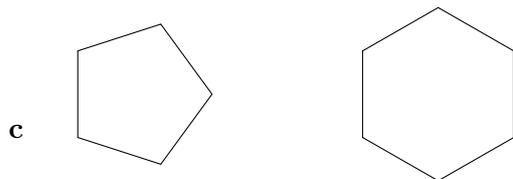
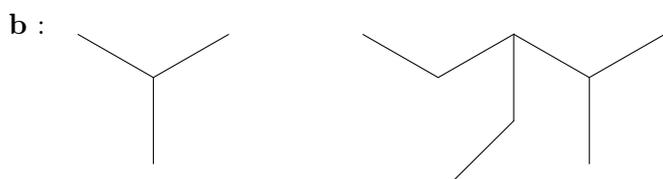
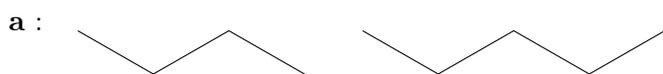


## 1 Comment identifier un alcane et un alcool ?

### 1.1 Chaîne carbonée

La plupart des molécules organiques présentent un enchaînement d'atomes de carbone. Cet enchaînement constitue le squelette de la molécule ou .....



a : Chaînes carbonées .....

b : Chaînes carbonées .....

c : Chaînes carbonées .....

Une carbonée peut être **linéaire**, **ramifiée** ou **cyclique**.

### 1.2 Les alcanes

Les alcanes sont des molécules constituées que d'atomes de carbone et d'hydrogène; ce sont des .....

Leurs atomes de carbone sont ....., car ils sont liés à leurs voisins par quatre liaisons simples.

Les alcanes sont des hydrocarbures acycliques de formule brute  $C_nH_{2n+2}$ .

Les cyclanes sont des hydrocarbures n'ayant que des atomes de carbone tétraonaux mais présentant au moins un cycle.

### 1.3 Nomenclature des alcanes

#### 1.3.1 Alcanes à chaîne carbonée linéaire

Le nom d'un **alcane linéaire** est constitué d'un **préfixe** qui indique le nombre d'atomes de carbone de la chaîne (méth-, éth-, prop-, but-, pent-, hex-, hept-, oct-, non-) suivi de la **terminaison -ane**.

$CH_4$  est le .....

$C_2H_6$  est l' .....

$C_3H_8$  est le .....

$C_4H_{10}$  est le .....

$C_5H_{12}$  est le .....

$C_6H_{14}$  est l' .....

$C_7H_{16}$  est l' .....

$C_8H_{18}$  est l' .....

etc.

#### 1.3.2 Groupes alkyles

En retirant un atome d'hydrogène à un alcane linéaire, on obtient un **groupe alkyle** dont le nom s'établit en remplaçant la terminaison -ane par la terminaison -yle.

—  $CH_3$  est le groupe .....

—  $CH_2 - CH_3$  est le groupe .....

—  $C_2H_5$  est le groupe .....

etc.

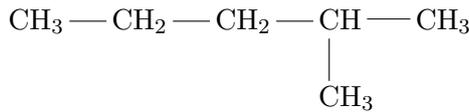
#### 1.3.3 Alcanes à chaîne carbonée ramifiée

La chaîne carbonée la plus longue est appelée chaîne ..... Son nombre d'atomes de carbone détermine le nom de l'alcane.

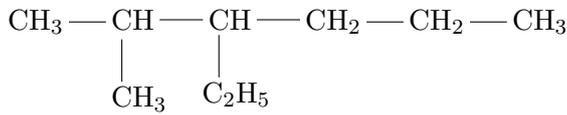
On numérote la chaîne principale de façon à ce que le numéro du premier atome de carbone portant une ramification soit le plus ..... possible.

Le nom d'un alcane ramifié est constitué des noms des groupes alkyles, pris dans l'ordre alphabétique et précédés de leur indice de position, suivis du nom de l'alcane linéaire de même chaîne principale.

Le « e » final des groupes alkyles est supprimé. Si plusieurs groupes alkyles sont identiques, leur nombre (2, 3, 4...) est indiqué par les préfixes di, tri, tétra..., précédés de leur indice de position, qui doit être le plus petit possible.



