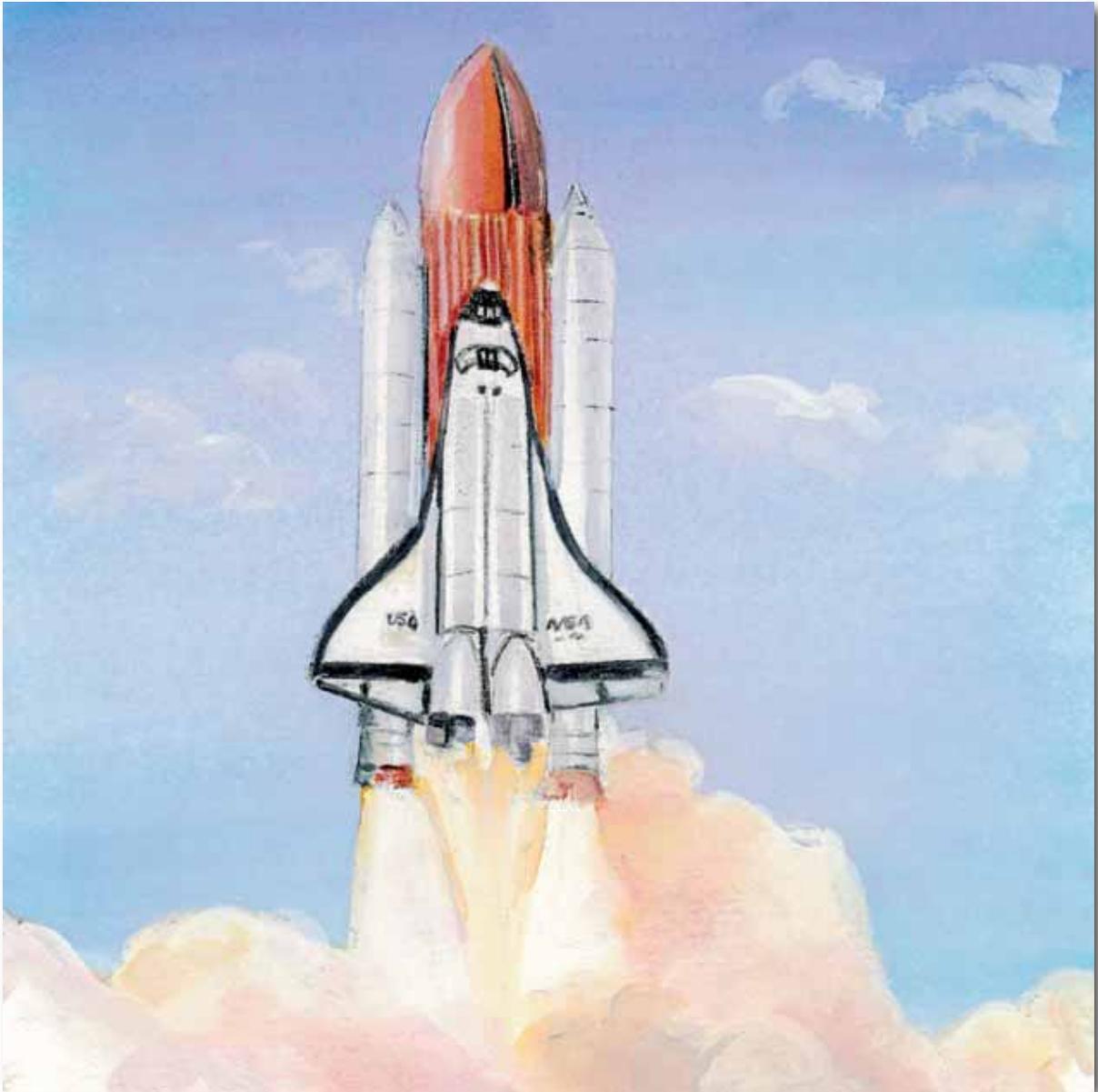


# Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique

CHI-5042-2

Guide d'apprentissage



sofad



# **RÉACTIONS CHIMIQUES 1 : ÉNERGIE ET CINÉTIQUE CHIMIQUE**

**CHI-5042-2**  
**GUIDE D'APPRENTISSAGE**

*Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique* est le deuxième des trois guides d'apprentissage correspondant aux trois cours du programme *Chimie 5<sup>e</sup> secondaire* qui comprend :

*Étude des gaz*

*Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique*

*Réactions chimiques 2 : équilibre et oxydoréduction*

Ces trois guides sont accompagnés du cahier *Activités expérimentales de chimie* qui couvre le volet « démarche expérimentale » du programme.

# RÉACTIONS CHIMIQUES 1 : ÉNERGIE ET CINÉTIQUE CHIMIQUE

Ce guide a été réalisé par la Société de formation à distance des commissions scolaires du Québec.

Chargé de projets	Jean-Simon Labrecque (SOFAD)
Chargée de projets (édition initiale)	Mireille Moisan (SOFAD)
Coordination	Céline Tremblay (FormaScience)
Rédaction	André Blondin
Illustrations	Gail Weil Brenner (GWB) Jean-Philippe Morin (JPM)
Révision de contenu	Céline Tremblay (FormaScience)
Révision linguistique	Martial Denis
Mise en pages et infographie	Daniel Rémy (I. D. Graphique inc.)
Première édition	Octobre 1999



Février 2011

La forme masculine utilisée dans le présent document désigne aussi bien les femmes que les hommes et a pour but d'alléger le texte.

© Société de formation à distance des commissions scolaires du Québec

Tous droits de traduction et d'adaptation, en totalité ou en partie, réservés pour tous pays. Toute reproduction, par procédé mécanique ou électronique, y compris la microreproduction, est interdite sans l'autorisation écrite d'un représentant dûment autorisé de la Société de formation à distance des commissions scolaires du Québec.

Dépôt légal - 1999

Bibliothèque et Archives nationales du Québec

Bibliothèque et Archives Canada

ISBN 978-2-89493-157-8

## TABLE DES MATIÈRES

### INTRODUCTION GÉNÉRALE

PRÉSENTATION .....	0.10
CONSIGNES D'UTILISATION .....	0.10
Les activités d'apprentissage .....	0.11
Les exercices .....	0.11
L'épreuve d'autoévaluation .....	0.12
Les annexes .....	0.12
Le matériel .....	0.12
ÉVALUATION .....	0.13
AUX ÉLÈVES INSCRITS EN FORMATION À DISTANCE .....	0.13
Le rythme de travail .....	0.13
Votre tuteur .....	0.13
Les devoirs .....	0.14
RÉACTIONS CHIMIQUES 1 : ÉNERGIE ET CINÉTIQUE CHIMIQUE .....	0.15

### ACTIVITÉS D'APPRENTISSAGE

<b>CHAPITRE 1 – LA CHALEUR, ÉNERGIE EN MOUVEMENT .....</b>	<b>1.1</b>
1.1 L'ÉNERGIE .....	1.3
Les formes d'énergie .....	1.4
L'énergie chimique en action .....	1.6
L'énergie potentielle .....	1.7
Les conversions d'énergie .....	1.8
La conservation de l'énergie .....	1.13
1.2 LA CHALEUR .....	1.15
Le modèle corpusculaire de la matière .....	1.16
Le thermomètre et les transferts de chaleur .....	1.21
Activité expérimentale 1 - Transferts de chaleur .....	1.22
Le thermomètre .....	1.23
L'équilibre thermique .....	1.26
Les échelles de température .....	1.26
L'équivalent mécanique de la chaleur .....	1.29
La chaleur et l'énergie thermique .....	1.30
1.3 LES ÉCHANGES THERMIQUES .....	1.33
Activité expérimentale 2 - Température finale d'un mélange .....	1.33
La capacité thermique massique .....	1.34
Les brises de terre et les brises de mer .....	1.36
L'équation des échanges thermiques .....	1.37
Le calorimètre .....	1.38

## Table des matières

---

Applications .....	1.39
L'énergie dans les changements de phase .....	1.44
La fusion .....	1.46
L'ébullition .....	1.48
1.4 QUELQUES APPLICATIONS .....	1.51
Le four à pain .....	1.51
La rentrée atmosphérique .....	1.52
Les geysers .....	1.52
Mots clés du chapitre.....	1.54
Résumé.....	1.54
Exercices de synthèse.....	1.56
<b>CHAPITRE 2 – LA DISSOLUTION, PHÉNOMÈNE ÉNERGÉTIQUE .....</b>	<b>2.1</b>
2.1 LES MÉLANGES ET LES SOLUTIONS AQUEUSES .....	2.3
Les mélanges .....	2.3
La molécule d'eau .....	2.5
La capillarité .....	2.9
2.2 LA DISSOLUTION ET LA SOLUBILITÉ .....	2.10
La dissolution moléculaire .....	2.10
La dissolution ionique .....	2.12
L'hydratation .....	2.14
Les eaux salines .....	2.16
Les électrolytes .....	2.16
Solubilité et précipitation .....	2.18
La précipitation .....	2.20
2.3 LA DISSOLUTION, PHÉNOMÈNE ÉNERGÉTIQUE .....	2.23
Le processus .....	2.25
La chaleur molaire de dissolution .....	2.28
Activité expérimentale 3 - Chaleur molaire de dissolution .....	2.30
2.4 LA DISSOLUTION AU QUOTIDIEN .....	2.31
Des gaz en solution aqueuse .....	2.31
Le goût et l'odorat .....	2.31
La pharmacie, les produits de beauté et les parfums .....	2.33
D'autres solvants .....	2.34
Mots clés du chapitre.....	2.35
Résumé.....	2.35
Exercices de synthèse.....	2.37
<b>CHAPITRE 3 – LES RÉACTIONS CHIMIQUES ET L'ÉNERGIE .....</b>	<b>3.1</b>
3.1 LA CHALEUR DE RÉACTION .....	3.3
Définition et convention .....	3.4
La mesure de la chaleur de réaction .....	3.7

La variation de l'enthalpie .....	3.9
Le diagramme d'enthalpie .....	3.12
L'énergie d'activation .....	3.16
<b>3.2 LES RÉACTIONS DE COMBUSTION .....</b>	<b>3.18</b>
Les combustions vives et les combustions lentes .....	3.18
Un peu d'histoire .....	3.21
Les combustibles fossiles, très avantageux .....	3.24
L'industrialisation et les changements sociaux .....	3.27
Une application technique .....	3.29
Les combustibles fossiles : les inconvénients .....	3.31
Le dioxyde de carbone (CO <sub>2</sub> ) .....	3.31
Le monoxyde de carbone (CO) .....	3.34
Les oxydes d'azote et de soufre .....	3.37
Quelques éléments de solution .....	3.37
<b>3.3 LA LOI DE HESS .....</b>	<b>3.39</b>
Activité expérimentale 4 - Loi de Hess .....	3.41
L'additivité des chaleurs de réaction .....	3.41
L'application de la loi de Hess .....	3.44
La loi de Hess et les liaisons chimiques .....	3.48
Mots clés du chapitre.....	3.53
Résumé.....	3.53
Exercices de synthèse.....	3.55
<b>CHAPITRE 4 – LA VITESSE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE .....</b>	<b>4.1</b>
<b>4.1 LE DÉROULEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE .....</b>	<b>4.3</b>
La vitesse d'une réaction .....	4.4
L'évolution en graphique .....	4.8
La vitesse en fonction du temps .....	4.10
<b>4.2 LES FACTEURS DÉTERMINANTS .....</b>	<b>4.20</b>
Activité expérimentale 5 - Vitesse d'une réaction chimique.....	4.21
La nature des réactifs .....	4.21
La concentration des réactifs .....	4.23
La pression des réactifs gazeux .....	4.24
La température .....	4.25
La surface de contact .....	4.27
Les catalyseurs .....	4.30
Une vue d'ensemble .....	4.34
Préparation d'une solution témoin .....	4.34
Effet de la concentration sur la vitesse de réaction .....	4.34
Effet de la température sur la vitesse de réaction .....	4.35
Mots clés du chapitre.....	4.37
Résumé.....	4.37
Exercices de synthèse.....	4.39

## Table des matières

---

<b>CHAPITRE 5 – L'ÉNERGIE ET LA VITESSE DE RÉACTION</b> .....	5.1
5.1 L'ÉNERGIE MOLÉCULAIRE .....	5.3
L'énergie cinétique des molécules .....	5.4
La distribution normale des grands ensembles .....	5.6
La distribution de Maxwell-Boltzmann .....	5.10
5.2 CONSÉQUENCES DE LA DISTRIBUTION DE MAXWELL-BOLTZMANN .....	5.16
La température .....	5.16
L'énergie seuil et l'énergie d'activation .....	5.18
D'autres retombées .....	5.24
La cinétique chimique dans nos vies .....	5.24
5.3 L'ÉNERGIE ET LES MÉCANISMES DE RÉACTION .....	5.27
Le mécanisme de réaction .....	5.27
Les catalyseurs .....	5.32
La spontanéité des réactions .....	5.36
Mots clés du chapitre.....	5.40
Résumé.....	5.40
Exercices de synthèse.....	5.42

## **CONCLUSION**

ÉPREUVE D'AUTOÉVALUATION .....	C.5
CORRIGÉ DES EXERCICES	
CHAPITRE 1 – La chaleur, énergie en mouvement .....	C.13
CHAPITRE 2 – La dissolution, phénomène énergétique .....	C.27
CHAPITRE 3 – Les réactions chimiques et l'énergie .....	C.36
CHAPITRE 4 – La vitesse d'une réaction chimique .....	C.49
CHAPITRE 5 – L'énergie et la vitesse de réaction .....	C.61
CORRIGÉ DE L'ÉPREUVE D'AUTOÉVALUATION .....	C.68
ANNEXE A – Le système international d'unités (SI) .....	C.73
ANNEXE B – Notions de mathématiques .....	C.75
Rapports et proportions .....	C.75
Formules .....	C.76
ANNEXE C – Notions de chimie .....	C.78
Balancement des équations .....	C.78
Calcul de la masse molaire .....	C.81
BIBLIOGRAPHIE .....	C.83
VOCABULAIRE .....	C.85
INDEX.....	C.93

## **INTRODUCTION GÉNÉRALE**

### PRÉSENTATION

La Société de formation à distance des commissions scolaires du Québec (SOFAD) vous souhaite la bienvenue au cours *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique*. Ce cours fait partie du programme *Chimie 5<sup>e</sup> secondaire* qui comprend les trois cours suivants :

CHI-5041-2 *Étude des gaz*

CHI-5042-2 *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique*

CHI-5043-2 *Réactions chimiques 2 : équilibre et oxydoréduction*

Le programme de chimie comporte trois volets : le contenu notionnel, la démarche expérimentale et la perspective histoire-technologie-société. On aborde le volet de la démarche expérimentale dans le cahier *Activités expérimentales de chimie*. Le contenu notionnel et la perspective histoire-technologie-société sont examinés dans trois guides d'apprentissage correspondant aux trois cours du programme qui doivent être suivis obligatoirement dans l'ordre.

Le guide d'apprentissage *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique* est donc le deuxième d'une série de trois. Il se divise en cinq chapitres correspondant aux cinq objectifs terminaux du programme<sup>1</sup>. On doit utiliser ce guide avec le cahier *Activités expérimentales de chimie*. Les références à ce cahier sont données dans le guide au moment opportun.

Le cours *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique* a pour objectif d'améliorer la compréhension de la cinétique chimique et des transferts d'énergie en jeu dans les réactions chimiques ainsi que les aspects techniques, les changements sociaux et les conséquences environnementales qui en découlent.

### CONSIGNES D'UTILISATION

Le présent guide d'apprentissage constitue votre principal instrument de travail pour le cours *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique*. Il a été conçu de manière à tenir compte le plus possible des conditions et des particularités des élèves adultes travaillant en apprentissage individualisé ou en formation à distance.

Chacun des chapitres présente des situations d'apprentissage diverses (textes, tableaux, illustrations, exercices, etc.) permettant de maîtriser les différents objectifs.

---

1. Vous trouverez au début de chacun des chapitres l'énoncé de l'objectif terminal ainsi que des objectifs intermédiaires qui y correspondent.

De plus, à la fin de chacun des chapitres, on trouve une liste des mots clés du chapitre, un résumé ainsi que des exercices de synthèse.

La conclusion du guide vous propose une synthèse de l'ensemble des cours du programme poursuivi ainsi qu'une épreuve d'autoévaluation. La conclusion regroupe aussi le corrigé de cette épreuve, celui des exercices de chacun des chapitres ainsi que celui des exercices de synthèse. Elle présente aussi des annexes, une bibliographie que vous pourrez consulter afin d'approfondir vos apprentissages ainsi que le vocabulaire comprenant la définition des mots clés de même qu'un index.

### **Les activités d'apprentissage**

Le présent guide comprend une partie théorique ainsi que des activités pratiques sous forme d'exercices accompagnés d'un corrigé.

Pour mener à bien l'étude de chacun des chapitres, commencez par faire un survol rapide de l'ensemble des sections pour en examiner le contenu et les principales parties.

Puis, lisez attentivement la théorie :

- soulignez les points importants ;
- prenez des notes dans les marges ;
- cherchez les mots nouveaux dans un dictionnaire ;
- résumez dans votre cahier de notes les passages importants ;
- portez attention aux figures ;
- et, si vous ne comprenez pas une idée, notez vos questions.

### **Les exercices**

Les exercices sont accompagnés d'un corrigé que l'on trouve à la fin du guide sur des feuilles de couleur.

- Faites tous les exercices proposés.
- Lisez attentivement les directives et les questions avant d'inscrire votre réponse.
- Faites tous les exercices de votre mieux sans consulter le corrigé. Relisez les questions et vos réponses et modifiez celles-ci, s'il y a lieu. Ensuite, reprenez vos réponses en les comparant avec celles du corrigé et essayez de comprendre vos erreurs le cas échéant.

- Afin de mieux vous préparer à l'évaluation finale, complétez l'étude de votre chapitre avant d'y faire les exercices de synthèse et faites ensuite ceux-ci sans vous référer à votre texte de cours.

### L'épreuve d'autoévaluation

L'épreuve d'autoévaluation est une étape de préparation à l'évaluation finale. Avant de vous y attaquer, vous devrez compléter votre étude : relisez votre cahier de notes et les définitions des mots clés des chapitres, mettez-les en relation avec les objectifs du cours cités au début de chacun des chapitres. Assurez-vous de bien comprendre le sens de ces objectifs. Faites ensuite l'épreuve d'autoévaluation sans consulter le texte du guide ni le corrigé. Comparez ensuite vos réponses avec celles du corrigé et complétez votre étude au besoin.

### Les annexes

Les annexes regroupent des renseignements utiles à votre cheminement ainsi que quelques rappels de notions préalables. La liste complète apparaît dans la table des matières.

