

Étude des gaz

CHI-5041-2
Guide d'apprentissage



sofad

ÉTUDE DES GAZ

CHI-5041-2

Guide d'apprentissage

Étude des gaz est le premier des trois guides d'apprentissage correspondant aux trois cours du programme *Chimie 5^e secondaire*. *Étude des gaz* est suivi par :

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.

ÉTUDE DES GAZ

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	Pauline Lalancette (chapitres 1 à 6) Martin Lamoureux (chapitre 7 et auto-évaluation)
Illustrations	Gail Weil Brenner (GWB) Jean-Philippe Morin (JPM)
Révision de contenu	Céline Tremblay (FormaScience) Martin Lamoureux
Révision linguistique	Francine Cardinal
Mise en pages et infographie	Pierre A. Larochelle et Sylvia Ceacero
Première édition	Janvier 1999



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 978-2-89493-155-4

TABLE DES MATIÈRES

INTRODUCTION GÉNÉRALE

Présentation	0.12
Consignes d'utilisation	0.12
Les activités d'apprentissage	0.13
Les exercices	0.13
L'épreuve d'auto-évaluation	0.14
Les annexes	0.14
Le matériel	0.14
Évaluation	0.15
Aux élèves inscrits en formation à distance	0.15
Le rythme de travail	0.15
Votre tuteur	0.15
Les devoirs	0.16

ACTIVITÉS D'APPRENTISSAGE

Chapitre 1 : La matière sous toutes ses formes

1.1 Les trois phases de la matière	1.3
Définitions	1.3
L'atome et la molécule (Rappel)	1.5
Le modèle atomique	1.5
Éléments, molécules, formules chimiques	1.7
Un modèle pour différencier les trois phases	1.9
Activité expérimentale 1 - Gaz, liquides et solides	1.9
Les solides	1.10
Les liquides	1.11
Les gaz	1.13
La théorie cinétique des gaz	1.16
Gaz parfaits ou non ?	1.17
1.2 L'histoire et les gaz : naissance de la chimie moderne	1.19
Les quatre éléments principes	1.19
La fin du XVIII ^e siècle : la chimie devient une science expérimentale.....	1.20
Le début du XIX ^e siècle : l'atome et la molécule	1.23
1.3 La diffusion et le mouvement brownien	1.25
La diffusion des gaz	1.25
Les odeurs	1.26
Les odeurs et la toxicité	1.28
La vitesse de diffusion	1.28

Table des matières

La diffusion dans les liquides et les solides	1.30
Le mouvement brownien	1.32
1.4 Les changements de phase	1.33
La fusion et la solidification	1.35
La vaporisation et la liquéfaction	1.36
La sublimation et la cristallisation	1.38
La courbe de réchauffement de l'eau	1.39
Le bain-marie	1.39
Le point de fusion et le point d'ébullition	1.40
La dilatation et la contraction	1.44
Le thermomètre	1.44
La pression et la température d'ébullition	1.46
1.5 Applications techniques	1.48
Le réfrigérateur, le congélateur et le climatiseur	1.48
Les CFC : les deux côtés de la médaille	1.51
1.6 Autres phases de la matière	1.52
Les plasmas	1.52
Les solides amorphes et les cristaux liquides	1.52
<i>Mots clés du chapitre</i>	1.55
<i>Résumé</i>	1.55
<i>Exercices de synthèse</i>	1.58

Chapitre 2 : Les gaz : subtils et utiles

2.1 L'air, protecteur et vital	2.3
L'atmosphère	2.3
De la stratosphère à l'ionosphère	2.4
La composition de l'atmosphère	2.7
La respiration	2.10
Les échanges respiratoires	2.10
De l'oxygène ou du monoxyde de carbone ?	2.13
La qualité de l'air et la santé	2.15
L'indice de la qualité de l'air	2.16
Pollution et toxicité	2.16
2.2 Les cycles naturels	2.19
Le cycle de l'oxygène	2.20
La photosynthèse	2.21
Le cycle du carbone	2.23
Le cycle de l'eau	2.28
L'ozone, un cas à part	2.29

Un parasol à 25 km d'altitude	2.30
L'ozone, polluant en basse altitude	2.33
2.3 L'air, indispensable à la technologie	2.34
Les transports aériens	2.34
La montgolfière	2.34
Le dirigeable	2.37
L'avion	2.38
La plongée sous-marine	2.40
La conservation dans les musées	2.43
2.4 D'autres gaz utiles	2.44
Des gaz anesthésiants	2.44
L'oxygène	2.47
Le protoxyde d'azote	2.47
Des gaz énergétiques	2.48
Le gaz naturel	2.48
L'hydrogène	2.51
2.5 Les gaz polluants	2.52
Le monoxyde de carbone	2.54
Les hydrocarbures	2.55
Le dioxyde de soufre	2.55
Les oxydes d'azote	2.56
<i>Mots clés du chapitre</i>	2.58
<i>Résumé</i>	2.58
<i>Exercices de synthèse</i>	2.60

Chapitre 3 : La pression et le volume

3.1 Le volume, la pression et leur variation	3.3
Le volume et ses variations	3.3
La quantité de gaz (nombre de moles)	3.5
La température	3.6
La pression	3.6
La pression et ses variations	3.8
Définition et unités	3.8
La température	3.14
La quantité de gaz (nombre de moles)	3.14
Le volume	3.15
La pression et le volume, en compétition ?	3.17
Piston mobile	3.17
Piston bloqué	3.18
Autres situations	3.19

3.2 La pression au quotidien	3.20
La pression dans les produits courants	3.20
Les distributeurs de bière et de soda	3.20
La bombe aérosol	3.23
De la pression dans l'air	3.25
La pression atmosphérique	3.25
La pression et la respiration	3.27
La météorologie	3.30
3.3 La mesure de la pression	3.35
Le baromètre	3.35
Le manomètre	3.40
3.4 La loi Boyle-Mariotte	3.44
Activité expérimentale 2 - Loi de Boyle-Marriotte	3.44
<i>Mots clés du chapitre</i>	3.51
<i>Résumé</i>	3.51
<i>Exercices de synthèse</i>	3.53

Chapitre 4 : Le volume et la température

4.1 La loi de Charles	4.3
Relation entre le volume et la température (°C)	4.4
Activité expérimentale 3 - Loi de Charles	4.5
Le zéro absolu et l'échelle Kelvin	4.7
Énoncé de la loi et applications	4.13
4.2 La température	4.17
La température et l'énergie	4.17
La température et la pression	4.20
Les échelles de température	4.24
Le thermomètre, d'hier à aujourd'hui	4.25
<i>Mots clés du chapitre</i>	4.31
<i>Résumé</i>	4.31
<i>Exercices de synthèse</i>	4.33

Chapitre 5 : Le volume et le nombre de moles

5.1 Relation entre le volume et le nombre de moles	5.3
Étude expérimentale	5.5
Activité expérimentale 4 - Nombre de moles et volume	5.5
L'électrolyse	5.6
Activité expérimentale 5 - Électrolyse de l'eau	5.9
Énoncé de la loi et applications	5.9

5.2 La loi d'Avogadro	5.16
L'histoire de la loi d'Avogadro	5.18
Le volume molaire	5.23
La masse volumique.....	5.27
L'extincteur au CO ₂	5.29
Le dirigeable.....	5.30
La densité relative	5.31
<i>Mots clés du chapitre</i>	5.33
<i>Résumé</i>	5.33
<i>Exercices de synthèse</i>	5.35

Chapitre 6 : Comportement général des gaz

6.1 La loi des gaz parfaits	6.3
L'énoncé de la loi	6.3
<i>Activité 6.1 : Histoire de pêche</i>	6.3
Quelques applications	6.9
Une loi qui en contient plusieurs	6.13
Gaz réel ou parfait ?	6.16
6.2 D'autres applications de la loi des gaz parfaits	6.18
Identification d'un gaz	6.18
Problèmes de nature technologique	6.21
6.3 Au fil des siècles	6.23
De l'Antiquité au Moyen Âge	6.23
Entre l'alchimie et la chimie	6.25
La chimie, une science moderne	6.27
6.4 La loi de Dalton	6.32
<i>Activité expérimentale 6 - Loi des pressions partielles</i>	6.32
<i>Mots clés du chapitre</i>	6.36
<i>Résumé</i>	6.36
<i>Exercices de synthèse</i>	6.38

Chapitre 7 : Les réactions en phase gazeuse

7.1 De l'atome à la molécule (Rappel)	7.3
La structure de la matière	7.4
Les gaz simples diatomiques	7.11
Les halogènes	7.11
La molécule d'oxygène (O ₂)	7.12
La molécule d'azote (N ₂)	7.12
Les gaz composés	7.13

Table des matières

Les composés halogénés	7.13
Les composés oxygénés	7.15
Les composés azotés	7.16
Les composés carbonés	7.18
<i>Activité 7.1 : Les composés carbonés</i>	7.18
7.2 Le bilan énergétique d'une réaction	7.22
L'énergie des liaisons	7.25
Le calcul du bilan	7.35
<i>Mots clés du chapitre</i>	7.40
<i>Résumé</i>	7.40
<i>Exercices de synthèse</i>	7.42

CONCLUSION

Synthèse.....	C.3
Épreuve d'autoévaluation	C.4
Corrigé des exercices des chapitres	
Chapitre 1	C.19
Chapitre 2	C.29
Chapitre 3	C.38
Chapitre 4	C.49
Chapitre 5	C.61
Chapitre 6	C.75
Chapitre 7	C.94
Corrigé de l'épreuve d'autoévaluation	C.111
Annexes	
Annexe A - Le système international d'unités (SI).....	C.119
Quantités physiques et unités de mesure	C.119
Multiples et sous-multiples des unités du SI	C.119
Annexe B - Notions de mathématiques	C.121
Rapports et proportions	C.121
Formules	C.122
Annexe C - Notions de chimie	C.124
Balancement des équations	C.124
Calcul de la masse molaire	C.127
Bibliographie	C.129
Vocabulaire	C.133
Index	C.147

INTRODUCTION GÉNÉRALE

PRÉSENTATION

La Société de formation à distance des commissions scolaires du Québec (SOFAD) vous souhaite la bienvenue au cours *Étude des gaz*. Ce cours fait partie du programme *Chimie 5^e 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. Le volet de la démarche expérimentale est développé dans le cahier *Activités expérimentales de chimie*. Le contenu notionnel et la perspective histoire-technologie-société sont développés dans trois guides d'apprentissage correspondant aux trois cours du programme qui doivent être suivis obligatoirement dans l'ordre.

Le guide d'apprentissage *Étude des gaz* est donc le premier d'une série de trois. Il se divise en sept chapitres correspondant aux sept objectifs terminaux du programme. Ce guide doit être travaillé conjointement avec le cahier *Activités expérimentales de chimie*. Les références à ce cahier sont données dans le guide au moment opportun.

Le cours *Étude des gaz* a pour objectif d'améliorer la compréhension des phénomènes liés aux gaz afin d'établir un lien avec les aspects techniques, les changements sociaux et les conséquences environnementales qui leur sont associés.

CONSIGNES D'UTILISATION

Le présent guide d'apprentissage constitue votre principal instrument de travail pour le cours *Étude des gaz*. 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 du programme. De plus, à la fin de chacun des chapitres, on retrouve 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 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 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 :

- surlignez 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 retrouve 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'auto-évaluation 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 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 d'apprentissage : 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 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 *Étude des gaz* 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 80 % 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. Il s'agit d'une épreuve écrite d'une durée maximale de 90 minutes et n'exigeant pas la présence en laboratoire. Cette épreuve compte pour 20 % de la note finale et porte sur les objectifs étudiés dans la section A 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 1 ou 2 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 5 et le dernier fait suite au chapitre 7. 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.

ÉTUDE DES GAZ

Fleur, fumée, eau, bois, pierre, la diversité de la nature intrigue. De la graine à la tige, à la fleur et au fruit ou encore des restes de table au compost, la matière se transforme. Curieux, l'être humain observe et se questionne sur la nature de cette matière si variée et changeante.

Pourquoi le souffle, invisible en été, forme-t-il une fumée blanchâtre en hiver ? Comment un pépin de pomme peut-il donner un arbre ? D'où provient la matière qui forme le tronc, les branches et les feuilles ? Pourquoi la carrosserie des voitures rouille-t-elle ? Pourquoi les aliments changent-ils de couleur et de saveur quand on les cuit ? Comment fabrique-t-on du plastique à partir du pétrole ? Quelles connaissances se cachent derrière la magie des feux d'artifice ? La chimie tente de répondre à ces questions. Elle est la science qui étudie les propriétés et la composition des corps ainsi que leurs transformations.

La grande variété appelle la classification des transformations observées. L'eau devient glace ou vapeur tout en restant intacte et le passage d'une forme à l'autre est réversible ; on parle de changement de phase, les trois phases étant gaz, liquide et solide. Le bois devient cendre et fumée sous l'action du feu ; la transformation est profonde et irréversible, on a affaire à une réaction chimique.

L'énergie participe aux changements : il faut de la chaleur pour fondre la glace ; le feu de bois produit de la chaleur et de la lumière. Mouvement, lumière et chaleur sont les principales manifestations de l'énergie. Par ailleurs, toutes les réactions chimiques ne se déroulent pas à la même vitesse. Le feu met peu de temps à détruire un arbre que la nature a mis des années à édifier.

