou absorbe-t-elle de la chaleur ?

Exo 15

athermique et adiabatique

On veut éviter deux confusions classiques.

a)

Parmi ces trois réactions, laquelle est athermique : $\Delta H = -92 \text{ kJ}$, $\Delta H = +50 \text{ kJ}$, ou $\Delta H \approx 0 \text{ kJ}$?

b)

Le mot « athermique » qualifie-t-il une *réaction* ou une *enceinte* ?

c)

Le mot « adiabatique » qualifie-t-il une *réaction* ou une *enceinte* ?

MOYEN 15 exercices

Exo 1 calculer le travail des forces de pression

La pression extérieure est constante, $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$. Calcule le travail $W = -p \Delta V$ (en J) après avoir converti le volume en m^3 .

a)

le gaz se détend : $\Delta V = +2.0 \text{ L}$;

b)

le gaz est comprimé : $\Delta V = -0.50 \text{ L}$.

Exo 2 appliquer $\Delta U = Q + W$

Calcule la variation d'énergie interne ΔU du système.

a)

$Q = +500 \text{ J}$ et $W = -200 \text{ J}$;

b)

$Q = -300 \text{ J}$ et $W = +120 \text{ J}$;

c)

le système reçoit 1.5 kJ de chaleur et cède 0.4 kJ de travail.

Exo 3 du diagramme aux valeurs

Pour une réaction, l'enthalpie des réactifs vaut $H_{\text{réac.}} = 100 \text{ kJ}$ et celle des produits $H_{\text{prod.}} = 30 \text{ kJ}$.

a)

Calcule ΔH .

b)

La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

c)

Quelle quantité de chaleur est échangée, et dans quel sens (dégagée / absorbée) ?

Exo 4 inverser et multiplier une équation

On donne $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$, $\Delta H = -92 \text{ kJ}$. Déduis-en ΔH pour :

a)

la réaction inverse $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$;

b)

la réaction $2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 4 \text{NH}_3$ (coefficients doublés) ;

c)

la formation d'une seule mole : $\frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$.

Exo 5 enchaîner travail et premier principe

À pression constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$, un système se détend de $\Delta V = +3.0 \text{ L}$ tout en *recevant* une chaleur $Q = +600 \text{ J}$.

a)

Calcule le travail W .

b)

En déduis la variation d'énergie interne ΔU .

Exo 6 détente d'un gaz à pression constante

Un gaz est maintenu sous une pression extérieure constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$. Son volume passe de $V_i = 1.5 \text{ L}$ à $V_f = 4.0 \text{ L}$.

a)

Calcule ΔV et convertis-le en m^3 .

b)

Calcule le travail des forces de pression W .

c)

Le gaz *reçoit*-il ou *cède*-t-il ce travail ?

Exo 7 remonter du bilan au volume

À pression constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$, un système subit une transformation pour laquelle $\Delta U = +150 \text{ J}$ et $Q = +400 \text{ J}$.

a)

Calcule le travail W .

b)

En déduis la variation de volume ΔV (via $W = -p \Delta V$).

c)

Le système s'est-il *dilaté* ou *comprimé* ?

Exo 8 remonter à l'enthalpie molaire

À pression constante, la combustion de 0.25 mol d'un composé *dégage* 222.5 kJ .

a)

Quel est le signe de la variation d'enthalpie totale ΔH , et sa valeur ?

b)

En déduis l'enthalpie de réaction *par mole* de composé.

c)

La combustion est-elle exothermique ou endothermique ?

Exo 9 quelle masse de combustible ?

La combustion du méthane a une enthalpie $\Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$. On donne $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$.

a)

Combien de moles de méthane faut-il brûler pour dégager 356 kJ ?

b)

Quelle masse de méthane cela représente-t-il ?

c)

Quelle masse faudrait-il pour dégager le *double* de cette énergie ?

Exo 10 énergie et masse de produit formé

La synthèse $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ a $\Delta H = -92 \text{ kJ}$ (pour 2 mol de NH_3 formées). On donne $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$.

a)

Combien de moles de NH_3 y a-t-il dans 68 g ?

b)

Quelle énergie est mise en jeu pour former ces 68 g ?

c)

Cette énergie est-elle dégagée ou absorbée ?

Exo 11 un gaz qui pousse un piston

Dans un cylindre fermé par un piston mobile, un gaz se détend à pression extérieure constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$: son volume passe de 1.0 L à 3.5 L . Pendant la détente, il reçoit $Q = +700 \text{ J}$ de chaleur.

a)

Calcule le travail W échangé (et précise s'il est reçu ou cédé).

b)

En déduis la variation d'énergie interne ΔU .

c)

L'énergie interne du gaz a-t-elle augmenté ou diminué ?

Exo 12 attention aux unités mixtes

Calcule la variation d'énergie interne ΔU (exprime le résultat en kJ).

a)

le système *reçoit* $Q = 2.0 \text{ kJ}$ et *reçoit* un travail $W = 500 \text{ J}$;

b)

le système *cède* $Q = 1.2 \text{ kJ}$ et *reçoit* un travail $W = 300 \text{ J}$.

