Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformation de la matière (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

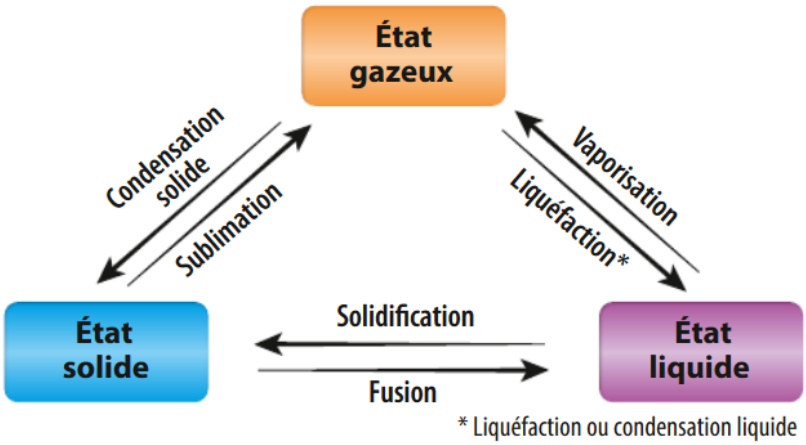
Transformations de la matière

1. Transformations physique

1.1. Les changements d'état [Rappels : voir chapitre 1]

Définition :

Une **transformation physique**se produit lorsqu'une espèce passe d'un état physique (solide, liquide ou gazeux) à un autre.



Remarque importante : =>

pour une pression donnée, le changement d'état d'un corps pur se fait à température constante.

1.2. Écriture symbolique d'un changement d'état

L'**écriture symbolique**, à l'échelle macroscopique, de la transformation physique d'une espèce s'appelle l'**équation de changement d'état**. Elle s'écrit avec la formule du corps pur dans son état physique initial puis final.

Formule chimique de l'espèce (état physique 1) ⟶ **Formule chimique de l'espèce (état physique 2)**

Exemple :

Sublimation du diiode :

$$I_{2(s)} \rightarrow I_{2(g)}$$

Remarques :

- Par convention, l'état physique de l'espèce est précisé par l'indication **(s)**pour une espèce à l'état solide, **(ℓ)** pour une espèce à l'état liquide,**(g)** pour une espèce à l'état gazeux et **(aq)** pour une espèce en solution aqueuse.

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformation de la matière (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

1.3. Effets thermiques d'une transformation physique

1.3.1. Définitions

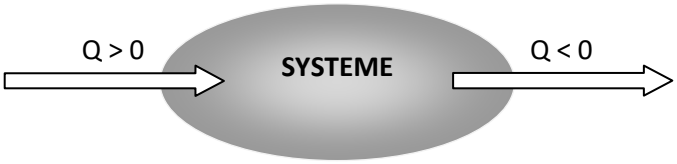
Définitions :

Une transformation physique est dite :

- **exothermique** si elle libère de l'énergie sous forme de chaleur (énergie thermique) ;
- **endothermique** si elle ne se produit que si de l'énergie thermique est apportée par le milieu extérieur ;
- **athermique** si elle ne s'accompagne d'aucun effet thermique.

Remarque : par convention, l'énergie échangée est une grandeur algébrique

- **L'énergie reçue** par un système du milieu extérieur est **positive** ;
- **L'énergie cédée** au milieu extérieur par un système est **négative**.



1.3.2. Énergies de changement d'état

Définitions :

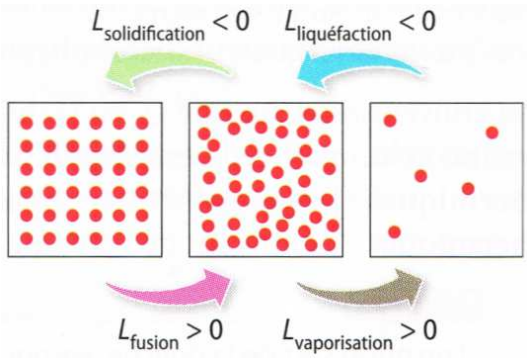
- On appelle **énergie massique de changement d'état**, l'énergie qu'il faut apporter ou retirer par transfert thermique à un kilogramme d'un corps pur (**ayant atteint sa température de changement d'état**) pour qu'il effectue un changement d'état physique. Elle se note **L** et s'exprime, dans le système international d'unités, en **joule par kilogramme** (*symbole* : $J.kg^{-1}$). Elle est caractéristique d'un corps.
- À pression constante, **l'énergie de changement d'état Q** d'un corps est le produit de la masse **m** du corps par l'énergie massique de changement d'état **L** :

$$\boxed{Q = m \times L}$$

m = masse (en kg)
L = énergie massique de changement d'état (en $J.kg^{-1}$)
Q = énergie de changement d'état (en J)

