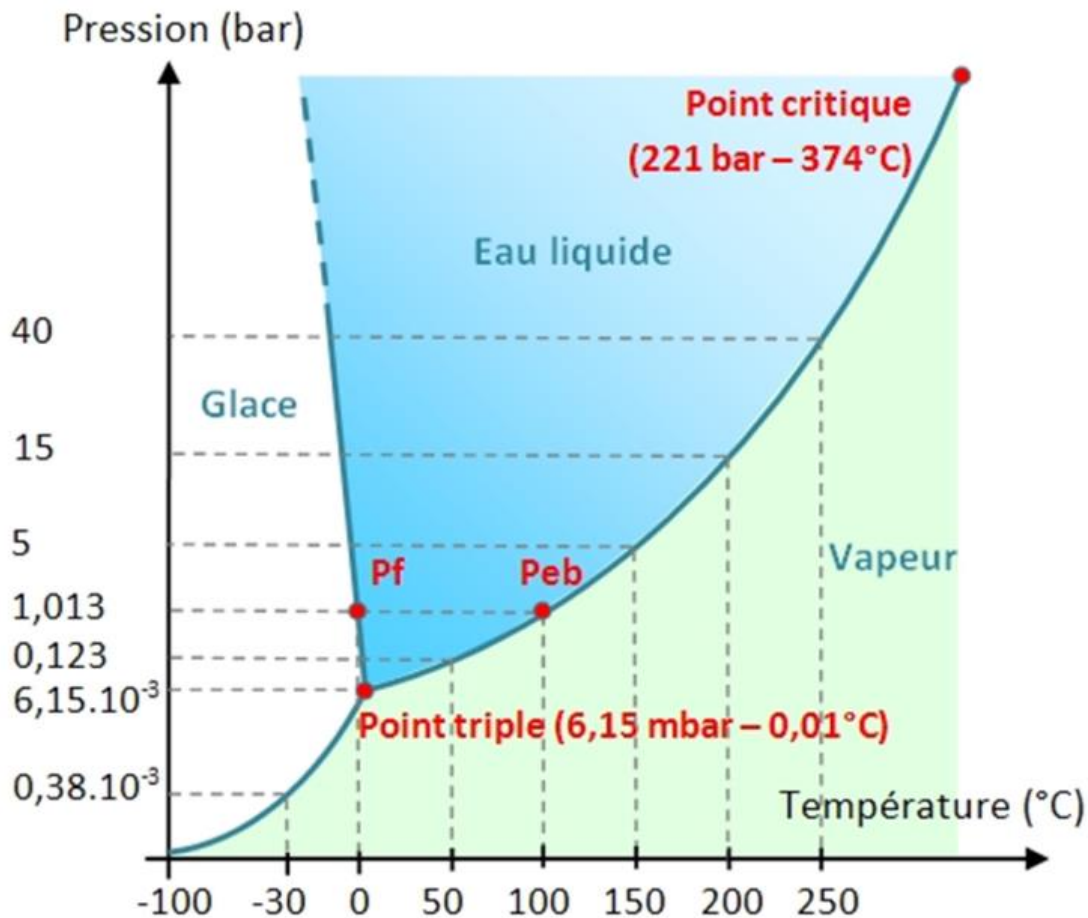


Exercice n°1

On donne le diagramme d'état de l'eau :



1. Que peut-on dire de l'état de l'eau au point triple ?
2. Que se passe-t-il à partir du point critique ?
3. A une pression de 40 bar, quelle est la température de fusion de l'eau ? Quelle est sa température d'ébullition ?
4. A la température de -10°C , dans quel intervalle de pression l'eau est-elle solide ? Liquide ? Gazeuse ? (Donner un ordre de grandeur de la pression lorsqu'elle est difficile à déterminer.)
5. Quel est l'état de l'eau à une température de 200°C , sous une pression de 30 bar ?

Corrigé

Remarque pour les exercices suivants :

La chaleur latente notée L est l'ancien nom de l'enthalpie standard de changement d'état notée ΔH^0 .

Exercice n°2

Quelqu'un d'un peu étourdi va répondre au téléphone et oublie une casserole d'eau en train de chauffer. La plaque à induction a une puissance de 1500 W. La casserole contient $V = 0.5L$. Lorsque la personne part, l'eau entre juste en ébullition. Elle revient 20 minutes plus tard. Restera-t-il de l'eau dans la casserole ?

Données : $\Delta H^0_{\text{vap}}(\text{eau}) = 2257 \text{ kJ.kg}^{-1}$; $\rho(\text{eau}) = 1.00 \text{ kg.L}^{-1}$

Remarque : $\Delta H^0_{\text{vap}}(\text{eau})$ est également noté $L_{\text{vap}}(\text{eau})$ (chaleur latente de vaporisation).

1. Calculer en kJ la quantité d'énergie, Q , apportée à l'eau par la plaque en 20 minutes. On suppose que le rendement de la plaque à induction est de 90%.
2. Rappeler la relation entre l'énergie, Q , la masse et l'enthalpie standard de vaporisation.
3. Calculer la masse d'eau vaporisée pendant les vingt minutes.
4. Reste-t-il de l'eau dans la casserole lorsque la personne revient ?

Corrigé

Exercice n°3

Un four microonde de puissance $P = 800 \text{ W}$ est employé pour décongeler une soupe, de masse $m = 400\text{g}$, sortie du congélateur à une température $T_1 = -20^\circ\text{C}$. La soupe sera assimilée à de l'eau. On souhaite déterminer le temps nécessaire pour amener cette soupe à l'état liquide à une température de 80°C .