### Le matériel

Ayez sous la main tout le matériel dont vous aurez besoin.

- Matériel didactique : votre guide accompagné d'un cahier de notes où vous consignerez en résumé les notions importantes à retenir en relation avec la liste des objectifs donnée au début de chacun des chapitres. Dans certaines situations, vous aurez aussi à utiliser votre tableau périodique et le cahier *Activités expérimentales de chimie*.
- Matériel de référence : un dictionnaire.
- Matériel divers : une calculatrice, un crayon à la mine pour inscrire vos réponses et vos notes dans votre guide, un stylo de couleur pour corriger vos réponses, un surligneur (ou un crayon-feutre de couleur pâle) pour souligner les idées importantes, une règle, une gomme à effacer, etc.

## ÉVALUATION

Si vous désirez obtenir des unités rattachées à un diplôme d'études secondaires, vous devez obtenir une note d'au moins 60 % à une évaluation finale que vous devez passer dans un centre d'éducation des adultes.

L'évaluation pour le cours *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique* se divise en deux parties.

La première partie est une épreuve écrite d'une durée maximale de 120 minutes. On y trouve des items à réponse choisie, à réponse courte et à développement. Elle compte pour 75 % de la note finale et porte sur l'étude des objectifs de ce guide. L'utilisation de la calculatrice est permise.

Une seconde partie est réservée spécifiquement à l'évaluation de la démarche expérimentale. Elle se déroule au laboratoire en une seule séance d'une durée maximale de 90 minutes. Cette épreuve compte pour 25 % de la note finale et porte sur les objectifs étudiés dans la section B du cahier *Activités expérimentales de chimie*.

## AUX ÉLÈVES INSCRITS EN FORMATION À DISTANCE

### Le rythme de travail

Voici quelques suggestions qui vous aideront à organiser votre temps d'étude.

- Établissez-vous un horaire d'étude en tenant compte de vos dispositions et de vos besoins ainsi que de vos obligations familiales, professionnelles et autres.
- Essayez de consacrer quelques heures par semaine à l'étude, de préférence en blocs de une ou deux heures à la fois.
- Respectez autant que possible l'horaire que vous avez choisi.

### Votre tuteur

Votre tuteur est la personne qui vous soutient dans votre démarche : il demeure à votre disposition pour répondre à vos questions, corriger et annoter vos devoirs.

En fait, c'est la personne-ressource à qui vous faites appel en cas de besoin. Si ses heures de disponibilité et ses coordonnées ne vous ont pas été transmises avec ce

guide, elles le seront bientôt. N'hésitez pas à la consulter si vous éprouvez des difficultés avec la théorie ou les exercices, ou si vous avez besoin d'encouragement pour poursuivre votre étude. Notez vos questions par écrit et communiquez avec elle pendant ses heures de disponibilité et, au besoin, écrivez-lui.

Votre tuteur vous guide tout au long de votre apprentissage et vous fournit les conseils, les critiques et les commentaires susceptibles d'assurer le succès de votre projet de formation.

### Les devoirs

Le présent cours comporte trois devoirs. Le premier devoir se trouve à la fin du chapitre 2, le deuxième est à la suite du chapitre 4 et le dernier fait suite au chapitre 5. Chacun des devoirs contient aussi des questions relatives à la démarche expérimentale étudiée dans le cahier *Activités expérimentales de chimie*.

Les devoirs indiquent à votre tuteur que vous comprenez bien la matière et que vous êtes en mesure de poursuivre votre apprentissage. Si tel n'est pas le cas, il le précisera sur votre devoir en consignant des commentaires et des suggestions pour vous aider à vous remettre sur la bonne voie. Il importe donc que vous preniez connaissance des corrections et des annotations apportées à vos devoirs.

Les devoirs ressemblent à l'épreuve finale qui se déroule sous la surveillance d'un responsable et sans notes de cours. Il est donc à votre avantage de faire les devoirs sans consulter votre guide d'apprentissage et de profiter des corrections de votre tuteur pour ajuster votre tir. C'est là une excellente façon de se préparer à l'épreuve d'évaluation finale.

Attendez toujours d'avoir reçu la correction d'un devoir avant d'envoyer le devoir suivant.

## RÉACTIONS CHIMIQUES 1 : ÉNERGIE ET CINÉTIQUE CHIMIQUE

Feu de forêt, gel subit, fonte des neiges, respiration, décollage de la navette spatiale ou tir à l'arc, l'énergie participe à toute transformation. Pas directement observable, elle laisse cependant sa trace sous forme de lumière, de chaleur, de mouvement, de bruit ou autrement. Elle prend des formes diverses que l'on nomme selon la manifestation. On parle d'énergie mécanique pour la poussée, le tir ou la rotation d'une pièce mécanique, d'énergie cinétique pour le mouvement des molécules ou d'autres corps, d'énergie lumineuse pour la lumière et d'énergie potentielle pour toute forme emmagasinée.

La chaleur, associée aux sensations de chaud et froid, circule d'un corps à l'autre lorsque les températures diffèrent. Elle véhicule l'énergie thermique durant l'échange. Chaleur et variations de température sont donc intimement liées. La chaleur peut être absorbée ou produite au cours d'une réaction chimique. C'est ainsi que la combustion du gaz naturel réchauffe nos maisons alors que la production de l'aluminium consomme des quantités énormes d'énergie.

Le cours *Étude des gaz* s'est achevé sur le calcul des bilans énergétiques des réactions chimiques. Dans le présent cours, *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique*, deuxième de la série, les échanges d'énergie sont étudiés dans une plus vaste perspective de même que la vitesse des réactions et les facteurs qui l'influencent. Le troisième cours, *Réactions chimiques 2 : équilibre et oxydoréduction*, approfondira deux catégories de réactions chimiques.

Le premier chapitre de ce guide analyse les transferts de chaleur entre deux liquides que l'on mélange. Ils dépendent des quantités de liquide, de leur nature et se manifestent par des variations de température. On y reprend aussi la courbe de réchauffement d'une substance, avec une interprétation plus complète des hausses de température et des changements de phase.

Le deuxième chapitre est consacré aux dissolutions. On les décrit d'abord d'un point de vue macroscopique selon ce que l'on observe. On examine ensuite une représentation à l'échelle des molécules, en utilisant le modèle corpusculaire de la matière, vision élargie du modèle élaboré dans la théorie cinétique des gaz. On y apprend pourquoi l'eau est le solvant par excellence de la nature et aussi celui des chimistes. L'énergie en cause est au cœur de la discussion.

Dans le troisième chapitre, l'aspect énergétique des réactions chimiques retient l'attention. On y revoit les bilans des liens brisés et des liaisons formées dans le

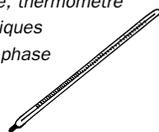
processus. Le texte va cette fois au-delà du bilan général ; les diagrammes d'énergie reflètent davantage le déroulement des réactions et l'énergie associée à chaque étape s'additionne pour produire le résultat global. Les réactions de combustion servent de toile de fond à cette analyse.

Les quatrième et cinquième chapitres abordent la cinétique chimique, qui a pour objet la vitesse des réactions chimiques. La vitesse est plus ou moins grande selon la nature des réactifs, leur concentration, la surface de contact et les conditions environnantes, soit la température, la pression ou l'acidité. L'usage de catalyseurs permet d'accélérer les réactions sans atteinte à la qualité des produits. La vitesse n'est pas étrangère au processus énergétique. Le cinquième et dernier chapitre termine ce cours avec l'étude de la relation entre l'énergie, la vitesse d'une réaction et les divers facteurs qui l'influencent. Il ouvre également sur le contenu du cours suivant.

Comme dans le premier guide, une table des matières schématique est présentée au début de chaque chapitre pour mieux le situer par rapport à l'ensemble. Le contenu du chapitre qui s'amorce est mis en évidence en écrivant les caractères en gras et en les grossissant. Le contenu des chapitres déjà complétés est en italique. À titre d'exemple, le schéma du chapitre 2 est reproduit ci-dessous. La case du chapitre 2 est agrandie et le contenu du chapitre 1 est en italique. Consultez régulièrement cette table des matières pour savoir où vous en êtes. Vous découvrirez qu'elle est un outil très efficace. Bonne chance!

### 1. La chaleur, énergie en mouvement

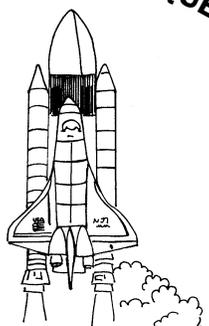
*Énergie : forme, conservation  
Chaleur : modèle, thermomètre  
Échanges thermiques  
Changement de phase  
Applications*



### 5. L'énergie et la vitesse de réaction

*Distribution de Maxwell-Boltzmann  
Énergie seuil et énergie d'activation  
Mécanisme de réaction  
Spontanéité des réactions*

## RÉACTIONS CHIMIQUES 1



## ÉNERGIE ET CINÉTIQUE CHIMIQUE



### 2. La dissolution, phénomène énergétique

*Mélanges, solutions  
Dissolutions moléculaire et ionique  
Solubilité, précipitation  
Chaleur de dissolution  
Au quotidien*



### 3. Les réactions chimiques et l'énergie

*Chaleur de réaction  
Combustions vive et lente  
Combustibles fossiles  
Loi de Hess*

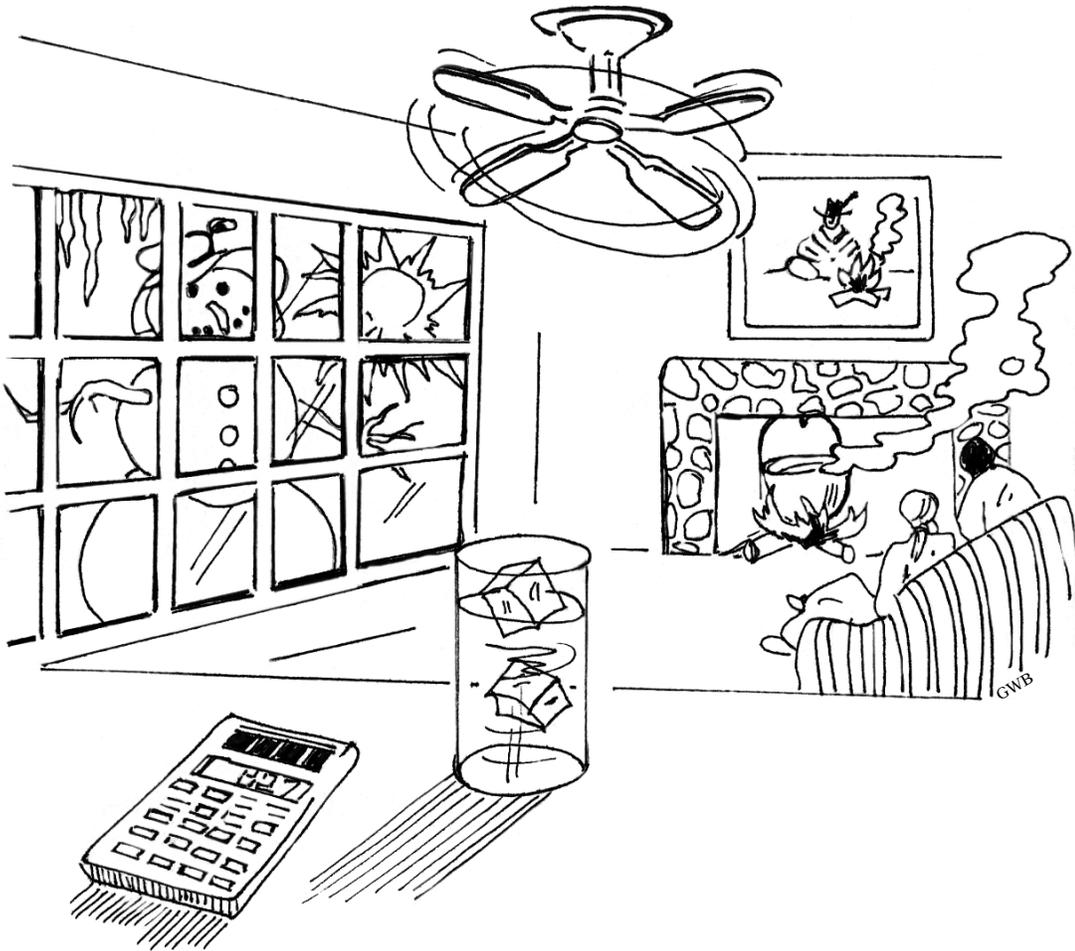


### 4. La vitesse d'une réaction chimique

*Vitesse de réaction  
Graphiques  
Facteurs déterminants*

## CHAPITRE 1

### LA CHALEUR, ÉNERGIE EN MOUVEMENT



### Objectif terminal 1

Analyser les transferts d'énergie thermique qui ont lieu lors des changements de phase et lors des mélanges de substances à des températures différentes.

### Objectifs intermédiaires

- 1.1 Reconnaître les formes d'énergie en jeu dans des phénomènes observés dans son environnement.
- 1.2 Relier un phénomène macroscopique aux changements correspondants qui se produisent à l'échelle atomique ou moléculaire.
- 1.3 Décrire un transfert de chaleur sous l'angle de l'énergie cinétique et de la variation de température.
- 1.4 Classer, à la suite d'observations, des phénomènes physiques et chimiques selon leur caractère endothermique ou exothermique.
- 1.5 Déterminer expérimentalement les facteurs qui influent sur la température finale d'un mélange.
- 1.6 Établir des liens entre la définition et les unités de mesure de la capacité thermique massique.
- 1.7 Décrire les transferts d'énergie qui se produisent lors des changements de phase d'une substance pure.
- 1.8 Décrire sommairement comment Joule a établi l'équivalence entre la chaleur et l'énergie mécanique.
- 1.9 Donner des exemples de conversions d'énergie où la chaleur est en cause.
- 1.10 Résoudre des problèmes portant sur les transferts d'énergie qui ont lieu lors des changements de phase et lors des mélanges de substances à des températures différentes.

#### 1. La chaleur, énergie en mouvement

Énergie : forme, conservation

Chaleur : modèle, thermomètre

Échanges thermiques

Changement de phase

Applications



#### 5. L'énergie et la vitesse de réaction

Distribution de Maxwell-Boltzmann

Énergie seuil et énergie d'activation

Mécanisme de réaction

Spontanéité des réactions

## RÉACTIONS CHIMIQUES 1

## ÉNERGIE ET CINÉTIQUE CHIMIQUE



#### 2. La dissolution, phénomène énergétique

Mélanges, solutions

Dissolutions moléculaire et ionique

Solubilité, précipitation

Chaleur de dissolution

Au quotidien



#### 3. Les réactions chimiques et l'énergie

Chaleur de réaction

Combustions vive et lente

Combustibles fossiles

Loi de Hess



#### 4. La vitesse d'une réaction chimique

Vitesse de réaction

Graphiques

Facteurs déterminants

Avez-vous déjà songé aux multiples situations dans lesquelles on utilise le mot énergie ? Vous aurez sûrement remarqué que ce terme recouvre plusieurs réalités. Par exemple, dans l'expression « Mon enfant déborde d'énergie » il fait référence à la capacité de bouger et d'accomplir des activités ; dans l'expression « L'énergie solaire alimente plusieurs satellites » il désigne la lumière tandis que dans « Le chauffe-eau consomme beaucoup d'énergie » il se rapporte à la source, le plus souvent électrique, qui réchauffe l'eau.

Dans ce chapitre, nous reverrons les diverses formes d'énergie et explorerons plus particulièrement la chaleur. Nous approfondirons la notion de température, interpréterons les transferts de chaleur à l'échelle moléculaire et établirons une relation mathématique qui les traduit. Nous examinerons ensuite de plus près l'énergie associée aux changements de phases et nous terminerons avec un survol de quelques applications.

## 1.1 L'ÉNERGIE

Aussi loin que l'on remonte dans l'histoire, l'être humain a utilisé ce que nous appelons aujourd'hui l'**énergie** et il a tenté de la dompter par divers moyens. D'abord en se nourrissant, en se chauffant et en s'éclairant avec le Soleil, puis en maîtrisant le feu, en inventant la roue, les leviers et d'autres instruments plus complexes comme les moulins à vent et les moulins à eau. Plus récemment, il a maîtrisé certains mélanges de matières explosives ; il en a fabriqué des armes à feu, des moteurs à combustion et des bâtons de dynamite, aussi utilisés pour creuser les mines et tracer des chemins au travers des montagnes.

Cette quête d'inventions techniques se poursuit toujours. Elle se raffine pour répondre à des besoins nouveaux, par exemple pour fabriquer des usines entièrement robotisées, des centrales énergétiques plus efficaces, ou encore dans le domaine spatial, pour lancer des satellites en orbite terrestre, exploiter les richesses minérales de la Lune et explorer Mars, projets élaborés par la NASA<sup>1</sup> et d'autres agences spatiales dans le monde.

Malgré l'emploi fréquent du mot, l'énergie demeure un concept difficile à cerner. Strictement, l'énergie est définie comme la capacité à produire du **travail** ; ou encore la capacité à produire un effet, c'est-à-dire de se manifester, par le mouvement, la lumière ou autrement.

---

1. National Aeronautics and Space Administration : organisme qui supervise l'ensemble du programme spatial américain. Au Canada, c'est l'Agence spatiale canadienne qui joue ce rôle.

On ne perçoit pas directement l'énergie. On observe plutôt ses manifestations, dont les principales sont la lumière, la chaleur et le mouvement. Ainsi, nos yeux captent de façon très précise la lumière ; de très petits corpuscules<sup>2</sup> disséminés dans la peau décèlent les gains ou les pertes de chaleur et, évidemment, nos yeux, nos oreilles et nos muscles détectent le mouvement.



### Exercice 1.1

Complétez le tableau ci-dessous en donnant des sources d'énergie que l'on détecte par la lumière, la chaleur ou le mouvement. Inscrivez deux sources pour chacune des manifestations indiquées.