Remarques :

- L'énergie échangée lors du changement d'état d'un corps pur peut être évaluée dans un calorimètre ;
- L'énergie massique de changement d'état est caractéristique d'un corps et dépend du changement d'état :



$L_{fusion} = -L_{solidification}$
$L_{vaporisation} = -L_{liquéfaction}$
$L_{sublimation} = -L_{condensation}$

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformation de la matière (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

2. Transformations chimiques

2.1. Définitions

Définitions :

- On appelle **système chimique** l'ensemble des espèces chimiques présentes dans un milieu ;
- On appelle **transformation chimique**, une transformation (réaction) au cours de laquelle des **réactifs**(substances présentes au départ) sont **consommés** pour former des **produits** nouveaux (substances formées après la transformation).

ÉTAT INITIAL ⟶ **ÉTAT FINAL**

L'état d'un système chimique est caractérisé par :

- Les grandeurs physiques P (pression du ou des gaz) et T (température) ;
- L'état physique des espèces présentes : liquide (ℓ), solide (s), gazeux (g) ou aqueux (aq) ;
- Les quantités de matière des espèces chimiques présentes.

L'évolution d'un système est caractérisée par :

- Des substances chimiques qui disparaissent, on les appelle les **REACTIFS** ;
- Des substances chimiques apparaissent, on les appelle les **PRODUITS**.

L'état final est atteint lorsque l'un au moins des réactifs est totalement consommé : la transformation chimique s'arrête.

A RETENIR :

- L'état du système avant la transformation chimique s'appelle **l'état initial** ;
- L'état du système après la transformation chimique s'appelle **l'état final** ;
- La **transformation chimique** est le **passage** d'un système de **l'état initial** à **l'état final**.

2.2. L'équation de réaction

2.2.1. Définitions

Définitions :

- On associe à la transformation chimique d'un système un modèle qui rend compte, à l'échelle macroscopique, de l'évolution du système : c'est la **réaction chimique** ;
- **L'équation d'une réaction** est l'écriture symbolique d'une réaction chimique :

REACTIFS ⟶ **PRODUIT(S)**

symboles des réactifs séparés par des signes « + »	La flèche indique le sens de la transformation chimique	symboles des produits de la transformation, séparés par des signes « + »

A RETENIR :

- Lors d'une transformation chimique, les éléments chimiques sont conservés ;
- Au cours d'une transformation chimique, la masse des réactifs qui disparaissent est égale à la masse des produits qui se forment : il y a conservation de la masse (ou de la matière)
- La réaction chimique modélise une transformation chimique ;
- L'équation d'une réaction symbolise une réaction chimique aussi bien au niveau **moléculaire** que **molaire** ;

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

Exemple : $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

- Lorsque des ions interviennent, la charge globale des réactifs doit être égale à la charge globale des produits.

2.2.2. Écriture d'une équation de réaction

Définitions :

- Les **coefficients stœchiométriques** sont des nombres positifs qui indiquent les proportions dans lesquelles les espèces chimiques réagissent ou sont produites au cours d'une réaction chimique. Ils traduisent la conservation de la matière :

  aA + bB ⟶ cC + dD (a, b, c, d sont les coefficients stœchiométriques)

- **Équilibrer** une équation de réaction consiste à déterminer les coefficients stœchiométriques de l'équation de la réaction.

Méthode pour équilibrer une équation de réaction :

❶ Identifier les réactifs et les produits de la réaction chimique ;

❷ Écrire les formules brute des différents constituants à gauche (réactifs) et à droite (produits) de la flèche symbolisant la transformation en précisant leur état physique ;