.....



.....

#### 1.4 Formule et nomenclature des alcools

En remplaçant, dans un alcane, un atome quelconque d'hydrogène H par un groupe ..... -OH, on obtient un alcool.

Un alcool est un composé organique dans lequel un **groupe** ..... -OH est fixé sur un atome de carbone tétraédrique. On parle de **fonction chimique** .....

La formule brute d'un alcool à chaîne carbonée saturée acyclique est  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{OH}$ .

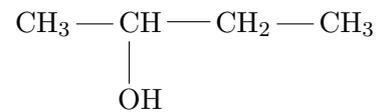
Le nom d'un alcool dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée en remplaçant le « e » final par la **terminaison** « ol », précédée, si nécessaire, de l'indice de position du groupe hydroxyle dans la chaîne carbonée principale.

$\text{CH}_3-\text{OH}$  est le .....

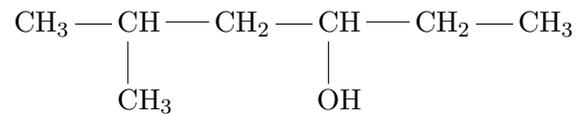
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$  est l' .....

etc.

L'**indice de position** du groupe hydroxyle doit être le plus petit possible.



.....



.....

## 2 Comment interpréter l'évolution des températures de changement d'état ?

### 2.1 Changement d'état des alcanes

#### 2.1.1 Cas des alcanes linéaires

Le graphique ci-contre (figure 1) présente l'évolution des températures de fusion  $\theta_{\text{fus}}$  et d'ébullition  $\theta_{\text{éb}}$  des alcanes linéaires en fonction du nombre  $n$  d'atomes de carbone.

L'analyse de ce graphe montre que :

Les températures de fusion et d'ébullition des alcanes linéaires ..... lorsque le nombre  $n$  d'atomes de carbone de la chaîne carbonée croît.

Les alcanes n'étant constitués que des éléments carbone et hydrogène, il ne peut y avoir de .....

La cohésion des alcanes à l'état liquide et solide ne peut donc être assurée que par des interactions de .....

Les molécules d'alcanes étant apolaires, les dipôles mis en jeu sont des dipôles .....

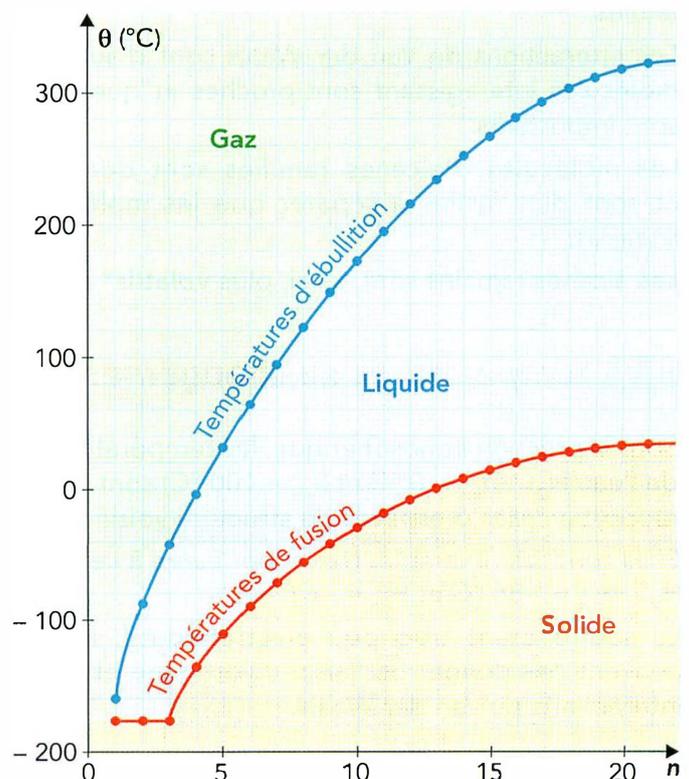


FIG. 1 – Températures de fusion et d'ébullition des alcanes linéaires, sous la pression atmosphérique, en fonction du nombre  $n$  d'atomes de carbone.

Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus intenses que le moment dipolaire des molécules interagissant est élevé.

Le moment dipolaire instantané augmente avec le nombre  $n$  d'atomes de carbone (les molécules sont plus grandes, il est plus facile de déformer leur nuage d'électrons). Plus le moment dipolaire est grand, plus les interactions sont fortes et plus la rupture des liaisons intermoléculaires est difficile.

L'énergie thermique qu'il faut fournir pour atteindre la fusion et l'ébullition est alors plus grande et les températures de changement d'état sont donc plus .....

L'intensité des interactions de Van der Waals et donc les températures de fusion et d'ébullition des alcanes linéaires ..... avec la longueur de la chaîne carbonée des molécules.

### 2.1.2 Cas des alcanes ramifiés

Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus intenses que les molécules interagissant sont proches. Or, la distance séparant deux molécules voisines est plus grande pour des alcanes ramifiés que pour des alcanes linéaires.

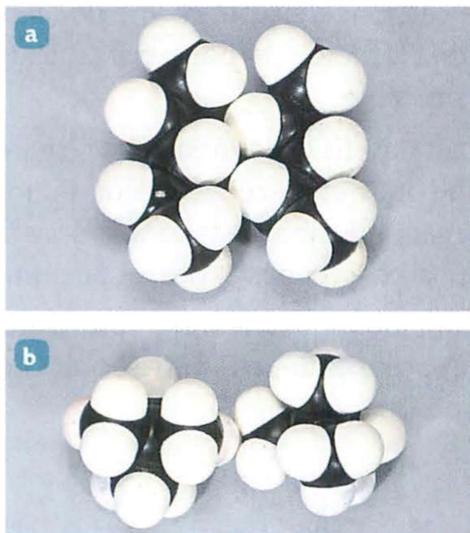


FIG. 2 – Deux molécules de pentane (a) sont plus proches l'une de l'autre que deux molécules de diméthylpropane (b).

Ainsi, la température d'ébullition du diméthylpropane (9,5 °C) est plus élevée que celle du pentane (36,1 °C) : les molécules d'alcanes ramifiés sont ..... fortement liées et sont plus faciles à séparer que les molécules d'alcanes isomères linéaires.

Les températures d'ébullition d'alcanes isomères sont d'autant plus basses que ceux-ci sont ..... Autrement dit, les alcanes ramifiés sont ..... volatils que leur isomère linéaire.

## 2.2 Changement d'état des alcools

Le graphe de la figure 3 montre l'évolution des températures d'ébullition des alcanes et des alcools, en fonction du nombre d'atomes de carbone.

La température d'ébullition des alcools ..... avec la longueur de leur chaîne carbonée.

Ceci est dû au caractère ..... des molécules d'alcools, dont le moment dipolaire croît avec la taille.

Les alcools ont des températures d'ébullition ..... à celle des alcanes de même chaîne carbonée; ils sont moins volatils.

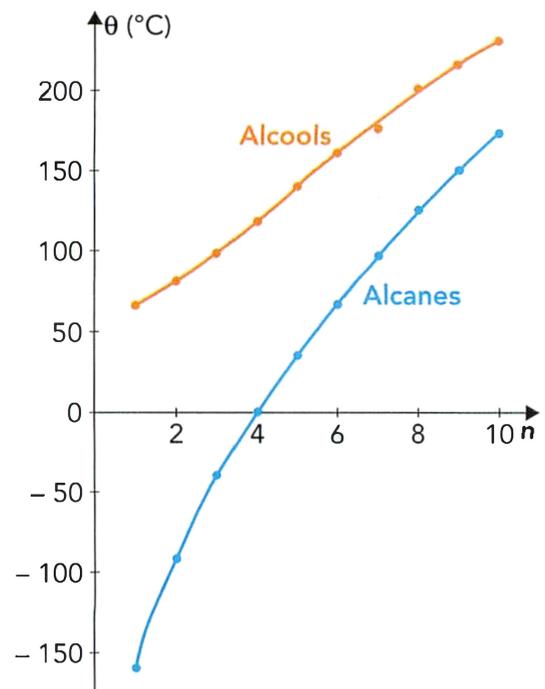


FIG. 3 – Température d'ébullition des alcanes linéaires et des alcools sous pression atmosphérique.

