

CALORIMÉTRIE

Exercice 1 : Faire le point

1. Une quantité de chaleur est une grandeur algébrique. Rappeler les conventions de signe correspondantes.
2. Quelle est l'unité de mesure d'une quantité chaleur ? d'une chaleur massique ?
3. Comment appelle-t-on une paroi imperméable à la chaleur ?
4. De quelles grandeurs dépend la quantité de chaleur à fournir à un solide pour éléver sa température ?
5. Le conducteur d'une automobile de masse 1 t roulant à 130 km/h freine et arrête son véhicule. Quelle est la quantité de chaleur dégagée par les freins ? Sous quelle forme d'énergie s'est transformée l'énergie cinétique du véhicule ?
6. Un cycliste et son vélo (masse totale : $m = 80$ kg) descendent une pente de dénivellation $h = 500$ m. La vitesse du cycliste étant la même au début et à la fin de la descente, quelle est la quantité de chaleur dégagée par les freins ? Sous quelle forme d'énergie s'est transformée l'énergie potentielle perdue par le cycliste et son vélo ? On néglige les frottements.
7. Le ballon d'un chauffe-eau contient 150 L d'eau dont la température passe de 18°C à 80°C. Quelle quantité de chaleur a-t-il fallu fournir ?
8. Quelle quantité de chaleur faut-il fournir à un bloc de cuivre de masse 1,25 kg pour éléver sa température de 20 °C à 80 °C ? Cette même quantité de chaleur est fournie à 1,25 kg d'eau à 20 °C. Quelle est la température finale de l'eau ? donnée : $C_{Cu} = 384$ J/Kg/K.
9. Quelle quantité de chaleur faut-il fournir à un bloc de fer de masse 300 g pour éléver sa température de 25 °C à 480 °C. Donnée : $C_{fer} = 25,1$ J/mol/K ; $M_{Fe} = 55,8$ g/mol.
10. Une vase de laiton de masse 150 g contient 400 g d'eau.
 - a) Quelle est la capacité calorifique de l'ensemble ?
 - b) En une heure, la température de l'ensemble passe de 35 °C à 25,5 °C. Calculer l'énergie perdue. Donnée : $C_{laiton} = 0,37$ kJ/kg/K.
11. Un cylindre fermé par un piston mobile renferme 20 L de diazote à la température de 20 °C sous la pression de 2 bars.
 - a) Rappeler la relation des gaz parfait.
 - b) A pression constante, on porte ce gaz à la température de 100 °C. Calculer le volume occupé par ce gaz et la quantité de chaleur qu'il a fallu fournir. Données : $R = 8,315$ J/mol/K ; $C_{N_2} = 29,1$ J/mol/K.

Exercice 2 : Appliquer la méthode

1. Un calorimètre de capacité calorifique 140 J/°C contient 200 g d'eau et un bloc de cuivre de masse 240 g. Quelle est la capacité calorifique ?
2. Dans une enceinte adiabatique, un cylindre creux en argent de masse 100 g est à la température de 20 °C. On y plonge un bloc d'aluminium de 25 g à 500 °C. Quelle est la température finale ?
3. Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour faire fondre 100 g de glace prise à -27 °C. $L_f = 335$ KJ/Kg ; $C_g = 2100$ Kg/°C.
4. Un cube de 10 Kg glisse le long d'une trajectoire rectiligne de pente 10 %. Sa vitesse est constante et l'ensemble est à la température uniforme de 0 °C. calculer la masse de glace fondu sur 100 m de parcours. On donne $L_f = 335$ KJ/Kg ; $g = 10$ m/s²

Exercice 3 : Détermination de la capacité thermique

Un calorimètre renferme 200 g d'eau à la température $T_1 = 15,4$ °C. On y introduit un cylindre d'aluminium de masse $M = 80$ g de température $T_2 = 86,8$ °C. La température d'équilibre se fixe à $T_e = 20$ °C. On recommence l'expérience en plaçant, cette fois, 150 g d'eau dans le calorimètre à la température $T'_1 = 15,8$ °C ; le même cylindre d'aluminium, porté à la température $T'_2 = 95,5$ °C est réintroduit dans le calorimètre ; la nouvelle température d'équilibre est fixée à $T'_e = 22,1$ °C.

1. Déterminer la capacité thermique massique C_{Al} de l'aluminium.
2. Déterminer la capacité thermique μ du calorimètre.
3. Quelle quantité de chaleur minimale faut-il mettre en œuvre pour fondre 1 tonne d'aluminium prise à la température initiale de 15 °C.