Les substances sont également divisées en catégories. Selon leurs propriétés, odeur, couleur, réaction avec l'air ou avec un métal, elles sont dites acides, bases ou sels, classées minérales ou organiques, ou selon d'autres systèmes. Les réactions chimiques entre acide et base deviennent des neutralisations, d'autres sont appelées oxydoréduction (oxydation, réduction), et d'autres encore portent des noms différents. En classant les substances et les réactions, on réduit le nombre de situations et on commence à comprendre un peu mieux l'organisation de la matière.

Par leur curiosité et leur travail acharné et méticuleux, les chimistes ont percé plusieurs secrets de la matière. Classifier les substances et les réactions a révélé des

similitudes et réduit la complexité jusqu'à l'atome, la base commune de la matière. Formé d'un noyau entouré d'un nuage d'électrons, l'atome d'un élément se distingue par le nombre de protons contenus dans son noyau. La diversité de ce que nous observons résulte de la combinaison d'à peine 112 éléments différents, l'alphabet de la matière, agencés pour donner toutes les substances, un peu à la manière dont les lettres sont associées pour former les mots d'une langue. Les mots de la chimie s'appellent molécules et le langage est celui des formules chimiques.

Les réactions chimiques feront surtout l'objet des deuxième et troisième cours, intitulés *Réactions chimiques 1 : énergie et cinétique chimique* et *Réactions chimiques 2 : équilibre et oxydoréduction*. Le présent cours, *Étude des gaz*, premier de la série, s'attarde à l'étude des gaz en prenant soin de les situer dans un contexte plus vaste et de les utiliser pour introduire les réactions chimiques.

Le premier chapitre définit les gaz à l'aide de leurs propriétés, en les comparant avec celles des liquides et des solides. Un modèle décrit les trois phases à l'échelle des molécules. Le passage d'une phase à l'autre est réversible et laisse les substances intactes. Autrement dit, les molécules sont les mêmes dans la glace, l'eau liquide ou la vapeur. Lors d'un changement de phase, les molécules se séparent ou, à l'inverse, se rapprochent et s'organisent.

Dans le deuxième chapitre, notre attention se concentre sur les gaz. Ils sont partout autour de nous. Par exemple, l'atmosphère forme une couche gazeuse protectrice autour de la planète. Sa composition est entretenue par les cycles d'une nature généreuse et abondante. Par ailleurs, l'être humain a appris à utiliser les gaz : il s'en sert pour des anesthésies et des traitements médicaux, il chauffe des édifices, fabrique des machines pneumatiques, propulse des fusées dans l'espace, etc. La liste d'utilisation des gaz, d'origine naturelle ou non, est longue et impressionnante. En contrepartie, des procédés industriels et l'utilisation des moteurs à combustion libèrent des sous-produits gazeux qui polluent l'atmosphère.

Les quatre chapitres suivants (chapitres 3 à 6) forment le bloc central de ce cours. Ils caractérisent les échantillons gazeux selon leurs propriétés physiques. Air comprimé, chaud ou froid, les qualités s'expriment quantitativement grâce à la pression, au volume, à la température et au nombre de moles ou à la masse. L'influence mutuelle de ces paramètres est régie par une équation communément appelée « loi des gaz parfaits ». Son étude et son application font appel à l'expérimentation et à des outils tels les relations mathématiques, les unités et les graphiques.

Comprimer un gaz ou le refroidir ne modifie pas la nature des molécules, mais, lorsqu'un gaz participe à une réaction chimique, ses molécules se transforment et produisent de nouvelles substances. Des molécules sont détruites et de nouvelles sont formées ; les atomes se réorganisent et les formules chimiques changent. Le septième et dernier chapitre de ce cours aborde les propriétés chimiques des gaz. La formation des molécules gazeuses, leur composition chimique et l'énergie en cause dans les réactions servent de trame. Les situations pratiques analysées englobent l'ensemble des connaissances acquises. Le contenu du dernier chapitre établit également le lien entre l'étude des gaz, objet de ce premier cours, et celle des réactions chimiques, thème central du cours suivant.

Au début de chaque chapitre, nous présentons une table des matières schématique pour mieux vous situer par rapport à l'ensemble du cours. 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, la première page du chapitre 2 est reproduite ci-dessous. La case du chapitre 2 est agrandie et le contenu du chapitre 1 est en italique. Référez-vous régulièrement à cette table des matières pour savoir où vous en êtes. Vous découvrirez qu'elle est un outil très utile. Bonne chance !



CHAPITRE 1

LA MATIÈRE SOUS TOUTES SES FORMES



Objectif 1 du programme

Au terme de ce chapitre, vous serez en mesure d'expliquer les propriétés des trois principales phases de la matière et le comportement général des substances lors des changements de phase.

Objectifs intermédiaires

- 1.1 Comparer les propriétés observables des phases solide, liquide et gazeuse de la matière.
- 1.2 Expliquer, à l'aide d'un modèle, les propriétés des trois principales phases de la matière.
- 1.3 Décrire les mouvements moléculaires dans les trois phases de la matière.
- 1.4 Expliquer, à l'aide d'un modèle, le phénomène de diffusion et le mouvement brownien.
- 1.5 Comparer la vitesse de diffusion d'une substance dans un liquide et dans un gaz et la vitesse de diffusion d'une substance dans deux gaz différents.
- 1.6 Décrire les changements de phase à l'aide d'exemples et du modèle décrivant les trois phases de la matière.
- 1.7 Définir les températures de fusion et d'ébullition.
- 1.8 Comparer les températures de fusion et d'ébullition de différentes substances selon la phase de ces substances à une température donnée.
- 1.9 Décrire, à l'aide d'exemples, un procédé technique dont le fonctionnement exploite un changement de phase.
- 1.10 Donner un exemple de phase autre que les phases solide, liquide et gazeuse.

1. La matière sous toutes ses formes

Phases de la matière

Historique

Diffusion et mouvement brownien

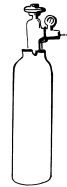
Changements de phase

Applications techniques



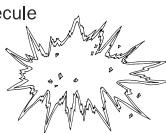
2. Les gaz : subtils et utiles

L'air, protecteur et vital
Les cycles naturels
L'air et la technologie
Gaz utiles
Gaz polluants



7. Les réactions en phase gazeuse

De l'atome à la molécule
Énergie des liaisons
Bilan énergétique



3. Pression et volume

Facteurs modifiant le volume
Facteurs modifiant la pression
Phénomènes de pression
Mesure de la pression
Loi de Boyle-Mariotte



6. Comportement général des gaz

Loi des gaz parfaits
Applications
Historique de la chimie
Loi de Dalton

$$PV = nRT$$

4. Volume et température

Loi de Charles
Température et énergie
Température et pression
Mesure de la température



5. Volume et nombre de moles

Électrolyse de l'eau
Loi d'Avogadro et historique
Volume molaire
Masse volumique



ÉTUDE DES GAZ

La diversité de la matière qui nous entoure a de quoi étonner : la laine d'un chandail, la brique d'un immeuble, l'eau que nous buvons et l'air que nous respirons ne semblent rien avoir en commun. Plus encore, une même substance change d'aspect selon la température et la pression. Par exemple, l'eau gèle lorsque le mercure descend sous zéro et l'air devient liquide lorsqu'il est fortement comprimé. Comment s'y retrouver quand la matière est si variée et si changeante ?

Dans le présent chapitre, nous examinerons d'abord les trois principales **phases**¹ de la matière (solide, liquide et gazeuse) et, à l'aide d'un modèle, nous analyserons ce qui les distingue à l'échelle des molécules. Nous étudierons ensuite les changements de phase et nous aborderons quelques applications techniques qui les mettent à profit.

1.1 LES TROIS PHASES DE LA MATIÈRE

Qu'ont en commun la rosée du petit matin, la vapeur, l'humidité d'une salle de bain après la douche et le cube de glace que l'on ajoute à un verre d'alcool ? La réponse est simple ! Dans tous les cas, il s'agit d'eau... mais elle se présente sous des formes différentes ! En effet, l'eau peut prendre plus d'un aspect et elle est connue sous plusieurs noms : la glace, la grêle, le verglas, la rosée, la pluie, la neige, l'humidité, la vapeur...

DÉFINITIONS

Comme l'eau, presque toutes les substances qui composent notre environnement peuvent exister en trois phases distinctes : la phase solide, la phase liquide et la phase gazeuse. Mais une substance donnée nous est souvent plus familière dans la phase sous laquelle elle se trouve à la température de la pièce. Par exemple, à 25 °C, l'essence à briquet est liquide, l'acier est solide et l'hélium est gazeux.



Exercice 1.1

Vous connaissez des objets ou des substances dans chacune des trois phases. Complétez en ajoutant deux exemples de substances pour les trois phases.

Phase solide :

acier, _____

1. Les mots en caractères gras dans le texte sont définis dans le vocabulaire à la fin du guide.

Phase liquide :

essence à briquet, _____

Phase gazeuse :

hélium, _____

Un simple coup d'œil permet souvent de dire si une substance est en phase solide, liquide ou gazeuse. Cependant, il est, à priori, moins aisé de définir les critères utilisés pour différencier ces trois phases. Sur quoi se base-t-on, par exemple, pour dire que l'air est gazeux ? Quels critères servent à établir avec certitude que l'eau d'un lac est liquide ? Les apparences nous l'indiquent, bien sûr, mais répondons plus précisément à ces questions en définissant les trois phases.



Exercice 1.2

Définissez dans vos propres mots les termes suivants.

Un solide :

Un liquide :

Un gaz :

Afin de définir les termes solide, liquide et gaz, vous avez probablement parlé de la dureté d'un **solide**, de la légèreté d'un gaz, du fait qu'un **liquide** s'écoule, etc. Le dictionnaire définit un solide comme un corps dont la forme et le **volume** sont déterminés et un liquide comme un corps n'ayant pas de forme propre mais dont le volume est invariable. Par ailleurs, il décrit un **gaz** comme un corps caractérisé par la **compressibilité** et l'**expansibilité**, c'est-à-dire dont le volume peut diminuer sous l'effet d'une pression extérieure ou augmenter si l'espace disponible s'agrandit.

Vos définitions diffèrent peut-être de celles du dictionnaire, mais vous avez employé le même procédé pour les composer : vous avez décrit les phases à l'aide des **propriétés** qui les distinguent (dureté, forme, compressibilité, etc.).

La technologie met régulièrement à profit ces propriétés. Par exemple, on utilise les solides dans les constructions parce qu'ils sont incompressibles : les ponts sont généralement faits de métal et les maisons sont en briques et en bois. Par contre, votre barbecue fonctionne au propane, un gaz contenu sous pression dans une bonbonne. Mais comment expliquer qu'un gaz comme le propane soit compressible, alors qu'un solide est incompressible ? Qu'est-ce qui les distingue ? La réponse exige un examen plus en profondeur des substances : les comportements observés résultent de ce qui se passe à l'échelle des **molécules**.

L'ATOME ET LA MOLÉCULE (RAPPEL)

Vous avez défini les phases de la matière et constaté que l'aspect d'une substance varie d'une phase à l'autre. Par exemple, la glace possède une forme définie, alors que l'eau liquide prend la forme de son contenant. Pourtant, quelle que soit la phase, les molécules d'eau restent identiques. Afin de comprendre ce qui distingue les phases, nous devons examiner comment s'organisent les molécules dans un gaz, dans un liquide et dans un solide. Pour ce faire, nous aurons recours à un **modèle**.

Les scientifiques utilisent souvent des modèles pour se représenter ce qui est invisible à l'œil nu. Les modèles sont des constructions, des images ou des diagrammes utilisés pour simplifier la description d'une idée. Ils évoluent avec le temps, à la lumière des nouvelles découvertes. Le modèle atomique, que vous connaissez déjà, en est un exemple : il décrit la structure des **atomes**, à la base de la composition de toute matière, qu'elle soit solide, liquide ou gazeuse. Aussi, avant d'analyser ce qui distingue les trois phases, examinons ce qu'elles ont en commun. Revoyons comment le modèle atomique s'est transformé à travers les âges et rappelons quelques notions utiles.

Le modèle atomique

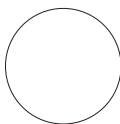
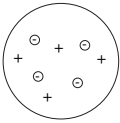
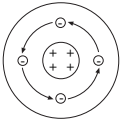
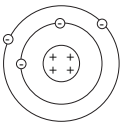
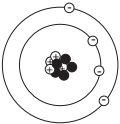
Dans l'Antiquité, quelques siècles avant notre ère, des philosophes grecs suggèrent que la matière est constituée de petites **particules** indestructibles, les atomes. Cette théorie est bientôt abandonnée pour être finalement reprise près de deux millénaires plus tard, à la fin du XV^e siècle.

Quelques siècles de plus, vers 1800, Dalton soutient que les atomes d'un même élément chimique sont identiques. À la fin du XIX^e siècle, Thomson associe les charges électriques et la matière : il décrit l'atome comme étant constitué de charges positives et négatives (figure 1.1). Une dizaine d'années plus tard, Rutherford conclut

à l'existence d'un **noyau** positif, composé de **protons**, autour duquel gravitent des **électrons** négatifs, un peu à la manière des planètes qui tournent autour du Soleil. Il précise aussi que les protons et les électrons doivent être en nombre égal. D'autres expériences révèlent bientôt que les électrons circulent sur des couches bien définies et que le noyau contient des **neutrons**. Le modèle atomique continuera d'évoluer au fil des ans pour atteindre aujourd'hui un grand degré de complexité.