Manifestation	Sources
La lumière	
La chaleur	
Le mouvement	

### LES FORMES D'ÉNERGIE

Pour distinguer les formes d'énergie, on les nomme généralement selon la source ou le processus de transformation qui les produit. Par exemple, l'**énergie mécanique** prend son origine dans les déplacements des pièces mécaniques actionnant les machines et les moteurs, qui coupent, frappent ou lancent des objets ; l'énergie solaire comprend la lumière visible, les rayons ultraviolets et la chaleur libérée par le Soleil ; l'énergie gravitationnelle est associée à la force de gravité qui fait tomber les objets au sol ; l'énergie nucléaire provient de la fusion ou de la fission des noyaux atomiques, elle alimente les centrales nucléaires et de grands porte-avions ; l'énergie magnétique fait repousser deux aimants et oriente le faisceau d'électrons qui produit l'image sur l'écran d'un téléviseur ; l'énergie électrique éclaire nos maisons et fait tourner des

2. Les *corpuscules de Ruffini* détectent les gains de chaleur alors que les *corpuscules de Kraus* sont sensibles aux pertes de chaleur.

moteurs de toute sorte ; l'énergie éolienne désigne la capacité du vent à faire tourner les pales d'un moulin ; l'énergie hydraulique est fournie par les rivières, les chutes d'eau ou les marées ; l'énergie musculaire désigne la capacité d'un muscle à actionner un bras ou une jambe ; l'énergie électromagnétique comprend la lumière visible, les rayons X, les micro-ondes et d'autres types de rayonnement électromagnétique.

Plus particulièrement, nous appelons **énergie cinétique** l'énergie qui est associée aux mouvements droits ou tournants d'un objet. Ce que nous nommons **chaleur**, également appelée **énergie calorifique**, est associée à un transfert d'énergie entre deux corps.

Dans les prochains chapitres, nous étudierons plus spécialement une forme d'énergie appelée **énergie chimique**, nommée ainsi parce qu'elle est associée aux réactions chimiques qui, rappelons-le, changent la nature des substances. Par exemple, la **combustion** du gaz propane dégage de la chaleur qui provient de l'énergie chimique contenue dans le propane et l'oxygène. Ainsi, l'énergie des liaisons dont il a été question à la fin du cours précédent<sup>3</sup> est de l'énergie chimique.



### Exercice 1.2

Indiquez la forme d'énergie (énergie éolienne, énergie nucléaire ou énergie hydroélectrique) qui convient le mieux à chacune des descriptions données ci-dessous.

L'énergie électrique qui apparaît à la sortie d'un alternateur lui-même mû par la rotation d'une turbine actionnée par une chute d'eau.	
L'énergie totale (lumière, chaleur et énergie cinétique) libérée par la fission de certains noyaux atomiques lourds et instables tels ceux de l'uranium 235.	
L'énergie mécanique engendrée par les déplacements de l'air.	

3. Lalancette, Pauline et M. Lamoureux. *Étude des gaz*, chapitre 1, guide d'apprentissage produit par la SOFAD.



## Benjamin Franklin (1706-1790)<sup>4</sup>



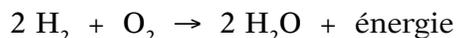
Né aux États-Unis, quinzième enfant d'une famille d'immigrants anglais, Benjamin Franklin est un autodidacte très talentueux. En 1752, il lance un cerf-volant attaché à une clé vers un nuage orageux ; il veut ainsi démontrer que les éclairs sont apparentés à l'énergie électrique. Cet homme prenait à nos yeux un risque énorme... sans le savoir. Cependant, il s'inscrivait bien dans la lignée des humains curieux, ingénieux et décidés à explorer la Nature.

Franklin a inventé le poêle qui porte son nom, le poêle Franklin, le paratonnerre (tige en métal qui surplombe les immeubles pour les protéger de la foudre) et les lentilles à double foyer. Il a aussi élaboré une théorie pour expliquer l'absorption de la chaleur. Homme polyvalent et très énergique, il fut élu à l'assemblée législative de la Pennsylvanie et contribua à la rédaction de la déclaration d'indépendance des États-Unis d'Amérique qu'il signa à l'âge de 70 ans !

### L'énergie chimique en action

L'énergie chimique est à l'origine de la poussée fantastique qui propulse les fusées en orbite. Dans les navettes spatiales américaines, le réservoir externe central alimente trois moteurs placés en triangle à l'arrière de la navette. L'énergie chimique est libérée par la réaction vive entre de l'hydrogène et de l'oxygène<sup>5</sup>. Afin de réduire l'espace, les deux gaz sont d'abord liquéfiés et emmagasinés séparément dans des réservoirs réfrigérés. La vapeur d'eau formée, accélérée par l'énergie chimique libérée, est expulsée violemment vers l'extérieur. Guidée par les tuyères, la vapeur éjectée propulse la fusée. Les trois moteurs principaux de la navette Atlantis développent ainsi une poussée supérieure à deux millions de newtons<sup>6</sup>, soit la poussée nécessaire pour projeter en orbite l'équivalent de 165 automobiles! Au départ, la navette pèse environ 2 500 tonnes. La traînée blanche qui suit la fusée dans son ascension résulte de la condensation de la vapeur d'eau, refroidie au contact de l'air.

La réaction générale de combustion de l'hydrogène s'écrit :

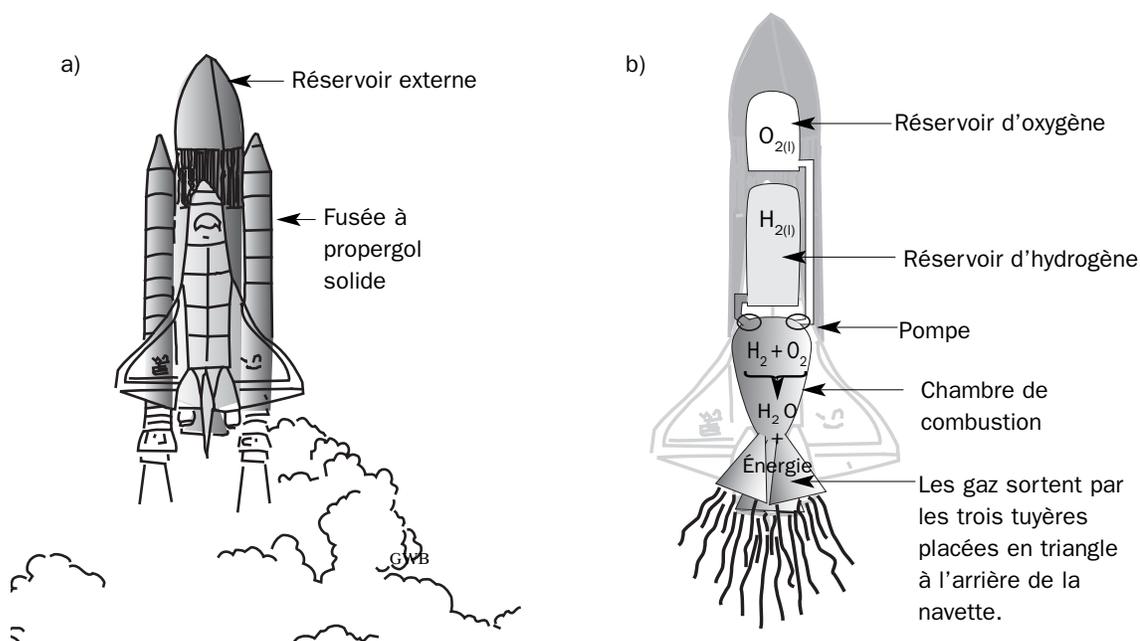


4. Tous les textes présentés de cette façon ne font pas directement partie de l'apprentissage et aucune question de l'épreuve d'évaluation finale ne porte sur leur contenu.

5. On appelle « propergol » l'ensemble des substances dont la réaction chimique génère l'énergie qui propulse une fusée. L'hydrogène et l'oxygène forment ensemble le propergol des navettes spatiales.

6. Le newton est l'unité de mesure de la force dans le système international d'unités (SI).

Figure 1.1 - Une fusée à propergol liquide



a) L'hydrogène et l'oxygène liquides forment le propergol liquide de la navette spatiale contenu dans des compartiments du réservoir central externe. Les fusées latérales contiennent le propergol solide.

b) Le réservoir central externe est constitué de réservoirs, de pompes. La combustion de  $H_2$  et  $O_2$  a lieu dans les trois moteurs fixés à l'arrière de la navette.

### L'énergie potentielle

Examinons maintenant des exemples où, indépendamment de la forme d'énergie considérée, l'énergie est emmagasinée pour être libérée plus tard. Nous appelons **énergie potentielle** toute forme d'énergie emmagasinée, en attente d'être libérée. Pour mieux saisir, analysons trois exemples : le propergol d'une fusée, une allumette et une pile électrique.

Considérons les deux liquides (l'oxygène et l'hydrogène) entreposés dans les réservoirs frigorifiés d'une fusée prête à décoller. Tant que le moment du lancement n'est pas venu, les liquides reposent dans leur réservoir respectif, la combustion n'a pas lieu et on ne détecte aucun dégagement d'énergie. Mais, au moment de la mise à feu, les deux liquides se rejoignent dans la chambre de combustion, la réaction se produit et l'énergie dégagée propulse la fusée dans l'espace. Avant le contact des liquides, l'énergie potentielle chimique était emmagasinée dans les substances, en attente d'être libérée.

Une allumette dans un étui ne réagit pas. En frottant l'allumette, on libère l'énergie contenue dans les substances qui en recouvrent le bout. Plus précisément, l'énergie potentielle chimique, emmagasinée dans les substances de l'allumette (soufre, paraffine, chlorate de potassium, etc.) et dans l'oxygène de l'air, est libérée une fois que l'allumette a été frottée sur la surface rugueuse prévue à cet effet. Nous percevons alors de la chaleur et de la lumière.

Lorsqu'on branche une pile électrique dans un circuit, les réactions chimiques entre les substances qui composent la pile produisent l'énergie nécessaire pour allumer une lampe ou faire tourner un moteur. Avant le branchement, les substances ne réagissent pas ensemble. La pile possède alors de l'énergie potentielle chimique.

Ainsi, toute forme d'énergie est qualifiée de potentielle tant et aussi longtemps qu'elle n'est pas activée, c'est-à-dire tant que nous ne pouvons la percevoir ou la détecter.



### Exercice 1.3

Expliquez brièvement et dans vos propres mots pourquoi on peut affirmer :

a) qu'une pierre située au bord d'un ravin possède de l'énergie potentielle.

---

---

---

---

b) qu'une flèche retenue dans un arc bandé possède de l'énergie potentielle.

---

---

---

---

### **LES CONVERSIONS D'ÉNERGIE**

L'énergie potentielle emmagasinée dans une pile peut être libérée sous différentes formes selon que la pile alimente une lampe de poche, le moteur d'une voiture-jouet ou autre chose. On parle de conversion lorsque l'énergie change de forme, c'est-à-dire lorsqu'elle est transformée ou convertie.

Considérons le cas d'un archer qui lance une flèche avec un angle de  $45^\circ$  vers le ciel. Entre l'archer, la flèche et la cible, l'énergie est convertie d'une forme à une autre à plusieurs reprises.

**Figure 1.2 - L'envolée de la flèche énergétique**



*L'archer utilise ses muscles pour tirer la flèche avec un angle de  $45^\circ$  au-dessus de l'horizontale. L'énergie musculaire fournie est transférée de l'archer à la flèche. La flèche retombe et s'enfonce dans une cible environ 30 m plus loin. L'énergie est alors transférée de la flèche à la cible ; une partie de cette énergie sert à enfoncer la flèche dans le bois et le reste se transforme en chaleur.*

Examinons de plus près cet exemple. Lisez attentivement la suite du texte en essayant de suivre en imagination les événements qui entourent le tir de la flèche. Vous y trouverez le concept d'énergie, emmagasinée ou agissante, qui se convertit d'une forme à une autre.

En inspirant l'air et en digérant ses aliments, notre archer a fourni à ses cellules le sucre et l'oxygène nécessaires pour libérer l'énergie chimique capable d'actionner ses muscles (énergie musculaire) et ainsi bander son arc (l'arc emmagasine de l'énergie potentielle mécanique). La combustion lente du sucre dans les cellules convertit l'énergie potentielle emmagasinée dans le sucre et l'oxygène en énergie musculaire capable de bander l'arc.

À la détente, l'arc se redresse (énergie mécanique de rotation) entraînant la corde qui projette alors la flèche vers le haut avec un angle de  $45^\circ$  (énergie cinétique). En montant, la flèche utilise son énergie pour combattre la force de gravitation qui l'attire vers le sol. Mais ce faisant, elle prend de la hauteur et emmagasine de l'énergie

potentielle gravitationnelle. Ayant atteint le sommet de sa trajectoire<sup>7</sup>, la flèche bascule et redescend en accélérant (elle gagne de l'énergie cinétique). Bref, l'énergie emmagasinée dans l'arc bandé a été convertie en énergie cinétique de la flèche, transformée à son tour en énergie potentielle gravitationnelle à mesure que la flèche monte et est reconvertie en énergie cinétique au cours de la descente.

À la fin, la flèche frappe une cible et s'y enfonce (énergie mécanique). Immédiatement après l'impact, il est possible de détecter, au toucher, un petit réchauffement de la pointe métallique de la flèche (chaleur). L'énergie cinétique de la flèche a de nouveau été convertie, cette fois en chaleur et en travail, car elle s'enfonce dans la cible.

Vous aurez sûrement remarqué, dans la description que nous venons de faire, que l'énergie se manifeste différemment à chaque conversion. Pour faciliter la discussion, imaginons que dans chaque cas, une quantité d'énergie est transférée d'une source à un récepteur, ce dernier devenant, à son tour, une source pour la prochaine conversion. On a alors une chaîne continue de conversions d'énergie.

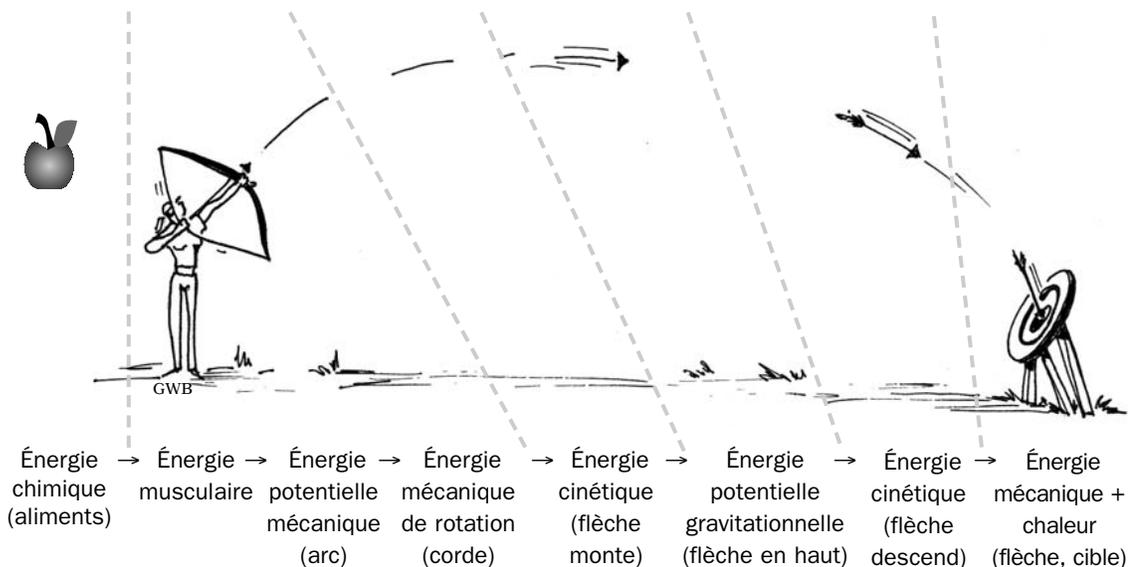
Reprenons le récit de la flèche énergétique en utilisant les notions de source et de récepteur. Cet exercice nous familiarisera avec ces deux termes que nous emploierons souvent dans ce chapitre. La figure 1.3 accompagne la description de la séquence.

Les aliments sont la première source. L'énergie potentielle qu'ils contiennent est transférée au premier récepteur d'énergie, les muscles qui se contractent. Ceux-ci deviennent la source du pouvoir qui bande l'arc, le nouveau récepteur. L'arc tendu devient alors la source du mouvement de la corde, le nouveau récepteur. La corde, à son tour, propulse la flèche qui en reçoit l'énergie. La flèche dépense cette énergie en gagnant de l'altitude mais simultanément, elle emmagasine de l'énergie potentielle gravitationnelle. Cette énergie est restituée alors que la flèche retombe vers le sol. Au moment de l'impact, l'énergie est absorbée par la planche et les substances de la flèche elle-même. La perforation partielle de la planche et le réchauffement de la pointe de flèche démontrent qu'ils sont devenus les nouveaux récepteurs. Bref, à tout moment de la trajectoire de la flèche, nous avons pu identifier une source énergétique et au moins un récepteur qui absorbait l'énergie.

---

7. Cette trajectoire dessinera toujours une parabole, plus ou moins allongée, selon la vitesse initiale de la flèche et son angle de départ. Le sommet est le point le plus haut de la trajectoire.

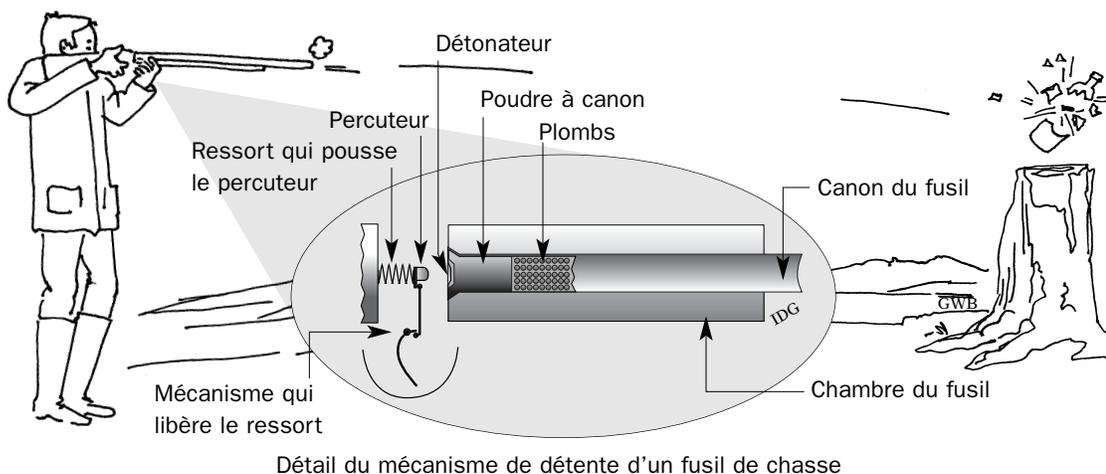
Figure 1.3 - Chaîne continue de conversions d'énergie



À la seconde étape, l'énergie musculaire de l'archer (source) est transférée à l'arc (récepteur) sous forme d'énergie potentielle mécanique. L'arc devient à son tour une source et transfère son énergie à la flèche (récepteur). Ainsi, chacun des corps qui participent à l'action est tour à tour un récepteur et une source. La cible est le dernier récepteur de la séquence.

