

**Exercice 1 :**

Compléter les couples acide/ base suivants :  $C_6H_5COOH/.....$ ;  $HCOOH/.....$ ;  
 $...../HCO_3^-$  ...../ $SO_4^{2-}$  ;  $HS^-/.....$  ;  $HNO_3/.....$

**Exercice 2 :**

L'acide acétique a pour formule  $CH_3CO_2H$ , on fait réagir avec cet acide les ions hydroxydes  $HO^-$  provenant de la soude  $NaOH$ .

1. Identifier les couples acide/ base mis en jeu, puis écrire, pour chaque couple, les demi-équations acido-basique correspondantes.
2. En déduire l'équation de la réaction.

**Exercice 3 :**

L'ion hypochlorite  $ClO^-$ , constituant principal de l'eau de javel (hypochlorite de sodium), peut réagir avec l'acide chlorhydrique selon une réaction acido-basique.

1. L'ion hypochlorite  $ClO^-$  est une base ou un acide ?
2. Identifier les couples acides-bases mis en jeu.
3. Écrire l'équation de la réaction (en passant par les demi-équations acido-basiques).
4. On mélange un volume  $V_1 = 20$  mL d'eau de javel, de concentration  $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ , avec un volume  $V_2 = 5$  mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_2 = 1 \text{ mol L}^{-1}$ .
  - 4.1. Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.
  - 4.2. Établir le tableau d'avancement de cette réaction et déterminer son avancement maximal.
  - 4.3. Donner le bilan de la matière à l'état final.

**Exercice 4 :**

On mélange un volume  $V_1 = 25,0$  mL d'une solution d'acide acétique  $CH_3CO_2H_{(aq)}$  à  $C_1 = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 75,0$  mL d'une solution de borate de sodium  $Na_{(aq)}^+ + BO_{2(aq)}^-$  à  $C_2 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1. L'ion borate est une base. Écrire la demi-équation acido-basique correspondante.
2. Calculer les quantités initiales d'acide éthanoïque et d' ions borate présents dans le mélange.  
 La réaction qui se produit lors du mélange a pour équation :
 
$$CH_3CO_2H_{(aq)} + BO_{2(aq)}^- \longrightarrow CH_3CO_2^-(aq) + HBO_{2(aq)}$$
3. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la composition finale en quantités, puis en concentration du mélange.

**Exercice 5 :**

Une solution aqueuse  $S$  d'acide bromhydrique est obtenue en faisant réagir du bromure d'hydrogène avec de l'eau, selon la réaction d'équation suivante :  $HBr_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Br_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$ .

La concentration molaire en soluté apporté et son volume valent respectivement :  $C = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  et  $V = 100,0$  mL.

1. Définir l'acide selon Brønsted.
2. En déduire les deux couples acide/ base mis en jeu dans cette réaction.
3. Écrire les demi-équations protoniques pour chaque couple.
4. Calculer la quantité de matière initiale  $n_i(HBr)$ .

**Exercice 5 :**

On désire obtenir un bain d'eau tiède à la température  $\theta = 37^\circ\text{C}$ , d'un volume total  $V = 250\text{L}$ , en mélangeant un volume  $V_1$  d'eau chaude à la température initiale  $\theta_1 = 70^\circ\text{C}$  et un volume  $V_2$  d'eau froide à la température  $\theta_2 = 15^\circ\text{C}$ .

Déterminer  $V_1$  et  $V_2$  en supposant que toutes les fuites thermiques sont négligeables lors du mélange.

**Exercice 6 :**

Lors d'un orage, un grêlon de masse  $m = 2\text{g}$  tombe sur le sol. Sa vitesse juste avant son arrivée au sol est  $v = 18\text{ m/s}$ . Sa vitesse juste après est nulle. On suppose que le grêlon est de la glace pure, à la température initiale  $\theta_1 = 0^\circ\text{C}$ . la chaleur latente de fusion de la glace dans les conditions de la transformation vaut  $L_f = 330\text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ .

1. Déterminer la variation d'énergie mécanique du grêlon pendant le choc sur le sol.
2. En supposant que toute l'énergie mécanique perdue est transférée au grêlon, déterminer la masse de glace qui fond au cours du choc.

**Exercice 7 :**

On admet que dans un calorimètre, seul le vase intérieur (masse  $m_1 = 300\text{g}$ , capacité thermique massique  $c_1 = 0,38\text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ) et l'agitateur (masse  $m_2 = 50\text{ g}$ , capacité thermique massique  $c_2 = 0,9\text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ) sont susceptibles de participer aux échanges thermiques avec le contenu de l'appareil.