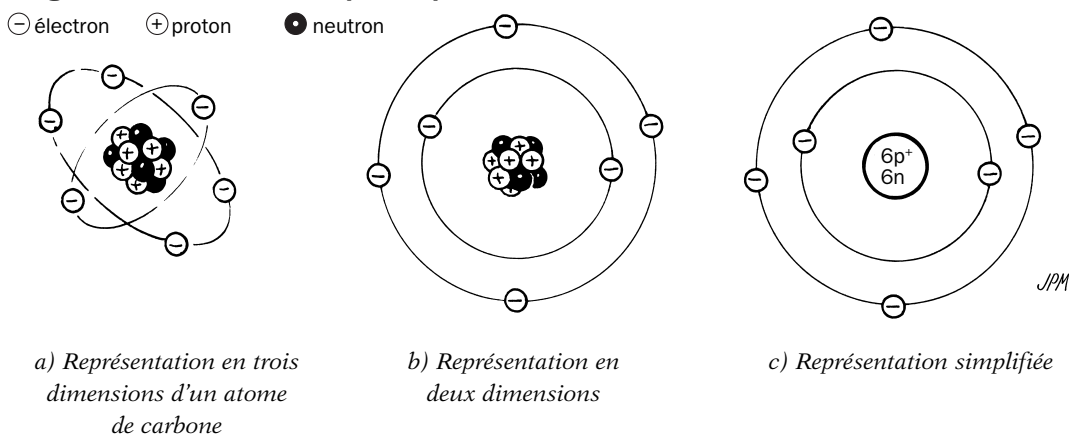
En résumé, le modèle actuel, toujours en évolution, résulte de recherches qui se sont échelonnées sur plus de 2 400 ans ; l'atome n'a cependant pas encore livré tous ses secrets et fait toujours l'objet d'études intenses.

Figure 1.1 - Évolution du modèle atomique

Date	Inventeur du modèle	Conception de la matière	Nouvel aspect du modèle	Modèle
1808	Dalton	La matière est constituée d'atomes qui sont des particules indivisibles.	Atome	
1902	Thomson	L'atome est divisible. La matière est porteuse d'électricité. L'électron est une particule de matière négative.	Électron (charge négative)	Modèle du gâteau aux raisins 
1911	Rutherford	Premier modèle nucléaire de l'atome : le noyau massif est constitué de protons ; les électrons circulent autour du noyau ; la majeure partie de l'atome est vide.	Noyau (protons)	Modèle planétaire 
1913	Bohr	Les électrons sont sur des couches définies (niveaux d'énergie), en orbite autour du noyau.	Niveaux d'énergie des électrons	
1932	Chadwick	En plus des protons, le noyau contient des neutrons.	Neutrons	

Les scientifiques disposent donc aujourd'hui d'un modèle complexe et précis qui décrit bien le comportement des atomes. Cependant, pour les cas simples, ils se servent d'un modèle simplifié et c'est ce modèle que nous allons utiliser (figure 1.2). Pour un élément donné, ce modèle montre clairement la composition du noyau, c'est-à-dire le nombre de protons (p^+) et de neutrons (n) qu'il contient ; il situe aussi les électrons sur les niveaux d'énergie, représentés par des cercles concentriques. Les électrons du dernier niveau, le cercle le plus à l'extérieur, sont appelés « électrons périphériques » ou **électrons de valence**. Ceux-ci permettent aux atomes de se lier entre eux pour former des molécules.

Figure 1.2 - Modèle atomique simplifié

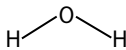
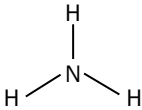
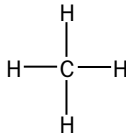


Au centre de l'atome se trouve le noyau qui contient les protons (particules positives) et les neutrons (particules neutres). Les électrons (particules négatives) sont situés sur des couches électroniques autour du noyau.

Éléments, molécules, formules chimiques

Toute la matière est constituée à partir de 112 éléments, c'est-à-dire de 112 sortes d'atomes qui se distinguent par le nombre de protons et d'électrons qu'ils contiennent. Les 112 éléments sont regroupés selon un ordre précis dans le tableau périodique. Ils représentent l'alphabet de la chimie. En les combinant, il est possible de fabriquer des millions de substances, un peu à la manière dont on forme les mots à partir des lettres de l'alphabet. Ainsi, la très grande majorité des substances résulte de l'association de petits groupes d'atomes appelés « molécules ». Toutes les molécules d'une substance sont identiques. Par exemple, l'eau est constituée de molécules regroupant chacune 2 atomes d'hydrogène (H) et 1 atome d'oxygène (O). Pour cette raison, on la représente par la formule H_2O . La figure 1.3 donne la formule chimique de quelques substances et illustre la disposition des atomes dans les molécules.

Figure 1.3 - Formule chimique de quelques substances

Nom	Formule chimique	Structure
Eau	H_2O	
Ammoniac	NH_3	
Méthane	CH_4	
Oxygène	O_2	$O = O$
Gaz carbonique	CO_2	$O = C = O$

Formule chimique et structure de quelques molécules : dans la structure, chaque tiret représente une liaison entre deux atomes, formée de deux électrons liants.

Il faut cependant garder à l'esprit que les molécules et les atomes sont extrêmement petits. En fait, ils sont si petits que 18 g d'eau (environ 18 ml), soit l'équivalent du fond d'un verre, contiennent une mole de molécules, soit plus de 600 000 milliards de milliards de molécules (6×10^{23} molécules). Que cette quantité d'eau (18 g) soit sous forme de liquide, de glace ou de vapeur, elle contient toujours le même nombre de molécules.

La formule chimique révèle la composition d'une substance. Afin de préciser dans quelle phase elle se trouve, on place un indice entre parenthèses, à la suite de la formule chimique : on inscrit (s) pour solide, (l) pour liquide et (g) pour gazeux. On emploie un quatrième indice, (aq), pour indiquer qu'une substance est dissoute dans l'eau, c'est-à-dire qu'elle est en **solution aqueuse**. Voici quelques exemples d'utilisation de ces indices.

$H_2O_{(s)}$	glace (eau solide)
$H_2O_{(l)}$	eau liquide
$H_2O_{(g)}$	vapeur d'eau
$NaCl_{(aq)}$	solution d'eau salée



Exercice 1.3

Considérons l'acide sulfurique, représenté par la formule H_2SO_4 .

a) Combien d'éléments différents composent l'acide sulfurique ?

b) Combien d'atomes contient une molécule d'acide sulfurique ?

c) Sur l'étiquette d'une bouteille qui contient un liquide, on lit : $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$. Que contient la bouteille ?

UN MODÈLE POUR DIFFÉRENCIER LES TROIS PHASES

Que l'eau se trouve sous forme solide, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$, liquide, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, ou gazeuse, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$, elle est constituée de molécules identiques. Pourtant, la glace, l'eau liquide et la vapeur n'ont pas la même apparence. Comment des molécules identiques font-elles pour produire des formes aussi variées ? Est-ce la façon dont elles sont disposées ? la distance qui les sépare ? Qu'est-ce qui distingue les phases ? Il nous faudra élaborer un modèle pour l'expliquer. L'activité expérimentale 1 fournira les premières caractéristiques de ce modèle. Par la suite, nous développerons davantage en nous basant sur les résultats obtenus.

Activité expérimentale 1 - Gaz, liquides et solides



L'activité expérimentale 1 vise à étudier les propriétés des trois phases de la matière et à établir les bases d'un modèle qui permette d'expliquer ces propriétés.

Ce sera votre premier contact avec la démarche expérimentale. Vous y découvrirez l'importance de l'observation et de l'interprétation qu'on peut en tirer.

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

Au cours de l'activité expérimentale 1, vous avez comparé les solides, les liquides et les gaz ; la forme et le volume ont été étudiés. À partir de vos observations, guidé par des questions, vous avez commencé à déduire les différences entre les phases, à l'échelle des molécules. Il a été question de forces d'attraction entre les molécules et de la distance qui les sépare. Ces deux questions, et quelques autres, sont à la base du modèle que nous allons élaborer pour représenter les trois phases. Poursuivons ensemble le travail en les analysant une à une.

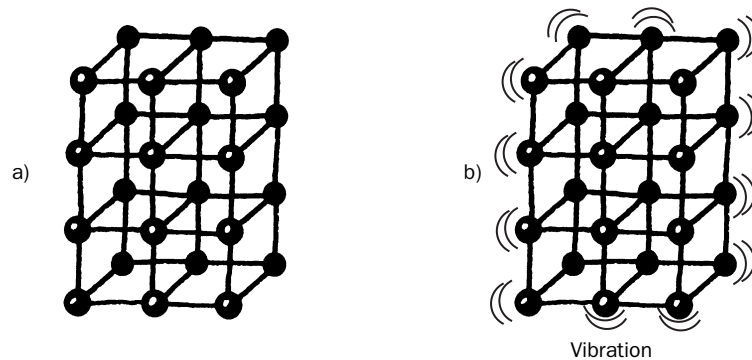
Les solides

Les solides ont une forme définie, ils occupent un volume déterminé et ils sont incompressibles. Quelles caractéristiques, à l'échelle des molécules, peuvent expliquer ces propriétés ? Procédons par analogie : lorsque l'on bâtit un édifice de plusieurs étages, les matériaux sont disposés selon un ordre rigoureux, sans quoi le tout risque de s'écrouler. C'est la structure ordonnée du montage qui lui confère sa solidité. Il en va de même pour les molécules dans un solide : elles sont alignées selon un ordre précis. De plus, elles s'attirent les unes les autres de sorte qu'elles restent ensemble et bien en place, ce qui explique la forme définie du solide. Même les molécules situées près de la surface sont fortement retenues et, pour cette raison, les contours du solide sont bien définis (figure 1.4a).

Les solides sont incompressibles : on en déduit que les molécules forment un assemblage compact et qu'on ne peut les tasser davantage en appliquant une pression. Notre raisonnement se tient si la distance entre les molécules d'un solide est très faible.

Par ailleurs, l'attraction entre les molécules et la faible distance qui les sépare limitent considérablement leurs mouvements. Aussi, les molécules d'un solide vibrent mais elles conservent leur position : elles ne peuvent se déplacer d'un point à un autre dans le solide (figure 1.4b).

Figure 1.4 - Modèle de la phase solide



a) Les molécules sont représentées par des billes. L'assemblage est ordonné et compact et l'attraction entre les molécules confère une forme définie au solide. Notez que les molécules étant extrêmement petites, le nombre représenté est bien inférieur au nombre réel.

b) Les molécules d'un solide vibrent, mais ne peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres.



Exercice 1.4

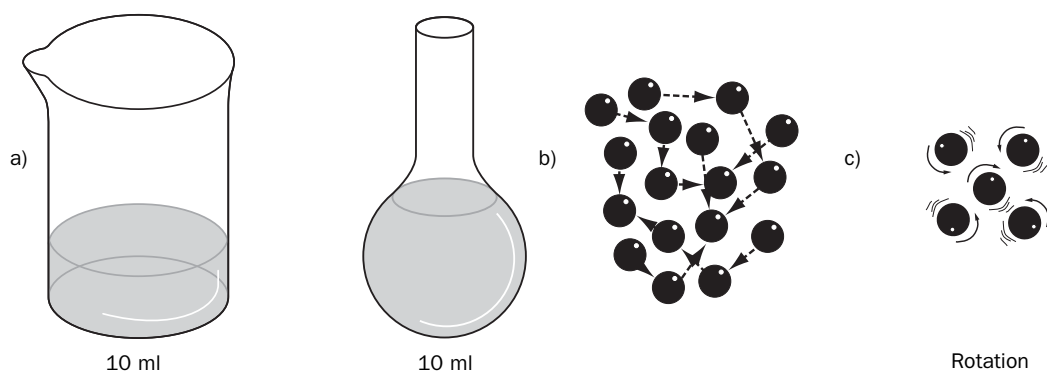
Donnez les caractéristiques, à l'échelle des molécules, qui peuvent expliquer la forme définie des solides.

Les liquides

Les liquides sont incompressibles, ils prennent la forme de leur contenant et ils occupent un volume défini, car leur volume demeure le même quel que soit l'espace disponible. C'est ce que vous avez conclu à la fin de l'expérience.

Puisqu'un liquide est incompressible, on en déduit que ses molécules sont suffisamment proches les unes des autres pour qu'il soit impossible de les presser davantage. Tout comme dans un solide, la distance entre les molécules d'un liquide est très faible.

Figure 1.5 - Modèle de la phase liquide



- a) Un liquide prend la forme de son contenant.
- b) Les particules d'un liquide sont proches les unes des autres, mais elles ne sont pas ordonnées et elles peuvent se déplacer dans un espace restreint.
- c) Les molécules d'un liquide tournent sur elles-mêmes : ce mouvement se nomme « rotation ».

Les molécules d'un liquide s'attirent entre elles. Cette attraction permet au liquide de garder un volume constant, mais elle n'est pas assez forte pour maintenir les molécules dans des positions fixes. Les molécules ne sont donc pas ordonnées comme dans un solide et le liquide n'a pas une forme définie (figure 1.5b).

