

Série N° 9 — Semaine du 10 Novembre 2025

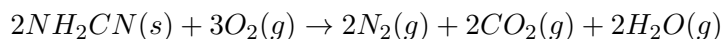
Thermodynamique

1. Vrai ou faux ?

	Vrai	Faux
a. La variation d'énergie interne d'un système pendant une transformation physique ou chimique est égale à la somme de la quantité de chaleur échangée avec l'environnement et du travail fourni ou reçu.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b. La variation d'enthalpie d'un système pendant une transformation physique ou chimique est toujours égale à la chaleur fournie au système.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
c. La capacité calorifique spécifique (en J/K/kg) est une grandeur extensive.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
d. Une réaction est endothermique si la variation d'enthalpie est positive et les produits ont moins d'énergie que les réactifs.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
e. L'évolution d'une fonction d'état entre un état initial et un état final dépend uniquement de l'état initial et du chemin de transformation.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
f. Lorsqu'un gaz est comprimé par un piston, son entropie augmente.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
g. La combustion de carburant dégage de la chaleur.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
h. L'entropie d'un corps simple est nulle à 0 °C.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

2. Cyanamide

On considère la réaction suivante, faite dans un récipient ouvert à la pression atmosphérique, et à une température constante de 125°C. On considère que tous les gas en présence sont des gas parfaits.



L'énergie interne du système diminue pendant la réaction : $\Delta U = -742.7kJ$ par mole de cyanamide NH_2CN . En partant du premier principe de la thermodynamique (et de l'équation des gas parfaits), calculez la quantité de chaleur échangée pendant la réaction, et dans quel sens. Pour cela il faut tout d'abord évaluer si il y a augmentation du nombre de moles de gas lors de la réaction, et le travail que cela engendre.

La réaction est elle exothermique ou endothermique ?

3. Combustion du glucose

La combustion du glucose $C_6H_{12}O_6(s)$ est très importante pour les organismes qui respirent de l'oxygène (comme les êtres humains) car cela nous donne de l'énergie. La réaction aux conditions standards avec l'oxygène gazeux produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

- Ecrire et équilibrer la réaction (n'oubliez pas de préciser aussi si les réactifs et produits sont des solides, des liquides ou des gaz).
- Déterminer l'enthalpie standard de la réaction ΔH_r^0 . On vous donne les enthalpies standards de formation ΔH_f^0 suivantes :

1. $\Delta H_f^0[C_6H_{12}O_6(s)] = -1273.3 \text{ kJ/mol}$

2. $\Delta H_f^0[CO_2(g)] = -393.5 \text{ kJ/mol}$

3. $\Delta H_f^0[H_2O(l)] = -285.8 \text{ kJ/mol}$

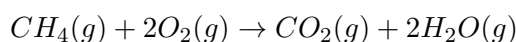
4. $\Delta H_f^0[H_2O(g)] = -241.8 \text{ kJ/mol}$

réponse : -2802.5 kJ/mol de glucose

- Est-ce que ΔH_r^0 correspond à l'enthalpie de la réaction telle que décrite plus haut ? Quelle est la différence ? Calculez l'enthalpie de la réaction décrite plus haut.
- Vous avez lu quelque part que cerveau d'un(e) étudiant(e) en période de travail intense fonctionne à une puissance de 25W environ. On voudrait donc calculer quelle masse de glucose faudra-t-il que l'étudiant(e) consomme pour maintenir ce rendement pendant une heure. Est-ce que l'on peut calculer cela à partir de l'enthalpie de la réaction ? Pourquoi ?
- On supposera que l'enthalpie libre d'oxydation de $C_6H_{12}O_6(s)$ en dioxyde de carbone et en vapeur d'eau à 37°C est $\Delta G_r^0 = -2828 \text{ kJ/mol}$. Que représente l'enthalpie libre (aussi appelée énergie de Gibbs) ? Calculez alors la masse de glucose demandée à la question précédente, en prenant l'hypothèse que toute la combustion va vers le cerveau.

4. Combustion du méthane...et un peu d'eau

- Calculez la variation d'entropie associée à la réaction :



Pour cela on vous donne les entropies à 298K :

1. $S^0[CH_4(g)] = 186 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

2. $S^0[O_2(g)] = 205 Jmol^{-1}K^{-1}$
3. $S^0[CO_2(g)] = 214 Jmol^{-1}K^{-1}$
4. $S[H_2O(g)] = 189 Jmol^{-1}K^{-1}$

- b. Comment peut on interpréter ce résultat, en termes de variation d'entropie ?
- c. Calculez la variation d'entropie dans le cas ou l'eau est formée sous forme liquide, et non gazeuse. On vous donne $S^0[H_2O(l)] = 70 Jmol^{-1}K^{-1}$
- d. Que pouvez vous dire sur ce changement d'entropie ?
- e. Calculez l'entropie de fusion de la glace à $0^\circ C$ et de vaporisation de l'eau à $100^\circ C$, sachant que $\Delta H_{fus}[H_2O] = 6.01 kJ/mol$ et que $\Delta H_{vap}[H_2O] = 40.7 kJ/mol$.

5. Mesure de la chaleur spécifique de l'eau

Pour déterminer la chaleur spécifique de l'eau, 500 ml d'eau sont versés dans un récipient bien isolé (Dewar) sans couvercle (température initiale $T_1 = 298K$). Dans le récipient se trouve un thermoplongeur avec une puissance de sortie de $P = 500W$. Le thermoplongeur est allumé pendant 30 secondes. La température finale de l'eau est mesurée à $T_2 = 305.2K$. (On sait que la chaleur représente la puissance fois la durée t, en prenant l'hypothèse que le plongeur travaille à puissance maximale ; $1J = 1Ws$).

- a. Estimez à partir de ces résultats la chaleur spécifique de l'eau à pression constante.
- b. Si maintenant je mets des glaçons dans l'eau de départ (moitié glaçons et moitié eau, le tout formant 500ml comme au départ), et que la température de départ est de 273.15 degrés K, quelle sera la température finale après 30 secondes de thermoplongeur ? On donne la chaleur latente de fusion l'eau : $334 kJ/kg$.

6. Solution des exercices

Exercice 2 : réponse : $-737.7 kJ/mol$ de cyanamide

Exercice 3 : réponse : $\Delta H_r^0 = -2802.5 kJ/mol$; $\Delta H_r = -2538.5 kJ/mol$;
masse de glucose : $5.7g$

Exercice 4 : réponse : $\Delta S_r = -4 Jmol^{-1}K^{-1}$; $\Delta S_r^0 = -242 Jmol^{-1}K^{-1}$;
 $\Delta S_{fus} = 22.0 J/K/mol$; $\Delta S_{vap} = 109 J/K/mol$

Exercice 5 : réponse : $c_p = 4.17 JK^{-1}g^{-1}$; Température finale : la même que celle du départ !