Exo 13 du bilan au signe de la chaleur

À pression constante, une transformation a $\Delta U = -120 \text{ J}$ et le système *reçoit* un travail $W = +80 \text{ J}$.

a)

Calcule la chaleur Q échangée.

b)

Que vaut alors ΔH de la transformation ?

c)

La transformation est-elle exothermique ou endothermique ?

Exo 14 distinguer ΔH et ΔU

À pression constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$, une réaction *absorbe* $Q = 50 \text{ kJ}$ tandis que le volume du système augmente de $\Delta V = +10 \text{ L}$.

a)

Que vaut ΔH de la réaction ? (justifie)

b)

Calcule le travail W (en kJ).

c)

En déduis ΔU .

d)

Le travail est-il négligeable devant la chaleur ? Peut-on écrire $\Delta U \approx \Delta H$?

Exo 15 jouer avec l'équation

La combustion du carbone $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ a $\Delta H = -393 \text{ kJ/mol}$. On donne $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$.

a)

Quel est ΔH de la réaction *inverse* $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C} + \text{O}_2$?

b)

Quelle énergie dégage la combustion de 6.0 g de carbone ?

c)

Que vaut ΔH pour l'équation $3 \text{C} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2$?

DIFFICILE

14 exercices

Exo 1

énergie libérée par une combustion

La combustion du méthane $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ a une enthalpie $\Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$. On brûle 8.0 g de méthane. On donne $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$.

a)

Combien de moles de méthane brûle-t-on ?

b)

Quelle quantité d'énergie thermique est mise en jeu ? Est-elle dégagée ou absorbée ?

c)

Justifie, à partir du signe de ΔH , que le milieu extérieur *s'échauffe*.

Exo 2

relier ΔH et ΔU

Une réaction se déroule à pression constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$. Sa chaleur de réaction vaut $\Delta H = -100 \text{ kJ}$. Pendant la transformation, le volume du système *diminue* de $\Delta V = -20 \text{ L}$.

a)

Calcule le travail des forces de pression W (en kJ).

b)

Sachant qu'à pression constante $Q = \Delta H$, calcule la variation d'énergie interne ΔU .

c)

Le travail est-il ici négligeable devant la chaleur ? Commente.

Exo 3

vrai ou faux — raisonner sur le premier principe

Indique si chaque affirmation est **vraie** ou **fausse**, et justifie en une ligne.

a)

« Une réaction athermique est une réaction qui dégage de l'énergie. »

b)

« Pour une réaction exothermique, l'enthalpie des réactifs est plus élevée que celle des produits. »

c)

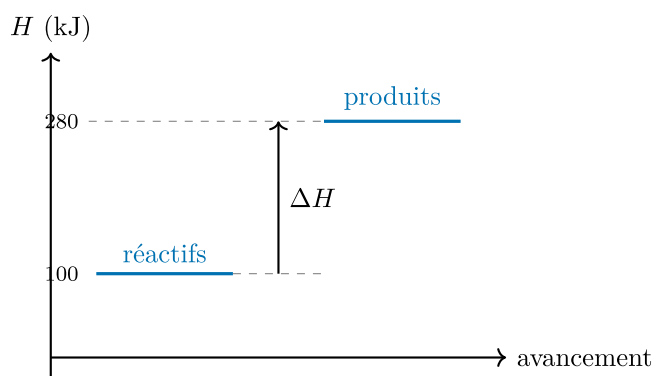
« Le terme *adiabatique* signifie qu'aucune chaleur ne traverse la paroi de l'enceinte. »

d)

« Si une réaction à pression constante dégage 50 kJ, alors $\Delta H = +50 \text{ kJ}$. »

Exo 4 exploiter un diagramme énergétique chiffré

On lit sur un diagramme enthalpique les niveaux $H_{\text{réac.}} = 100 \text{ kJ}$ et $H_{\text{prod.}} = 280 \text{ kJ}$ pour une réaction qui, telle qu'elle est écrite, forme 2 mol de produit.



a)

Calcule ΔH de la réaction (telle qu'écrite) et précise si elle est exo- ou endothermique.

b)

Quelle est l'énergie mise en jeu *par mole* de produit formé ?

c)

Quel serait ΔH de la réaction *inverse* ?

Exo 5 comparer des combustibles par leur énergie massique

On compare trois carburants gazeux par leur enthalpie de combustion. Le propane a la structure :



combustible	$\Delta H_{\text{comb.}}$ (kJ/mol)	M (g/mol)
méthane CH_4	-890	16
propane C_3H_8	-2220	44
dihydrogène H_2	-286	2

a)

Calcule l'énergie dégagée *par gramme* ($|\Delta H|/M$) pour chacun des trois combustibles.

b)

Classe-les du meilleur au moins bon (énergie par gramme).

c)

À masse égale, le dihydrogène dégage environ combien de fois plus d'énergie que le propane ?

d)

Explique brièvement pourquoi le dihydrogène est un carburant intéressant en aérospatiale.