Comment les molécules d'un liquide s'adaptent-elles à différentes formes de contenants ? Les molécules tournent sur elles-mêmes et elles roulent, un peu comme les balles dans une piscine à balles où les pieds des enfants les font glisser les unes sur les autres. On en déduit qu'en plus de vibrer, les molécules d'un liquide tournent sur elles-mêmes ; ce mouvement se nomme **rotation** (figure 1.5c).

? Exercice 1.5

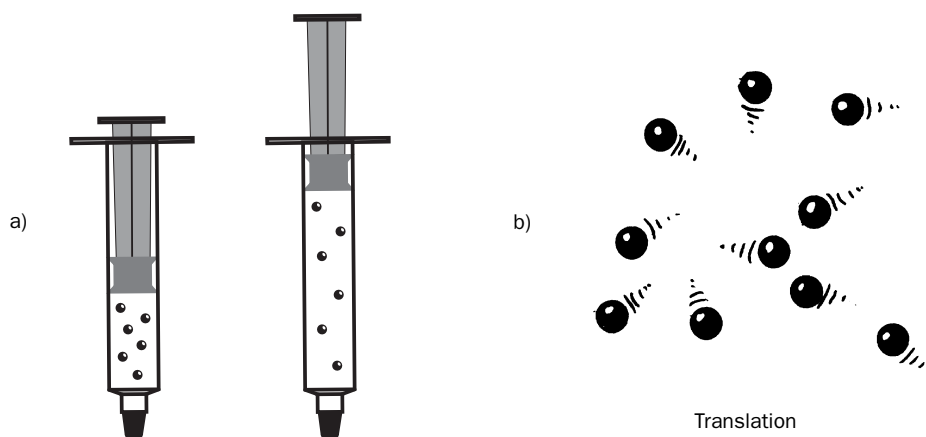
Donnez les caractéristiques, à l'échelle des molécules, qui peuvent expliquer qu'un liquide est incompressible.

Les gaz

Un gaz est compressible et expansible et il prend la forme de son contenant ; c'est donc dire que les molécules n'y sont pas ordonnées et que l'attraction entre celles-ci n'est pas assez forte pour leur donner une forme définie.

Les gaz étant compressibles, on en déduit que, lorsqu'on applique une pression, les molécules se rapprochent les unes des autres. Donc, contrairement aux liquides et aux solides, les molécules d'un gaz ne sont pas compactes et la distance qui les sépare est grande. De plus, un gaz est expansible, c'est-à-dire qu'il occupe tout l'espace disponible. On peut expliquer cette propriété si les molécules s'éloignent les unes des autres lorsque l'espace disponible augmente. Dans ce cas, les molécules d'un gaz ne s'attirent pas les unes les autres, ou alors très peu, car autrement elles resteraient ensemble. On dit que les forces d'attraction sont très faibles ou négligeables, ou encore que les molécules d'un gaz sont indépendantes les unes des autres.

Figure 1.6 - Modèle de la phase gazeuse



- a) Les molécules d'un gaz se déplacent librement dans leur contenant et occupent tout l'espace mis à leur disposition.
- b) Les molécules d'un gaz peuvent vibrer, tourner sur elles-mêmes et se déplacer d'un point à un autre : ce dernier mouvement se nomme « translation ».

Les molécules étant indépendantes et très espacées, elles peuvent bouger librement dans leur contenant et en occuper toute la place (figure 1.6a). Tous les mouvements sont possibles pour les molécules d'un gaz : elles peuvent vibrer, tourner sur elles-mêmes et se déplacer d'un point à un autre. Ce dernier mouvement, la translation, est le plus important chez les gaz. C'est par **translation** que les molécules de gaz peuvent occuper tout l'espace mis à leur disposition.



Exercice 1.6

Donnez les caractéristiques, à l'échelle des molécules, qui peuvent expliquer qu'un gaz est expansible.



Exercice 1.7

Complétez les phrases suivantes.

La phase la plus ordonnée est la phase _____. Les molécules de la phase _____ sont serrées les unes sur les autres mais elles ne sont pas ordonnées.

La phase _____ est celle dont les molécules sont libres de se déplacer d'un point à un autre.



Exercice 1.8

Quels sont les principaux mouvements moléculaires que l'on retrouve dans chacune des trois phases ?

a) Phase solide :

b) Phase liquide :

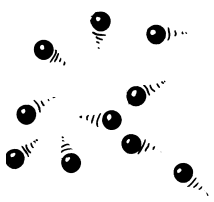
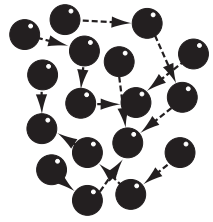
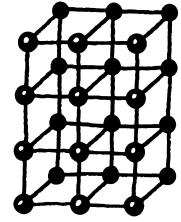
c) Phase gazeuse :

Résumez maintenant ce que nous avons vu en complétant le tableau de l'exercice 1.9. La partie du haut regroupe les propriétés observables, visibles à l'œil nu, alors que la partie du bas est réservée au modèle, c'est-à-dire à la description et à la représentation de ce qui est invisible. On y trouve ce qui se passe à l'échelle moléculaire.

? Exercice 1.9

Complétez le tableau récapitulatif suivant.

Les trois phases de la matière : propriétés et modèle

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

Le tableau de l'exercice 1.9 résume ce qui a été vu depuis le début du chapitre. Il sera utile pour votre étude. Assurez-vous de bien faire le lien entre les propriétés observables et le modèle qui les explique.

Soulignons encore quelques points qu'il est important de bien saisir.

- L'ordre rigoureux et la très grande attraction entre les molécules est responsable de la cohésion du solide, de sa structure rigide et de sa forme définie. Les molécules d'un solide sont compactes et elles vibrent sur place.
- Les forces d'attraction entre les molécules d'un liquide maintiennent le volume constant, mais elles sont insuffisantes pour qu'il garde une forme précise ; un liquide prend la forme de son contenant. Les molécules d'un liquide sont

entassées les unes sur les autres ; elles vibrent et elles tournent sur elles-mêmes (rotation). Lorsqu'un liquide se répand, ses molécules roulent les unes sur les autres.

- L'attraction entre les molécules gazeuses est négligeable ; on considère souvent qu'elle est nulle. Les molécules sont indépendantes et se déplacent librement, au hasard, dans l'espace disponible. La distance qui sépare les molécules est grande ; elles vibrent, roulent sur elles-mêmes et se déplacent d'un point à un autre (translation).

LA THÉORIE CINÉTIQUE DES GAZ

Nous avons comparé les propriétés des trois phases ainsi que les modèles qui les représentent à l'échelle des molécules. Cependant, dans la suite de ce cours, nous allons nous intéresser surtout aux gaz. Pour décrire le comportement d'un gaz, les scientifiques utilisent la **théorie cinétique des gaz**. Celle-ci se résume en quelques phrases et rejoint le modèle que nous avons élaboré. En effet, selon la théorie cinétique, les gaz sont constitués de particules dont les propriétés sont les suivantes :

- les particules sont très petites : ce sont des atomes ou des molécules ;
- la distance qui sépare les particules de gaz est très grande par rapport à leur taille ; on peut donc représenter les particules par des points ;
- les particules d'un gaz sont constamment en mouvement : elles entrent régulièrement en collision les unes avec les autres ou avec les parois du récipient qui les contient, après quoi elles rebondissent dans une autre direction ;
- les particules d'un gaz ne s'attirent pas et elles ne se repoussent pas non plus : elles sont indépendantes ;
- l'énergie associée au mouvement des particules (**énergie cinétique**), c'est-à-dire l'énergie qui dépend de leur masse et de leur vitesse, est fonction de la température d'un gaz.
- Les collisions sont parfaitement élastiques : il n'y a aucune perte d'énergie.

Dans les énoncés ci-dessus, nous retrouvons plusieurs caractéristiques de notre modèle des gaz. En effet, un gaz est constitué de molécules (ou d'atomes) indépendantes, constamment en mouvement et séparées par de grandes distances. On ajoute ici que les molécules entrent régulièrement en collision entre elles et avec les parois du récipient. Cette affirmation reste en accord avec notre modèle : imaginez un grand nombre de molécules qui se déplacent continuellement dans un volume restreint ; les collisions sont inévitables.

La théorie cinétique mentionne aussi que l'énergie des molécules est fonction de la température du gaz, ce qui ne contredit pas non plus notre modèle. Nous discuterons en détail de ce point plus loin dans ce cours.



Exercice 1.10

a) Nous avons élaboré un modèle pour décrire les trois phases de la matière. Les caractéristiques données pour les gaz sont-elles en accord avec la théorie cinétique ?

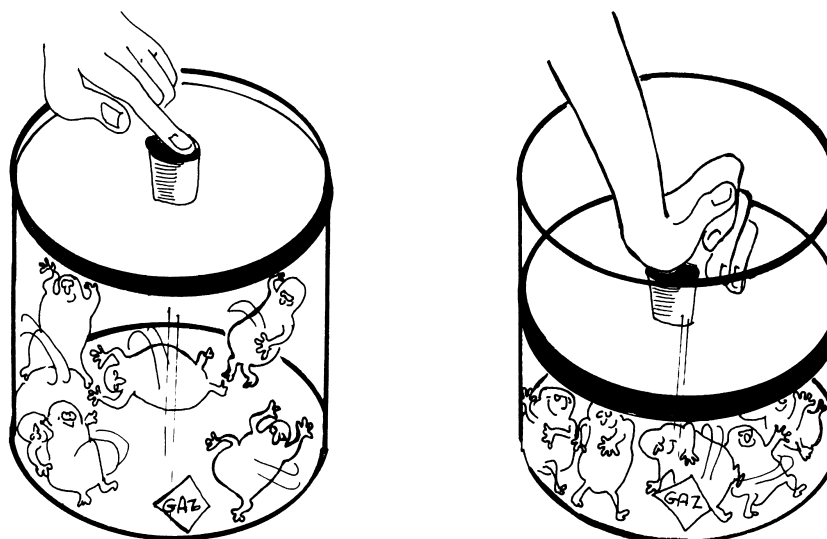
b) Résumez en cinq points la théorie cinétique des gaz.

Gaz parfaits ou non ?

La théorie cinétique, tout comme notre modèle, décrit ce qu'il est convenu d'appeler un **gaz parfait**. Elle considère que les molécules sont aussi petites que des points, c'est-à-dire qu'elles n'ont pas de volume, et qu'elles sont complètement indépendantes. Cette description correspond à une situation idéale, qui suffit à expliquer le comportement des gaz dans la majorité des cas. En ce sens, le modèle s'approche de la réalité sans lui correspondre tout à fait. Dans la suite de notre texte, nous appellerons « modèle des gaz parfaits » le modèle qui équivaut à la théorie cinétique des gaz.

Pour les raisons que nous venons d'énoncer, le modèle des gaz parfaits a des limites. Par exemple, un gaz fortement comprimé n'est pas « parfait ». Ses molécules sont plus rapprochées et on ne peut plus les considérer comme des points sans volume. De plus, la distance réduite entre les molécules fait en sorte que les forces d'attraction, même si elles sont très faibles, ne sont plus négligeables. Le gaz comprimé ne se comporte alors plus tout à fait comme un gaz parfait : ses molécules rapprochées commencent à agir un peu comme les molécules d'un liquide ; en fait, le gaz deviendrait liquide si on le comprimait davantage. La figure 1.7 compare un gaz non comprimé (a) et le même gaz lorsqu'il est comprimé (b).

Figure 1.7 - Gaz parfaits ou non ?



a) Gaz à faible pression

b) Gaz comprimé

GWB

Plus les molécules de gaz sont comprimées, moins le gaz se comporte selon le modèle du gaz parfait, c'est-à-dire un gaz dont les molécules sont entièrement indépendantes et libres de se déplacer.

En résumé, on observe que plus les molécules d'un gaz sont éloignées les unes des autres, plus elles sont indépendantes et plus le comportement du gaz tend vers celui du modèle des gaz parfaits décrit par la théorie cinétique (ou par notre modèle). Au contraire, plus les gaz sont comprimés, plus la distance entre les molécules est réduite et plus les molécules deviennent dépendantes.

Bien que le modèle des gaz parfaits ait ses limites, n'oublions pas qu'il décrit bien la réalité dans la majorité des cas. Aussi, dans le cadre de ce cours, c'est à ce modèle que nous allons référer à moins d'indication contraire.



Exercice 1.11

a) Qu'entend-on par « gaz parfait » ?

b) Donnez un exemple d'un cas où un gaz ne peut être considéré comme parfait.

La théorie cinétique peut paraître simple, telle que nous la décrivons aujourd'hui, mais les scientifiques des siècles passés n'ont pas ménagé leurs efforts pour y parvenir. Il leur a d'abord fallu admettre que la matière était constituée d'atomes, découvrir l'existence des molécules et approfondir, par l'expérimentation, leurs connaissances sur les gaz. Cependant, bien avant l'acceptation de la théorie atomique, les alchimistes se questionnaient sur la structure de la matière.