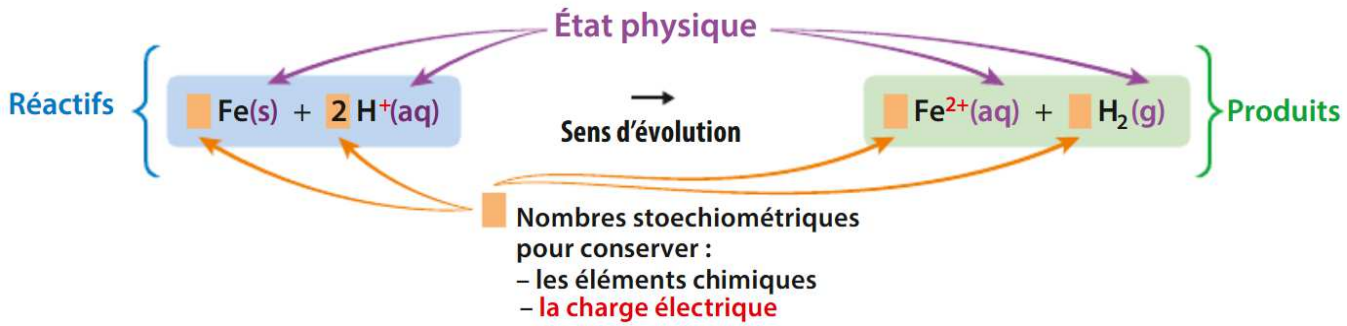
❸ Compter le nombre d'atomes pour chaque élément chimique de part et d'autre de la flèche :

- S'il y a le même nombre d'atomes des deux cotés pour tous les éléments présents alors les nombres stœchiométriques sont ajustés : la loi de conservation de la matière est vérifiée ;
- Sinon, il faut faire précéder les formules brutes du nombre stœchiométrique adapté pour vérifier la conservation des éléments.

❹ Compléter l'équation de la réaction en rajoutant les coefficients stœchiométriques adaptés ;

❺ Vérifier la loi de conservation des charges (s'il y a lieu).

A RETENIR :



2.2.3. Stœchiométrie

Définition :

La **stœchiométrie** d'une réaction chimique est la relation de proportionnalité qui existe entre les quantités de matière consommées des réactifs ainsi qu'entre les quantités de matière formées des produits, lors d'une transformation chimique.

Exemple : $I_{2(aq)} + 2\,S_4O_6^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow 2I^-_{(aq)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$

➞ La consommation de 1 mole de I_2 et de 2 moles de $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de 2 moles de I^- et de 1 mole de $S_4O_6^{2-}$;

➞ La consommation de x moles de I_2 et de $2x$ moles de $S_2O_3^{2-}$ entraîne la formation de 2 x moles de I^- et de x moles de $S_4O_6^{2-}$.

⇔ Le diiode et l'ionthiosulfate réagissent (en mol) dans des proportions de 1 pour 2 et l'ion iodure et l'ion tétrathionate sont simultanément formés dans des proportions de 2 pour 1.

2.2.4. Réactif limitant

Définition :

Dans une transformation chimique, lorsque l'un des réactifs est mis en défaut et qu'il disparaît totalement au cours de la transformation chimique (⇔ sa quantité de matière est nulle à l'état final), on l'appelle **réactif limitant**. C'est lui qui fait cesser la réaction chimique.

Soit l'équation ajustée (équilibrée) :

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

- Si $\frac{n(A)_0}{a} < \frac{n(B)_0}{b}$ alors **A est le réactif limitant** ;
- Si $\frac{n(B)_0}{b} < \frac{n(A)_0}{a}$ alors **B est le réactif limitant**.
- Si $\frac{n(A)_0}{a} = \frac{n(B)_0}{b}$ alors on avait au départ un **mélange stœchiométrique**;

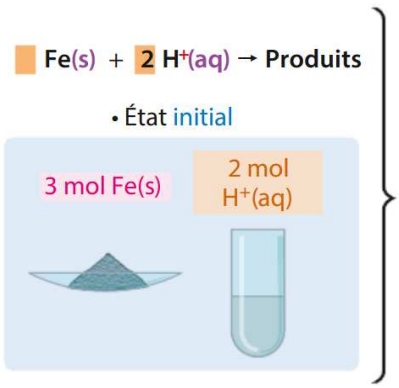
➞ Les quantités de matière initiales des réactifs étaient dans les mêmes proportions que les nombres stœchiométriques :

$$\frac{n(A)_0}{n(B)_0} = \frac{a}{b}$$

➞ Les quantités de matière respectent lastœchiométrique de la réaction.

⇒A la fin de la transformation chimique, les réactifs ont totalement disparu et l'état final n'est constitué que des produits de la réaction.

