

**CALORIMETRIE**✓ **Exercice 1 :**

Une mitrailleuse, dont le canon tire 6 balles en plomb par seconde en direction d'une paroi blindée sur laquelle s'écrasent les balles. Chaque balle a une masse de 20 g et atteint une vitesse de 700 m / s.

En considérant que les balles s'écrasent par transformation de l'énergie mécanique en chaleur, calculer la quantité de chaleur libérée par minute au cours des chocs.

✓ **Exercice 2 :**

Un cycliste dévale une pente correspondante à une dénivellation de 10 m. Arrivé au bas de la pente, il actionne les freins et s'arrête. La masse du cycliste et de sa bicyclette est  $m = 60$  kg.

1- Sachant que la vitesse initiale du cycliste est nulle, quelle quantité de chaleur apparaît au niveau des freins ?

2- Que devient cette quantité de chaleur lorsque la vitesse initiale est de 15 km / h.

On néglige l'énergie cinétique de rotation des roues.  $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$ .

✓ **Exercice 3 :**

On mélange dans un calorimètre 0,5 L d'eau à 25,0°C et 300 g d'eau à 80,0°C.

1- Calculer la température finale du mélange si l'on néglige la capacité thermique du calorimètre.

2- Calculer la température finale de l'eau si la capacité thermique du calorimètre est  $\mu = 150 \text{ J.K}^{-1}$  et que le calorimètre était à 20,0°C.

✓ **Exercice 4 :**

1- Un calorimètre contient 95 g d'eau à la température de 20°C. On y ajoute 71 g d'eau à 50°C.

Quelle la température d'équilibre si l'on pouvait négliger la capacité calorifique du calorimètre ?

2- La température d'équilibre mesurée est de 31,3°C. Calculer la capacité calorifique du vase et ses accessoires.

3- Dans ce calorimètre contenant 100g d'eau à 15°C, on plonge un échantillon métallique de masse  $m = 25$  g sortant d'une étuve à 95°C. La température d'équilibre est de 16,7°C. Calculer la chaleur massique du métal.

✓ **Exercice 5:**

La capacité thermique d'un calorimètre a été trouvée égale à  $\mu = 42 \text{ JK}^{-1}$ . On verse dans ce calorimètre une masse  $m = 200$  g de pétrole, de chaleur massique  $C = 1,67 \text{ kJ.kg}^{-1}\text{K}^{-1}$ . Quelle quantité de chaleur doit on fournir à l'ensemble pour élever sa température de 15°C à 22°C ?

✓ **Exercice 6 :**

Un glaçon de masse 10 g est initialement à 0°C. La chaleur latente de fusion de la glace vaut  $L_f = 334 \text{ kJ.kg}^{-1}$ . Quel est l'état final du système lorsqu'on chauffe le glaçon en lui apportant la quantité de chaleur  $Q = 670 \text{ J}$  ?

✓ **Exercice 7 :**

On mélange 1 kg de glace à 0°C et 1 kg d'eau chaude liquide à 100°C. Quel est l'état final du système? Quelle est sa température ?

✓ **Exercice 8 :**

1- Un calorimètre contient  $m = 200$  g d'eau froide à la température  $\theta_1 = 12,0^\circ\text{C}$ . On y ajoute une masse  $m_2 = 200$  g d'eau tiède à la température  $\theta_2 = 27,9^\circ\text{C}$ . La température finale du mélange est  $\theta_f = 19,5^\circ\text{C}$ .

Déterminer la capacité calorifique \* du vase calorimétrique et ses accessoires.

2- On introduit ensuite un morceau de glace de masse  $m = 50$  g à la température initiale  $\theta = -30,0^\circ\text{C}$  dans le calorimètre précédent. La température finale du mélange est  $\theta' = 7,4^\circ\text{C}$  ; En déduire la chaleur latente  $L_f$  de fusion de la glace. On donne : Chaleur massique : de l'eau :  $c_e = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}\text{K}^{-1}$  ; de la glace  $c_g = 2,1 \text{ kJ.kg}^{-1}\text{K}^{-1}$

✓ **Exercice 9 :**

Un calorimètre parfaitement adiabatique renferme 200g d'eau à la température  $t_1 = 15,4^\circ\text{C}$ . On y introduit un cylindre d'aluminium de masse  $M = 80$  g préalablement porté dans une étuve à la température  $t_2 = 86,8^\circ\text{C}$ .

La température d'équilibre se fixe à  $t_e = 20,0^\circ\text{C}$ .

On recommence l'expérience en plaçant cette fois 150 g d'eau dans le calorimètre à la température  $t'_1 = 15,8^\circ\text{C}$  ; le même cylindre d'aluminium, désormais porté à la température  $t'_2 = 95,5^\circ\text{C}$  est introduit dans le calorimètre ; le nouvel équilibre est caractérisé par la température  $t'_3 = 22,1^\circ\text{C}$ .