Cette différence résulte de l'existence de ..... , dues au groupe hydroxyle  $-OH$ , entre les molécules d'alcool (figure 4 ci-dessous).

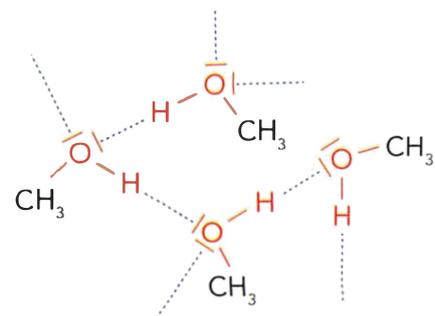


FIG. 4 – Liaisons hydrogène entre molécules de méthanol.

### 2.3 Application : La distillation fractionnée

L'ébullition du mélange pentane ( $\theta_{\text{éb}} = 36 \text{ °C}$ ) et d'heptane ( $\theta_{\text{éb}} = 98 \text{ °C}$ ), puis la condensation des vapeurs obtenues, permettent de ..... ces deux alcanes miscibles.

Cette séparation constitue une .....

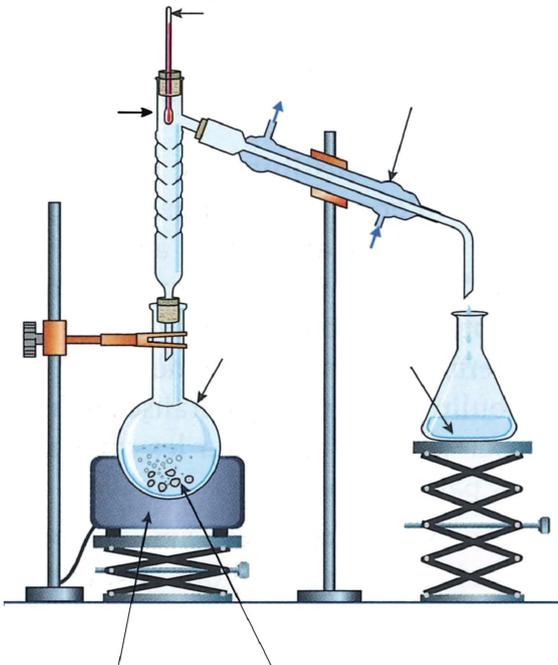


FIG. 5 – Montage de distillation fractionnée.



FIG. 6 – Montage de distillation fractionnée.

Une distillation fractionnée permet de **séparer** les constituants d'un mélange de liquides miscibles ayant des **températures d'ébullition** nettement **différentes**.

Au laboratoire, la distillation fractionnée permet d'extraire ou de purifier un produit après une synthèse. Dans l'industrie pétrochimique, son utilisation permet, par exemple, de séparer les constituants du pétrole.

### 2.4 Application : La raffinerie de pétrole



FIG. 7 – Vue d'une raffinerie pétrochimique.

Le pétrole brut est constitué d'un mélange d'espèces chimiques, dont la plupart sont des .....

Le pétrole n'est pas exploitable sous sa forme brute : il faut en ..... les constituants pour obtenir des stocks d'énergie chimique différents (essence, gasoil, gaz de ville, butane, etc.).

La ..... consiste à séparer les différentes espèces chimiques d'un mélange liquide grâce à la différence de leur température d'ébullition.

Dans une raffinerie, on ne cherche pas à obtenir des produits purs, mais plutôt des ....., c'est-à-dire des mélanges plus simples, constitués d'espèces aux caractéristiques homogènes.