A RETENIR : deux méthodes pour déterminer le réactif limitant

À partir de, l'équation de réaction	À partir d'un tableau de proportionnalité
	

Réactifs	Fe	H^+
Nombres stoechiométriques	1	2
n_i	3	2

3. Synthèse d'une espèce chimique

3.1. Définitions

Toutes les espèces chimiques qui sont nécessaires à l'homme ne peuvent être prélevées dans la nature car les quantités dont on a besoin sont énormes, cela signifierai une surexploitation de la nature et des coûts de production élevés.La **synthèse chimique** permet alors de fabriquer ces espèces chimiques par transformation chimique de matières premières (réactifs).

Définitions :

- Une **espèce chimique** est caractérisée par son aspect (état physique, couleur), par son nom, sa formule chimique et par ses propriétés physiques caractérisées par des grandeurs physiques : solubilité, masse

volumique, densité,… ;

- La **synthèse** d'une espèce chimique est une transformation chimique réalisée dans des conditions bien particulières (température, pression, proportions des réactifs)et au cours de laquelle des matières premières (réactifs) sont utilisées pour obtenir des produits parmi lesquels se trouve l'espèce chimique souhaitée.

On distingue 3 types d'espèces chimiques :

- Les espèces chimiques **naturelles** : obtenues par extraction à partie de matières premières naturelle ;
- Les espèces chimiques **artificielles**: elles sont fabriquées par synthèse mais n'existent pas dans la nature ;
- Les espèces chimiques **synthétiques** : elles sont une copie d'espèces chimiques naturelles, elles sont très variées, plus performantes et moins chères que celle extraites de substances naturelles.

3.2. Synthèse

Principe

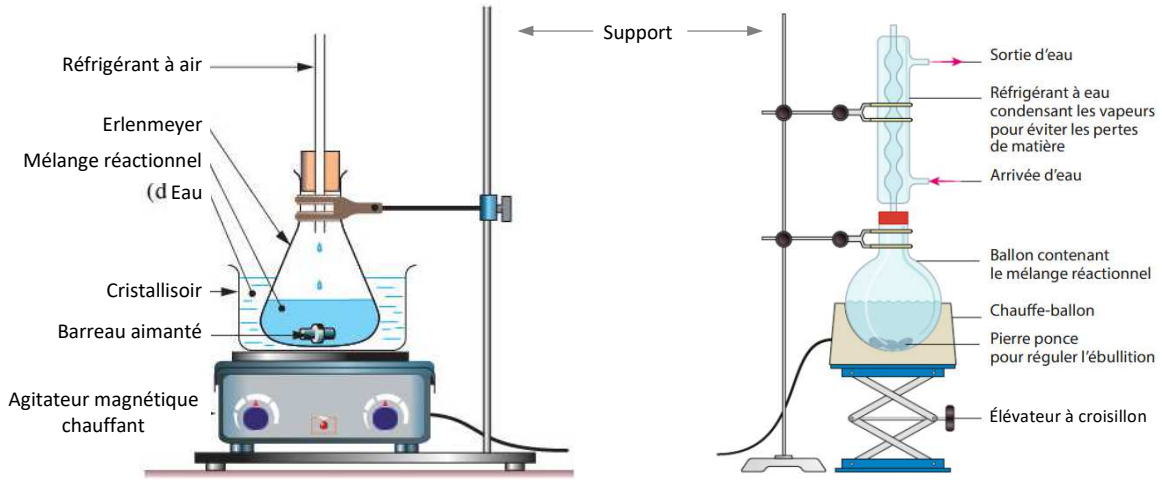
À partir de matières premières facilement disponibles, on fabrique des espèces chimiques en grande quantité et pour un coût peu élevé : des **réactifs** réagissent ensemble pour former un ou plusieurs **produits** dont l'espèce chimique attendue.

Les étapes d'une synthèse :

❶**La transformation chimique** (ou réaction chimique)

Pour synthétiser une espèce chimique, on utilise un **montage de chauffage à reflux** (ci-dessous) : il permet d'accélérer la transformation chimique en évitant les pertes de produitsde réactifs ou de solvants.