Exo 6 relier ΔH et ΔU quand un gaz apparaît

On décompose 1 mol de carbonate de calcium à pression constante $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$:



Le volume molaire des gaz dans ces conditions vaut $V_m = 24 \text{ L/mol}$; le volume des solides est négligeable.

a)

Quelle est la variation du nombre de moles de *gaz* ? En déduis ΔV (en m^3).

b)

Calcule le travail des forces de pression W (en kJ).

c)

Sachant qu'à pression constante $Q = \Delta H$, calcule ΔU .

d)

Quel pourcentage de ΔH le travail représente-t-il ? Conclue.

Exo 7 deux transformations successives et fonction d'état

Un gaz subit deux transformations successives.

- **Étape 1** : il *reçoit* $Q_1 = +800 \text{ J}$ et *cède* un travail $W_1 = 500 \text{ J}$;
- **Étape 2** : il *cède* $Q_2 = 300 \text{ J}$ et *reçoit* un travail $W_2 = 200 \text{ J}$.

1 Calcule ΔU_1 (étape 1).

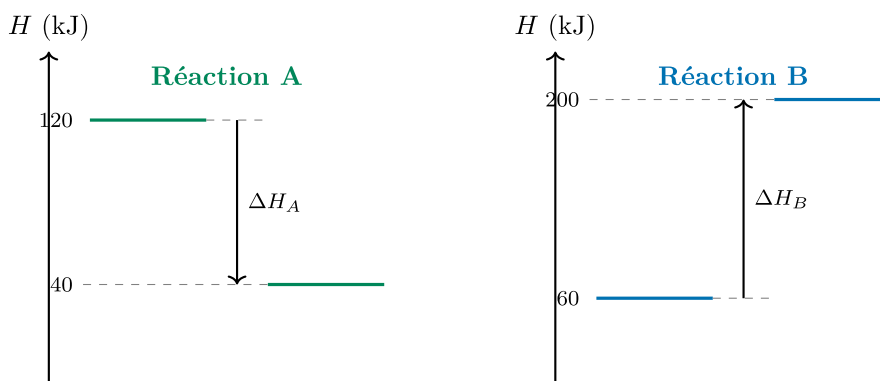
2 Calcule ΔU_2 (étape 2).

3 En déduis la variation totale d'énergie interne ΔU_{tot} .

- 4 Une 3^e étape ramène le gaz *exactement* à son état initial. Que vaut ΔU sur le cycle complet, et donc ΔU_3 ? Justifie par le fait que U est une fonction d'état.

Exo 8 comparer deux réactions sur leurs diagrammes

On donne les diagrammes enthalpiques de deux réactions (niveaux en kJ). La réaction B, telle qu'elle est écrite, forme 2 mol de produit.



- a) Calcule ΔH_A et précise si A est exo- ou endothermique.
- b) Calcule ΔH_B ; précise son caractère, puis l'énergie mise en jeu *par mole* de produit.
- c) Laquelle des deux réactions dégage de la chaleur ? De combien ?
- d) Quel serait ΔH de la réaction *inverse* de B ?

Exo 9 tout convertir avant de calculer

Une réaction se déroule sous une pression extérieure constante $p = 2.0 \times 10^5$ Pa (soit environ deux atmosphères). Le volume passe de $V_i = 250$ mL à $V_f = 1250$ mL, et la réaction *absorbe* $Q = 1.5$ kJ.

- a) Convertis ΔV en m^3 et Q en J.
- b) Calcule le travail W .
- c) En déduis ΔU (en kJ).
- d) À pression constante, que vaut ΔH ? La réaction est-elle exo- ou endothermique ?

Exo 10 proportionnalité en chaîne

La synthèse $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ a $\Delta H = -92 \text{ kJ}$. On donne $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$.

a)

Quelle énergie est dégagée en formant 1 mol de NH_3 ?

b)

Quelle énergie est dégagée en formant 51 g de NH_3 ?

c)

Que vaut ΔH pour la décomposition de 34 g de NH_3 ?

d)

Quelle masse de NH_3 faut-il former pour dégager 230 kJ ?

Exo 11 vrai ou faux — raisonnement fin

Indique si chaque affirmation est **vraie** ou **fausse**, et justifie en une ligne.

a)

« À pression constante, la chaleur échangée est égale à ΔU . »

b)

« Si le volume du système ne varie pas, alors $\Delta U = Q$. »

c)

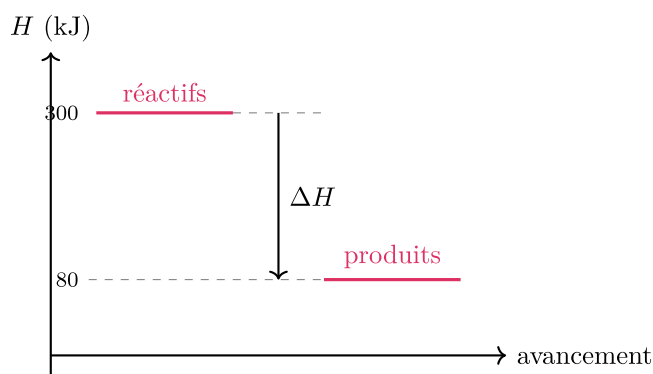
« Une réaction qui dégage 100 kJ à pression constante, le système recevant 5 kJ de travail, a $\Delta U = -95 \text{ kJ}$. »

d)