Considérons un second exemple, semblable à celui de la flèche énergétique. La figure ci-dessous décrit les étapes du tir d'une balle de fusil de chasse.

Figure 1.4 - Le tir au fusil de chasse



Lorsque le tireur appuie sur la détente, le percuteur du fusil frappe le détonateur (amorce) de la cartouche. La chaleur fait exploser la poudre. Les plombs sont expulsés dans le canon, puis dans l'air, avant d'atteindre la cible.



### Exercice 1.4

Le tir de plombs d'un fusil de chasse peut être décrit par les six étapes suivantes, dont l'ordre n'a pas été respecté.

- Les gaz libérés poussent les plombs dans le canon.
- Un doigt appuie sur la détente.
- Le percuteur du fusil frappe le détonateur de la cartouche.
- Les plombs voyagent dans l'air et frappent la cible (une bouteille).
- La bouteille éclate et les morceaux sont projetés dans différentes directions.
- La chaleur dégagée par l'impact amorce la combustion de la poudre à canon dans la douille.

Complétez le tableau qui suit en répondant aux questions a) et b). À titre d'exemple, la première ligne est déjà remplie.

- Placez les étapes dans l'ordre où elles se déroulent.
- À chaque étape, décrivez la conversion d'énergie qui a lieu en identifiant clairement la source et le récepteur.

N°	Étape	Conversion	Source	Récepteur
1.	Un doigt appuie sur la détente.	Énergie musculaire du doigt → énergie mécanique du mécanisme de détente	Muscles du doigt	Mécanisme de détente (ressort)
2.				
3.				
4.				
5.				
6.				

**LA CONSERVATION DE L'ÉNERGIE**

Pour la même raison qu'il est difficile de croire qu'un lapin puisse disparaître vraiment du chapeau d'un magicien (il disparaît de notre vue mais il ne s'annihile pas !), il est difficile de croire que l'énergie puisse être détruite. Nous constatons plutôt, et à la suite des savants de notre époque, que l'énergie se convertit, en travail ou sous d'autres formes, sans jamais perdre de son intensité. Cette idée, sous-entendue dans les exemples

traités jusqu'ici, est appelée principe de **conservation de l'énergie**. Il s'énonce comme suit : dans un **système** isolé, la quantité totale d'énergie demeure constante, quelles que soient les transformations observées. Autrement dit, l'énergie totale est la même (elle est conservée) avant et après la conversion.

Principe de conservation de l'énergie :

$$\text{énergie totale avant} = \text{énergie totale après}$$

Rappelons qu'un système est un ensemble d'objets qui forme un tout. Dans l'exemple de la flèche énergétique, l'archer, son arc, la flèche, le sol, l'air ambiant et la cible sont les éléments du système. Ainsi, dans la description que nous avons vue, il était sous-entendu que, au moment où l'archer contractait ses muscles, toute l'énergie chimique libérée par les cellules était transférée aux muscles, qui la transmettaient tour à tour et en totalité à l'arc, à la flèche et à la cible. La même supposition s'est appliquée à chaque conversion d'énergie tout au long de la chaîne énergétique. Nous avons alors appliqué de façon naturelle, et sans trop y penser, le principe de conservation de l'énergie. Celui-ci stipule, redisons-le, que dans un système isolé, la quantité totale d'énergie demeure constante.

Toutefois, par souci de simplicité, nous avons négligé certains effets. Par exemple, lorsque la flèche retombe, le frottement avec l'air produit un peu de chaleur qui est ainsi transmise à l'air. Le reste de l'énergie potentielle est transformé en énergie cinétique. Le principe de conservation de l'énergie s'applique toujours et, pour être rigoureux, on doit écrire :

$$\text{énergie potentielle gravitationnelle} = \text{énergie cinétique (flèche)} + \text{chaleur (air)}$$

L'énergie est conservée, car les deux récepteurs, la flèche et l'air, reçoivent la totalité de l'énergie potentielle. Il arrive souvent, dans les cas réels, que plusieurs récepteurs se partagent l'énergie, même si un seul d'entre eux est utile dans l'action considérée.



### Exercice 1.5

Jehane Benoît décrit ainsi la préparation des œufs bouillis : « Mettre les œufs dans une casserole, les recouvrir d'eau froide. Couvrir et porter à ébullition à feu moyen. Aussitôt que l'eau bout, retirer la casserole de la source de chaleur et compter de 3 à 10 minutes avant de retirer les œufs de l'eau, selon que vous désirez les œufs mollets ou durs<sup>8</sup>. »

---

8. Benoît, Jehane. *La nouvelle encyclopédie de la cuisine*, Les messageries du Saint-Laurent Ltée, Montréal, 1971, p. 283.





### Exercice 1.6

Faites l'expérience de toucher la tête d'un clou que vous venez de frapper énergiquement avec un marteau. Comment expliquer l'apparition de la chaleur sur la tête du clou ? En d'autres mots, que s'est-il passé à l'intérieur du clou ? À partir de vos connaissances actuelles, proposez une explication.

---

---

---

---

---

---

---

---

Pour répondre adéquatement à l'exercice qui précède, il faut imaginer ce qui se passe à l'intérieur du clou. Pour y parvenir, revoyons le **modèle** élaboré pour la matière dans le cours précédent<sup>9</sup>.

### **LE MODÈLE CORPUSCULAIRE DE LA MATIÈRE**

Attardons-nous d'abord à la théorie cinétique des gaz qui décrit, rappelons-le, le modèle d'un gaz parfait. Nous la généraliserons ensuite à tous les corps, qu'ils soient solides, liquides ou gazeux. Ce modèle nous aidera à imaginer la structure intime de la matière, faute de pouvoir l'observer directement.

À l'échelle des **molécules**, la structure de la matière est invisible et reste inaccessible, même au plus puissant des microscopes. Le rôle du modèle consiste donc à présenter une vision **ultramicroscopique** de la matière. Le modèle suggère des images et des comportements pour décrire ce qui se passe à l'intérieur de la matière, en correspondance avec les effets observés à l'aide de nos sens et des instruments de mesure. Ces effets observables sont dits **macroscopiques**. Ainsi, le terme « ultramicroscopique » fait référence à l'invisible, aux images décrites par le modèle et aux explications qui s'y rapportent tandis que le terme « macroscopique » désigne les propriétés et phénomènes normalement visibles à l'œil nu. Pour mieux illustrer nos propos, considérons les visions macroscopique et ultramicroscopique d'un gaz emprisonné dans un cylindre.

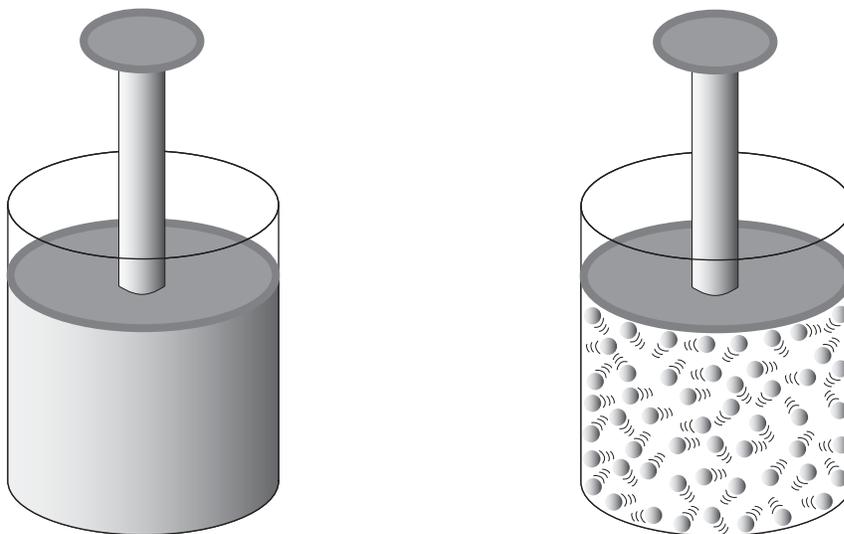
---

9. Lalancette, Pauline et M. Lamoureux. *Étude des gaz*, guide d'apprentissage produit par la SOFAD, chapitre 1.

Figure 1.5 - Un gaz emprisonné dans un cylindre

a) Vision macroscopique

b) Vision ultramicroscopique



a) Le gaz apparaît uniforme et semi-transparent.

b) Le gaz est constitué de particules très petites (**atomes** ou molécules), séparées les unes des autres par de grandes distances, qui se déplacent dans tous les sens et sont indépendantes (ne s'attirent pas et ne se repoussent pas). Remarquez que le dessin n'est pas à l'échelle ; un seul millilitre de gaz contient des milliards de milliards de particules.

Sur la figure 1.5, nos yeux voient un couvercle (piston) immobile au-dessus du gaz emprisonné dans le cylindre (vision macroscopique). À l'échelle des molécules, le modèle explique nos observations comme suit : les particules du gaz se déplacent et frappent les parois et le couvercle. Les multiples chocs sur le couvercle empêchent le piston de descendre plus bas même si son poids le tire vers le bas<sup>10</sup>.

Le modèle d'un gaz parfait, tel qu'il a été décrit dans le cours précédent en correspondance avec la théorie cinétique des gaz, se résume dans les **hypothèses** suivantes.

- Tout gaz est constitué de particules infimes, des atomes ou des molécules, séparées par du vide. La distance qui sépare les particules est grande en comparaison de leur taille.

10. Nous devons à Bernoulli (1728) l'idée que la pression exercée par un gaz sur les parois d'un contenant résulte de milliards de chocs exercés par les molécules du gaz enfermé (théorie cinétique des gaz). Cette idée, qui confirme la loi de Boyle-Mariotte de la compressibilité des gaz, démontre aussi que la température d'un gaz est reliée à l'agitation des particules, donc reliée à leur énergie cinétique. Les bases de l'interprétation microscopique de la chaleur étaient donc, dès cette époque, posées.

- Les particules d'un gaz sont indépendantes, c'est-à-dire qu'elles ne s'attirent pas et ne se repoussent pas non plus.
- Toutes les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement (translation, rotation et vibration). Elles entrent régulièrement en collision les unes avec les autres ou avec les parois du récipient qui les contient.
- L'énergie cinétique moyenne des particules est fonction de la température d'un gaz. À une augmentation de température correspond une augmentation de l'agitation des molécules du gaz. Inversement, à une diminution de température correspond une diminution de l'agitation moléculaire.

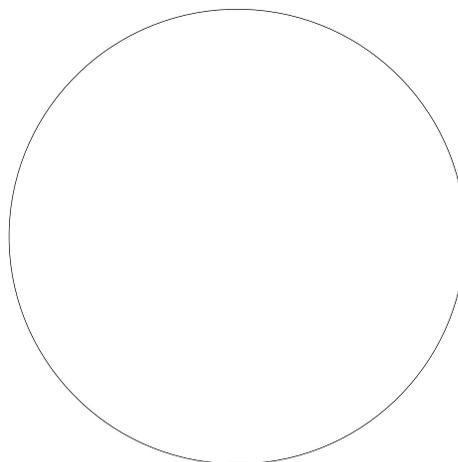
La matière qui nous entoure n'existe pas seulement dans la phase gazeuse. On la trouve aussi dans les phases liquide et solide. Or, les hypothèses énoncées ci-dessus ne donnent pas une image ultramicroscopique satisfaisante pour les trois phases. En effet, puisque dans le modèle des gaz parfaits, les particules ne s'attirent ni se repoussent, comment pourrait-on expliquer la solidité d'un bonbon ou celle d'une pierre ?

Afin de mieux saisir, considérez un solide, une pièce de un cent (0,01 \$) par exemple, et imaginez sa structure au niveau ultramicroscopique.

**Figure 1.6 - Une pièce de un cent**



*a) Représentation macroscopique*



*b) Vision ultramicroscopique (à compléter)*

### ? Exercice 1.7

Prenez une pièce de un cent et observez-la attentivement. Elle est constituée de cuivre. Complétez la figure 1.6b en dessinant une représentation ultramicroscopique de la pièce tel que vous l'imaginez.

La pièce de un cent est un solide ; elle conserve sa forme et elle est difficile à couper. Le modèle de la théorie cinétique des gaz pourrait-il rendre compte de ces propriétés ? Votre dessin le pourrait-il ? Voyons voir.

Puisque la pièce conserve sa forme, on peut conclure que les particules, des atomes de cuivre, restent ensemble et occupent des positions fixes les unes par rapport aux autres. Dans cette description, les atomes peuvent demeurer agités mais leurs mouvements sont limités aux vibrations. Par ailleurs, la pièce est difficile à couper, c'est-à-dire qu'il est difficile d'en séparer les atomes. On en déduit qu'une force d'attraction (**force de cohésion**) retient ensemble les atomes, agissant un peu à la manière d'une colle. Cette force explique à la fois que les atomes restent ensemble et qu'ils sont difficiles à séparer. On peut utiliser la même explication pour d'autres solides ; elle rend aussi bien compte de la solidité d'une pierre ou d'un grain de sucre.

Le modèle élaboré pour un solide n'est donc pas en accord avec toutes les hypothèses données plus haut qui, rappelons-le, sont valables pour un gaz. La deuxième hypothèse fait particulièrement défaut. Cependant, en reformulant ces hypothèses, on peut obtenir un modèle plus général qui décrit à la fois le comportement des gaz, des liquides et des solides. On l'appellera « modèle corpusculaire de la matière » ; il se résume dans les quatre hypothèses énoncées ci-dessous.

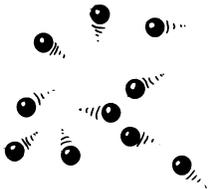
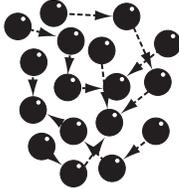
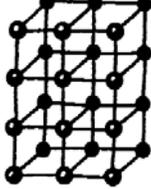
#### Modèle corpusculaire de la matière

- Toute matière est constituée de particules infimes (atomes ou molécules) séparées par du vide. Dans un gaz, les particules sont éloignées les unes des autres alors que dans un liquide ou un solide, elles sont rapprochées les unes des autres.
- Il existe des forces d'attraction entre les particules d'une substance. Ces forces sont négligeables dans un gaz mais elles sont importantes dans les liquides et les solides.
- Toutes les particules sont continuellement en mouvement, que ce soit un mouvement de translation, de rotation, de vibration ou une combinaison des trois.

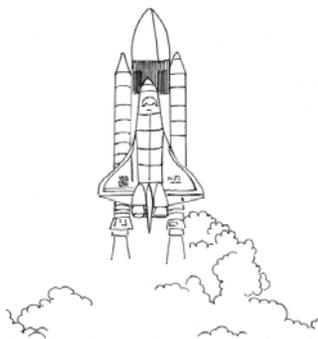
- L'énergie cinétique moyenne des particules d'une substance est fonction de sa température. À une augmentation de température correspond une augmentation de l'agitation des particules. Inversement, à une diminution de température correspond une diminution de cette agitation.

Avant de poursuivre, prenez soin de comparer les hypothèses ci-dessus à celles données plus haut pour les gaz. Le modèle corpusculaire de la matière est utilisé par la très grande majorité des scientifiques contemporains pour expliquer beaucoup de phénomènes courants. Nous vous invitons donc à y recourir le plus souvent possible pour comprendre ce qui se passe au-delà des apparences. Pour vous aider, le tableau qui suit compare les propriétés macroscopiques d'un gaz, d'un liquide et d'un solide et la vision ultramicroscopique correspondante du modèle. Prenez le temps de bien l'analyser.

Figure 1.7 - Les trois phases de la matière : propriétés et modèle

PROPRIÉTÉS MACROSCOPIQUES	GAZ	LIQUIDE	SOLIDE
Forme	non définie	non définie	définie
Volume	non défini	défini	défini
Compressibilité	grande	négligeable	négligeable
MODÈLE (vision ultramicroscopique)	GAZ	LIQUIDE	SOLIDE
Schéma			
Distance entre les molécules	très grande	faible	faible
Principaux mouvements	vibration, rotation et translation	vibration et rotation	vibration
Force d'attraction entre les molécules	non	oui	oui
Ordre	non	non	oui





### Activité expérimentale 1 - Transferts de chaleur

Dans cette première activité, vous allez observer une série de phénomènes et dans chaque cas, établir s'il y a ou non transfert de chaleur. Dans la plupart des cas, vous utiliserez un thermomètre pour détecter les changements de température.

C'est votre premier contact avec la démarche expérimentale dans ce deuxième cours de chimie. Vous allez donc explorer, comparer les résultats et les interpréter en tenant compte des limites du thermomètre utilisé. Prévoyez environ 30 minutes pour les manipulations. Elles sont simples mais soyez méticuleux pour obtenir des résultats significatifs.

Tous les détails nécessaires pour faire cette activité sont donnés dans la section B du cahier *Activités expérimentales de chimie*. Bon travail !

---

Lorsqu'un phénomène cause une augmentation de température dans son environnement, on le dit **exothermique**. Par exemple, la dissolution du NaOH, étudiée dans l'activité, est exothermique. En libérant de la chaleur, elle agit comme une source et a transmis de l'énergie à l'ensemble de la solution (récepteur).

À l'inverse, lorsqu'un phénomène absorbe de l'énergie, il soutire de l'énergie au milieu environnant ou à une source extérieure et on le dit **endothermique**. Par exemple, la fusion de la glace exige de l'énergie, elle est endothermique. Dans l'activité, l'énergie provient de l'eau environnante (source) et la glace est le récepteur. La température de l'eau diminue parce que le liquide donne de l'énergie pour fondre la glace.