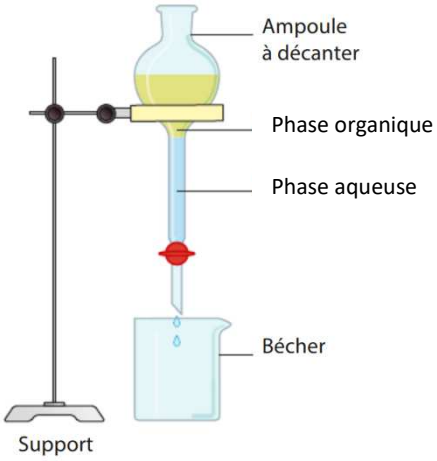
Montrage expérimental :



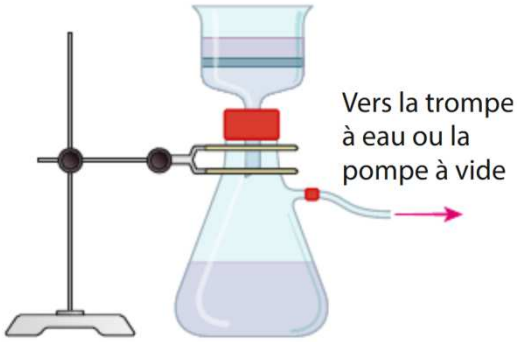
❷**Séparation et purification**

À la fin de la transformation chimique, il faut séparer le produit recherché du reste du mélange (réactifs en excès, solvant, autres produits formés)

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformation de la matière (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde



Montage ampoule à décanter



Montage de filtration sur Büchner

→Après séparation, l'espèce contient toujours des impuretés qu'il faut éliminer par une méthode appropriée : c'est la purification.

Application 1

Le diiode $I_{2\,(aq)}$ réagit avec les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$ pour former des ions iodures $I^-_{(aq)}$ et des ions tétrathionate $S_4O_6^{2-}{}_{(aq)}$ selon l'équation :

$$I_{2\,(aq)} + 2\,S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow 2I^-_{(aq)} + S_4O_6^{2-}{}_{(aq)}.$$

La seule espèce colorée est le diode $I_{2(aq)}$. Initialement le système chimique contient 3,0 mol de diiode et 5,0 mol d'ions thiosulfate.

1. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
2. Déterminer le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal x_{max}. Bien détailler la méthode.
3. Quelle sera la composition du système à l'état final ?
4. Le mélange final sera-t-il coloré ? Justifier.
5. Calculer la concentration finale en ions I^-(aq) dans le mélange si le volume total à la fin de la réaction est de 50 mL.

Correction

Equation chimique	I_2 (aq) + 2 $S_2O_3^{2-}$ (aq)		⟶	$2I^-$ (aq) +	$S_4O_6^{2-}$ (aq)
E.I	$ni(I_2)$	$ni(S_2O_3^{2-})$		0	0
E.C.T	$ni(I_2)-x$	$ni(S_2O_3^{2-})-2x$		$2x$	x
E.F	$ni(I_2)-x_{max}$	$ni(S_2O_3^{2-})-2x_{max}$		$2x_{max}$	x_{max}

2. Déterminer le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal x_{max}. Bien détailler la méthode.

Le réactif limitant est l'ion thiosulfate.

5. Quelle sera la composition du système à l'état final ?

A l'état final : $n_f(I_2) = 0{,}5$ mol , $nf(S_2O_3^{2-}) = 0$ mol , $n_f(I^-) = 5{,}0$ mol et $n_f(S_4O_6^{2-}) = 2{,}5$ mol.

6. Le mélange final sera-t-il coloré ? Justifier.

Oui, le mélange final sera coloré car il reste encore du diode à l'état final.

7. $[I^-] = 1{,}0 \times 10^2$ mol/L.

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformation de la matière (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

Application 2

L'étain (Sn) est un métal employé pour la soudure des métaux. On souhaite déterminer l'énergie massique de fusion de l'étain.
Dans un calorimètre contenant 150 g d'eau à 20,0 °C, on verse 36 g d'étain fondu à la température de 231,9 °C.
L'étain solidifie rapidement. On mélange jusqu'à l'équilibre thermique, qui est atteint pour une température de 70,0 °C.

1. Calculer l'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de 20,0 °C à 70,0 °C
2. Calculer de même l'énergie perdue par l'étain solide en passant de 231,9 °C à 70,0 °C.
3. Donner l'expression du principe de conservation de l'énergie dans cette situation. En déduire l'énergie reçue par l'étain au cours de sa solidification.
4. Donner l'expression de l'énergie de changement d'état d'une espèce chimique de masse m.
5. En déduire l'énergie thermique massique L_f de fusion de l'étain.