« Les termes *athermique* et *adiabatique* sont synonymes. »

Exo 12 du diagramme au premier principe

On lit sur le diagramme enthalpique d'une réaction, réalisée à $p = 1.0 \times 10^5 \text{ Pa}$, les niveaux $H_{\text{réac.}} = 300 \text{ kJ}$ et $H_{\text{prod.}} = 80 \text{ kJ}$ (l'équation forme 2 mol de produit). Pendant la réaction, le volume *augmente* de $\Delta V = +50 \text{ L}$.



a)

Calcule ΔH et précise le caractère de la réaction.

b)

Calcule le travail W (en kJ).

c)

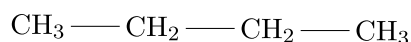
En déduis ΔU (on rappelle $Q = \Delta H$ à pression constante).

d)

Quelle énergie est dégagée *par mole* de produit formé ?

Exo 13 dimensionner une réserve de butane

Le butane, de formule C_4H_{10} , a pour structure :



Sa combustion a une enthalpie $\Delta H_{\text{comb.}} = -2877 \text{ kJ/mol}$ et $M(C_4H_{10}) = 58 \text{ g/mol}$.

a)

Combien de moles de butane faut-il brûler pour dégager 5754 kJ ?

b)

Quelle masse de butane cela représente-t-il ?

c)

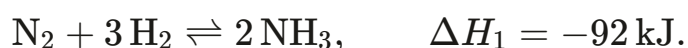
Calcule l'énergie dégagée *par gramme* de butane.

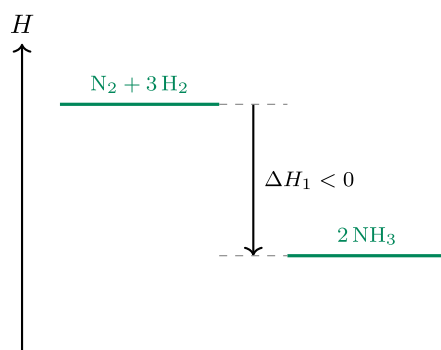
d)

Le méthane libère 55.6 kJ par gramme. Lequel des deux est le meilleur combustible *par gramme* ?

Exo 14 enthalpie d'une réaction réversible

La synthèse de l'ammoniac est réversible ; dans le sens direct elle est exothermique :





a)

Que vaut ΔH du sens *inverse* (décomposition de l'ammoniac) ?

b)

Lequel des deux sens dégage de la chaleur ?

c)

Sur le diagramme, qui est le plus haut : le mélange $N_2 + 3 H_2$ ou $2 NH_3$?

d)

Quelle énergie est dégagée en formant 2 mol de NH_3 , et quelle énergie est absorbée en les décomposant ?



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 exothermique ou endothermique ?

Règle : $\Delta H < 0 \Rightarrow$ exothermique (dégage) ; $\Delta H > 0 \Rightarrow$ endothermique (absorbe).

a)

$\Delta H < 0$: **exothermique**, dégage 92 kJ.

b)

$\Delta H > 0$: **endothermique**, absorbe 178 kJ.

c)

$\Delta H < 0$: **exothermique**, dégage 46 kJ.

d)

$\Delta H > 0$: **endothermique**, absorbe 52 kJ.

Exo 2 conventions de signe

Ce que le système *reçoit* est positif, ce qu'il *cède* est négatif.

a)

chaleur reçue : $Q > 0$ (ici $Q = +50$ J).

b)

chaleur cédée : $Q < 0$ (ici $Q = -30$ J).

c)

travail reçu : $W > 0$.

d)

travail cédé : $W < 0$.

Exo 3 chaleur à pression constante

On applique $Q_p = \Delta H$ avec la convention de signe.

a)

la réaction *dégage* de la chaleur $\Rightarrow Q_p < 0$, donc $\Delta H = -150$ kJ.

b)

la réaction *absorbe* de la chaleur $\Rightarrow Q_p > 0$, donc $\Delta H = +80$ kJ.

Exo 4 lire un diagramme enthalpique

Les réactifs sont *au-dessus* des produits.

a)

les produits sont plus bas que les réactifs : $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}} < 0$, donc $\Delta H < 0$.

b)

$\Delta H < 0$: la réaction est **exothermique**.

c)

ce sont les **réactifs** qui possèdent la plus grande enthalpie (ils sont plus haut sur l'axe H).

Exo 5 signe du travail des forces de pression

On lit le signe de $W = -p \Delta V$ (avec $p > 0$).

a)

$\Delta V > 0 \Rightarrow W = -p \Delta V < 0$: le système *cède* du travail.

b)

$\Delta V < 0 \Rightarrow W = -p \Delta V > 0$: le système *reçoit* du travail.

c)

$\Delta V = 0 \Rightarrow W = 0$: aucun travail de pression échangé.