Données : $C_e = 4,19 \text{ KJ/Kg/K}$; température de fusion de l'aluminium $T_f = 660 \text{ }^{\circ}\text{C}$; $L_f(\text{Al}) = 330 \text{ KJ/Kg}$ à $660 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

Exercice 3 : Détermination de la température d'équilibre

Une vase Dewar renferme de l'eau à la température $t_1 = 18,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$. La capacité thermique du calorimètre, de l'eau et des accessoires, est $C_c = 1700 \text{ J/K}$.

1. On introduit dans l'eau un morceau de glace pris dans un congélateur, à la température $t_2 = -17 \text{ }^{\circ}\text{C}$. L'augmentation de masse du calorimètre étant $m = 30 \text{ g}$. Quelle est la température finale t à l'équilibre ?
2. On plonge ensuite dans le vase, un morceau d'aluminium de masse $m' = 200 \text{ g}$. Quelle doit-être la température t' de l'aluminium pour ramener la température dans le calorimètre à sa valeur initiale $18,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$?

Données : chaleur massique de l'eau : 4190 J/Kg/K ; chaleur massique de la glace : $2100 \text{ J/Kg/}^{\circ}\text{C}$; chaleur massique de l'aluminium : 880 J/Kg/K ; chaleur latente de fusion de la glace : 335 KJ/Kg .

Exercice 4 : Congélation d'eau

Un calorimètre de capacité thermique négligeable contient 100 g d'eau à $20 \text{ }^{\circ}\text{C}$. On y introduit un morceau de glace de masse 20 g initialement à la température $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

1. Montrer qu'il ne reste pas de la glace lorsque l'équilibre thermique est atteint. Calculer la température d'équilibre.
2. Dans le système précédent, on ajoute alors un second morceau de glace de masse 20 g dont la température est, cette fois, $-18 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Montrer que, lorsque l'équilibre thermique est atteint, il reste de la glace et que la température d'équilibre est $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Calculer alors la masse d'eau liquide et de glace en présence.
3. Dans l'ensemble précédent, on introduit un autre glaçon de masse 20 g à la température $-18 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Quelle est la nouvelle température d'équilibre ? calculer la masse d'eau qui se congèle.
 - Capacité thermique massique de l'eau liquide : $C_e = 4190 \text{ J/Kg/K}$
 - Chaleur latente de fusion de la glace à $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$: $L_f = 334000 \text{ J/Kg}$
 - Capacité thermique massique de la glace : $C_g = 2100 \text{ J/Kg/K}$

Exercice 5 : Chauffage domestique

Une maison bien isolée de surface 90 m^2 a une hauteur sous plafond de 2,5 m. Le chauffage est réglé pour que la température intérieure soit égale à $21 \text{ }^{\circ}\text{C}$. La température extérieure vaut $10 \text{ }^{\circ}\text{C}$. $C_{\text{air}} = 1 \text{ KJ/Kg/K}$; Masse volumique de l'air à $20 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $\mu_{\text{air}} = 1,2 \text{ Kg/m}^3$.

Exercice 6 : chaleur de réaction

On place 200 mL de solution chlorhydrique de concentration 0,4 mol/L dans un vase de Dewar de capacité thermique $C = 150 \text{ J/K}$. Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, de concentration 1 mol/L, est versée progressivement dans la solution chlorhydrique, tandis qu'on relève, après chaque addition, la température dans le calorimètre.

Initialement, les solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium sont à la même température $\theta_1 = 16,1 \text{ }^{\circ}\text{C}$. La température du calorimètre s'élève régulièrement jusqu'à $\theta_2 = 19,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$; puis décroît lentement.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui produit dans le calorimètre et interpréter qualitativement les phénomènes observés. Pour quel volume V de solution d'hydroxyde de sodium versé observe-t-on la température maximale θ_2 .
2. En déduire la chaleur de réaction entre une mole d'ions H_3O^+ et une mole d'ions OH^- .
3. Quelle est la température θ_3 lorsqu'on a versé 150 mL de solution d'hydroxyde de sodium.