Données:
Chaleur massique de l'eau : c_e=4185 J.kg^{-1}.K^{-1}
Chaleur massique de l'étain : c_{Sn}=228 J.kg^{-1}.K^{-1}
Température de fusion de l'étain : θ_f = 231,9 °C

Correction

1. Soit la masse d'eau : m_e = 150 .10^{-3} kg
Soit la température initiale de l'eau : θ_{ei} = 20,0 °C°C
Soit la température de l'eau à l'état final : θ_{ef} = 70,0 °C °C
L'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de $\theta_{e\,i}$ à $\theta_{e\,f}$ s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{eau} = m_e \times c_e \times (\theta_{e\,f} - \theta_{e\,i})}$$

A.N. : $Q_{eau} = 150 \cdot 10^{-3} \times 4185 \times (70{,}0 - 20{,}0)$

$$\boldsymbol{Q_{eau} = 3{,}14 \cdot 10^4 J}$$

2. Soit la masse d'étain : m_{Sn} = 35 .10^{-3} kg
Soit la température initiale de l'étain : θ_{Sni} = 231,9 °C°C
Soit la température de l'étain à l'état final : θ_{Snf} = 25,0 °C °C
L'énergie thermique perdue par l'étain solide en passant de θ_{1i} à θ_{1f} s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain} = m_{Sn} \times c_{Sn} \times (\theta_{Sn\,f} - \theta_{Sn\,i})}$$

A.N. : $Q_{refroidissement\ étain} = 36 \cdot 10^{-3} \times 228 \times (70{,}0 - 231{,}9)$

$$\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain} = -1{,}33 \cdot 10^3 J}$$

Remarque : cette valeur est négative, car l'étain a perdu de l'énergie.

3. Appliquons le principe de conservation de l'énergie. Le système est isolé, donc l'énergie perdue par l'étain a été reçue par l'eau :

$$|Q_{solidification\ étain}| + |Q_{refroidissement\ étain}| = |Q_{eau}|$$

On en déduit :

$$|\boldsymbol{Q_{solidification\ étain}}| = |\boldsymbol{Q_{eau}}| - |\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain}}|$$

$$|Q_{solidification\ étain}| = 3{,}14 \cdot 10^4 - 2{,}36 \cdot 10^3 J$$

$$|\boldsymbol{Q_{solidification\ étain}}| = \boldsymbol{3{,}00 \cdot 10^5 J}$$

4. L'énergie thermique de changement d'état d'une espèce chimique s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q = m \times L}$$

5. D'après la question précédente, l'énergie de solidification de l'étain est :

$$|Q_{solidification\ étain}| = m_{Sn} \times L_f$$

On souhaite déterminer l'énergie thermique massique de fusion de l'étain : L_f.
On en déduit :

$$L_f = \frac{|Q_{solidification\ étain}|}{m_{Sn}}$$

$$L_f = \frac{3{,}00 \cdot 10^5}{36 \cdot 10^{-3}}$$

$$L_f = 8{,}35 \cdot 10^5 J/kg$$

L'énergie thermique massique de fusion de l'étain vaut donc : $8{,}35 \cdot 10^5$ Joule par kilogramme.

Application 3

On souhaite déterminer la chaleur massique du plomb.
On sort un bloc de plomb de masse m_1=280 g d'une étuve où il se trouvait à la température θ_1 = 98,0 °C pour le plonger dans un calorimètre de contenant une masse m_2=350g d'eau à la température initiale θ_2=16,0 °C.
On mesure la température d'équilibre thermique θ_e = 17,7 °C.

1. Exprimer et calculer l'énergie reçue par l'eau au cours de cette transformation.
2. Calculer de même l'énergie reçue par le calorimètre.
3. En déduire l'énergie perdue par le plomb lors de cette transformation.
4. Déterminer la chaleur massique du plomb.