Données : $\Delta H^0_{\text{fus}}(\text{eau}) = 334 \text{ kJ.kg}^{-1}$; $C_{\text{glace}} = 2.22 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$;

$C_{\text{eau}} = 4.18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$

1. Représenter l'allure de la courbe de l'évolution de la température de l'eau en fonction du temps depuis son état initial (glace à -18°C) à son état final (eau liquide à 80°C). Combien de parties distinctes possède cette courbe ?
2. Déterminer Q_1 l'énergie nécessaire pour faire passer la glace de $T_1 = -20^\circ\text{C}$ à $T_2 = 0^\circ\text{C}$.
3. Déterminer Q_2 l'énergie nécessaire à la fusion de la glace à $T = 0^\circ\text{C}$.
4. Déterminer Q_3 l'énergie nécessaire pour amener la soupe, à l'état liquide, de T_2 à $T_3 = 80^\circ\text{C}$.
5. Calculer la durée nécessaire à l'ensemble de ces trois opérations.

Corrigé

Remarque pour les exercices suivants :

L'enthalpie standard de réaction d'une combustion peut être notée $\Delta_c H^0$ (avec un « c » pour combustion).

Exercice n°4

Combustion du méthane : CH_4 .

1. Ecrire l'équation de combustion complète du méthane gazeux.
2. Calculer l'enthalpie standard de réaction de cette combustion.
On réalise la combustion complète de 20.0g de méthane en présence d'un excès de dioxygène.
3. Calculer la quantité de matière initiale de méthane.
4. Faire le tableau d'avancement correspondant.
5. Déterminer les quantités de matière des produits formés en état final.

Enthalpies de formation	$\text{CH}_4(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{O}_2(\text{g})$
$\Delta_f H^0$ kJ/mol	-74.8	-393.0	-242.0	0

$$M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}; M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$$

Corrigé

Exercice n°5

Combustion de l'éthanol : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

1. Ecrire l'équation de combustion complète de l'éthanol liquide.
2. Calculer l'enthalpie standard de réaction de cette combustion.
On réalise la combustion complète de 20.0g d'éthanol en présence de 50.0g de dioxygène
3. Calculer les quantités de matière initiales.
4. Faire le tableau d'avancement correspondant.
5. Déterminer les quantités de matière des produits formés et réactifs restant en état final.

Enthalpies de formation	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{O}_2(\text{g})$
$\Delta_f H^0$ kJ/mol	-277.6	-393.0	-242.0	0

$$M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}; M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}; M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

Corrigé

Exercice n°6

Partie expérimentale :

On souhaite déterminer l'enthalpie de combustion de l'heptane (C_7H_{16}) principal constituant de l'essence sans plomb. Pour cela on a réalisé l'expérience suivante : On emploie un brûleur alimenté par de l'heptane stocké dans un réservoir attenant. L'heptane est à l'état gazeux au moment de la combustion. Le brûleur chauffe une casserole d'eau en aluminium contenant 1.00 L d'eau. Au début de l'expérience l'eau et la casserole sont à une température $\theta_1 = 18^\circ C$, à la fin de l'expérience la nouvelle température de l'eau et de la casserole est $\theta_2 = 40^\circ C$. On a pesé le réservoir d'heptane en début et en fin d'expérience : $m_{Rinitial} = 452.2 \text{ g}$; $m_{Rfin} = 450.0 \text{ g}$
Données : Masse de la casserole : $m_C = 210 \text{ g}$; $C_{eau} = 4.18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$; $C_{Al} = 0.900 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$; $\rho_{eau} = 1.00 \text{ kg.L}^{-1}$. $Q = m.C.\Delta\theta$. $M_C = 12.0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_H = 1.00 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Faire un schéma simple du montage sur lequel les données et mesures expérimentales seront indiquées.
2. Dans cette expérience, qui est le combustible et qui est le comburant ?
3. Déterminer Q , la chaleur reçue par l'ensemble casserole + eau, au cours de cette expérience. Donner une expression littérale et un calcul.
4. Déterminer la masse d'heptane brûlé.
5. Calculer la masse molaire de l'heptane et en déduire la quantité de matière d'heptane brûlé.
6. En considérant que toute l'énergie a été transférée à la casserole en déduire l'enthalpie de la réaction de combustion de l'heptane gazeux (notée $\Delta_c H^0$ ou $\Delta_c H^0$), déterminée expérimentalement, exprimée en J.mol^{-1} . Préciser le signe de cette enthalpie.
7. Quelle sont les sources d'erreur possibles au cours de cette expérience ?

Partie théorique :

1. Ecrire l'équation de la réaction de combustion complète, équilibrée, de l'heptane gazeux.
2. Ecrire le tableau d'avancement associé à cette équation.
3. Etablir l'expression littérale de l'enthalpie de réaction de combustion de l'heptane gazeux à l'aide des enthalpies de formations écrites ci-dessous.
4. Calculer la valeur de cette enthalpie de réaction.
5. Déterminer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone formés lorsqu'on réalise la combustion de $m = 2.0 \text{ g}$ d'heptane.
6. Quelle est la valeur de l'énergie thermique libérée lors de cette combustion ($m_{heptane} = 2.0 \text{ g}$)?

7. En déduire la masse de dioxyde de carbone formée lors de la combustion des 2.0g d'heptane.
8. Un réservoir de véhicule contient 45 kg d'heptane, son autonomie est de 800 km. Quelle masse de dioxyde de carbone a-t-il libéré en roulant 800 km ?
9. En déduire son taux d'émission de dioxyde de carbone par kilomètre en g.km^{-1} .

Enthalpies de formation	heptane	CO ₂	H ₂ O	O ₂
$\Delta_f H^0$ kJ/mol	163.0	-393.0	-242.0	0

Dioxyde de carbone : CO₂ ; M_O = 16g.mol⁻¹.

[Corrigé](#)