Donnée : Les capacités thermiques massiques des solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium sont égales :

$C = 4200 \text{ J/Kg/K}$. les masses volumiques de ces solutions sont égales $\mu = 1000 \text{ Kg/m}^3$

Exercice 7 : Détermination de la chaleur latente

Pour déterminer la chaleur latente de vaporisation de l'eau, on peut réaliser l'expérience suivante. Dans un calorimètre de capacité thermique $\mu = 160 \text{ J.}^{\circ}\text{C}^{-1}$, contenant initialement 500 g d'eau à 20°C , on fait barboter de la vapeur d'eau à 100°C sous la pression atmosphérique. La vapeur se condense totalement. Au bout de quelques minutes, on arrête l'arrivée de la vapeur. La température finale est alors de $42,2^{\circ}\text{C}$. L'augmentation de masse du calorimètre est égale à 20 g. Déterminer la chaleur latente de vaporisation de l'eau.

Exercice 8 : Échanges thermiques

Soit un réservoir cylindrique de 70 cm de diamètre et de 80 cm de hauteur. Initialement, ce réservoir est à moitié rempli d'eau à une température $T_0 = 25^{\circ}\text{C}$.

1. Quelle est la quantité de chaleur nécessaire pour porter la température à 130°C ?
2. On reprend l'état initial (réservoir à moitié rempli et $T_0 = 25^{\circ}\text{C}$). On ajoute à ce réservoir une masse $M = 2 \text{ Kg}$ d'eau à une température $T_1 = 50^{\circ}\text{C}$. Quelle est la quantité de chaleur reçue par l'eau initiale ?
3. On donne au système précédent une quantité de chaleur $Q_1 = 4350 \text{ KJ}$.
 - a) Calculer la température T atteinte par le système.
 - b) On suppose que cette quantité de chaleur est cédée par une masse d'eau à une température $T_2 = 85^{\circ}\text{C}$. Calculer cette masse d'eau.
4. Calculer, pour le système de la question 2), la masse de glace à $T_3 = -15^{\circ}\text{C}$ nécessaire pour diminuer sa température de 10°C . Données : $\rho_e = 1000 \text{ Kg/m}^3$; $C_v = 2090 \text{ J/Kg/}^{\circ}\text{C}$; $C_g = 2000 \text{ J/Kg/}^{\circ}\text{C}$; $C_e = 4180 \text{ J/Kg/}^{\circ}\text{C}$; $L_v = 2257 \text{ KJ/Kg}$; $L_g = 334 \text{ J/g}$.

Exercice 9 : Chaleur de réaction

Soient les réactions :

- $\text{Al(s)} \rightarrow \text{Al(g)} \quad Q_1 = 315,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$;
- $\text{Al(g)} \rightarrow \text{Al}^{3+}(g) + 3e^- \quad Q_2 = 5141,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$;
- $\text{Al(s)} + 3\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq}) \quad Q_3 = -522,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$;
- $\frac{1}{2}\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + e^- \quad Q_4 = 414,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Calculer la chaleur de réaction à pression constante de la réaction : $\text{Al}^{3+}(\text{g}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq})$.

Exercice 10 : Énergie de réaction-Énergie de liaison

Le dihydrogène est un produit industriel très utilisé. Un des procédés employés pour le produire est le « reformage du gaz naturel par la vapeur d'eau ». Il se déroule en deux étapes représentées par les équations chimiques (1) et (2). L'équation (3) est le bilan représentant la transformation globale.

- Equation (1): $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$, Q_1
- Equation (2): $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$, Q_2
- Equation (3): $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g})$, Q_3

1. Calculer l'énergie molaire de réaction Q_1 .
2. Calculer l'énergie molaire de réaction Q_2 .
3. Calculer l'énergie molaire de réaction Q_3 .
4. On se propose de vérifier que si une réaction est la somme de réactions successives, son énergie molaire de réaction est la somme des énergies molaires des réactions successives. Vérifier cette affirmation sur l'exemple précédent.
5. Représenter les transformations successives en remplissant des rectangles contenant le système de départ, le ou les systèmes intermédiaires et le système final : un système chimique est l'ensemble des substances présentes au moment considéré, affectées de leur nombre de moles.

Exercice 11 : Chauffage domestique

La température d'un appartement doit être maintenue à 20 °C. La température de l'extérieur est de +4 °C. L'appartement est chauffé grâce à un chauffage central alimenté au gaz de lacq dont le pouvoir calorifique est de 40546 KJ/m³. Le rendement de l'ensemble est de 80 %. La superficie de l'appartement est $s = 85 \text{ m}^2$, la hauteur des plafonds $h = 2,8 \text{ m}$. La chaleur perdue par heure, par conduction et par rayonnement lorsque les fenêtres sont fermées hermétiquement est donnée par la relation $Q = 2574(\theta - \theta_{\text{ext}})$ en KJ, où θ est la température extérieure.