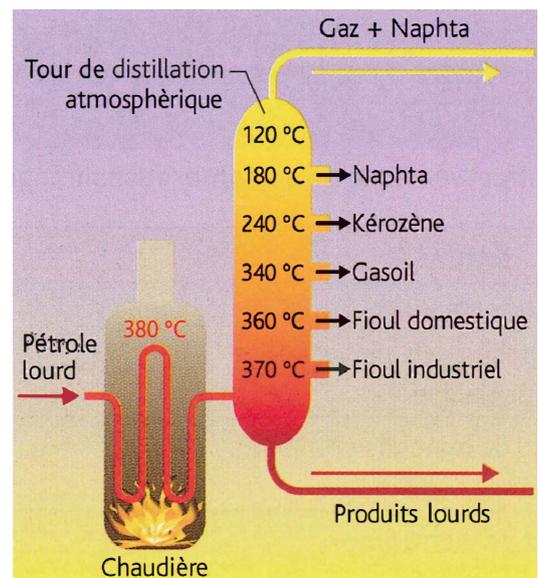


FIG. 8 – Principe d'une tour de distillation du pétrole. Les différentes coupes sont récupérées sur différents plateaux.

### 3 Les alcools et l'eau sont-ils miscibles en toutes proportions ?

La **miscibilité** de l'eau et des alcools à chaîne linéaire diminue lorsque la longueur de la chaîne croît.

Les alcools à chaîne **courte** (méthanol, éthanol) sont **solubles** dans l'eau, contrairement aux alcools à chaîne longue.

Toute molécule d'alcool  $R-OH$  comporte deux groupes :

- un groupe hydroxyle  $-OH$ , ..... qui peut se lier aux molécules d'eau par liaisons hydrogène ;

- un groupe alkyle  $R$ , ..... , qui ne peut pas se lier aux molécules d'eau.

Lorsque le groupe  $R$  a une chaîne carbonée ..... , les molécules d'alcool peuvent s'entourer de molécules d'eau, il y a miscibilité totale de l'alcool avec l'eau.

En revanche, lorsque  $R$  a une chaîne carbonée ..... , les interactions entre les molécules d'eau et celles d'alcool sont très limitées ; la miscibilité est alors partielle, voire nulle, si la chaîne est très longue.

### 4 Comment écrire les équations de combustion complète des alcools ?

#### 4.1 La combustion

Lors de la **combustion complète** d'un alcane ou d'un alcool, le composé organique réagit avec du ..... pour former, comme seuls produits, du ..... et de l'..... Cette réaction est **exothermique**.

Si la quantité d'oxygène est insuffisante, la combustion est incomplète : il peut se former aussi du ..... (CO) et du ..... (C).

#### 4.2 Équation d'une combustion complète

Lors de l'écriture d'une équation-bilan de combustion complète, on écrit les réactifs à gauche de la flèche, les produits à droite, puis on utilise la conservation des éléments carbone et hydrogène pour ajuster les nombres stoechiométriques devant les réactifs et les produits. On écrit enfin la conservation de l'élément oxygène en ajustant le nombre stoechiométrique devant le dioxygène.

**Exemples** : écrire les équations de la combustion complète de l'éthanol, puis du propanol.

.....  
.....

### Exercices du chapitre 15

**15.1** N° 3 p. 208 – Différents types

**15.2** N° 6 p. 208 – Nommer les alcanes

**15.3** N° 7 p. 208 – Nommer les alcools

**15.4** N° 8 p. 208 – Écriture de formules

**15.5** N° 14 p. 209 – Distillation

**15.6** N° 16 p. 210 – Combustions complètes

**15.7** N° 19 p. 210 – Gaz d'un briquet

**15.8** N° 29 p. 212 – Dangers du  $CO_2$

## Correction des exercices du chapitre 14

### 14.1 N° 4 p. 194 – Évaporation ou ébullition

1. **Évaporation** : à la surface du liquide, des molécules (plus rapides) s'échappent pour former un gaz. Il y a bien changement d'état liquide  $\rightarrow$  gaz, c'est-à-dire une *vaporisation*, mais ce changement d'état est limité à la surface du liquide. C'est un phénomène lent.