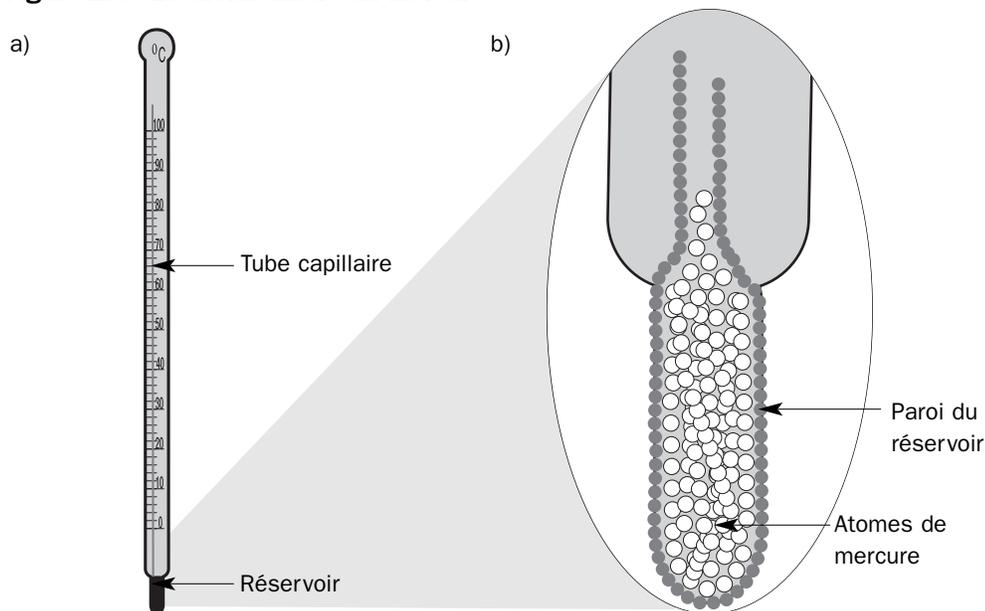
Dans la plupart des phénomènes étudiés, le thermomètre a servi à déterminer s'il y avait transfert de chaleur et, si oui, dans quel sens circulait l'énergie. Mais comment fonctionne au juste un thermomètre ? Comment mesure-t-il la température ? Le thermomètre est un instrument familier qui permet d'affirmer qu'un corps est plus chaud ou plus froid qu'un autre selon la température qu'il affiche. Rappelons que la température est associée à l'énergie cinétique des molécules d'une substance. Si elle monte, c'est que l'énergie cinétique a augmenté et, à l'inverse, si la température baisse, l'énergie cinétique a diminué. Pour mieux comprendre le thermomètre, faisons une nouvelle incursion dans le monde ultramicroscopique.

## Le thermomètre

Un thermomètre au mercure est constitué d'un réservoir de verre creux, rempli de mercure, surmonté d'un tube de verre gradué dont le diamètre intérieur est aussi fin que celui d'un cheveu (**tube capillaire**). Couramment utilisés au laboratoire, les thermomètres sont habituellement gradués en degrés Celsius. Selon cette échelle, l'eau bout à 100 °C, la glace se forme à 0 °C et la température intérieure du corps humain est de 37 °C.

La figure 1.8b montre l'image ultramicroscopique du thermomètre. Pour simplifier, les parois solides du réservoir et du tube capillaire sont représentées par un seul rang de particules de verre, très rapprochées les unes des autres et fortement liées entre elles. Le réservoir contient le mercure liquide (Hg), constitué d'atomes moins fortement liés entre eux que les molécules de verre. Ainsi, les atomes de Hg, entassés les uns sur les autres, s'entrechoquent du fait de leur agitation continue. Des atomes de mercure frappent aussi les molécules de la paroi de verre. Mais, puisque celles-ci se retiennent plus solidement, elles vibrent en place et réussissent à contenir les atomes de Hg.

Figure 1.8 - Le thermomètre au mercure

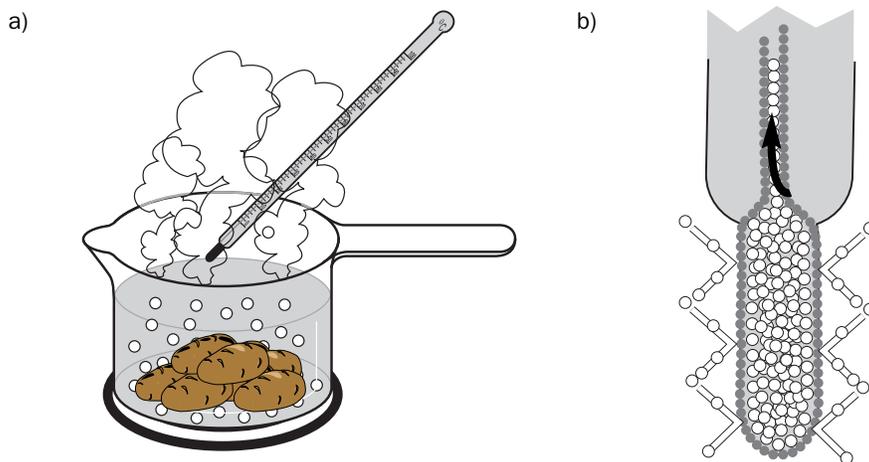


a) Vision macroscopique : le thermomètre comporte un réservoir à la base, surmonté d'un long tube capillaire gradué.

b) Représentation schématisée d'un thermomètre à l'échelle moléculaire. Seules quelques particules sont représentées pour simplifier ; en réalité, le thermomètre est constitué de plusieurs milliards de milliards de particules.

Plongeons le réservoir du thermomètre dans un gaz chaud, par exemple dans la vapeur au-dessus d'un chaudron de pommes de terre qui cuisent. Attention ! La température de la vapeur peut atteindre 130 °C. Si vous tentez l'expérience, il vaut mieux le faire avec un thermomètre à bonbons.

Figure 1.9 - Un thermomètre plongé dans un gaz chaud



a) Le réservoir du thermomètre est plongé dans la vapeur au-dessus d'un chaudron.

b) Bombardé par les molécules de vapeur, le réservoir du thermomètre se réchauffe.

Les atomes de mercure (Hg) qu'il contient s'agitent davantage et tendent à occuper plus d'espace.

Le mercure liquide se dilate et s'engouffre dans le tube capillaire qui prolonge le réservoir.

Que se passe-t-il à l'échelle ultramicroscopique ? Les molécules de vapeur, très agitées, bombardent les parois du réservoir et transmettent ainsi au verre une partie de leur énergie cinétique. Les chocs augmentent l'agitation des molécules de verre qui, à leur tour, transmettent de l'énergie aux atomes de Hg. En s'agitant davantage, ces atomes se distancent un peu plus les uns des autres et, en conséquence, le mercure cherche à occuper un plus grand volume; on dit que le mercure se dilate. Les atomes s'engouffrent dans la seule issue possible, l'ouverture du tube capillaire, et on voit le mercure monter. La hauteur atteinte par le mercure dépend de l'énergie qui lui a été communiquée.



### Exercice 1.9

Plaçons maintenant le thermomètre dans un congélateur. Le réservoir du thermomètre se trouve plongé dans de l'air froid, dont les molécules ont une énergie cinétique moyenne plus faible que celle des atomes de mercure du réservoir.





### Exercice 1.10

On place un thermomètre dans un bassin d'eau et, après quelque temps, le mercure est stable. Puis, brusquement il se met à grimper. Quelle interprétation pouvez-vous donner à cette observation ?

---

---

---

---

---

### L'équilibre thermique

Un thermomètre plongé dans un liquide depuis longtemps affiche une température stable. Normal, direz-vous ! Et vous aurez raison. Tant que les conditions dans l'environnement demeurent les mêmes, c'est-à-dire que l'eau ne se refroidit pas ni ne se réchauffe, la température demeure stable. Nous disons alors que le thermomètre est en **équilibre thermique** avec le liquide. Autrement dit, le thermomètre et le liquide sont à la même température. Au niveau ultramicroscopique, l'agitation moléculaire est, en moyenne, la même dans le thermomètre et dans le liquide.

On peut donc se servir du thermomètre pour détecter les transferts de chaleur, c'est-à-dire les transferts d'énergie cinétique entre les molécules. Si l'environnement est mis en contact avec une source d'énergie, le mercure monte dans le thermomètre. À l'inverse, si l'environnement cède de l'énergie à un récepteur, le mercure se contracte et la température descend.

La température peut être donnée selon différentes échelles. Les plus couramment utilisées sont les échelles Celsius, Kelvin et Fahrenheit. Rappelons ici quelques éléments historiques relatifs à leur utilisation.

### Les échelles de température

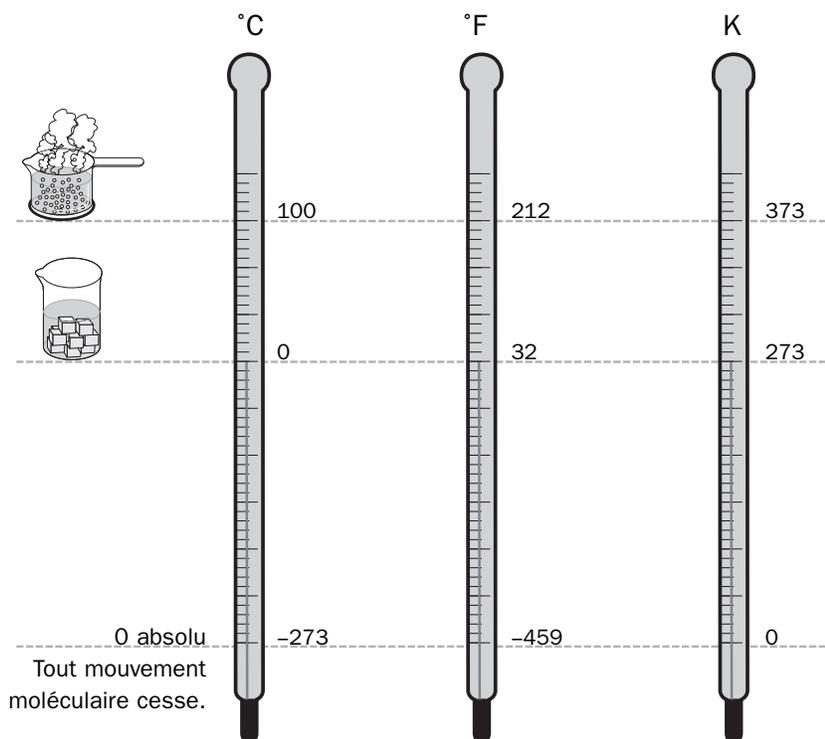
Les sensations de chaud et de froid, nous l'avons vu, prennent naissance dans la peau et nous sont, par le fait même, très familières. C'est le besoin de préciser cette notion et d'en donner un caractère plus objectif qui a motivé des savants comme Galilée (vers 1592), Torricelli (vers 1672) et surtout Fahrenheit (1714) et Celsius (1742), à trouver des points de repère fixes entre lesquels on pouvait dessiner une échelle numérique.

Nous devons à Delancé, en 1688, et à Newton, en 1701, les premières échelles de degrés de chaleur. Par exemple, Newton avait arbitrairement fixé à zéro (0) le degré correspondant à la neige fondante, à 12 le degré de chaleur du corps humain et à 34 celui de l'eau qui bout vigoureusement.

Fahrenheit, lui, avait choisi de plonger le réservoir de son thermomètre dans un mélange de neige et de sels d'ammoniac pour fixer le zéro. Le point le plus haut a été déterminé par l'ébullition du mercure, qu'il a fixé à 600°. Il a ensuite divisé l'écart entre ces deux points en 600 parties égales. Sur cette échelle, l'eau gèle à 32°, elle bout à 212° et la température du corps humain est de 98,6°.

Aujourd'hui, les points de repère de Celsius ont été généralisés et intégrés au système international d'unités (SI). Le zéro de l'échelle Celsius est établi lorsque le thermomètre est plongé dans un mélange d'eau et de glace, le degré 100 est celui de l'eau bouillante à la pression atmosphérique normale (101,3 kPa).

Figure 1.10 - Les échelles de température les plus utilisées



*L'échelle Celsius a comme points de référence les températures de fusion et d'ébullition de l'eau, fixées à 0 °C et 100 °C. Sur les échelles Fahrenheit et Kelvin, le point de fusion de l'eau est respectivement de 32 °F et 273 K. Remarquez que l'échelle Kelvin ne comporte que des valeurs positives.*



**Exercice 1.11**

Après avoir mis le four en marche, la température de cuisson d'une tarte aux raisins a été fixée à 450 °F. Dès les premiers instants, une lumière témoin s'est allumée, puis quelque cinq minutes plus tard, s'est éteinte. J'ai ouvert le four pour y placer la tarte, l'ai refermé aussitôt. Le voyant rouge s'est alors allumé un court instant, puis s'est éteint de nouveau. Dix minutes plus tard, suivant les consignes de Jehane Benoît, j'ai réduit la température à 350 °F, puis j'ai laissé cuire durant 30 minutes. Le voyant ne s'est pas rallumé. La tarte était délicieuse. Cependant, elle était si chaude qu'il a fallu attendre vingt minutes et déposer dessus une boule de crème glacée pour commencer à la manger.

a) Quel est le rôle du voyant rouge ?

---



---



---

b) Si nous avons pu lire le thermomètre dans le four, quel aurait été son comportement durant les phases de l'opération décrite dans la mise en situation ? Répondez en complétant le tableau ci-dessous.

Phases	Couleur du voyant	Aspect énergétique	Action du thermomètre
Mise en marche du four, T = 450 °F	Rouge	Les éléments chauffent.	Le mercure monte.
Après 5 minutes			
Ouverture du four			
Après 5 minutes			
Réduction à 350 °F			
Après 10 minutes			



## Le fluide calorique

Les Anciens avaient émis une idée pour expliquer la propagation de la chaleur. Ces hommes de sciences, dont Antoine-Laurent de Lavoisier (1789) et Sadi Carnot (1824), avaient imaginé un fluide qui pouvait passer d'un corps à l'autre, auquel ils avaient donné le nom de « calorique ». Ils expliquaient ainsi la chaleur et la lumière libérées au cours d'une combustion<sup>11</sup>. Pour mesurer la chaleur, on avait « découpé » cette insaisissable calorique en petits paquets unitaires définis par la quantité nécessaire pour chauffer une masse unitaire d'eau jusqu'à ce que sa température s'élève de un degré. C'est ainsi qu'est née l'unité appelée « calorie ».

### L'ÉQUIVALENT MÉCANIQUE DE LA CHALEUR

Il nous paraît normal aujourd'hui de considérer la chaleur comme une forme d'énergie. Cependant, la correspondance n'est pas si évidente et au début du XIX<sup>e</sup> siècle, chaleur et énergie étaient vues comme des notions sans lien apparent. En y pensant bien, combien de chaleur correspond à l'énergie nécessaire pour soulever un bloc de béton et le monter sur un mur de dix mètres de haut ? Pas si simple, n'est-ce pas ?

C'est James Prescott Joule (1818-1889) qui mesura le premier, et de façon convaincante, le nombre d'unités d'énergie mécanique équivalant à une unité de chaleur (1 calorie). La correspondance est appelée équivalent mécanique de la chaleur. Joule a établi expérimentalement cette correspondance en comparant l'énergie mécanique dépensée pour brasser une certaine quantité d'eau avec la quantité de chaleur qui résulte du brassage.

Il avait défini son problème après que le comte Rumford (Benjamin Thomson) eut montré, en 1798, que le frottement sur le métal d'un alésoir<sup>12</sup>, utilisé pour percer le tube d'un canon, élève la température du cylindre et des copeaux de métal. Il eut alors l'idée de frotter de l'eau en la brassant et de mesurer l'élévation de température conséquente. La **calorie** est devenue, par définition, la quantité de chaleur nécessaire pour élever de un degré (1 °C) la température de un gramme (1 g) d'eau pure, sous la pression atmosphérique normale (101,3 kPa). Aujourd'hui, en son honneur, nous disons que la dissipation de une calorie de chaleur a nécessité un travail de **4,18 joules**.

11. Brock, William H. *The Norton History of Chemistry*, W.W. Norton, New York, 1993, p. 119.

12. Outil utilisé pour mettre au diamètre exact l'intérieur d'un tube ou d'un trou.

Joule publia une première fois le résultat de son travail en 1843, mais il lui fallut attendre quatre ans avant que son idée soit remarquée. Cela se passait à Oxford, en août 1847. Il avait 28 ans. Il avait obtenu des mesures plus précises avec son appareil de brassage et voulait livrer ses résultats devant la British Association. Cette organisation regroupait les scientifiques britanniques les plus réputés de l'époque et tenait périodiquement des rencontres d'échange et de discussion. Le président lui avait accordé un temps très court pour présenter ses résultats.

Son travail serait passé inaperçu si un jeune scientifique du nom de William Thomson, connu plus tard sous le nom de Lord Kelvin, n'avait appuyé Joule et entamé une discussion passionnée. Les idées présentées contredisaient la théorie du calorique soutenue par les savants de l'époque<sup>13</sup> (voir le texte « Le fluide calorique » ci-dessus). On commença alors à s'intéresser aux idées de Joule ; or, elles sont à l'origine du principe de conservation de l'énergie, une des pierres angulaires de la science contemporaine. En son honneur, l'unité de travail et d'énergie porte maintenant son nom.

### **LA CHALEUR ET L'ÉNERGIE THERMIQUE**

L'**énergie thermique** et l'énergie calorifique (mieux connue sous le nom de chaleur) font référence aux deux visions de la matière que nous avons abondamment utilisées jusqu'ici. En effet, la chaleur est perçue par la peau, et de ce fait appartient au domaine macroscopique. L'énergie thermique, elle, est la somme des énergies cinétiques de toutes les particules qui forment un système. Elle se rapporte donc au domaine ultramicroscopique. Mais quel est au juste le lien entre la chaleur et l'énergie thermique ? Peut-on définir la chaleur sur le plan de l'énergie thermique ? Voyons voir.

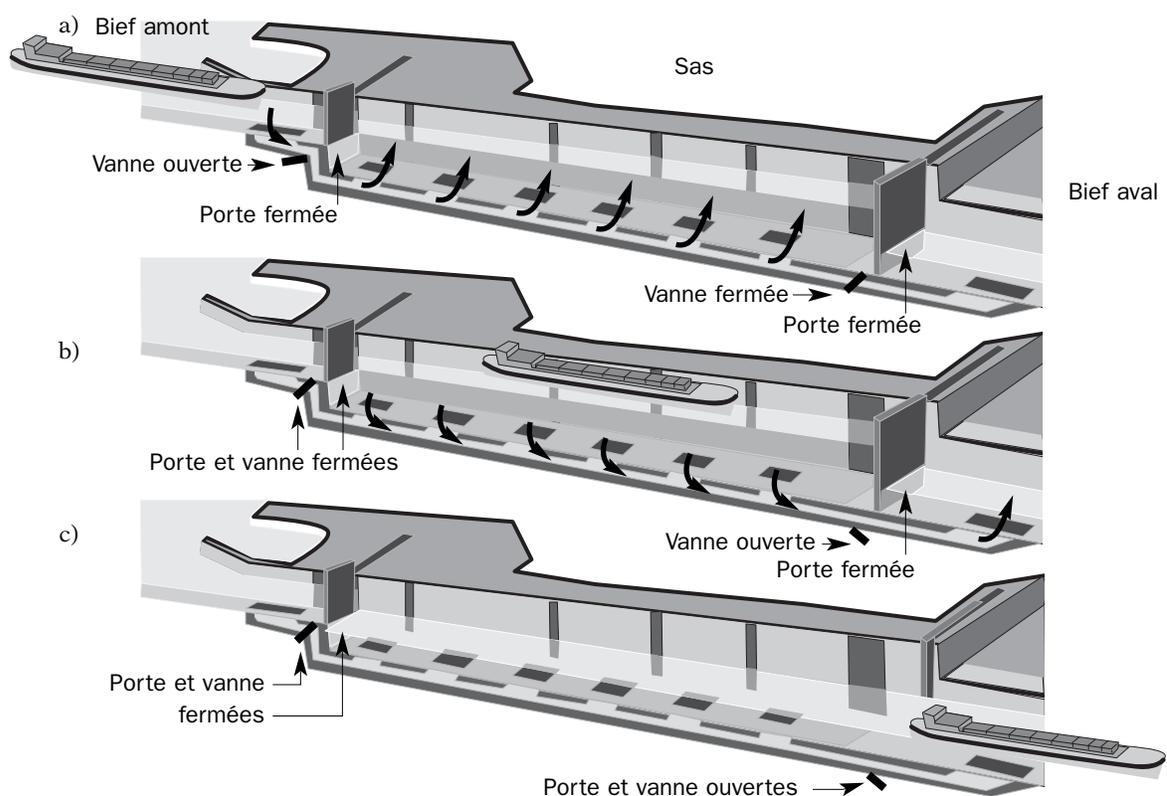
Lorsque deux corps de température différente sont mis en contact, le plus chaud se refroidit alors que le plus froid se réchauffe jusqu'à ce que les deux atteignent la même température. Dans le processus, une partie de l'énergie thermique du corps chaud est transférée au corps froid. La science nous dit aujourd'hui que la chaleur correspond à la portion de l'énergie thermique échangée entre les deux corps. La sensation de chaleur lorsqu'on touche un objet chaud est donc produite par l'énergie thermique que l'objet nous transmet. À l'inverse, lorsqu'on touche un objet plus froid que notre corps, la sensation de froid résulte de la perte d'une partie de notre énergie thermique au profit de l'objet.