1. Quelle est la quantité de chaleurs perdues dans une journée ? Quelle est la consommation de gaz pour compenser cette perte de chaleur ?
2. On veut réaliser un renouvellement de l'air de l'appartement et on estime qu'il faut 10h pour obtenir ce résultat. Quelle quantité de chaleur nécessite cette opération si on veut que la température de l'appartement se maintienne à 20 °C ? Quelle est la consommation de gaz correspondante ? La chaleur massique de l'air sous la pression atmosphérique est 100,3 J/Kg et 1 m³ d'air pèse 1,3 Kg.
3. Quelle serait la consommation totale de gaz si tout en assurant l'aération prévue dans la question 2- on maintient la température de l'appartement à 15 °C pendant la durée de la nuit, c'est-à-dire pendant 8h ?

Exercice 12 :

Les parties I et II sont indépendantes :

PARTIE I : Un calorimètre de capacité calorifique $K = 90 \text{ J/K}$ renferme une masse $m_1 = 200 \text{ g}$ d'eau à la température $t_1 = 0 \text{ }^{\circ}\text{C}$. On y introduit un morceau de zinc de masse $m_2 = 80 \text{ g}$ préalablement porté dans une étuve à la température $t_2 = 90 \text{ }^{\circ}\text{C}$. La température d'équilibre se fixe à t_e .

On recommence l'expérience en plaçant cette fois une masse $m_1' = 150 \text{ g}$ d'eau dans le calorimètre à la même température t_1 ; le même morceau de zinc ; désormais porté à la température $t_2' = 100 \text{ }^{\circ}\text{C}$ est réintroduit dans le calorimètre ; le nouvel équilibre est caractérisé par la température $t_e' = 4,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$. En déduire :

1. La capacité thermique massique C_{zn} du zinc.
2. La température d'équilibre t_e . Donnée : $C_{\text{eau}} = 4180 \text{ J/Kg/K}$.

PARTIE II : Un calorimètre de capacité thermique négligeable contient $m_1 = 120 \text{ g}$ d'eau à $t_1 = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$. On y introduit un morceau de glace de masse $m_2 = 30 \text{ g}$ initialement à la température $t_2 = -30 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

1. Montrer que lorsque l'équilibre thermique est atteint il reste de la glace. En déduire la température d'équilibre.
2. Calculer alors les masses d'eau liquide et de glace en présence.

Données : Chaleur massique de l'eau : $C_{\text{eau}} = 4190 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Chaleur massique de la glace : $C_g = 2100 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Chaleur latente de fusion de la glace à 0 °C : $L_f = 334000 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$

Exercice 13 :

Pour déterminer la capacité massique d'un alcool organique, on chauffe légèrement, puis on en introduit une masse $m_1 = 220 \text{ g}$ dans un calorimètre, l'ensemble a une température $t_1 = 28,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$. On ajoute alors une masse $m_2 = 200 \text{ g}$ du même alcool, mais à la température $t_2 = 16,4 \text{ }^{\circ}\text{C}$, puis, à l'aide d'une résistance électrique préalablement installée, on chauffe le liquide calorimétrique jusqu'à ce que la température redevienne égale à la température initiale t_1 .

La quantité de chaleur apportée par la résistance a pour valeur $Q = 5430 \text{ J}$.

1. En déduire la capacité thermique massique C de l'alcool étudié.
2. Lorsque la température atteint 28,2 °C, on ajoute dans le calorimètre précédent une masse $m_3 = 150 \text{ g}$ d'eau à la température $t_3 = 15 \text{ }^{\circ}\text{C}$. On note la température $t_e = 24,4 \text{ }^{\circ}\text{C}$ à l'équilibre thermique. Déduire de cette expérience :
 - a) La valeur de la capacité thermique calorique K du calorimètre.
 - b) La température d'équilibre t obtenue juste après le mélange de $m_1 = 220 \text{ g}$ d'alcool à $t_2 = 8,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$ avec $m_2 = 200 \text{ g}$ du même alcool à $t_2 = 16,4 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Donnée : $C_{\text{eau}} = 4190 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$