**Ébullition** : dans tout le liquide, il y a apparition de bulles de gaz, qui étant plus légères remontent à la surface. Il y a changement d'état liquide  $\rightarrow$  gaz, une *vaporisation*, dans tout le liquide. C'est un phénomène rapide.

2. Lorsque l'on chauffe de l'eau dans une casserole, au bout de quelques minutes il y a **ébullition**. Cette ébullition est favorisée par la présence de sites de *nucleation* pour les bulles de gaz : pierre ponce ou billes de verre, ou plus simplement les parois poreuses de la casserole.

Lorsque l'on laisse la soupe dans une assiette, elle s'**évapore** spontanément, quelque soit sa température. Cette évaporation est plus rapide si la soupe est chaude et si on souffle (cela éloigne les molécules qui se sont échappées du liquide, et empêche qu'elles retournent avec leurs copines).

3. 100 °C pour l'ébullition de l'eau pure, sous pression atmosphérique normale.

L'évaporation a lieu à toute température inférieure à 100 °C.

### 14.2 N° 6 p. 194 – Halogènes

1. A : solide violet à 20 °C, donc du diiode ( $\theta_{\text{fus}} = 114$  °C).

B : liquide brun foncé à 20 °C, donc du dibrome ( $\theta_{\text{fus}} = -7$  °C et  $\theta_{\text{éb}} = 59$  °C).

2. Une *sublimation* (solide vers gaz).

3. Une *vaporisation* (liquide vers gaz).

### 14.3 N° 11 p. 195 – Paliers

Qui dit gros écart d'intensité des interactions entre particules, dit durée de chauffe bien plus forte pour en terminer avec le changement d'état liquide  $\rightarrow$  gaz. Seuls les schémas Ⓐ ou Ⓓ présentent un large palier pour la température de changement d'état la plus haute, celle qui correspond à la *vaporisation*.

De plus, l'énoncé indique qu'il s'agit d'eau pure. Les températures de changement d'état se doivent donc d'être 0 °C et 100 °C. D'où le choix de la courbe Ⓐ (le schéma Ⓓ pourrait correspondre à l'éthanol).

### 14.4 N° 12 p. 195 – Énergie

1. Première colonne : les masses molaires atomiques sont à trouver dans le tableau périodique, en rabas de couverture.

Deuxième colonne : il s'agit par définition de capacités thermiques massiques, notons les  $C_m$ , exprimées en  $\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$  (joule par gramme par degrés Celsius).

Troisième colonne : on demande les capacités thermiques molaires, notons les  $C$ . On peut passer d'une valeur massique à une valeur molaire en multipliant par la masse molaire  $M$  :

$$C = C_m \times M \quad \Leftrightarrow \quad C_m = \frac{C}{M}$$

Si vous doutez, utilisez les unités pour retrouver ce résultat. En bref, la troisième colonne est donc le résultat de la multiplication des deux premières.

	$M$ ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	$C_m$ ( $\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$ )	$C$ ( $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$ )
$\text{Cu}_{(s)}$	63,5	0,385	24,4
$\text{Ag}_{(s)}$	107,9	0,235	25,5
$\text{Pt}_{(s)}$	195,1	0,133	25,9
$\text{H}_2\text{O}_{(s)}$	18,0	2,060	37,1

2. Le cuivre, l'argent et le platine sont trois métaux. Ils ont sensiblement la même capacité thermique molaire, car les interactions entre atomes sont du même type. En revanche pour l'eau, les interactions sont très différentes : liaisons de Van der Waals, liaisons hydrogène. Ces interactions stabilisent le solide et empêchent sa fusion.