1.2 L'HISTOIRE ET LES GAZ : NAISSANCE DE LA CHIMIE MODERNE

S'il est relativement facile, aujourd'hui, d'élaborer un modèle pour les trois phases de la matière, il n'en a pas toujours été ainsi. Imaginez que la notion de molécule n'existe pas, que celle d'atome est plutôt vague et que vous essayez de comprendre ce qu'est la matière à partir de ce que vous observez avec vos yeux. Pas si simple ! Les recherches sur les gaz ont beaucoup contribué à l'évolution des idées. De grands scientifiques comme Dalton, Lavoisier et Avogadro se sont intéressés aux gaz.

LES QUATRE ÉLÉMENTS PRINCIPES

Malgré que la notion d'atome soit vieille de plus de 20 siècles, on a longtemps cru que la matière était continue, c'est-à-dire qu'elle n'était pas constituée de particules, et qu'on aurait pu, par exemple, couper un morceau de fer indéfiniment. Toute la création était construite à partir de quatre éléments principes² : l'air, la terre, l'eau et le feu. L'alchimie, l'ancêtre de la chimie d'aujourd'hui, considérait que ces éléments étaient les seuls constituants de base de toute matière. Avant qu'ils ne se tournent résolument vers la théorie atomique et vers l'étude des gaz, les alchimistes du XVII^e siècle associaient encore magie, astrologie et science.

2. Le mot « élément » n'avait pas, à cette époque, le même sens qu'aujourd'hui : il était alors en opposition avec la notion d'atome.

LA FIN DU XVIII^e SIÈCLE : LA CHIMIE DEVIENT UNE SCIENCE EXPÉRIMENTALE

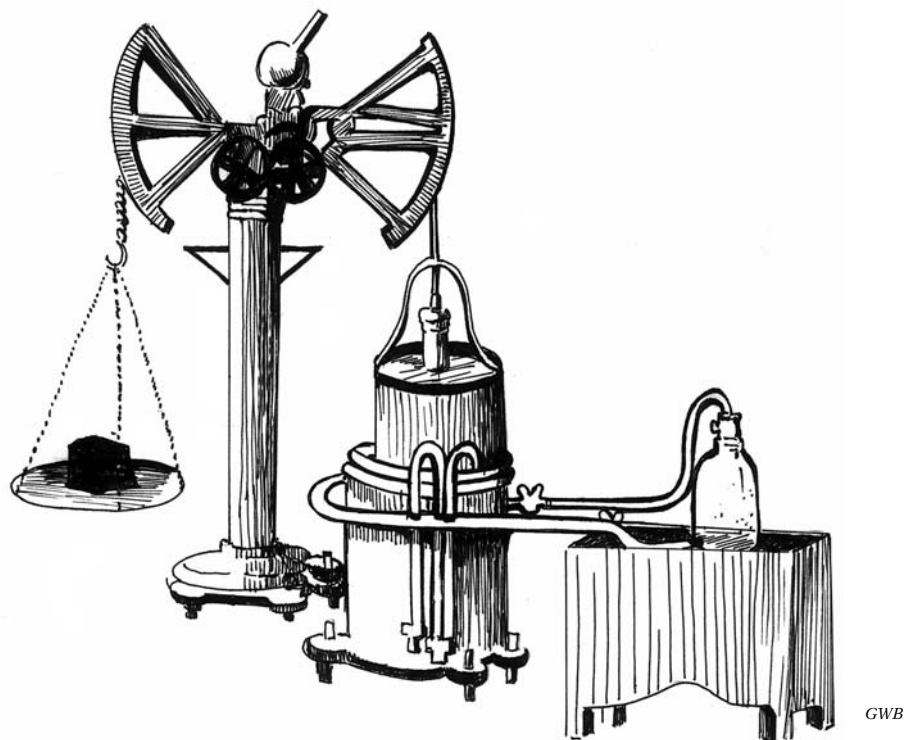
Ce n'est que vers la fin du XVIII^e siècle que la chimie devient une science expérimentale, telle qu'on la connaît aujourd'hui, au même titre que la physique. On assiste alors à une véritable révolution, amorcée par des scientifiques qui étudient les gaz.

En effet, à la fin du XVIII^e siècle, la chimie est acculée à une sorte d'impasse parce que ses vieilles théories ne cadrent plus avec les faits expérimentaux qui s'accumulent. La pratique de la chimie s'oriente alors davantage vers les résultats quantitatifs : on mesure et on pèse avec précision, comme le font les scientifiques d'aujourd'hui. On ne se contente plus de données qualitatives du genre « plus long », « plus léger » ou « plus lourd ». Le chimiste devient plus qu'un observateur à l'œil exercé : il se sert de thermomètres, de calorimètres, d'aréomètres et, surtout, de balances de précision.

La découverte du gaz carbonique, caractérisé vers 1750, donne le coup d'envoi. Les chercheurs concentrent leurs efforts. Ils développent des moyens pour recueillir les gaz, pour les transvaser et pour mesurer leur volume. Ils reconnaissent l'existence de l'azote, du chlore, du monoxyde de carbone, du gaz sulfureux (dioxyde de soufre) et du dioxyde d'azote.

En 1784, Antoine Laurent de Lavoisier, considéré par plusieurs comme le père de la chimie moderne, réussit à déterminer sans équivoque la composition chimique de l'eau. Appliquant une méthode quantitative rigoureuse, il obtient de l'eau en brûlant un mélange gazeux comportant deux volumes d'« air inflammable » (hydrogène) pour un volume d'« air vital » (oxygène). Désormais, ce liquide ne peut plus être considéré comme un élément principe puisque c'est un composé formé d'hydrogène et d'oxygène. Lavoisier étudie aussi l'air et établit, avec sa rigueur habituelle, que c'est un mélange gazeux. Il s'intéresse également aux réactions de combustion et prouve que le feu n'est pas non plus un élément. Le règne des quatre éléments principes, hérités de l'Antiquité, est terminé. Grâce à Lavoisier, l'utilisation de la balance et l'application de méthodes quantitatives rigoureuses s'imposent comme moyen de contrôle de toute opération chimique.

Figure 1.8 - Gazomètre de Lavoisier

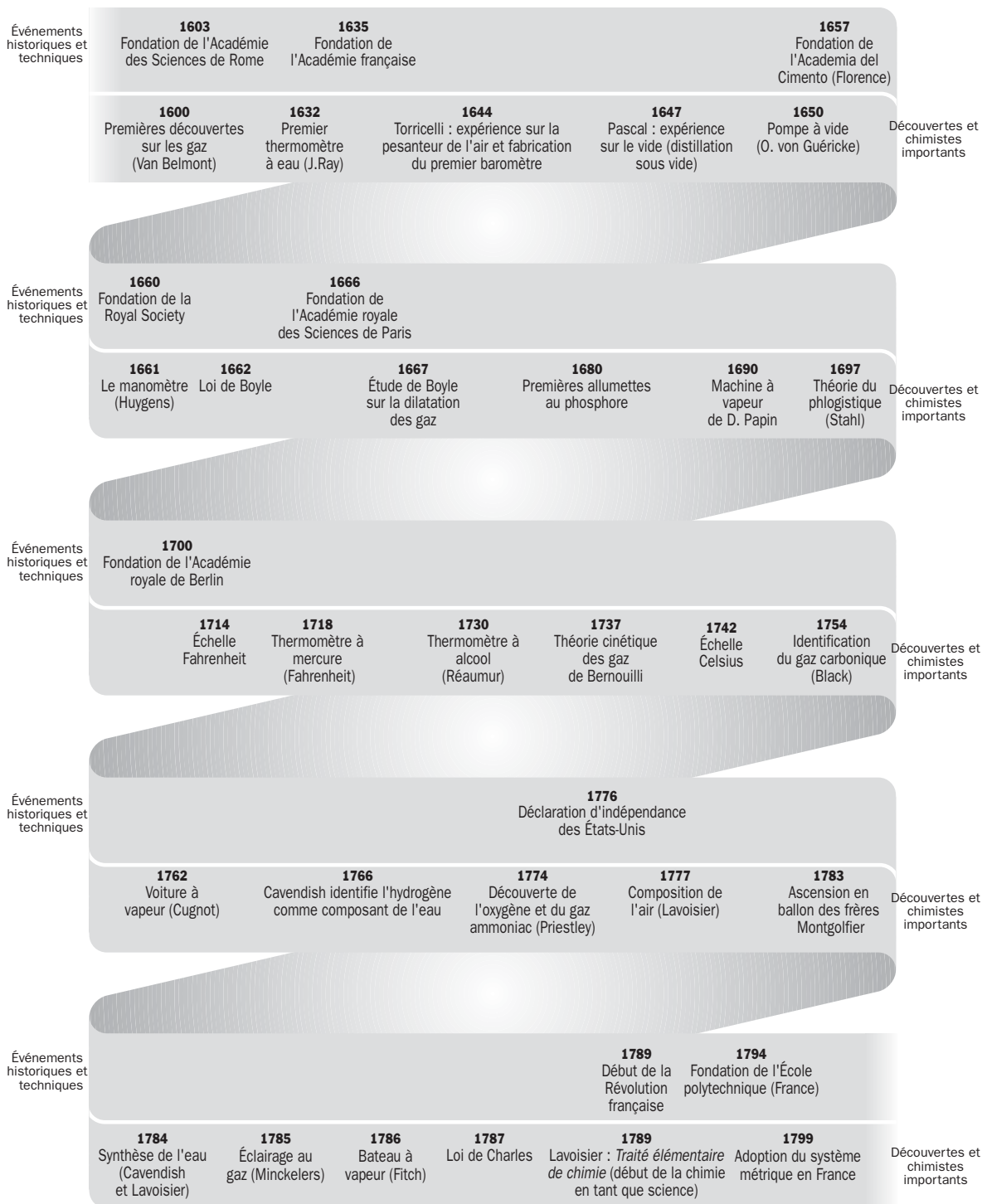


Le gazomètre est une balance à peser les gaz. Lavoisier l'a utilisé, entre autres, pour déterminer la composition de l'air.

Les nouvelles connaissances obligent les scientifiques à redéfinir l'élément : on appellera dès lors de ce nom toute substance que l'on ne peut décomposer davantage. On précise bientôt la composition de bon nombre de substances. La façon de les nommer doit changer, car la chimie a désormais besoin, pour progresser, d'un langage rigoureux. Les « airs » vont disparaître ainsi que bon nombre de noms pittoresques (voir « L'air du temps », page 1.23). Lavoisier et ses collaborateurs établissent les bases de la nomenclature actuelle en remplaçant le nom des différents « airs » par les noms que nous utilisons encore de nos jours pour plusieurs gaz.

La figure 1.9 présente deux siècles de découvertes qui ont contribué à l'effondrement des principes alchimiques.

Figure 1.9 - Faits historiques et découvertes sur les gaz au cours des XVII^e et XVIII^e siècles



Plusieurs événements et découvertes ont permis à la science de progresser et à la chimie de s'inscrire comme une réelle science expérimentale.



L'air du temps

Les savants du XVIII^e siècle ne savent plus à quel saint se vouer ! C'est que la grande famille des « airs » ne cesse de s'élargir. Il faut savoir qu'à cette époque, les gaz étaient alors connus sous le nom d'« airs ». Ainsi, à chaque nouvelle découverte apparaissait un nouvel « air » et ce que le docteur Priestley nommait « air déphlogistiqué » était appelé par Scheele « air empiréal » et par Lavoisier « air vital ». Ce gaz porte aujourd'hui le nom d'« oxygène ». Voici la liste de quelques « airs » connus à cette époque et leurs noms respectifs actuels.

Nom actuel	Noms utilisés au XVIII ^e siècle
Hydrogène	Air inflammable, phlogiston
Oxygène	Air vital, air déphlogistiqué, empiréal, vitriolé ou pur, air du feu
Dioxyde de carbone (gaz carbonique)	Air fixe, gaz sylvestre
Azote	Air phlogistiqué, mofette

Quand l'oxygène porte six noms différents, il y a de quoi en perdre son latin. Un bon ménage s'imposait. En 1787, une équipe de savants français propose une réforme complète de la nomenclature chimique : la *Méthode de nomenclature* devient rapidement la bible de la nouvelle chimie. On y propose des mots simples pour des substances simples. Ainsi, les nombreux « airs » deviennent de l'hydrogène quand le gaz **génère** de l'eau (hydro), de l'oxygène quand il **génère** des acides (oxy), de l'azote si c'est la partie de l'air (au sens actuel) qui n'entretient pas la respiration des êtres vivants (Azote : de *a* préfixe d'origine grecque signifiant « privation » et *-zote* du grec *zôein*, signifiant « vivre »), etc.

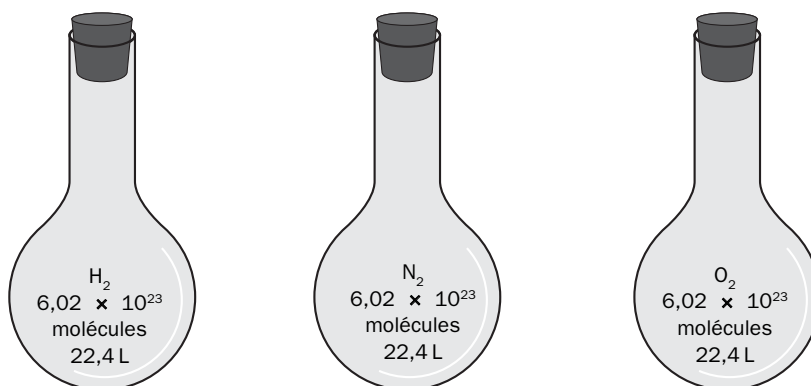
LE DÉBUT DU XIX^e SIÈCLE : L'ATOME ET LA MOLÉCULE

En 1808, à la suite de ses travaux sur les gaz, John Dalton énonce sa théorie atomique. Il s'intéresse plus particulièrement à la météorologie, aux constituants de l'air et aux propriétés des gaz en général. Il explique, à l'aide de sa nouvelle théorie, le comportement de l'ammoniac et du méthane (principal constituant du gaz naturel).