Exo 6 exothermique ou endothermique – situations concrètes

« Chauffe / fournit / dégage » $\Rightarrow$ exothermique ; « refroidit / capte / absorbe » $\Rightarrow$ endothermique.

a)

exothermique : elle *dégage* de la chaleur.

b)

endothermique : elle *absorbe* de la chaleur (elle refroidit la peau).

c)

endothermique : elle *absorbe* de l'énergie lumineuse.

d)

exothermique : elle *dégage* de l'énergie utilisable.

Exo 7 qui possède la plus grande enthalpie ?

On utilise $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}}$.

a)

exothermique : $\Delta H < 0$, donc les **réactifs** ont la plus grande enthalpie.

b)

endothermique : $\Delta H > 0$, donc les **produits** ont la plus grande enthalpie.

c)

athermique : $\Delta H \approx 0$, réactifs et produits sont *au même niveau* (enthalpies quasi égales).

Exo 8 système ouvert, fermé ou isolé ?

Ouvert : échange matière *et* énergie ; fermé : énergie mais *pas* de matière ; isolé : *ni* l'un *ni* l'autre.

a)

ouvert (la vapeur, donc de la matière, s'échappe).

b)

fermé (elle reçoit de l'énergie du Soleil, mais aucune matière n'entre ni ne sort).

c)

isolé : aucun échange, donc $Q = 0$ et $W = 0$, d'où $\Delta U = Q + W = 0$ J (énergie interne constante).

Exo 9 du signe au sens de l'échange

Ce qui est *reçu* est positif, ce qui est *cédé* est négatif.

a)

$Q > 0$: chaleur **reçue**.

b)

$W < 0$: travail **cédé**.

c)

$Q < 0$: chaleur **cédée**.

d)

$W > 0$: travail **reçu**.

Exo 10 conversion d'unités d'énergie

On multiplie ou divise par 1000.

a)

$2.5 \text{ kJ} = 2,5 \times 1000 = 2500 \text{ J}$.

b)

$4185 \text{ J} = 4185/1000 = 4.185 \text{ kJ}$.

c)

$850 \text{ J} = 0.85 \text{ kJ} > 0.8 \text{ kJ}$: c'est 850 J qui est la plus grande énergie.

Exo 11 conversion de volume pour le travail

On multiplie par 10^{-3} ($1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$) ; $1 \text{ mL} = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$.

a)

$$2.0 \text{ L} = 2.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3.$$

b)

$$0.25 \text{ L} = 2.5 \times 10^{-4} \text{ m}^3.$$

c)

$$500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L} = 5.0 \times 10^{-4} \text{ m}^3.$$

Exo 12 isoler un terme du premier principe

On réarrange $\Delta U = Q + W$: $W = \Delta U - Q$ ou $Q = \Delta U - W$.

a)

$$W = \Delta U - Q = 80 - 50 = +30 \text{ J}.$$

b)

$$Q = \Delta U - W = -20 - 40 = -60 \text{ J}.$$

c)

$$W = \Delta U - Q = 100 - 60 = +40 \text{ J}.$$

Exo 13 l'énergie est proportionnelle à la quantité de matière

L'énergie dégagée est proportionnelle au nombre de moles : 242 kJ par mole.

a)

$$2 \times 242 = 484 \text{ kJ}.$$

b)

$$0,5 \times 242 = 121 \text{ kJ}.$$

c)

$$5 \times 242 = 1210 \text{ kJ}.$$

Exo 14 lire un diagramme enthalpique

Les réactifs sont *en dessous* des produits.

a)

les produits sont plus *haut* que les réactifs : $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}} > 0$, donc $\Delta H > 0$.

b)

$\Delta H > 0$: la réaction est **endothermique**.

c)

elle **absorbe** de la chaleur.

Exo 15 athermique et adiabatique

Athermique qualifie une *réaction* ($\Delta H \approx 0$) ; *adiabatique* qualifie une *enceinte* qu'aucune chaleur ne traverse.

a)

la réaction athermique est celle de $\Delta H \approx 0$ kJ.

b)

« athermique » qualifie une **réaction**.

c)

« adiabatique » qualifie une **enceinte**.

MOYEN 15 exercices

Exo 1 calculer le travail des forces de pression

On convertit : $1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, puis $W = -p \Delta V$.

a)

$\Delta V = +2.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$: $W = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 2.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -200 \text{ J}$ (travail cédé).

b)

$\Delta V = -0.50 \times 10^{-3} \text{ m}^3$: $W = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times (-0.50 \times 10^{-3} \text{ m}^3) = +50 \text{ J}$ (travail reçu).

Exo 2 appliquer $\Delta U = Q + W$

On additionne chaleur et travail en respectant les signes.

a)

$\Delta U = 500 + (-200) = +300 \text{ J}$.

b)

$\Delta U = -300 + 120 = -180 \text{ J}$.

c)

chaleur reçue $\Rightarrow Q = +1500 \text{ J}$; travail cédé $\Rightarrow W = -400 \text{ J}$. Donc $\Delta U = 1500 - 400 = +1100 \text{ J} = +1.1 \text{ kJ}$.