---

13. Boorse H., Motz L., Weaver J.H. *The Atomic Scientists, a Biographical History*, 1989, John Wiley & Sons, New York, p. 61.

Une analogie avec le fonctionnement d'une écluse peut aider à distinguer l'énergie thermique de la chaleur. Le transfert de chaleur entre deux corps de température différente se compare au rétablissement des niveaux d'eau dans une écluse (figure 1.11). Dans cette analogie, les corps sont mis en contact lorsqu'une vanne est ouverte, l'eau transférée représente la chaleur et la quantité totale d'eau correspond à l'énergie thermique. Les différents niveaux se comparent à des températures différentes.

Figure 1.11 - Un bateau franchit une écluse



Une écluse est un ouvrage destiné à faire passer les bateaux aux changements de niveau, de l'amont vers l'aval ou inversement. Une écluse est principalement constituée de portes munies de vannes qui retiennent l'eau ou la laissent passer selon les besoins.

Le sas est la partie centrale de l'écluse, comprise entre les deux portes.

a) Un bateau s'apprête à passer d'amont en aval, c'est-à-dire du niveau le plus haut vers le plus bas. Les deux portes et les vannes sont fermées. On ouvre la vanne amont et l'eau circule par gravité du niveau le plus haut vers le plus bas ; le sas se remplit.

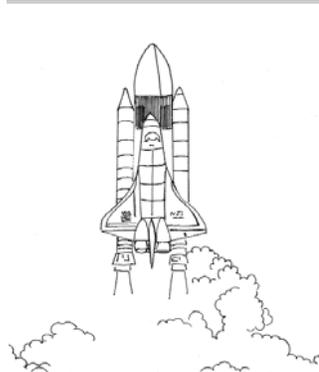
b) Lorsque l'eau dans le sas atteint le niveau en amont, la porte amont est ouverte et le bateau entre dans le sas. La porte est ensuite refermée de même que la vanne amont ; on ouvre alors la vanne aval. L'eau circule par gravité du sas vers le bief aval. Le niveau baisse dans le sas.

c) Lorsque l'eau dans le sas atteint le niveau en aval, on ouvre la porte aval et le bateau passe dans le bief aval. Le bateau a alors franchi la dénivellation et il peut poursuivre sa route.



## 1.3 LES ÉCHANGES THERMIQUES

Lorsque deux corps de température différente sont mis en contact, la chaleur circule du plus chaud vers le plus froid jusqu'à ce qu'ils aient atteint l'équilibre thermique, c'est-à-dire la même température. C'est ce qui se produit lorsqu'on mélange un liquide chaud et un liquide froid ; après un moment, la température est uniforme et elle se situe quelque part entre les deux températures initiales. La chaleur est une forme d'énergie et, en conséquence, on peut la quantifier, c'est-à-dire lui donner des valeurs numériques. Dans l'activité qui suit, vous allez étudier la température finale de mélanges de liquide afin d'établir une relation mathématique qui traduit la quantité de chaleur transférée de l'un à l'autre.



### Activité expérimentale 2 - Température finale d'un mélange

Dans cette activité, vous allez vérifier vos prédictions quant à la température finale d'un mélange d'eau chaude et d'eau froide. Vous analyserez ensuite les facteurs qui influencent la température finale d'un mélange de liquides.

Prévoyez environ 50 minutes pour les manipulations. Soyez minutieux afin que vos résultats soient significatifs. Vous allez approfondir votre compréhension des notions d'erreur expérimentale et d'incertitude. Vous aurez aussi l'occasion de vous familiariser avec la rédaction des consignes de manipulations.

Tous les détails nécessaires pour faire cette activité sont donnés dans la section B du cahier *Activités expérimentales de chimie*. Bon travail !

Dans l'activité, vous avez établi une équation qui traduit les transferts de chaleur d'un point de vue macroscopique. Pour le mélange d'eau chaude et d'eau froide, vous avez trouvé  $m_1 \times \Delta T_1 = -m_2 \times \Delta T_2$ . Cette équation confirme le principe de conservation de l'énergie. En effet, toutes proportions gardées, l'énergie perdue par la masse d'eau chaude ( $m_1$ ) a été absorbée par la masse d'eau froide ( $m_2$ ). Autrement dit, la quantité de chaleur libérée par la source (eau chaude) est égale à la quantité de chaleur absorbée par le récepteur (eau froide). En généralisant, on trouve la relation bien connue qui régit les échanges de chaleur et qui s'écrit :

$$Q_{\text{dissipée}} = Q_{\text{absorbée}} \quad \text{ou encore} \quad Q_s = Q_r$$

où  $Q$  représente la chaleur et les indices « s » et « r » correspondent à la source et au récepteur.

### LA CAPACITÉ THERMIQUE MASSIQUE

Dans la seconde partie de l'activité 2, vous avez constaté que le lave-glacé refroidissait plus rapidement que l'eau dans le réfrigérateur. La nature des liquides joue donc un rôle important dans les échanges de chaleur. Plus généralement, chaque substance peut être caractérisée par sa capacité d'absorber ou de céder de la chaleur ; cette propriété est nommée **capacité thermique massique**<sup>14</sup> et elle est désignée par la lettre minuscule  $c$ . Elle exprime le rapport entre la chaleur  $Q$  fournie à un corps et le produit  $m \times \Delta T$ . Mathématiquement, on a :

$$c = \frac{Q}{m \times \Delta T}$$

où  $Q$  représente la quantité de chaleur absorbée ou libérée,  
 $m$ , la masse de substance,  
 $\Delta T$ , la variation de température,  
 $c$ , la capacité thermique massique.

Le tableau de la figure 1.12 donne la capacité thermique massique d'un bon nombre de substances. Elle s'exprime en cal/g.°C ou en J/g.°C. Les valeurs proviennent de mesures effectuées par des firmes d'ingénieurs qui les publient dans des ouvrages de référence que l'on peut consulter dans les bibliothèques scientifiques.

L'examen du tableau fait ressortir que l'eau possède, et de loin, l'une des plus grandes capacités thermiques massiques de la planète. Voyez par vous-même. Seuls quelques gaz dont l'abondance relative est très faible dans l'atmosphère, l'hydrogène et l'hélium, ont une capacité thermique massique qui dépasse celle de l'eau.

---

14. On dit aussi « chaleur spécifique » d'un corps.

Figure 1.12 - Capacité thermique massique de quelques substances<sup>15</sup>

Substances	Capacité thermique massique moyenne (c) dans l'intervalle de température ( $\Delta T$ )		Intervalle de température ( $\Delta T$ ) (°C)
	(J/g•°C)	(cal/g•°C) ou (kcal/kg•°C*)	
<b>Solides</b>			
Paraffine	2,97	0,710	0-20
Bois dur	2,93	0,700	10-60
Glace (eau)	2,03	0,485	(-20)-(0)
Cuir	1,50	0,360	0-100
Papier	1,30	0,310	20-60
Bois mou	1,25	0,300	10-60
Craie	0,92	0,220	0-200
Glaise sèche	0,92	0,220	20-100
Grès (roche sédimentaire)	0,90	0,215	0-100
Aluminium	0,89	0,214	0-700
Sable sec	0,82	0,195	0-100
Verre	0,75	0,180	0-100
Nickel (pièce canadienne de 5¢)	0,46	0,111	0-100
Fer	0,45	0,107	20-100
Cuivre	0,39	0,094	20-1100
Étain	0,25	0,060	0-100
Tungstène	0,13	0,031	25
<b>Liquides</b>			
Eau (référence qui définit la calorie)	4,19	1,000	0-100
Eau de mer	3,89	0,930	0-80
Méthanol (alcool de bois : poison)	2,51	0,600	20-25
Acide acétique	2,27	0,542	20-90
Mercure	0,14	0,033	0-100
<b>Gaz (pression constante)</b>			
Hydrogène	14,18	3,392	20
Hélium	5,23	1,250	20
Vapeur (eau)	1,90	0,455	20
Azote	1,04	0,248	20
Air	0,99	0,238	20

\* Les unités cal/g•°C et kcal/kg•°C sont équivalentes.

15. Source : Tuma Jan J. *Handbook of Physical Calculations*, McGraw-Hill Book Company, 1976, p. 301-303.



### Exercice 1.13

a) Comparez la capacité thermique de la glace, de l'eau liquide et de la vapeur d'eau.

---

---

---

b) Faut-il fournir plus d'énergie pour réchauffer un bloc de glace de  $-20\text{ °C}$  à  $-10\text{ °C}$  ou pour réchauffer la même masse d'eau liquide de  $10\text{ °C}$  à  $20\text{ °C}$  ? Expliquez.

---

---

---

---

---

---

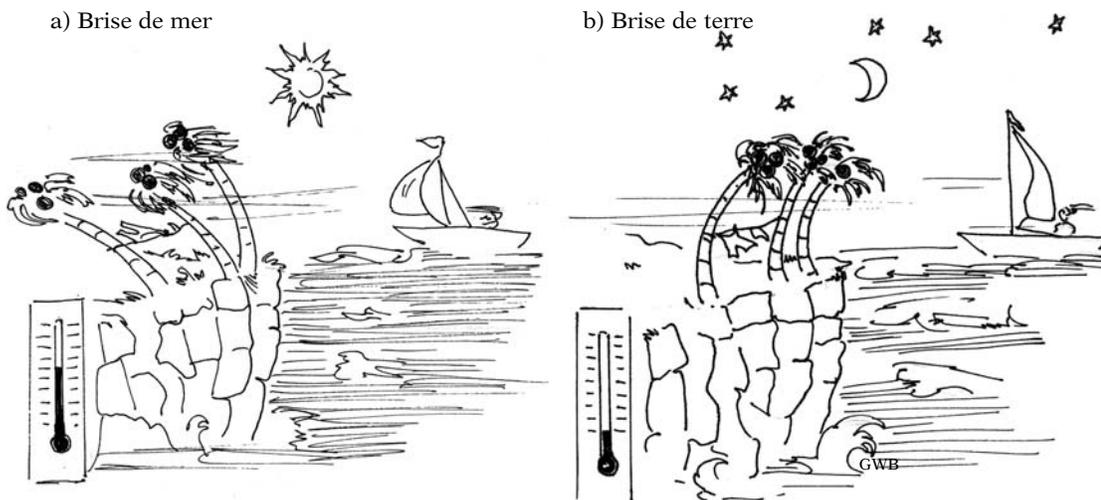
---

### Les brises de terre et les brises de mer

Dans le jour, au bord de la mer, on sent toujours une brise qui vient du large. C'est la « brise de mer ». Au coucher du soleil, le vent tombe et tourne graduellement. Le vent se dirige du continent vers la mer, c'est la « brise de terre ». Ce phénomène est dû à la grande différence entre la capacité thermique massique de l'eau de mer et celle des substances qui constituent le sol des continents (consultez les valeurs du sable et du grès dans le tableau).

Alors qu'il suffit de  $0,82\text{ J}$  de chaleur du soleil pour élever de un degré la température de un gramme de sable, il en faut près de cinq fois plus ( $3,89\text{ J}$ ) pour élever de un degré la température de un gramme d'eau de mer. Ainsi, durant le jour, sous un même soleil, l'eau de la mer se réchauffe plus lentement que les pierres et le sable. La surface du sol est donc généralement plus chaude que la surface de l'eau. Pour cette raison, l'air au-dessus du sol devient plus chaud que l'air au-dessus de la mer. Conséquemment, il se crée, au-dessus du sol, un courant d'air chaud ascendant et, au-dessus de la mer, un courant d'air froid descendant. L'effet combiné de ces courants provoque sur le rivage un vent frais en provenance de la mer, que l'on nomme « brise de mer ».

Figure 1.13 - Les brises de terre et les brises de mer



*Le jour, lorsque le soleil frappe le sol de ses rayons, le réchauffement de l'air au-dessus du sol se fait plus rapidement que celui de l'air au-dessus de l'eau provoquant ainsi la brise de mer. La nuit, un phénomène inverse se produit : l'eau de mer ayant emmagasiné plus de chaleur que le sol provoque la brise de terre.*

Le soir venu, le soleil disparaît sous l'horizon. L'eau de mer ayant emmagasiné plus de chaleur que le sol, elle en libère davantage. L'air devient alors plus chaud au-dessus de la mer qu'au-dessus du sol. Par conséquent, il se crée un courant d'air descendant au-dessus du sol et un courant d'air ascendant au-dessus de la mer. L'effet combiné de ces courants provoque un vent provenant de la terre, une « brise de terre ».

### L'ÉQUATION DES ÉCHANGES THERMIQUES

L'équation qui définit la capacité thermique massique :

$$c = \frac{Q}{m \times \Delta T}$$

peut être réaménagée. Elle est mieux connue sous la forme suivante que l'on appelle équation des échanges thermiques. Elle signifie alors que la quantité de chaleur ( $Q$ ) qui circule d'un corps à un autre est fonction de la masse de la substance ( $m$ ), de sa nature ( $c$ ) et de la variation de température observée ( $\Delta T$ ). On écrit alors :

$$Q = mc\Delta T = mc(T_f - T_i)$$

où  $T_f$  et  $T_i$  se rapportent aux températures finale et initiale.

On peut interpréter cette équation de trois façons différentes.

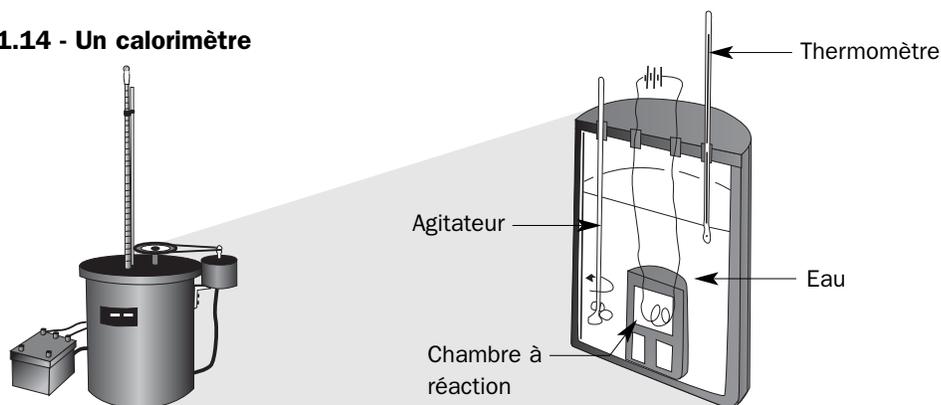
- Pour élever la température d'une substance, la quantité de chaleur (nombre de calories ou de joules) nécessaire est proportionnelle à la masse de cette substance ( $Q \propto m$ ).
- Pour chauffer une certaine masse d'une substance, la quantité de chaleur nécessaire est proportionnelle à l'élévation de température ( $\Delta T$ ) souhaitée ( $Q \propto \Delta T$ ).
- Le rapport de la chaleur  $Q$  au produit ( $m \times \Delta T$ ) est caractéristique de la substance considérée ; il correspond à  $c$ , la capacité thermique massique.

L'équation des échanges thermiques, combinée au principe de conservation de l'énergie, permet de calculer les échanges de chaleur entre des substances qui sont mises en contact. Le fonctionnement du calorimètre est basé sur cette équation. Après avoir examiné cet appareil, nous verrons d'autres applications de l'équation des échanges thermiques.

### Le calorimètre

La mesure des échanges de chaleur entre des substances se fait généralement avec un appareil appelé **calorimètre**. On l'utilise surtout pour déterminer la quantité d'énergie dégagée ou absorbée au cours d'une **réaction chimique**. Le verre de styromousse utilisé dans l'expérience est une version simplifiée de cet appareil ; il suffit généralement pour des expériences simples qui n'exigent pas une grande précision.

Figure 1.14 - Un calorimètre



*Le calorimètre est constitué d'un vase thermos au centre duquel se trouve une chambre à réaction. L'agitateur uniformise la température de l'eau dans l'appareil. En mesurant la température de l'eau avant et après la réaction, on peut déterminer la quantité de chaleur transférée à l'eau (ou dans le sens inverse) au cours de la réaction.*

Le calorimètre est constitué essentiellement d'un vase thermos dont le couvercle est percé de deux ouvertures pour y insérer un thermomètre et un agitateur. Le vase contient une masse connue d'eau. La réaction dont on veut mesurer le gain ou la perte de chaleur se déroule dans une chambre immergée dans l'eau du calorimètre. La température de l'eau est mesurée avant et après la réaction alors que l'eau est en équilibre thermique avec la chambre à réaction. En général, on assume que l'énergie thermique dissipée ou absorbée par la réaction demeure à l'intérieur du calorimètre et on néglige les pertes dues aux ouvertures et au contour du couvercle. Dans ces conditions, toute la chaleur libérée par la source est recueillie par l'eau qui sert de récepteur. Évidemment, pour des cas spéciaux, on peut remplacer l'eau par un autre liquide.