L'analyse de l'eau et de différents gaz fait avancer la chimie à pas de géant. On arrive à énoncer les lois fondamentales encore utilisées de nos jours. Par exemple, Avogadro introduit l'idée de molécule en soutenant que les gaz simples sont constitués de molécules diatomiques. Aujourd'hui, nous connaissons plusieurs gaz diatomiques

comme l'oxygène, O_2 , l'azote, N_2 , l'hydrogène, H_2 , et d'autres encore. Avogadro formule l'hypothèse suivante : les différents gaz, pris sous le même volume et dans des conditions identiques de pression et de température, contiennent le même nombre de molécules. Cela signifie que si l'on a trois récipients de même volume remplis de trois gaz différents, ils contiendront, aux mêmes conditions de température et de pression, le même nombre de molécules. Cette hypothèse est illustrée à la figure 1.10 et sera étudiée en détail au chapitre 5.

Figure 1.10 - Illustration de l'hypothèse d'Avogadro



Le volume d'une mole de gaz à température et pression normales est de 22,4 litres, quelle que soit la nature du gaz.



Exercice 1.12

L'idée que la matière est constituée de particules (atomes) remonte à l'Antiquité, environ quatre siècles av. J.-C.

- a) Cette théorie a-t-elle été généralement adoptée dès cette époque pour expliquer la composition de la matière et son comportement? Sinon, quelle théorie l'a dominée?

- b) Quand la théorie atomique a-t-elle refait surface?

- c) Quel grand chimiste a donné son coup de grâce à la théorie des quatre éléments principes ? Comment y est-il arrivé ?



Exercice 1.13

La chimie devient une véritable science expérimentale à la fin du XVIII^e siècle. Quel changement majeur observe-t-on alors dans l'attitude des chimistes ?

1.3 LA DIFFUSION ET LE MOUVEMENT BROWNIEN

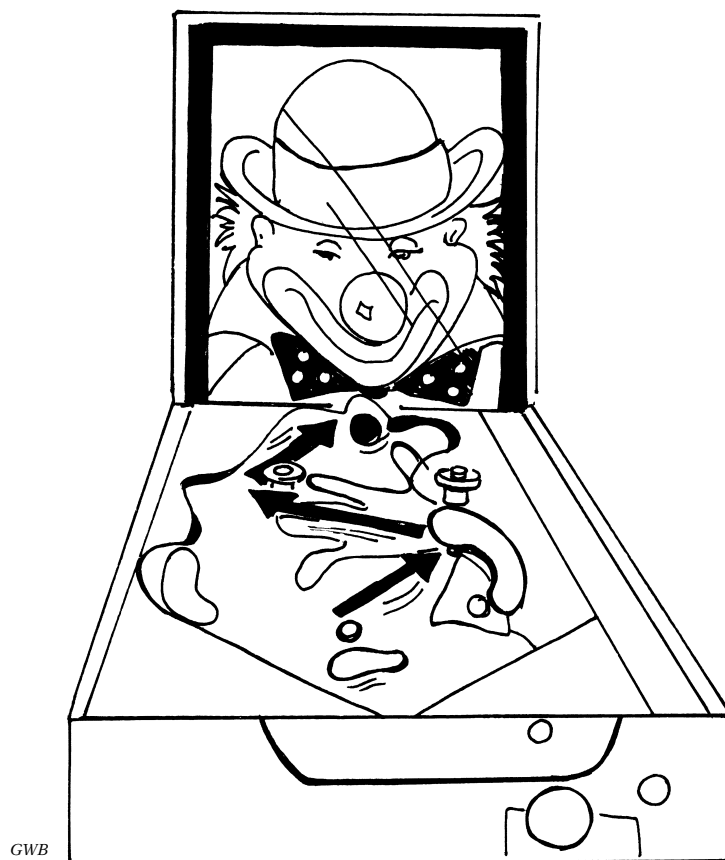
La chimie moderne décrit les gaz à l'aide de la théorie cinétique, telle que nous l'avons vue plus tôt. Selon cette théorie, les molécules bougent continuellement ; or, ces mouvements ont des conséquences : par exemple, le déplacement des molécules d'un parfum dans l'air nous permet de le sentir. On dit alors que le parfum « diffuse » dans l'air.

LA DIFFUSION DES GAZ

Si vous avez le nez fin, c'est que votre nez est capable de percevoir les parfums les plus subtils. Et si vous percevez des odeurs, c'est parce que des molécules gazeuses et odorantes se propagent dans l'air et atteignent les cellules sensibles de votre nez.

Les molécules gazeuses sont indépendantes les unes des autres. Elles se déplacent en ligne droite et changent de direction en rencontrant régulièrement d'autres molécules sur leur chemin. Les collisions qui résultent de ces rencontres modifient leur trajectoire jusqu'à la prochaine collision. Le mouvement d'une molécule ressemble donc à un zigzag, un peu à la manière de la boule de métal d'une machine à boules ou « pin-ball » (figure 1.11).

Figure 1.11 - La diffusion



De même qu'une boule de pin-ball, une molécule de gaz diffuse en se déplaçant en zigzag, conséquence d'une série de collisions avec d'autres molécules.

Comme les boules de la machine, les molécules qui s'échappent d'une bouteille de parfum se propagent rapidement dans toutes les directions et l'odeur se répand dans toute la pièce. Cette tendance naturelle d'un gaz à se répandre dans l'espace est appelée **diffusion**.

Les odeurs

Parmi les cinq sens, l'odorat ou olfaction est celui qui permet de percevoir les odeurs. Afin que notre cerveau puisse reconnaître une odeur, un contact direct entre le système nerveux central et des molécules gazeuses en suspension dans l'air est nécessaire. Lors de l'inspiration par le nez, certaines de ces molécules se lient temporairement à des récepteurs olfactifs qui leur sont spécifiques. C'est à la suite de ces contacts qu'un influx nerveux est produit par les récepteurs et se dirige vers le cerveau qui traitera ces informations et identifiera l'odeur présente.

Figure 1.12 - L'odorat chez l'homme



L'homme peut sentir la fleur grâce à des récepteurs olfactifs situés derrière ses yeux. Des molécules en suspension dans l'air qui émanent de la fleur entrent dans son nez et celles qui atteignent les récepteurs olfactifs sont à l'origine de la sensation qui est le résultat d'un processus nerveux complexe.



Du flair

En cas de feu ou de fuite de gaz par exemple, l'odorat peut nous sauver la vie. C'est d'ailleurs pour cette raison qu'on ajoute au gaz propane un produit dont l'odeur caractéristique permet de détecter rapidement les fuites. On comprend alors que la perte totale ou même partielle de l'odorat peut avoir des conséquences fâcheuses. De plus, la perte de l'odorat diminue la capacité de goûter les aliments. Quel malheur pour les gourmands !

Le chien, c'est bien connu, a du flair. L'odorat est le sens le plus développé chez cet animal ; il lui permet de détecter une odeur spécifique : on dresse des chiens pour dénicher de la drogue ou pour retrouver les victimes d'une avalanche. Le chien possède entre 100 et 200 millions de cellules olfactives, alors que l'homme n'en possède que 5 millions. On peut dire du chien qu'il a du « pif ».

Dans le même ordre d'idées, vous êtes-vous déjà demandé pourquoi les oignons vous font pleurer ? Ce phénomène s'explique parce que le jus d'oignon contient de l'acide propènesulfénique (C_3H_6SO), un composé très irritant pour les yeux. En coupant l'oignon, des molécules de cet acide s'échappent du liquide et diffusent dans l'air environnant. Celles qui atteignent les yeux en irritent la muqueuse et provoquent les larmes, qui ont pour fonction de protéger la muqueuse. Pour éliminer les pleurs, il faut empêcher le gaz d'atteindre les yeux. Comment ? La solution extrême serait de porter un masque étanche, comme ceux utilisés pour la plongée ; plus simplement, en pelant les oignons dans un bol d'eau, le composé irritant reste piégé dans le liquide et on garde le sourire !

Les odeurs et la toxicité

On associe souvent, à tort, l'odeur désagréable d'une substance avec sa toxicité. Les mauvaises odeurs constituent toujours un désagrément mais elles ne sont pas forcément nocives ; des quantités minimales de substances suffisent parfois à produire une odeur très forte. Par exemple, le liquide très parfumé utilisé par la mouffette pour se défendre sent horriblement mauvais, mais le fait de le respirer n'est pas forcément nocif. À l'inverse, camouflés sous une odeur agréable, certains gaz n'en sont pas moins dangereux. Par exemple, une douce odeur d'amande émane de l'acide cyanhydrique (HCN), un composé extrêmement toxique.

Il ne faut pas non plus penser qu'un gaz inodore est forcément inoffensif. Le monoxyde de carbone (CO), dégagé à la sortie du système d'échappement des automobiles, est hautement toxique bien qu'on ne le sente pas du tout. L'alcool méthylique (CH_3OH) est un autre exemple. Cet alcool, aussi connu sous le nom d'« alcool de bois », sert à de nombreux usages. On l'utilise, entre autres, comme solvant, décapant et comme additif pour l'essence. C'est un liquide très volatil et peu odorant si on le compare à d'autres solvants fréquemment utilisés. Lorsque l'on ouvre une bouteille d'alcool méthylique, des molécules du liquide s'évaporent et diffusent dans l'air ambiant. La diffusion de ce gaz dans un endroit mal aéré peut causer une irritation des yeux, un mal de tête et même l'évanouissement.

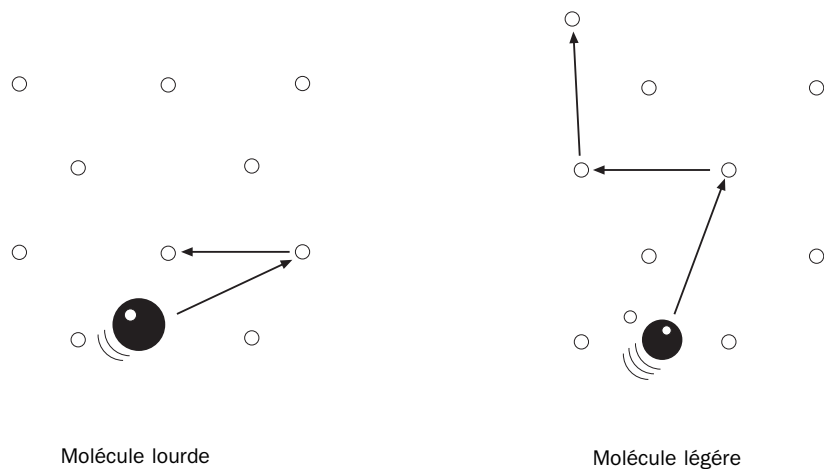
La vitesse de diffusion

Tous les gaz ne diffusent pas aussi rapidement qu'un parfum agréable ou que l'acide propènesulfénique des oignons. Une huile essentielle, par exemple, diffusera plus lentement parce que ses molécules sont plus lourdes. Deux facteurs entrent en cause : les molécules lourdes s'échappent plus difficilement du liquide et elles se déplacent plus lentement dans l'air.

La vitesse de diffusion d'un gaz est directement liée à la vitesse de ses molécules : plus elles se déplacent vite, plus elles diffusent rapidement. À la même température, les molécules plus petites sont plus rapides que les plus grosses ; leur petite taille leur permet aussi de se frayer plus facilement un chemin au travers des molécules d'air. Les molécules lourdes se déplacent moins rapidement que les plus légères et elles sont souvent plus encombrantes.

La grosseur des molécules dépend de la masse molaire du gaz. Les molécules des gaz de masse molaire élevée se déplacent plus lentement que celles des gaz de faible masse molaire. Ainsi, les gaz de faible masse molaire s'échappent et diffusent plus rapidement que les gaz plus lourds. La figure 1.13 compare le déplacement d'une molécule lourde à celui d'une molécule légère.

Figure 1.13 - Vitesse de diffusion des molécules



À une température donnée, la molécule légère a une plus grande vitesse. Elle parcourt donc une plus grande distance que la molécule lourde dans le même intervalle de temps. La diffusion d'un gaz de faible masse molaire est ainsi plus rapide que celle d'un gaz de masse molaire élevée.



Exercice 1.14

Vous savez que les molécules des gaz les plus légers sont celles qui diffusent le plus rapidement. Faisons l'étude des gaz suivants : H_2 , CO_2 , O_2 , He.

a) À l'aide du tableau périodique, déterminez la masse molaire de ces quatre gaz³.

b) Classez les gaz par ordre croissant de vitesse de diffusion.

Que les gaz sentent bon, mauvais ou qu'ils soient inodores, tous diffusent dans l'air. La diffusion est un déplacement des molécules gazeuses dans toutes les directions de l'espace. Plus les molécules sont petites, plus elles sont rapides et vice versa. Les gaz diffusent dans l'air, qui est un milieu gazeux dont les molécules sont espacées. Que se passerait-il dans un milieu liquide où les distances entre les molécules sont beaucoup plus petites ?