Données:
Chaleur massique de l'eau : c_e=4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Capacité thermique totale du calorimètre : C=209 $J.K^{-1}$

Correction

1. Soit la température initiale de l'eau et du calorimètre : θ_{ei} = 16 °C
Soit la température de l'eau et du calorimètre à l'état final : θ_{ef} = 17,7 °C °C
Soit la chaleur massique de l'eau : c_e = 4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$
Soit la masse d'eau : m_2 = 350 $.10^{-3}$ kg

L'énergie reçue par l'eau s'exprime par la relation :

$$Q_{eau} = m_e \times c_e \times (\theta_{ef} - \theta_{ei})$$

A.N. : $Q_{eau} = 350 \cdot 10^{-3} \times 4185 \times (17{,}7 - 16{,}0)$

$$Q_{eau} = 2{,}49 \cdot 10^3 J$$

2. Soit la capacité thermique totale du calorimètre : C = 209 $J.K^{-1}$
L'énergie reçue par le calorimètre s'exprime par la relation :

$$Q_{calorimètre} = C \times (\theta_{cf} - \theta_{ci})$$

$$Q_{calorimètre} = 209 \times (17{,}7 - 16{,}0)$$

$$Q_{calorimètre} = 3{,}55 \cdot 10^2 J$$

3. Appliquons le principe de conservation de l'énergie. Le système est isolé, donc l'énergie perdue par le plomb a été reçue par l'eau et le calorimètre :

$$|Q_{plomb}| = |Q_{eau}| + |Q_{calorimètre}|$$

$$|Q_{plomb}| = 2{,}49 \cdot 10^3 + 3{,}55 \cdot 10^2$$

$$|Q_{plomb}| = 2{,}85 \cdot 10^3 J$$

Remarque : cette énergie est négative, car le plomb perd de l'énergie.

$$Q_{plomb} = -2{,}85 \cdot 10^3 J$$

4. Soit la température initiale du plomb : $\theta_{pi} = 98$ °C
Soit la température du plomb à l'état final : $\theta_{pf} = 17{,}7$ °C °C
Soit la masse de plomb : $m_p = 280 .10^{-3}$ kg

L'énergie thermique nécessaire pour faire passer le plomb de θ_{1i} à θ_{1f} s'exprime par la relation :

$$Q_{plomb} = m_p \times c_{m\ plomb} \times (\theta_{pf} - \theta_{pi})$$

Où $c_{m\ plomb}$ est la capacité thermique massique du plomb (inconnue)., donc :

$$c_{m\ plomb} = \frac{Q_{plomb}}{m_1 \times (\theta_{pf} - \theta_{ii})}$$

A.N. : $c_{m\ plomb} = \frac{-2{,}85 \cdot 10^3}{280 \cdot 10^{-3} \times (17{,}7 - 98)}$

$$c_{m\ plomb} = 126\ J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$$

Application 4

Dans un récipient, de très faible capacité thermique, on introduit 60 g de glace prise à la température de –23°C et 30 g d'eau prise à la température de 15°C.
Montrer que l'équilibre thermique s'établit à 0°C et calculer les masses d'eau liquide et de glace dans le mélange ainsi réalisé.
On donne :
La capacité thermique massique de l'eau liquide : 4185 $J.K^{-1}.kg^{-1}$.
La capacité thermique massique de la glace : 100 $J.K^{-1}.kg^{-1}$.
La chaleur latente de fusion de la glace : $3{,}3 \times 10^5$ $J.\ kg^{-1}$.

Correction

Quantité de chaleur pour chauffer la glace de -23 °C à 0 °C :
$Q_g = m_g\ C_g\ (0 - \theta_g) = 0{,}060 \times 100 \times (0 - (-23)) = 138$ J
Quantité de chaleur pour faire fondre toute la glace à 0 °C :
$Q_{gf} = m_g\ L_{fg} = 0{,}060 \times 3{,}3 \times 10^5 = 19800$ J
Quantité de chaleur pour refroidir l'eau de 15 °C à 0 °C :
$Q_e = m_e\ C_e\ (\theta_e - 0) = 0{,}030 \times 4185 \times (15 - 0) = 1883{,}25$ J

On constate :

- $Q_e > Q_g$: la quantité de chaleur donnée par le corps chaud Q_e permet de chauffer la glace jusqu'au 0 °C.
- $Q_e - Q_g < Q_{gf}$: la quantité de chaleur restante (Q_e-Q_g) ne peut pas faire fondre toute la glace.

Par conséquent, une partie de la glace sera fondue seulement et à l'équilibre on obtient un mélange « eau liquide + glace », de ce fait la température d'équilibre est la température de fusion de la glace « 0 °C ».

Masse de glace fondue : $mgf = \frac{Q_e - Q_g}{L_{fg}} = \frac{1883{,}5 - 138}{3{,}3 \times 10^5} = 0{,}0053$ kg = 5,3 g

A l'équilibre : masse de glace : 54,7 g
masse d'eau : 35,3 g