Dès à présent et dans tous les exemples qui suivent, nous considérons que les échanges de chaleur ont lieu à l'intérieur d'un calorimètre parfait. Les systèmes seront donc parfaitement isolés et les pertes seront tenues pour négligeables. Mathématiquement, cette situation correspond à l'équation vue au début de cette section : la quantité de chaleur libérée par la source ( $Q_s$ ) est la même que celle absorbée par le récepteur ( $Q_r$ ).

$$Q_s = Q_r$$

Remplaçons chacun des membres de cette équation en utilisant l'équation des échanges thermiques et identifions chaque symbole par les indices « s » (source) et « r » (récepteur). On obtient :

$$m_s c_s \Delta T_s = m_r c_r \Delta T_r$$

Si les deux substances en contact sont de même nature, comme dans le cas d'un mélange d'eau chaude et d'eau froide, la capacité thermique massique est la même des deux côtés ( $c_s = c_r$ ) et l'équation se simplifie. On retrouve alors l'équation obtenue dans l'activité 2, soit :

$$m_s \Delta T_s = m_r \Delta T_r \quad \text{équivalant à} \quad m_1 \Delta T_1 = -m_2 \Delta T_2$$

### Applications

Cette section comporte des exemples et quelques exercices à résoudre. Prenez le temps de bien analyser les exemples. Portez d'abord votre attention sur les idées qui génèrent l'utilisation des équations. Celles-ci traduisent une réalité, celle que vous observez ou celle qui est donnée comme problème. Identifiez la source et le récepteur, et attribuez aux quantités les indices correspondants. Vérifiez l'attribution des valeurs à chacun des termes de l'équation choisie. Enfin, faites les opérations algébriques et les calculs numériques nécessaires à la résolution.

Soyez vigilant et distinguez bien deux idées parfois confondues : celle de la chaleur et celle de la température. Alors que la première correspond à une quantité d'énergie qui passe d'une substance à une autre, la variation de température indique la direction de l'échange. Bref, retenir bien ces principes pratiques : la chaleur est l'énergie transférée d'un corps plus chaud (température élevée) à un corps plus froid (température plus basse). Dans tout échange thermique, la température de la source baisse alors que celle du récepteur monte.

### Exemple

- a) Quelle quantité de chaleur est nécessaire pour élever la température d'un bloc de 100 g de cuivre de 20 °C à 100 °C ? Donnez la réponse en calories.

La source de chaleur est sous-entendue. Elle fournit toute la chaleur nécessaire. Le récepteur est le bloc de cuivre, sa capacité thermique massique est inscrite dans le tableau de la figure 1.12. La chaleur absorbée par le cuivre est proportionnelle à sa masse, à l'élévation de température et elle dépend de la capacité thermique massique. L'équation des échanges thermiques traduit bien ce phénomène.

La masse du bloc de cuivre est de 100 g, sa température initiale est de 20 °C et la température finale est de 100 °C. Le tableau donne  $c = 0,094 \text{ cal/g}\cdot\text{°C}$  pour le cuivre. Nous cherchons  $Q$ . Appliquons l'équation des échanges thermiques avec les valeurs particulières de notre problème. On a :

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 100 \text{ g} \times 0,094 \frac{\text{cal}}{\text{g}\cdot\text{°C}} \times (100 \text{ °C} - 20 \text{ °C})$$

$$Q = 752 \text{ cal}$$

La source devra donc fournir 752 calories pour monter à 100 °C la température du bloc de cuivre.

- b) Un bloc d'aluminium remplace le bloc de cuivre de la question a). Il a la même masse, est initialement à la même température et absorbe la même quantité de chaleur. Lequel des deux blocs est le plus chaud ? Répondez sans faire de calcul.

Le bloc de cuivre sera le plus chaud. En effet, la capacité thermique massique de l'aluminium est plus grande que celle du cuivre (vérifiez dans le tableau de la

figure 1.12). Si les deux blocs ont la même masse, une plus grande quantité de chaleur est nécessaire pour élever de un degré la température du bloc d'aluminium. La température finale du bloc d'aluminium sera donc moindre.

c) Quelle sera la température du bloc d'aluminium ?

La chaleur absorbée par le bloc d'aluminium (le récepteur) est la même que celle absorbée par le bloc de cuivre, soit 752 cal. L'équation qui traduit cela est encore l'équation des échanges thermiques. Nous recherchons la température finale de l'aluminium ( $T_f$ ). On a  $m = 100$  g,  $T_i = 20$  °C,  $c = 0,214$  cal/g•°C et  $Q = 752$  cal. En appliquant l'équation, on trouve :

$$Q = mc\Delta T$$

$$\Delta T = \frac{Q}{mc}$$

$$\Delta T = \frac{752 \text{ cal} \times \cancel{\text{g}} \cdot \cancel{\text{°C}}}{100 \text{ g} \times 0,214 \cancel{\text{ cal}}}$$

$$\Delta T = 35,1 \text{ °C}$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$T_f = \Delta T + T_i = 35,1 \text{ °C} + 20 \text{ °C} = 55,1 \text{ °C}$$

La température du bloc d'aluminium s'élèvera donc à 55,1 °C.

### Exercice 1.14

Quelle quantité de chaleur est nécessaire pour élever la température d'un bloc de 100 g de fer de 20 °C à 90 °C ? Donnez la réponse en joules.

---



---



---



---



---



---



---



---



---

### Exemple

Pierre prépare un plat d'eau pour laver la vaisselle. Il fait couler 10 litres d'eau chaude ( $T = 40\text{ °C}$ ) et ajoute ensuite 1 litre d'eau froide ( $T = 12\text{ °C}$ ). Quelle est la température finale du mélange? Rappelons que la masse de 1 litre d'eau est de 1 000 g, car la masse volumique de l'eau est de 1 g/ml, soit 1 kg/L.

L'eau chaude est la source et l'eau froide, le récepteur. On est dans une situation semblable à celle de l'activité expérimentale où nous avons mélangé des quantités connues d'eau chaude et d'eau froide. Le principe de conservation de l'énergie nous permet d'écrire :

$$Q_s = Q_r$$

$$m_s c_s \Delta T_s = m_r c_r \Delta T_r$$

L'eau étant à la fois la source et le récepteur, la valeur de  $c$  est la même des deux côtés de l'équation. Autrement dit,  $c_s = c_r$ . Après simplification, on a :

$$m_s \Delta T_s = m_r \Delta T_r \text{ (équivalant à } m_1 \Delta T_1 = -m_2 \Delta T_2 \text{ )}$$

Pour l'eau chaude (source), la température passera de  $40\text{ °C}$  ( $T_{s(\text{initiale})}$ ) à une certaine température finale ( $T_{s(\text{finale})}$ ). La masse est de 10 kg puisqu'on a 10 L d'eau chaude. Pour l'eau froide (récepteur), la température initiale ( $T_{r(\text{initiale})}$ ) est de  $12\text{ °C}$  et elle s'élèvera jusqu'à la température finale ( $T_{r(\text{finale})}$ ), dont la valeur est la même que pour l'eau chaude puisqu'on les mélange. La masse de 1 litre d'eau froide est de 1 kg. On a donc :

$$m_s \Delta T_s = m_r \Delta T_r \quad (\Delta T = T_{\text{la plus haute}} - T_{\text{la plus basse}})$$

$$10 \text{ kg} \times (T_{s(\text{initiale})} - T_{s(\text{finale})}) = 1 \text{ kg} \times (T_{r(\text{finale})} - T_{r(\text{initiale})})$$

$$10 \text{ kg} \times (40\text{ °C} - T_{s(\text{finale})}) = 1 \text{ kg} \times (T_{r(\text{finale})} - 12\text{ °C}) \quad \text{(En simplifiant les kg)}$$

$$400\text{ °C} - 10 T_{s(\text{finale})} = T_{r(\text{finale})} - 12\text{ °C} \quad (T_{s(\text{finale})} = T_{r(\text{finale})})$$

$$-11 T_{(\text{finale})} = -412\text{ °C}$$

$$T_{(\text{finale})} = 37\text{ °C}$$

L'eau préparée par Pierre pour laver la vaisselle est à  $37\text{ °C}$ .

### Exemple

Combien de temps prendra une bouilloire de 1 500 watts pour amener à ébullition un litre d'eau initialement à la température de la pièce (20 °C) ? Considérons que 30 % de la chaleur produite par l'élément chauffant se dissipe dans l'air.

Déterminons d'abord l'énergie nécessaire pour amener l'eau à ébullition. Rappelons que 1 L d'eau a une masse de 1 kg (1 000 g). L'équation des échanges thermiques donne :

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 1\,000\text{ g} \times 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}} \times (100^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C})$$

$$Q = 3,344 \times 10^5 \text{ J} = 334,4 \text{ kJ}$$

Il faut donc 334,4 kJ d'énergie pour amener l'eau à ébullition. Cependant, seulement 70 % de l'énergie fournie à la bouilloire sert à chauffer l'eau. Il faut donc fournir davantage d'énergie à l'élément. Si on nomme énergie efficace,  $E_{\text{eff}}$ , l'énergie qui sert à chauffer l'eau et  $E_{\text{el}}$ , l'énergie dissipée dans l'élément, on peut écrire  $E_{\text{eff}} = 0,70 E_{\text{el}}$  puisque seulement 70 % de l'énergie de l'élément sert à chauffer l'eau. On a :

$$E_{\text{eff}} = 0,70 E_{\text{el}}$$

$$E_{\text{el}} = \frac{E_{\text{eff}}}{0,70} = \frac{334,4 \text{ kJ}}{0,70} = 477,7 \text{ kJ}$$

Il faut donc fournir à la bouilloire un total de 477,7 kJ pour amener l'eau à ébullition.

Déterminons maintenant le temps qu'il faudra. La **puissance électrique** représente la quantité d'énergie consommée par la bouilloire à chaque seconde. La mesure en watts équivaut à des joules par seconde (1 W = 1 J/s). La bouilloire de 1 500 W consomme donc 1 500 J à chaque seconde. On cherche combien de temps il faudra pour fournir à la bouilloire les 477,7 kJ nécessaires pour amener l'eau à ébullition.

Mathématiquement, on a :

$$P = \frac{E}{t} \quad \text{où } P \text{ représente la puissance, } E \text{ l'énergie et } t \text{ le temps.}$$

Dans le cas qui nous intéresse,  $P = 1\,500\text{ W}$  ou  $1\,500\text{ J/s}$ ,  $E = E_{\text{él}} = 477,7\text{ kJ}$  et  $t$ , le temps cherché. On a :

$$P = \frac{E}{t}$$

$$P = \frac{E_{\text{él}}}{t}$$

$$t = \frac{E_{\text{él}}}{P} = \frac{477,7\text{ kJ}}{1\,500\text{ W}} = \frac{477,7 \times 10^3 \cancel{\text{J}} \times \text{s}}{1\,500 \cancel{\text{J}}} = 318\text{ s}$$

$$t = 318 \cancel{\text{ s}} \times \frac{\text{min}}{60 \cancel{\text{ s}}}$$

$$t = 5,3\text{ min}$$

Il faut donc un peu plus de cinq minutes pour faire bouillir un litre d'eau.



### Exercice 1.15

Un bloc de verre de 800 g a une température de 25 °C. Il absorbe 1 500 joules. Que devient sa température ?

---



---



---



---

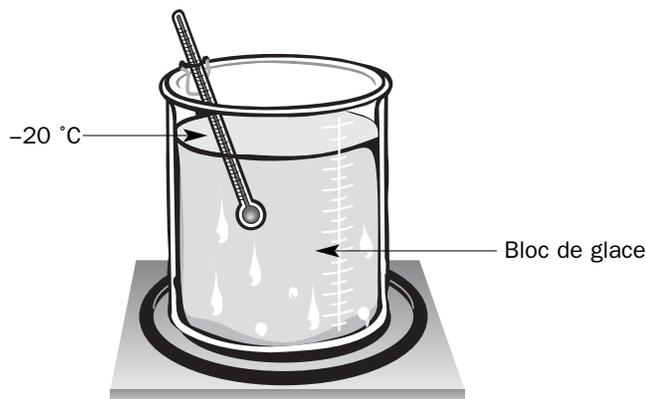
### L'ÉNERGIE DANS LES CHANGEMENTS DE PHASE

Jusqu'ici, nous avons étudié les transferts d'énergie thermique d'un corps à un autre. Par exemple, on place un bloc de cuivre chaud dans un bassin d'eau froide, la température de l'eau s'élève, cela nous indique qu'une quantité d'énergie est passée de la source (bloc de cuivre) à l'eau (récepteur). On peut la calculer en appliquant le principe de la conservation de l'énergie et l'équation des échanges thermiques.

Mais, en est-il toujours ainsi ? Que se passe-t-il, au point de vue de l'énergie, lorsque l'eau que l'on chauffe se met à bouillir ? ou lorsque la glace fond ?

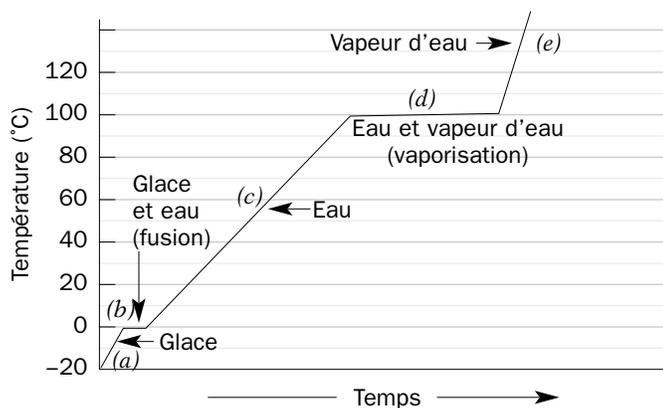
Considérons le réchauffement constant d'un morceau de glace tel qu'il est illustré par la courbe de la température en fonction du temps, que nous appelons la courbe de réchauffement. La majeure partie de la courbe peut être obtenue avec un montage comme celui de la figure 1.15.

Figure 1.15 - Le réchauffement d'un bloc de glace



Après avoir plongé le réservoir d'un thermomètre dans un contenant d'eau, on place le tout au congélateur durant quelque temps. À la sortie, l'eau est gelée et le thermomètre indique  $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ . On place ensuite le contenant sur une plaque chauffante, puis on note la température du thermomètre toutes les minutes.

Figure 1.16 - La courbe de réchauffement de la glace



(a) De  $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$  à  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , la température s'élève, le bloc absorbe de la chaleur émise par la source.

(b) À partir de  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , l'eau liquide apparaît et la glace commence à fondre. La température demeure à  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de glace.

(c) Si on poursuit le chauffage, la température monte et l'eau se met à bouillir à  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

(d) La température reste stable tant qu'il reste de l'eau liquide.

(e) Si on récupère la vapeur et qu'on poursuit le chauffage, la température monte de nouveau, comme dans la dernière partie de la courbe.

Nous avons déjà présenté la courbe de réchauffement de l'eau dans le premier guide<sup>16</sup>. Elle comporte cinq segments, dont deux plateaux qui correspondent aux changements de phase. Voyons comment les interpréter d'un point de vue ultramicroscopique ; analysons d'abord les trois montées de température, soit les segments (a), (c) et (e) de la courbe.

Dans le segment (a), la température de la glace monte. L'énergie cinétique des molécules augmente, ce qui se traduit par une augmentation de l'intensité des vibrations.

Dans le segment (c), l'eau liquide se réchauffe. L'énergie cinétique des molécules augmente et celles-ci s'agitent davantage, faisant monter le mercure au contact du réservoir du thermomètre.

Dans le segment (e), la température de la vapeur augmente et, en conséquence, l'énergie cinétique des molécules augmente. Elles se déplacent de plus en plus rapidement.

Remarquez que la pente n'est pas la même dans les segments (a), (c) et (e). En effet, la pente est liée à la capacité de la glace, de l'eau ou de la vapeur à absorber la chaleur. L'eau liquide ayant la plus grande capacité thermique massique, il faut fournir davantage d'énergie pour la réchauffer et sa température monte plus lentement. Ainsi, sur le graphique, la pente du segment associé à l'eau liquide est nettement plus faible que celles obtenues pour la glace et la vapeur.



### Exercice 1.16

Pourquoi les brûlures à la vapeur sont-elles souvent plus graves que celles causées par l'eau bouillante ?

---

---

### La fusion

Examinons maintenant plus en détail le premier plateau de la courbe, c'est-à-dire le segment (b). La température reste stable pendant que la glace fond peu à peu. L'énergie cinétique moyenne des molécules reste donc la même (température constante), bien que la chaleur fournie soit absorbée. Que se passe-t-il au juste ? Pour que le bloc de

---

16. Lalancette, Pauline et M. Lamoureux. *Étude des gaz*, chapitre 1, guide d'apprentissage produit par la SOFAD.

glace demeure solide, c'est-à-dire qu'il conserve sa forme, les forces de cohésion entre les molécules d'eau doivent être suffisamment grandes pour les tenir ensemble, en position fixe les unes par rapport aux autres. Le cas de l'eau liquide est différent puisqu'elle épouse la forme du contenant. On en déduit que la chaleur fournie pendant que la température est stable a servi à diminuer les forces d'attraction au point que les molécules ne se tiennent plus solidement ensemble et en position fixe. Les molécules étant moins retenues, elles commencent alors à glisser les unes sur les autres sur les côtés du morceau de glace et seules les parois du contenant les empêchent de couler plus loin. Elles forment un liquide.

Tout se passe comme si l'énergie de la source externe était « bouffée » par la glace. Dans un langage plus scientifique, disons que l'énergie absorbée par le solide est transformée en énergie potentielle à mesure que les forces d'attraction entre les molécules du solide diminuent. Si l'eau était refroidie et qu'elle se solidifiait de nouveau, la glace céderait l'énergie correspondant à la chaleur qu'elle a absorbée pour fondre, c'est-à-dire que l'énergie potentielle serait reconvertie en chaleur.

L'énergie nécessaire pour transformer un solide en liquide à son **point de fusion** se nomme **chaleur de fusion**. Elle est caractéristique de la substance et se mesure en calories par gramme (cal/g) ou en joules par gramme (J/g) de solide fondu. Elle se détermine expérimentalement et nous pouvons trouver les valeurs pour une grande variété de solides dans les ouvrages spécialisés et sur certains tableaux périodiques commerciaux. En particulier, la chaleur de fusion de la glace est de 334 J/g ou 80 cal/g dans les conditions normales (0 °C et 101,3 kPa).



### Exercice 1.17

À quoi sert l'énergie absorbée par un solide en fusion ?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## L'ébullition

Avez-vous déjà remarqué que l'eau qui bout ne devient pas plus chaude, même si on la chauffe plus longtemps ? C'est ce que le second plateau de la courbe de réchauffement confirme. La température est constante sur le segment (d) de la courbe.