LA DIFFUSION DANS LES LIQUIDES ET LES SOLIDES

La diffusion ne se limite pas aux gaz. Elle se produit aussi dans les liquides : en laissant tomber une goutte de jus de raisin ou de colorant alimentaire dans un verre d'eau, vous pouvez observer que la différence entre la couleur du jus (ou du colorant) et l'eau, très nette au début, deviendra de plus en plus floue jusqu'à ce que finalement tout le liquide soit de couleur homogène. La diffusion est plus lente dans les liquides que dans les gaz, car les mouvements sont beaucoup plus restreints et les molécules sont très rapprochées. Une molécule qui diffuse dans un liquide est un peu comme une personne qui tente de se faufiler dans une foule massée pour voir un spectacle.

3. Pour des informations supplémentaires, consultez l'annexe portant sur le calcul de la masse molaire ou le chapitre 5 du guide *Les phénomènes ioniques : une histoire d'eau* produit par la SOFAD.

? Exercice 1.15

La vitesse de diffusion des molécules est plus grande dans un gaz que dans un liquide. Expliquez ce phénomène à l'aide du modèle élaboré pour les liquides et les gaz au début du chapitre.

Dans les solides, la diffusion n'existe à peu près pas. Elle y est limitée par la rigidité de la structure. Rappelons que les molécules forment un ensemble compact et qu'elles occupent des positions fixes dans un solide.

En pratique, pour faire diffuser une substance dans un solide, on élève la température jusqu'à ce que le solide devienne liquide. Le cas de l'acier illustre bien cette situation. Les métallurgistes préparent l'acier en faisant diffuser du carbone solide dans du fer. Ils chauffent le fer jusqu'à ce qu'il devienne liquide et y introduisent alors le carbone. L'alliage obtenu, c'est-à-dire l'acier, est plus dur que le fer et moins cassant que le carbone, ce qui en fait un matériau très résistant.

? Exercice 1.16

Pourquoi y a-t-il très peu de diffusion dans les solides ?



La diffusion au service du nucléaire

La diffusion trouve une application importante dans l'industrie nucléaire. L'uranium naturel est un mélange d'isotopes d'uranium 238 et d'uranium 235. Comme les isotopes d'un élément ont les mêmes propriétés chimiques, on ne peut les isoler en recourant à des réactions chimiques. Avant d'utiliser l'uranium naturel dans les réacteurs, on doit enrichir le mélange en uranium 235. On procède par diffusion pour réaliser cette opération.

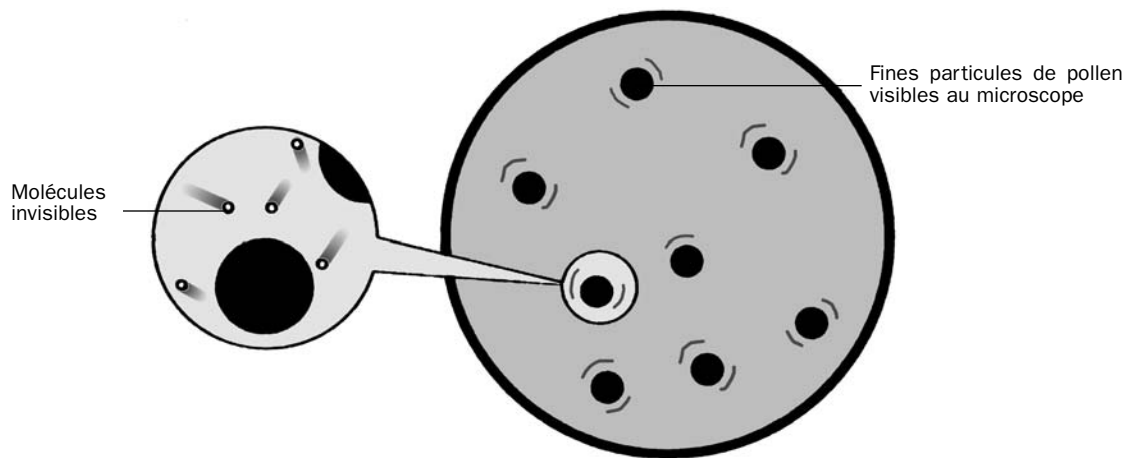
La vitesse de diffusion étant plus rapide dans les gaz, on transforme d'abord l'uranium naturel en gaz, plus précisément en hexafluorure d'uranium, $^{238}\text{UF}_{6(g)}$ et $^{235}\text{UF}_{6(g)}$. Les deux isotopes gazeux diffusent ensuite à travers des parois de porosité différente. Les molécules de l'isotope le plus léger $^{235}\text{UF}_6$, l'uranium 235, diffusent un peu plus rapidement que celles de $^{238}\text{UF}_6$. Lorsqu'on recueille le gaz de l'autre côté des parois, la proportion d'uranium 235 est plus grande qu'à l'origine. On dit alors que le combustible est « enrichi » en uranium 235.

LE MOUVEMENT BROWNIEN

Nous avons vu que la diffusion est plus rapide dans les gaz que dans les liquides parce que les molécules se déplacent plus facilement dans les gaz. Dans les liquides, la diffusion est plus lente mais elle se produit tout de même ; elle est facilitée par l'agitation continue des molécules. Il est possible d'observer de nos propres yeux une conséquence directe du mouvement des molécules dans un liquide.

En 1827, moins de 20 ans après que Dalton eut formulé sa théorie atomique, le botaniste écossais Robert Brown observa, avec une lentille, que des grains de pollen en suspension dans l'eau étaient animés d'un mouvement désordonné. Il pensa d'abord que ce mouvement était dû à la nature vivante des grains de pollen, mais, lorsqu'il observa des particules de teinture, non vivantes, elles montrèrent la même agitation. La figure 1.14 représente le mouvement de fines particules de solide (poussières, grains de pollen, etc.) en suspension dans un liquide, vu de l'objectif d'un microscope.

Figure 1.14 - Mouvement brownien



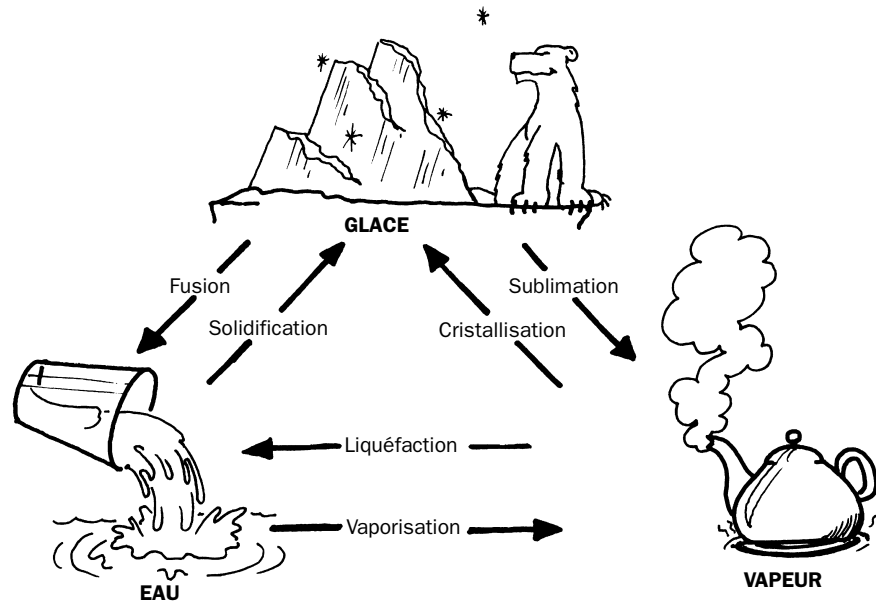
Au microscope, on observe que les fines particules de pollen bougent de façon désordonnée. Cette agitation résulte des collisions entre les molécules de liquide (invisibles) et le pollen. Le mouvement brownien est donc une preuve visible que les molécules de liquide sont animées d'un mouvement ce qui fait qu'elles se heurtent continuellement.

On explique le mouvement désordonné par l'hypothèse suivante : les molécules du liquide entrent continuellement en collision avec les grains de pollen, de manière désordonnée. Les particules de pollen se déplacent alors en zigzag, à la merci du bombardement que leur font subir les molécules de liquide. Plus les particules sont petites, plus le mouvement est prononcé et facile à observer. De telles observations ont donné du poids à la théorie selon laquelle les molécules d'un liquide sont animées d'un mouvement. L'agitation des particules solides, nommée **mouvement brownien**, du nom du botaniste, est une manifestation concrète et visible des mouvements moléculaires.

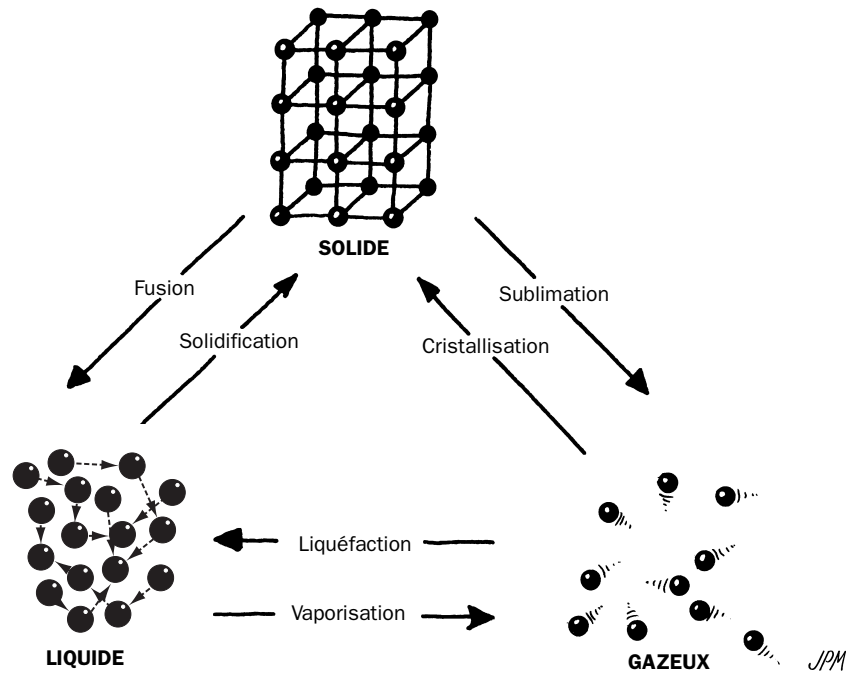
1.4 LES CHANGEMENTS DE PHASE

Que le temps soit à la neige, à la pluie ou chargé d'humidité, la météo nous indique dans tous les cas que la journée est à l'eau. L'eau peut prendre plusieurs aspects et, selon la phase, les propriétés et les mouvements moléculaires diffèrent. Vous savez, par expérience, que l'eau peut passer d'une phase à l'autre selon la température. Une journée qui débute avec de la neige à une température extérieure de -2°C peut très bien se terminer avec de la pluie si le mercure atteint 0°C durant la journée. La figure 1.15 résume les **changements de phase**.

Figure 1.15 - Triangle des changements de phase



a) Changements de phase de l'eau



b) Organisation spatiale des molécules

Dans le langage courant, on désigne certains changements de phase par d'autres termes que ceux utilisés dans la figure. Par exemple, on remplace souvent le terme « liquéfaction » par le terme « condensation » et le terme « vaporisation » par celui d'« ébullition » ou d'« évaporation ».



Exercice 1.17

À l'aide de la figure 1.15, sauriez-vous répondre au petit quiz suivant ? Accordez 1 point par bonne réponse et faites-en le total. Voyez où se situent vos connaissances.

Les énoncés suivants représentent chacun un changement de phase. De quel changement de phase s'agit-il ?

a) Un cube de glace dans un verre d'alcool :

b) Une flaque d'eau au soleil :

c) Un iceberg qui flotte sur l'océan :

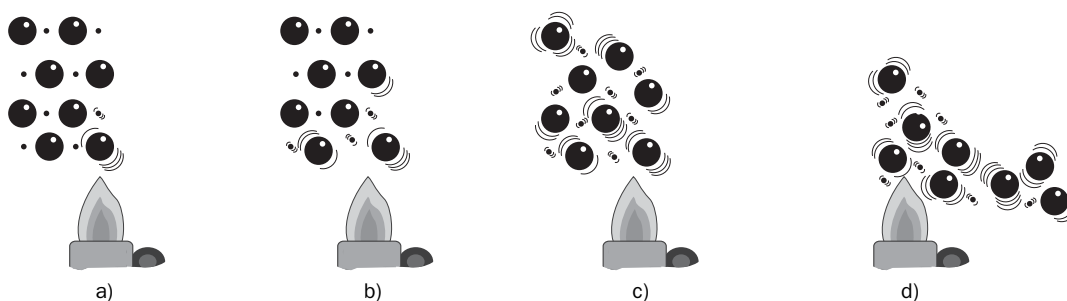
d) La surface d'un lac en automne à -10°C :

e) L'apparition de rosée sur l'herbe :

LA FUSION ET LA SOLIDIFICATION

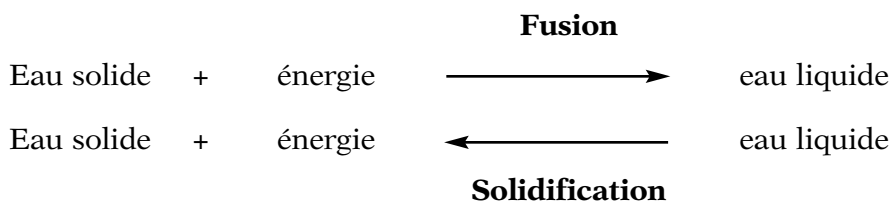
Lorsqu'on chauffe un solide comme la glace, les molécules absorbent de la chaleur et acquièrent ainsi de l'énergie. Plus la quantité de chaleur fournie est grande, plus les molécules emmagasinent de l'énergie. Cette énergie se manifeste par une augmentation des mouvements de **vibration** des molécules. Ainsi, l'amplitude des mouvements augmente et les liens qui retiennent ensemble les molécules s'affaiblissent. À un degré suffisamment élevé, les molécules vibrent au point de briser la structure rigide et le solide s'écroule, un peu à la manière d'un château de cartes. Il perd sa forme et les molécules roulent les unes sur les autres. Le solide est en **fusion** ; il devient liquide (figure 1.16).