### 14.5 N° 15 p. 196 – Transfert thermique

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 3,2 \times 444 \times (80 - 20)$$

$$Q = 85 \text{ kJ}$$

### 14.6 N° 21 p. 197 – Équilibre

1. Transfert thermique ou quantité d'énergie gagnée par l'eau (en utilisant toujours la valeur finale moins la valeur initiale pour  $\Delta T$ ) :

$$Q_2 = m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}(T_f - T_2)$$

2. Transfert thermique ou quantité d'énergie perdue par le cuivre :

$$Q_1 = mc_{\text{cuivre}}(T_f - T_1)$$

3. Si on néglige les pertes avec l'extérieur, le transfert thermique n'a lieu qu'entre le cuivre et l'eau, et donc il y a conservation de l'énergie. La somme de l'énergie  $Q_1$  cédée par le cuivre et de l'énergie  $Q_2$  récupérée par l'eau est égal zéro (système calorifugé, dit « adiabatique ») :

$$\begin{aligned} Q_1 + Q_2 &= 0 \\ \Rightarrow m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}(T_f - T_2) + mc_{\text{cuivre}}(T_f - T_1) &= 0 \end{aligned}$$

On développe :

$$m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}T_f - m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}T_2 + mc_{\text{cuivre}}T_f - mc_{\text{cuivre}}T_1 = 0$$

et on isole  $T_f$  :

$$m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}T_f + mc_{\text{cuivre}}T_f = m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}T_2 + mc_{\text{cuivre}}T_1$$

$$(m_{\text{eau}}c_{\text{eau}} + mc_{\text{cuivre}})T_f = m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}T_2 + mc_{\text{cuivre}}T_1$$

$$\Leftrightarrow T_f = \frac{m_{\text{eau}}c_{\text{eau}}T_2 + mc_{\text{cuivre}}T_1}{m_{\text{eau}}c_{\text{eau}} + mc_{\text{cuivre}}}$$

$$T_f = \frac{2,0 \times 4,18 \times 10^3 \times (20 + 273) + 1,0 \times 385 \times (80 + 273)}{2,0 \times 4,18 \times 10^3 + 1,0 \times 385} = 296 \text{ K} = 296 - 273 = 23 \text{ }^\circ\text{C}$$

#### 14.7 N° 26 p. 198 – Calorimètre

1. L'eau initialement introduite (eau froide) passe de la température  $T_0$  à la température  $T_f$ , par un transfert thermique :

$$m_0c_{\text{eau}}(T_f - T_0)$$

L'eau ajoutée en second (eau chaude) passe de la température  $T_i$  à la température  $T_f$ , par un transfert thermique :

$$mc_{\text{eau}}(T_f - T_i)$$

La conservation de l'énergie implique que la somme de l'énergie gagnée par l'eau froide et de l'énergie perdue par l'eau chaude égale zéro :

$$m_0c_{\text{eau}}(T_f - T_0) + mc_{\text{eau}}(T_f - T_i) = 0$$

$$\Leftrightarrow T_f = \frac{m_0c_{\text{eau}}T_0 + mc_{\text{eau}}T_i}{m_0c_{\text{eau}} + mc_{\text{eau}}}$$

$$\Rightarrow T_f = \frac{m_0T_0 + mT_i}{m_0 + m}$$

Application numérique :

$$T_f = \frac{200 \times (273 + 20) + 250 \times (273 + 60)}{200 + 250}$$

$$T_f = 315 \text{ K} = 42 \text{ }^\circ\text{C}$$

2.a. Notons  $Q$  la valeur de l'énergie gagnée par le calorimètre. Le bilan d'énergie s'écrit :

$$m_0c_{\text{eau}}(T_f^* - T_0) + mc_{\text{eau}}(T_f^* - T_i) + Q = 0$$

On en déduit la valeur de l'énergie gagnée :

$$Q = -m_0c_{\text{eau}}(T_f^* - T_0) - mc_{\text{eau}}(T_f^* - T_i)$$

Application numérique :

$$Q = -0,200 \times 4,18 \times 10^3 \times (38 - 20) - 0,250 \times 4,18 \times 10^3 (38 - 60)$$

$$Q = 7,9 \text{ kJ}$$

2.b. Le calorimètre est initialement à l'équilibre thermique à la température  $T_0$ . À l'état final il a atteint la température  $T_f^*$  en accaparant une énergie :

$$Q = C(T_f^* - T_0) \Leftrightarrow C = \frac{Q}{(T_f^* - T_0)}$$

Application numérique :

$$C = \frac{7,9 \times 10^3}{38 - 20} = 0,44 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$$