Exo 3 du diagramme aux valeurs

On utilise $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}}$.

a)

$$\Delta H = 30 - 100 = -70 \text{ kJ}.$$

b)

$\Delta H < 0$: la réaction est **exothermique**.

c)

elle **dégage** 70 kJ vers le milieu extérieur.

Exo 4 inverser et multiplier une équation

ΔH est proportionnel à l'équation : inverser change le signe, multiplier par k multiplie ΔH par k .

a)

réaction inverse : $\Delta H = +92 \text{ kJ}$.

b)

coefficients $\times 2$: $\Delta H = 2 \times (-92) = -184 \text{ kJ}$.

c)

coefficients $\times \frac{1}{2}$: $\Delta H = \frac{1}{2} \times (-92) = -46 \text{ kJ}$ par mole de NH_3 .

Exo 5 enchaîner travail et premier principe

a)

$$\Delta V = +3.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3, \text{ donc } W = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 3.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -300 \text{ J}.$$

b)

$$\Delta U = Q + W = 600 + (-300) = +300 \text{ J}.$$

Exo 6 détente d'un gaz à pression constante

a)

$$\Delta V = V_f - V_i = 4,0 - 1,5 = 2.5 \text{ L} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3.$$

b)

$$W = -p \Delta V = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 2.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -250 \text{ J}.$$

c)

$W < 0$: le gaz **cède** du travail (il se dilate en poussant l'extérieur).

Exo 7 remonter du bilan au volume

a)

$$W = \Delta U - Q = 150 - 400 = -250 \text{ J.}$$

b)

$$W = -p \Delta V \Rightarrow \Delta V = -\frac{W}{p} = -\frac{-250}{1.0 \times 10^5 \text{ Pa}} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 2.5 \text{ L.}$$

c)

$\Delta V > 0$: le système s'est **dilaté** (cohérent avec $W < 0$).

Exo 8 remonter à l'enthalpie molaire

a)

la réaction *dégage* de la chaleur $\Rightarrow Q_p < 0$, donc $\Delta H = -222.5 \text{ kJ}$ pour 0.25 mol .

b)

$$\text{par mole : } \frac{-222.5}{0.25} = -890 \text{ kJ/mol.}$$

c)

$\Delta H < 0$: la combustion est **exothermique**.

Exo 9 quelle masse de combustible ?

L'énergie est proportionnelle à la quantité brûlée : $n = |E|/|\Delta H|$, puis $m = n M$.

a)

$$n = \frac{356}{890} = 0.4 \text{ mol.}$$

b)

$$m = n M = 0.4 \times 16 = 6.4 \text{ g.}$$

c)

pour le double (712 kJ) : $n = 0.8 \text{ mol}$, soit $m = 0.8 \times 16 = 12.8 \text{ g}$.

Exo 10 énergie et masse de produit formé

a)

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m}{M} = \frac{68}{17} = 4.0 \text{ mol.}$$

b)

l'équation forme 2 mol pour -92 kJ , soit -46 kJ par mole de NH_3 . Pour 4.0 mol : $4,0 \times (-46) = -184 \text{ kJ}$.

c)

$\Delta H < 0$: cette énergie (184 kJ) est **dégagée**.

Exo 11 un gaz qui pousse un piston

a)

$\Delta V = 3,5 - 1,0 = 2,5 \text{ L} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, donc $W = -1,0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 2,5 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -250 \text{ J}$: travail **cédé**.

b)

$\Delta U = Q + W = 700 + (-250) = +450 \text{ J}$.

c)

$\Delta U > 0$: l'énergie interne du gaz a **augmenté**.

Exo 12 attention aux unités mixtes

On convertit tout en joules avant d'additionner.

a)

$Q = +2000 \text{ J}$, $W = +500 \text{ J}$: $\Delta U = 2000 + 500 = +2500 \text{ J} = +2,5 \text{ kJ}$.

b)

$Q = -1200 \text{ J}$, $W = +300 \text{ J}$: $\Delta U = -1200 + 300 = -900 \text{ J} = -0,9 \text{ kJ}$.

Exo 13 du bilan au signe de la chaleur

a)

$Q = \Delta U - W = -120 - 80 = -200 \text{ J}$.

b)

à pression constante $Q_p = \Delta H$, donc $\Delta H = -200 \text{ J}$.

c)

$Q < 0$ (chaleur cédée) : la transformation est **exothermique**.