En déduire :

1- La capacité thermique massique  $C$  de l'aluminium.-

2- La capacité thermique  $K$  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  $15^\circ\text{C}$  ? On donne : Température de fusion de l'aluminium  $t_f = 660^\circ\text{C}$  ; Chaleur latente de fusion de l'aluminium à  $660^\circ\text{C}$  :  $l_f = 330\text{kJ kg}^{-1}$ .



✓ **Exercice 10 :**

1- Un calorimètre contient 100g d'eau à  $18^\circ\text{C}$ . On y verse 80 g d'eau à  $60^\circ\text{C}$ . Quelle serait la température d'équilibre si la capacité calorifique du calorimètre et de ses accessoires était négligeable ?

2- La température est en fait  $35,9^\circ\text{C}$ . En déduire la capacité calorifique du calorimètre et de ses accessoires

3- On considère de nouveau le calorimètre qui contient 100 g d'eau à  $18^\circ\text{C}$ . On y plonge un morceau de cuivre de masse 20 g initialement placé dans l'eau en ébullition. La température d'équilibre s'établit à  $19,4^\circ\text{C}$ .

Calculer la capacité thermique massique du cuivre.

4- On considère encore le même calorimètre contenant 100 g d'eau à  $18^\circ\text{C}$ . On y plonge maintenant un morceau d'aluminium de masse 30,2 g et de capacité thermique massique  $920\text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ . Déterminer la température d'équilibre sachant que l'aluminium est à  $90^\circ\text{C}$ .

5- L'état initial étant le même : le calorimètre contenant 100 g d'eau à  $18^\circ\text{C}$ , on y introduit un glaçon de masse 25 g à  $0^\circ\text{C}$ . Calculer la température d'équilibre.

6- L'état initial étant encore le même : le calorimètre contenant 100 g d'eau à  $18^\circ\text{C}$ , on y introduit un glaçon de masse 25 g à la température de  $-25^\circ\text{C}$  provenant d'un congélateur. Quelle est la température d'équilibre ?

✓ **Exercice 11 :**

On place 200 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $4,4\text{ mol.L}^{-1}$  dans un vase de Dewar de capacité thermique  $\mu = 150\text{ J.K}^{-1}$ .

Une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration  $1\text{ mol.L}^{-1}$ , est versée progressivement dans la solution chlorhydrique, tandis qu'on relève, après chaque addition, la température dans le calorimètre.

Initialement les solutions chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium sont à la même température  $t_1 = 16,1^\circ\text{C}$ . La température du calorimètre s'élève régulièrement jusqu'à  $t_2 = 19,5^\circ\text{C}$ , puis décroît lentement.

1- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit dans le calorimètre et interpréter qualitativement les phénomènes observés.

Pour quel volume  $V$  de solution d'hydroxyde de sodium observe-t-on la température maximale  $t_2$  ?

2- En déduire la chaleur de réaction entre une mole d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et une mole d'ions  $\text{OH}^-$ .

3- Quelle est la température  $t_3$  lorsqu'on a versé 150 mL de solution d'hydroxyde de sodium ?

Les capacités thermiques massiques des solutions utilisées sont égales à  $c = 4200\text{ J.kg}^{-1}\text{K}^{-1}$

Les masses volumiques de ces solutions sont égales à  $\rho = 1000\text{ kg.m}^{-3}$ .

✓ **Exercice 12:**

On donne les chaleurs de réactions chimiques suivantes dans des conditions de température et de pression déterminées :  $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (liquide) :  $Q_1 = -1388\text{ KJ}$  ;  $\text{C}_2\text{H}_6 + 7/2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$  (liquide) ;  $Q_2 = -1540\text{ KJ}$  ;  $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  (gaz) :  $Q_3 = -243\text{ KJ}$

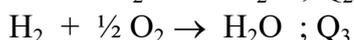
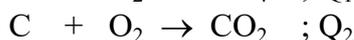
Sachant que dans ces conditions, la condensation de la vapeur d'eau libère  $41\text{ KJ.mol}^{-1}$ , déterminer la chaleur de réaction d'hydrogénation de l'éthylène en éthane.

✓ **Exercice 13 :**

On considère la combustion du méthane :  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1. Equilibrer cette équation.

2. Les réactions suivantes sont exothermiques :



Dans les conditions standard de température et de pression ( $0^\circ\text{C}$ , 1bar), les chaleur de réactions sont :

$$Q_1 = 75\text{ KJ} ; Q_2 = 393\text{ KJ} ; Q_3 = 242\text{ KJ}$$



Calculer dans les mêmes conditions, la quantité de chaleur dégagée par la combustion d'un mètre cube de méthane ( on assimilera le méthane à un gaz parfait), les gaz étant ramenés à la température initiale

LTD