1. Calculer la capacité thermique  $\mu_c$  du calorimètre.
2. Ce dernier contient  $400\text{ g}$  d'éthanol à la température  $\theta_1 = 17,5^\circ\text{C}$ ; on y verse  $200\text{ g}$  d'eau à la température  $\theta_2 = 24,7^\circ\text{C}$  et on note la température lorsque l'équilibre thermique est réalisé, soit  $\theta_e = 20,6^\circ\text{C}$ . En déduire la valeur de la capacité thermique massique  $C$  de l'éthanol.

**Donnée :** capacité thermique massique de l'eau :  $C_e = 4,19\text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

**Exercice 8 :**

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

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  $20\text{ g}$  dont la température est, cette fois,  $-18^\circ\text{C}$ . Montrer que, lorsque l'équilibre thermique est atteint, il reste de la glace et que la température d'équilibre est  $0^\circ\text{C}$ . Calculer alors la masse d'eau liquide et de glace en présence.
3. Dans l'ensemble précédent, on introduit un autre glaçon de masse  $20\text{ g}$  à la température  $-18^\circ\text{C}$ . quelle est la nouvelle température d'équilibre? calculer la masse d'eau qui se congèle.

Données :

- Capacité thermique massique de l'eau liquide :  $C_e = 4190\text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- Chaleur latente de fusion de la glace à  $0^\circ\text{C}$  :  $L_f = 3,34\cdot 10^5\text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$
- Capacité thermique massique de la glace :  $C_g = 2,1\cdot 10^3\text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

**Exercice 9 :**

Un calorimètre renferme 200 g d'eau à la température  $\theta_1 = 14,5^\circ\text{C}$ . On y introduit un cylindre d'aluminium de masse  $M = 80$  g préalablement porté dans une étuve à la température  $\theta_2 = 86,8^\circ\text{C}$ . La température d'équilibre se fixe à  $\theta_e = 20,0^\circ\text{C}$ . On recommence l'expérience en plaçant cette fois, 150 g d'eau dans le calorimètre à la température  $\theta'_1 = 15,8^\circ\text{C}$ ; le même cylindre d'aluminium, désormais, porté à la température  $\theta_2 = 95,5^\circ\text{C}$  est réintroduit dans le calorimètre; le nouvel équilibre est caractérisé par la température  $\theta_3 = 22,1^\circ\text{C}$ .

**En déduire :**

1. La capacité thermique massique  $C_{al}$  de l'aluminium ;
2. La capacité thermique  $\mu_c$  du calorimètre.  
**On donne :** capacité thermique massique de l'eau :  $C_e = 4,19 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
3. Quelle quantité de chaleur minimale faut-il mettre en œuvre pour fondre une tonne d'aluminium prise à la température initiale de  $15^\circ\text{C}$ ?  
 — Température de fusion de l'aluminium  $\theta_f = 660^\circ\text{C}$ .  
 — Chaleur latente de fusion de l'aluminium à  $660^\circ\text{C}$  :  $L_f = 330 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$

**Exercice 10 :**

Un calorimètre contient une quantité d'eau de masse  $m_e = 400$  g à la température  $\theta_1 = 10^\circ\text{C}$ . on y introduit une pièce d'aluminium de masse  $m_{Al} = 68$  g à la température  $\theta_2 = 100^\circ\text{C}$ . La température à l'équilibre dans le calorimètre est  $\theta_f = 13^\circ\text{C}$ .

Calculer la capacité calorifique  $\mu$  du calorimètre.

**On donne :**  $C_e = 4185 \text{ J} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  ;  $C_{Al} = 920 \text{ J} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

**Exercice 11 :**

1. On introduit dans un calorimètre initialement à la température  $\theta_1 = 30^\circ\text{C}$  une quantité d'alcool de masse  $m = 500$  g et de température  $\theta_2 = 10^\circ\text{C}$ . la température du système à l'équilibre thermique se stabilise à  $\theta_f = 15^\circ\text{C}$ .
  - 1.1. Calculer la quantité de chaleur  $Q_1$  reçue par l'alcool.
  - 1.2. Calculer la capacité calorifique  $\mu$  du calorimètre
2. On introduit dans le système précédent à la température  $\theta_f$  un morceau de fer de masse  $m' = 64,5$  g à la température  $\theta_3 = 100^\circ\text{C}$ , la température du nouveau système à l'équilibre se stabilise à  $\theta'_f$ .
  - 2.1. Donner l'expression de :
    - 2.1.1. La quantité de chaleur  $Q$  reçue par le système alcool + calorimètre
    - 2.1.2. La quantité de chaleur  $Q'$  cédée par le morceau de fer.
  - 2.2. Déduire  $\theta'_f$ .

**On donne :**  $C_{al} = 2400 \text{ J} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  ;  $C_{Fe} = 2400 \text{ J} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$