Exo 14 distinguer ΔH et ΔU

a)

à pression constante, $Q_p = \Delta H$, donc $\Delta H = +50 \text{ kJ}$ (la réaction absorbe).

b)

$$\Delta V = +10 \times 10^{-3} \text{ m}^3, \text{ donc } W = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 10 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -1000 \text{ J} = -1.0 \text{ kJ}.$$

c)

$$\Delta U = Q + W = 50 + (-1,0) = +49 \text{ kJ}.$$

d)

$$|W|/|\Delta H| = 1,0/50 = 2 \% : \text{ le travail est négligeable, on peut écrire } \Delta U \approx \Delta H.$$

Exo 15 jouer avec l'équation

ΔH est proportionnel à l'équation : l'inverser change le signe, la multiplier par k multiplie ΔH par k .

a)

$$\text{réaction inverse : } \Delta H = +393 \text{ kJ/mol}.$$

b)

$$n = \frac{6,0}{12} = 0,5 \text{ mol, énergie dégagée} = 0,5 \times 393 = 196,5 \text{ kJ}.$$

c)

$$\text{coefficients} \times 3 : \Delta H = 3 \times (-393) = -1179 \text{ kJ}.$$

DIFFICILE 14 exercices

Exo 1 énergie libérée par une combustion

a)

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

b)

l'énergie est proportionnelle à la quantité de matière : $|E| = n \times |\Delta H| = 0,50 \times 890 = 445 \text{ kJ}$. Comme $\Delta H < 0$, cette énergie est **dégagée**.

c)

$\Delta H < 0$ signifie que le système *perd* de l'énergie au profit du milieu extérieur, qui la reçoit sous forme de chaleur : le milieu **s'échauffe**.

Exo 2 relier ΔH et ΔU

a)

$$\Delta V = -20 \times 10^{-3} \text{ m}^3, \text{ donc } W = -p \Delta V = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times (-20 \times 10^{-3} \text{ m}^3) = +2000 \text{ J} = +2,0 \text{ kJ} \text{ (le système est comprimé, il reçoit du travail)}.$$

b)

$$\Delta U = Q + W = \Delta H + W = -100 + 2,0 = -98 \text{ kJ}.$$

c)

oui : $|W| = 2.0 \text{ kJ}$ est très petit devant $|\Delta H| = 100 \text{ kJ}$ (environ 2 %). En thermochimie on assimile souvent $\Delta U \approx \Delta H$ pour cette raison.

Exo 3 vrai ou faux — raisonner sur le premier principe

a)

Faux : une réaction athermique n'échange *pas* de chaleur ($\Delta H \approx 0$) ; elle ne dégage rien.

b)

Vrai : exothermique $\Rightarrow \Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}} < 0 \Rightarrow H_{\text{réac.}} > H_{\text{prod.}}$.

c)

Vrai : c'est la définition d'une paroi adiabatique (ni perte ni gain de chaleur avec l'extérieur).

d)

Faux : « dégage » $\Rightarrow Q_p < 0$, donc $\Delta H = -50 \text{ kJ}$ (et non +50).

Exo 4 exploiter un diagramme énergétique chiffré

a)

$\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}} = 280 - 100 = +180 \text{ kJ} > 0$: réaction **endothermique** (les produits sont plus haut).

b)

l'équation forme 2 mol de produit, donc par mole : $\frac{180}{2} = +90 \text{ kJ/mol}$.

c)

la réaction inverse a l'enthalpie opposée : $\Delta H_{\text{inverse}} = -180 \text{ kJ}$ (elle serait exothermique).

Exo 5 comparer des combustibles par leur énergie massique

a)

méthane : $\frac{890}{16} \approx 55.6 \text{ kJ/g}$; propane : $\frac{2220}{44} \approx 50.5 \text{ kJ/g}$; dihydrogène : $\frac{286}{2} = 143 \text{ kJ/g}$.

b)

classement : **dihydrogène** (≈ 143) > **méthane** ($\approx 55,6$) > **propane** ($\approx 50,5$) kJ/g.

c)

$\frac{143}{50,5} \approx 2,8$: le dihydrogène dégage environ **2,8 fois** plus d'énergie par gramme que le propane.

d)

à masse égale, H_2 libère beaucoup plus d'énergie (sa masse molaire est très faible) : c'est décisif quand on doit *emporter* son carburant, comme pour une fusée.

Exo 6 relier ΔH et ΔU quand un gaz apparaît

a)

on passe de 0 à 1 mol de gaz (CO_2), soit $\Delta n_{\text{gaz}} = +1$. Donc $\Delta V \approx \Delta n_{\text{gaz}} \times V_m = 1 \times 24 = 24 \text{ L} = 24 \times 10^{-3} \text{ m}^3$.

b)

$W = -p \Delta V = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 24 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -2400 \text{ J} = -2.4 \text{ kJ}$ (le système se dilate, il cède du travail).

c)

$\Delta U = \Delta H + W = 178 + (-2,4) = +175.6 \text{ kJ}$.

d)

$\frac{|W|}{|\Delta H|} = \frac{2,4}{178} \approx 1,3 \%$: le travail est négligeable, d'où l'approximation courante $\Delta U \approx \Delta H$.

Exo 7 deux transformations successives et fonction d'état

On applique $\Delta U = Q + W$ à chaque étape (reçu > 0 , cédé < 0).

1 $\Delta U_1 = Q_1 + W_1 = 800 + (-500) = +300 \text{ J}$.

2 $\Delta U_2 = Q_2 + W_2 = -300 + 200 = -100 \text{ J}$.