Le phénomène est similaire à celui de la fusion. Lorsque la température de l'eau atteint 100 °C, des bulles apparaissent dans le liquide et la température demeure stable tant et aussi longtemps qu'il y a de l'eau liquide. L'énergie absorbée par les molécules d'eau sert à les séparer. Celles-ci deviennent alors indépendantes. Elles forment un gaz.

La source de chaleur, dans l'exemple de la plaque chauffante, est en contact avec le fond du contenant d'eau liquide. L'eau devient ainsi chaude plus rapidement au fond du contenant. Il n'est donc pas surprenant de constater que les premières molécules qui réussissent à se séparer le fassent au fond du récipient. Elles forment des bulles au sein du liquide, lesquelles accélèrent vers le haut comme un bouchon de liège ou une balle de ping-pong immergée. Les bulles crèvent alors à la surface et libèrent ainsi des molécules indépendantes dans l'atmosphère. Elles forment la vapeur d'eau.

Sitôt sorties à l'air libre, les molécules frappent les molécules d'azote et d'oxygène qui constituent ensemble 98 % de l'air. Elles perdent alors une partie de leur énergie cinétique au profit de l'air, ce qui les ralentit. Certaines s'agglutinent en fines gouttelettes de liquide, ce qui forme un petit nuage blanc. C'est pourquoi la vapeur au-dessus de l'eau qui bout est blanche.

Nous appelons **chaleur de vaporisation** la chaleur absorbée pour vaporiser une certaine masse d'un liquide chauffé jusqu'à son point d'ébullition. Elle caractérise chaque corps et s'exprime en cal/g ou en J/g. La chaleur de vaporisation de l'eau est d'environ 540 cal/g ou 2 255 J/g.

Rappelons qu'il est d'usage de nommer ébullition la vaporisation rapide d'un liquide en gaz (ébullition de l'eau, de l'hydrogène liquide, etc.) et évaporation la vaporisation lente d'un liquide en gaz (évaporation de l'eau, de l'alcool, etc.).

Le tableau suivant présente des valeurs typiques de chaleur de fusion et de chaleur de vaporisation de quelques substances. Remarquez que la chaleur de vaporisation de l'eau est très supérieure à la chaleur de fusion. C'est pourquoi, sur la courbe de réchauffement, le plateau de vaporisation est plus long que le plateau de fusion.

Figure 1.17 - Chaleur de fusion et de vaporisation de quelques substances

Nom	$T_{\text{fusion}}$ (°C)	$\Delta H_{\text{fusion}}^*$ (J/g)	$T_{\text{vaporisation}}$ (°C)	$\Delta H_{\text{vaporisation}}^*$ (J/g)
Alcool (méthanol)			64,5	502
Aluminium	658	396	2 970	10 759
Cuivre	1 083	206	2 567	4 728
Eau	0	333	100	2 255
Tungstène	3 410	192	5 660	2 296

\* $\Delta H_{\text{fusion}}$  symbolise la chaleur de fusion et  $\Delta H_{\text{vaporisation}}$  la chaleur de vaporisation.

### Exemple

Un bloc d'aluminium de 400 g dont la température est 25 °C est chauffé jusqu'à son point de fusion. On poursuit le chauffage jusqu'à ce que le bloc soit complètement fondu. Quelle énergie l'aluminium a-t-il absorbée ?

On calcule d'abord l'énergie nécessaire pour chauffer le bloc, à l'aide de la capacité thermique massique, et ensuite l'énergie absorbée au cours de la fusion. On obtient l'énergie totale en additionnant ces deux valeurs.

*Chauffage du solide*

On a  $m = 400 \text{ g}$  ;  $c = 0,89 \text{ J/g}\cdot\text{°C}$  (tableau de la figure 1.12) ;  $T_i = 25 \text{ °C}$  et  $T_f = 658 \text{ °C}$  (tableau de la figure 1.17). On cherche  $Q$ . L'équation des échanges thermiques nous donne :

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 400 \text{ g} \times 0,89 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{°C}} \times (658 \text{ °C} - 25 \text{ °C})$$

$$Q = 225\,348 \text{ J ou } 225,3 \text{ kJ}$$

Le chauffage jusqu'au point de fusion exige 225,3 kJ.



## 1.4 QUELQUES APPLICATIONS

### LE FOUR À PAIN

La chaleur, facilement perçue par nos sens, est étroitement associée à l'activité humaine. Les fours à pain, dont l'origine remonte avant l'époque biblique, témoignent bien de cet état. Nos ancêtres les fabriquaient avec des pierres capables d'emmagasiner beaucoup de chaleur. On laissait brûler un feu dans le four un certain temps et, une fois les pierres chaudes, on l'éteignait puis on remplaçait le bois par de la pâte à pain. La chaleur accumulée dans les pierres assurait la cuisson. Le même principe est repris de nos jours dans les restaurants où l'on fait cuire la pizza dans un four à bois.

Figure 1.18 - Un four à pain



*Les pierres réfractaires  
ont une grande capacité thermique.  
On les réchauffe et elles libèrent ensuite lentement  
la chaleur accumulée pendant la cuisson du pain.*

L'exemple du four à pain illustre bien à quel point la chaleur nous est utile. On l'exploite aussi dans la bouilloire, dans un système de chauffage et dans bien d'autres applications. Cependant, dans plusieurs activités humaines, la chaleur apparaît comme un sous-produit inutile, voire indésirable.



### Exercice 1.19

a) Énumérez deux ou trois cas où la chaleur est un élément utile pour l'activité humaine.

---



---

b) Énumérez deux ou trois cas où la chaleur apparaît comme indésirable, sinon inutile.

---



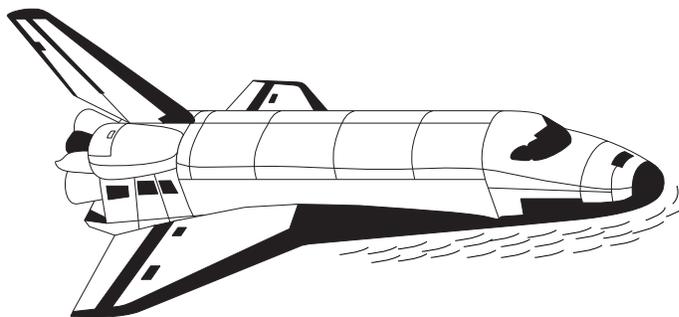
---

En terminant, nous vous présentons deux exemples spectaculaires qui se rapportent au tandem énergie cinétique et chaleur.

### **LA RENTRÉE ATMOSPHERIQUE**

En orbite, l'énergie cinétique d'un véhicule spatial est énorme. Songez qu'il fait le tour de la Terre en 90 minutes et que sa vitesse dépasse les 25 000 km/h ! Pour atterrir, le vaisseau doit, en 10 minutes, réduire sa vitesse à environ 250 km/h. L'énergie cinétique perdue est transformée en chaleur, produite par le frottement de la navette avec l'atmosphère, et elle doit absolument être canalisée sans quoi elle cuirait littéralement les passagers et désintégrerait la navette. Pour parer à cette éventualité, des céramiques spéciales tapissent le dessous des navettes spatiales ; elles font dévier une partie de la chaleur mais elles en absorbent la plus grande part. En effet, les tuiles contiennent une couche qui fond et absorbe ainsi beaucoup de chaleur sans que la température augmente. Elles ont une très faible densité et elles conservent leurs propriétés jusqu'à des températures atteignant les 3 000 °C. Elles forment donc un bouclier thermique très efficace.

**Figure 1.19 - Une navette spatiale en perte d'énergie cinétique**



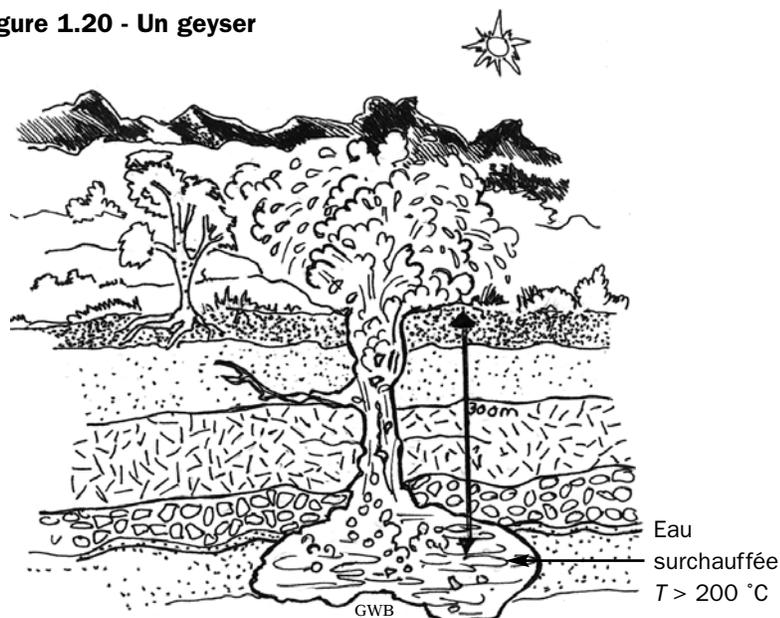
*Lorsque la navette ralentit, la perte d'énergie cinétique est transformée en chaleur.  
Les tuiles spéciales qui recouvrent sa surface forment un bouclier thermique  
qui protège l'équipage ainsi que l'appareil et les équipements.*

### **LES GEYSERS**

Les geysers sont des machines naturelles qui projettent périodiquement des jets d'eau et de vapeur jusqu'à 100 mètres de hauteur. Ils puisent leur énergie de l'intérieur de la terre où des roches en fusion atteignent des températures de plusieurs centaines de degrés Celsius. L'eau infiltrée dans le sol s'emmagine dans des cavernes souterraines situées à quelques centaines de mètres plus bas et dans les grandes

cheminées qui les surmontent (figure 1.20). L'eau accumulée dans la cheminée comprime l'eau dans la caverne. À cause de la pression, l'eau ne peut bouillir qu'à des températures beaucoup plus élevées que la normale. Après un certain temps, la pression des vapeurs formées au fond devient si forte qu'elle parvient à expulser violemment une grande partie de l'eau et de la vapeur accumulée. Ainsi se forme le geyser. L'énergie géothermique, qui provient de la chaleur dégagée par le magma<sup>17</sup>, s'est transformée en énergie cinétique qui a projeté l'eau hors de son puits. L'eau de ruissellement remplit de nouveau la caverne et le cycle recommence.

Figure 1.20 - Un geyser



*Un geyser est une source d'eau chaude qui jaillit par intermittence. L'eau, réchauffée par les pierres environnantes, est expulsée violemment vers le haut à intervalle plus ou moins régulier. Les geysers s'accompagnent souvent de dégagements sulfureux et de dépôts minéraux.*

Ce chapitre nous a permis d'approfondir la notion d'énergie. Le modèle corpusculaire de la matière a enrichi notre compréhension des transferts de chaleur. Dans les exemples étudiés, la notion d'énergie était toujours présente. Cette notion semble être à la racine de toute explication, à la racine de tout changement. D'ailleurs, ne l'avons-nous pas défini comme « la capacité d'un objet à produire un effet » ? Son importance deviendra encore plus signifiante dans la suite de ce cours. Dans le prochain chapitre, nous allons explorer le phénomène de la dissolution en insistant sur les énergies en cause.

17. Liquide visqueux, très chaud, formé de roches fondues qui se forme à l'intérieur de la terre, par fusion de la croûte terrestre ou du manteau et qui, après avoir été éjecté par des fissures (ou des volcans), forme la roche volcanique.



## MOTS CLÉS DU CHAPITRE

Calorie	Calorimètre
Capacité thermique massique	Chaleur (énergie calorifique)
Chaleur de fusion	Chaleur de vaporisation
Conservation de l'énergie	
Endothermique	Énergie
Énergie cinétique	Énergie potentielle
Énergie thermique	Équilibre thermique
Exothermique	
Force de cohésion	
Joule	
Macroscopique	
Point de fusion	Principe des échanges de chaleur
Travail	
Ultramicroscopique	



## RÉSUMÉ

L'**énergie** existe sous plusieurs formes : électrique, nucléaire, mécanique, etc. Elle peut être conservée tout en étant convertie d'une forme à l'autre. Toutes les énergies ont en commun la capacité à produire des effets sensibles, notamment de la lumière, du mouvement et de la **chaleur**. La chaleur est une forme d'énergie associée à d'innombrables phénomènes. Certains, comme la combustion, produisent de la chaleur et on les dit **exothermiques**. D'autres, comme la fonte des glaces et la vaporisation de l'eau, absorbent de la chaleur ; ils sont **endothermiques**.

Toutes les substances peuvent emmagasiner une quantité de chaleur plus ou moins grande selon leur **capacité thermique massique** ( $c$ ). La somme des **énergies cinétiques** des molécules d'un corps constitue l'**énergie thermique** de ce corps. La température est une indication du niveau de cette énergie. Deux corps placés au contact

l'un de l'autre ont tendance à équilibrer leur **énergie thermique**. Le transfert s'effectue toujours dans le même sens, soit du corps dont la température est la plus élevée (source) vers celui dont la température est la plus basse (récepteur). La chaleur est la sensation perçue durant le transfert d'énergie thermique. Les échanges thermiques sont régis par les équations suivantes :

$$\begin{array}{ll} Q_s = Q_r & \text{principe de conservation de l'énergie, et} \\ Q = mc\Delta T & \text{équation des échanges thermiques} \end{array}$$

La première équation signifie que la chaleur transmise par la source est absorbée par le récepteur et la seconde équation détermine la quantité de chaleur absorbée ( $Q$ ) par un corps de masse  $m$ , de capacité thermique  $c$ , dont la température s'élève d'un nombre de degrés  $\Delta T$ .

Un **calorimètre** sert à mesurer la quantité d'énergie dégagée ou absorbée au cours d'un transfert ou d'une réaction chimique. Le verre en styromousse utilisé durant les activités expérimentales est une version simplifiée de cet appareil.

La courbe de réchauffement d'une substance présente généralement deux plateaux à température constante qui correspondent aux changements de phase. L'énergie absorbée pendant la fusion et l'évaporation sert à séparer les molécules (ou les atomes) ; elle est emmagasinée sous forme d'**énergie potentielle**. La même quantité d'énergie est restituée au cours de changements de phase inverses (fusion et solidification). Entre les plateaux de la courbe, la pente des segments reflète la capacité thermique des différentes phases.



## EXERCICES DE SYNTHÈSE



### Exercice 1.20

Chacune des descriptions suivantes correspond à un instrument qui détecte, convertit ou mesure de l'énergie. Choisissez, dans la liste qui suit, l'instrument qui convient le mieux à chaque description. Précisez la forme d'énergie dont il est question.

Antenne de télévision, poste de radio, sonar, télescope, téléviseur, thermomètre, voltmètre, wattmètre.

Description	Instrument	Forme d'énergie
Réservoir contenant un liquide, surmonté d'un tube capillaire, qui détecte le gain ou la perte de chaleur dans l'environnement.		
Appareil destiné à mesurer la différence de potentiel entre deux bornes électrifiées.		
Dispositif de détection, d'écoute et de communication sous-marines analogue au radar et utilisant des ondes acoustiques.		
Appareil qui sert à capter les ondes électromagnétiques émises par un émetteur lointain.		
Appareil servant à décoder et à traduire en images les ondes venant d'une antenne de télévision.		
Instrument d'optique destiné à l'observation des objets éloignés.		
Appareil servant à décoder et à traduire en sons les ondes venant d'une antenne.		
Appareil destiné à mesurer la puissance électrique dépensée.		

**?** Exercice 1.21

a) Décrivez les conversions d'énergie qui ont lieu lorsqu'on comprime un ressort et qu'on le relâche ensuite subitement. Inspirez-vous de l'exemple de la flèche énergétique dans la section « Les conversions d'énergie » pour construire une séquence qui décrit l'application.

---

---

---

---

---

---

---

---

b) Discutez comment s'applique le principe de conservation de l'énergie dans cette situation.

---

---

---

---

---

---

---

---

**?** Exercice 1.22

Donnez une explication ultramicroscopique pour chacun des phénomènes suivants :

a) l'usure lente d'une marche d'escalier.

---

---

---

---

---

---

b) l'évaporation d'une petite flaque d'eau au soleil.

---

---

---

---

---

c) la réunion en une seule goutte de deux gouttelettes d'eau qu'on a rapprochées ensemble.

---

---

---

---

---

d) lorsque de l'eau bout dans un vase en pyrex, on observe la formation de petites bulles tout au fond.

---

---

---

---

---

---

---

e) l'eau de ruissellement qui s'infiltre dans le réservoir d'un geyser bout à des températures très élevées pouvant atteindre 250 °C.

---

---

---

---

---

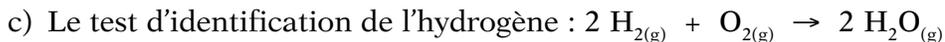
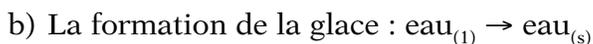
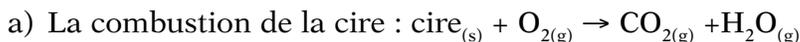
---

---

---

**?** Exercice 1.23

Indiquez si les phénomènes suivants sont endothermiques ou exothermiques. Intégrez le mot chaleur du côté approprié dans chaque équation.



**?** Exercice 1.24

Calculez la chaleur absorbée par 180 g d'eau, si on élève sa température de 20 °C ?  
Donnez votre réponse en kJ.

---



---



---



---



---



---



**? Exercice 1.27**

On dépose sur votre main une goutte de méthanol (alcool de bois) qui s'évapore immédiatement en laissant une sensation de froid.

a) Quelle énergie votre peau a-t-elle fournie au méthanol ? La masse du méthanol est de 0,1 g et sa température initiale est de 22 °C.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

b) La majeure partie de l'énergie sert-elle à réchauffer le méthanol ou à l'évaporer?

---

---

**? Exercice 1.28**

La chaleur molaire de fusion de l'aluminium est la quantité d'énergie nécessaire pour faire fondre une mole d'atomes d'aluminium lorsque la température est au point de fusion. Elle s'exprime en kJ/mol. Calculez la chaleur molaire de fusion de l'aluminium.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



**Exercice 1.29**

Expliquez dans vos propres mots pourquoi la comparaison de la chaleur molaire de fusion de divers solides peut être utilisée pour comparer les forces de cohésion entre les molécules (ou les atomes) de ces solides.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



**Exercice 1.30**

On frappe un clou à l'aide d'un marteau. Le clou s'enfonce dans la planche et tout de suite après le coup, la tête du clou est chaude. Comment s'est opéré le transfert de l'énergie cinétique du marteau au clou ?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