3 $\Delta U_{\text{tot}} = \Delta U_1 + \Delta U_2 = 300 + (-100) = +200 \text{ J}$.

4 U étant une fonction d'état, un retour à l'état initial impose $\Delta U_{\text{cycle}} = 0 \text{ J}$. Donc $\Delta U_3 = -\Delta U_{\text{tot}} = -200 \text{ J}$.

Exo 8 comparer deux réactions sur leurs diagrammes

On utilise $\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}}$.

a)

$\Delta H_A = 40 - 120 = -80 \text{ kJ} < 0$: réaction A **exothermique**.

b)

$\Delta H_B = 200 - 60 = +140 \text{ kJ} > 0$: réaction B **endothermique**. Par mole de produit : $\frac{140}{2} = +70 \text{ kJ/mol}$.

c)

seule A (avec $\Delta H_A < 0$) dégage de la chaleur : elle en dégage 80 kJ.

d)

réaction inverse de B : $\Delta H = -140 \text{ kJ}$ (elle deviendrait exothermique).

tout convertir avant de calculer

Exo 9

a)

$$\Delta V = (1250 - 250) \text{ mL} = 1000 \text{ mL} = 1.0 \text{ L} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3; Q = 1500 \text{ J}.$$

b)

$$W = -p \Delta V = -2.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 1.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -200 \text{ J}.$$

c)

$$\Delta U = Q + W = 1500 + (-200) = +1300 \text{ J} = +1.3 \text{ kJ}.$$

d)

à pression constante, $\Delta H = Q = +1500 \text{ J} > 0$: la réaction est **endothermique**.

Exo 10 proportionnalité en chaîne

-92 kJ pour 2 mol , soit -46 kJ par mole de NH_3 ($M = 17 \text{ g/mol}$).

a)

pour 1 mol : on dégage 46 kJ .

b)

$$n = \frac{51}{17} = 3.0 \text{ mol}, \text{ énergie dégagée} = 3,0 \times 46 = 138 \text{ kJ}.$$

c)

$n = \frac{34}{17} = 2.0 \text{ mol}$; la décomposition est l'inverse de la formation : $\Delta H = +2,0 \times 46 = +92 \text{ kJ}$ (endothermique).

d)

$$n = \frac{230}{46} = 5.0 \text{ mol}, \text{ soit } m = n M = 5,0 \times 17 = 85 \text{ g}.$$

Exo 11 vrai ou faux — raisonnement fin

a)

Faux : à pression constante $Q_p = \Delta H$ (et non ΔU) ; on a $\Delta U = Q + W$.

b)

Vrai : si $\Delta V = 0$, alors $W = -p \Delta V = 0$, donc $\Delta U = Q$ (chaleur à volume constant).

c)

Vrai : « dégage 100 kJ » à p cte $\Rightarrow Q = \Delta H = -100 \text{ kJ}$; avec $W = +5 \text{ kJ}$, $\Delta U = -100 + 5 = -95 \text{ kJ}$.

d)

Faux : *athermique* qualifie une réaction ($\Delta H \approx 0$), *adiabatique* une enceinte (aucune chaleur ne la traverse) : ce ne sont pas des synonymes.

Exo 12 du diagramme au premier principe

a)

$$\Delta H = H_{\text{prod.}} - H_{\text{réac.}} = 80 - 300 = -220 \text{ kJ} < 0 : \text{réaction } \textbf{exothermique}.$$

b)

$$\Delta V = +50 \times 10^{-3} \text{ m}^3, \text{ donc } W = -p \Delta V = -1.0 \times 10^5 \text{ Pa} \times 50 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = -5000 \text{ J} = -5.0 \text{ kJ}.$$

c)

$$\Delta U = Q + W = \Delta H + W = -220 + (-5,0) = -225 \text{ kJ}.$$

d)

$$\text{par mole de produit : } \frac{|\Delta H|}{2} = \frac{220}{2} = 110 \text{ kJ/mol dégagés.}$$

Exo 13 dimensionner une réserve de butane

a)

$$n = \frac{5754}{2877} = 2.0 \text{ mol}.$$

b)

$$m = n M = 2,0 \times 58 = 116 \text{ g}.$$

c)

$$\frac{2877}{58} \approx 49.6 \text{ kJ/g}.$$

d)

le méthane (55.6 kJ/g) dégage *plus* d'énergie par gramme que le butane ($\approx 49.6 \text{ kJ/g}$) : le méthane est le meilleur *par gramme*.

Exo 14 enthalpie d'une réaction réversible

Pour une réaction réversible, les deux sens ont des enthalpies *opposées*.

a)

sens inverse : $\Delta H = +92 \text{ kJ}$ (la décomposition est endothermique).

b)

le sens **direct** (synthèse, $\Delta H_1 < 0$) dégage de la chaleur.

c)

les réactifs $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ sont *plus hauts* (puisque $\Delta H_1 < 0$, les produits sont plus bas).

d)

former 2 mol de NH_3 **dégage** 92 kJ ; les décomposer **absorbe** 92 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