Figure 1.16 - La fusion d'un solide



Les molécules les plus proches de la source de chaleur vibrent davantage (a). Les mouvements de vibration sont transmis aux molécules voisines (b). Les mouvements vibratoires se propagent à l'intérieur du solide (c). La structure du solide se défait et il devient liquide; c'est le phénomène de fusion (d).

Le passage inverse, de la phase liquide vers la phase solide, comme lors de la formation de la glace sur les lacs, est appelée **solidification**. La fusion et la solidification de l'eau sont représentées par les équations suivantes.



LA VAPORISATION ET LA LIQUÉFACTION

Quand on remplit une bouilloire d'eau et qu'on la branche à une prise de courant électrique, la température de l'eau augmente jusqu'à ébullition ou **vaporisation**, c'est-à-dire jusqu'au passage de la phase liquide à la phase gazeuse ou vapeur. **L'évaporation** est une vaporisation lente. Par exemple, une flaque d'eau s'évapore sous l'action du soleil.



Exercice 1.18

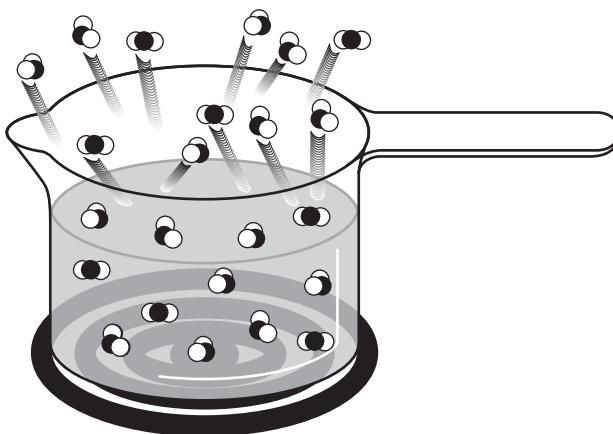
Expliquez, à l'aide des mouvements moléculaires, ce qui se passe :

a) lorsque l'on chauffe l'eau de la bouilloire.

b) lorsque la température atteint la température d'ébullition (100 °C).

Plus la température d'un liquide augmente, plus les mouvements deviennent intenses. L'indépendance des molécules augmente et, lorsque la température atteint le point d'ébullition, les molécules s'échappent du liquide sous forme de vapeur (figure 1.17).

Figure 1.17 - L'ébullition de l'eau : le phénomène de vaporisation



Au point d'ébullition, les molécules possèdent suffisamment d'énergie pour devenir indépendantes les unes des autres et quitter la phase liquide pour la phase vapeur.

Vous pouvez observer le passage inverse, de vapeur à liquide, en plaçant une cuillère au-dessus de l'ouverture de la bouilloire. Au contact de la cuillère froide, la vapeur condense. C'est le changement de phase inverse de la vaporisation, c'est-à-dire la **liquéfaction** ou condensation.



Exercice 1.19

Nommez le changement de phase qui est représenté par les équations suivantes.

a) Eau liquide + énergie \longrightarrow vapeur d'eau

b) Eau liquide + énergie \longleftarrow vapeur d'eau

LA SUBLIMATION ET LA CRISTALLISATION

Il arrive que des substances passent directement de l'état solide à l'état gazeux. C'est le cas notamment de la glace sèche (dioxyde de carbone solide) qui passe directement à l'état gazeux. Cette substance est fréquemment utilisée au théâtre ou lors d'un spectacle de musique rock pour obtenir un effet de fumée ou de nuage au ras du sol car sa densité est supérieure à celle de l'air. Le nuage blanc provient de la condensation de la vapeur d'eau dans l'air sous l'effet refroidissant du CO₂ gazeux invisible. Les morceaux de CO₂ solide (en deçà de -78 °C) se retrouvent directement à l'état gazeux lorsqu'ils sont en contact avec de l'air à température ambiante.

Le même phénomène se produit lorsque vous percevez l'odeur des boules à mites ou des désodorisants solides. Cette transformation est appelée **sublimation** ; le changement de phase inverse, c'est-à-dire le passage direct de la phase gazeuse à la phase solide, s'appelle **cristallisation**.

C'est aussi un phénomène de sublimation qui permet de voir les comètes la nuit, lorsque le ciel est dégagé. En effet, les comètes sont composées de poussière et de glace. Or, en s'approchant du Soleil, l'eau en surface passe directement de l'état solide à l'état gazeux ; les molécules diffusent dans l'espace et cristallisent plus loin, derrière la comète, créant une large queue sur laquelle se réfléchit la lumière solaire. C'est cette queue que nous pouvons admirer lors du passage d'une comète près de la Terre.



Des animaux qui se congèlent

L'hiver, nombre d'amphibiens et d'insectes endurent des températures aussi froides que -40 °C ou même davantage. Leur survie passe par une réduction importante de leur métabolisme et ils doivent interrompre leur respiration et leur circulation sanguine. Cependant, certains insectes, comme la larve du cynips*, et des animaux, comme la grenouille des bois, vont jusqu'à se laisser congeler. La grenouille des bois, par exemple, contrôle le développement des cristaux de glace qui se forment à l'intérieur de ses membres afin qu'ils n'endommagent pas irrémédiablement ses cellules.

D'autres insectes, comme la tordeuse des bourgeons d'épinette, un insecte défoliateur** qui fait des ravages dans nos forêts, sécrètent un antigel pour maintenir leur eau corporelle à l'état liquide lorsque la température chute sous le point de congélation. Ils peuvent alors survivre sans geler, même à -45 °C.

* Insecte parasite mesurant quelques millimètres et qui provoque, en pondant sur les végétaux, la formation de galles.

** Il détruit massivement les feuilles ou aiguilles des arbres et des surfaces végétales.

Pour en savoir davantage, consultez Julien, Caroline, « Des animaux qui se congèlent pour résister au froid », *Québec Science*, décembre 1995 - janvier 1996, p. 30-33.

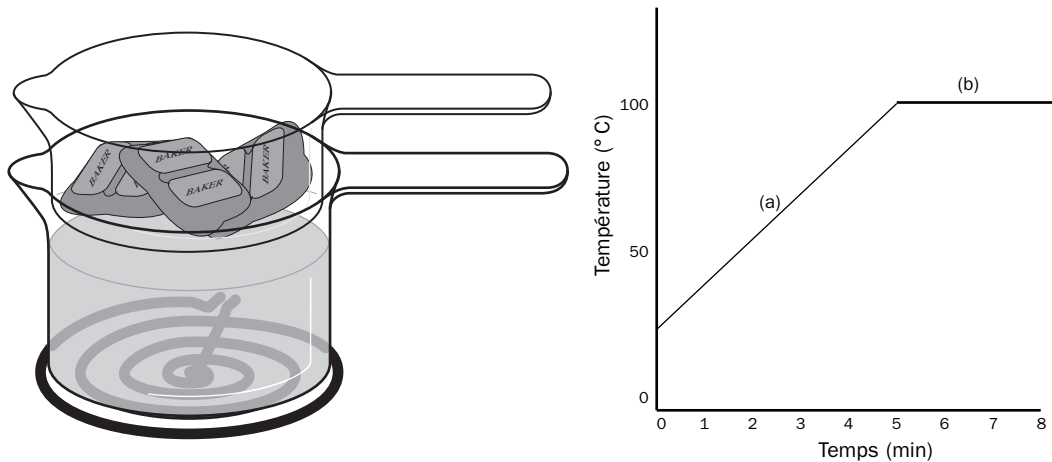
LA COURBE DE RÉCHAUFFEMENT DE L'EAU

En cuisine, pour chauffer certains aliments comme le chocolat, on emploie un bain-marie: le chocolat fond au-dessus d'un récipient contenant de l'eau chaude. Mais pourquoi ne pas chauffer le chocolat directement dans la poêle sur le serpentin de la cuisinière? Vous avez une idée?

Le bain-marie

Pour bien saisir le principe du bain-marie, on doit d'abord comprendre ce qui se produit lorsque l'eau bout. La figure 1.18 présente un graphique de la variation de température de l'eau du bain-marie.

Figure 1.18 - Réchauffement de l'eau dans un bain-marie



Le graphique représente la température de l'eau en fonction du temps. La première partie (a) correspond à la période qui précède l'ébullition. La seconde partie (b) présente une ligne horizontale. On nomme cette portion de graphique un « plateau ». Il indique que la température de la substance reste stable malgré un apport en énergie constant.

Le graphique de la figure 1.18 comprend deux sections. Dans la première section, la température de l'eau passe d'environ 25°C à 100°C et la chaleur fournie par le serpentin de la cuisinière sert à augmenter progressivement la température de l'eau. Dans la deuxième section, la température de l'eau demeure constante même si l'élément continue de chauffer le bain-marie. Pourquoi? Parce que l'eau a atteint son **point d'ébullition** ou **température d'ébullition**. Et que se passe-t-il à cette température?

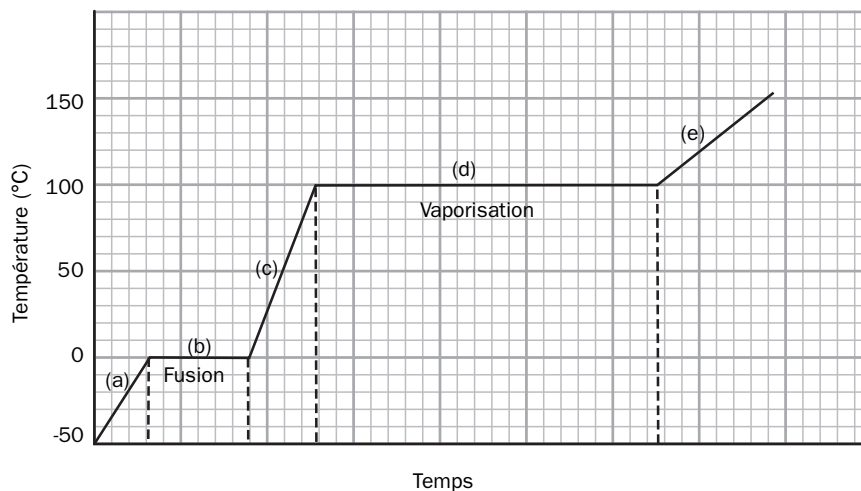
Au point d'ébullition, toute la chaleur fournie sert à briser les liens qui retiennent ensemble les molécules du liquide afin d'en faire de la vapeur d'eau. C'est pour cette raison que la température de l'eau n'augmente pas pendant l'ébullition et que l'on observe un plateau, partie horizontale de la courbe. Si l'on fournissait plus de chaleur ou d'énergie à l'eau, celle-ci se transformerait plus rapidement en vapeur, mais la température demeurerait constante à 100 °C jusqu'à ce que toute l'eau soit évaporée.

Dans un bain-marie, la vapeur s'échappe et n'est pas récupérée. Ainsi, les aliments cuisent à une température constante de 100 °C. Par contre, dans une casserole posée directement sur le serpentin de la cuisinière, les aliments peuvent brûler ou coller au fond parce que la température du serpentin est très supérieure à 100 °C.

Le point de fusion et le point d'ébullition

La figure 1.19 présente la courbe complète du réchauffement de l'eau ; elle couvre les trois phases et l'on y observe deux plateaux correspondant aux changements de phase, soit la fusion et la vaporisation.

Figure 1.19 - Courbe de réchauffement de l'eau



La courbe comporte deux plateaux qui correspondent aux deux changements de phase, soit la fusion (0 °C) et la vaporisation (100 °C). Le plateau de la vaporisation est plus long parce que ce changement exige davantage d'énergie que la fusion.

Notez bien qu'au début de la courbe, l'eau est à une température de $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$, donc sous forme de glace. Lorsqu'on chauffe la glace (a), sa température s'élève et les vibrations moléculaires s'accroissent jusqu'à ce qu'elle commence à fondre. La température reste stable pendant toute la durée de la fusion jusqu'à ce que la glace soit entièrement fondue (plateau b). Cette température, appelée **température de fusion** ou **point de fusion**, est de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ pour l'eau. À la température de fusion, la chaleur fournie à la glace sert à briser la structure ordonnée du solide qui passe ainsi à la phase liquide.

Une fois la glace fondue, la chaleur sert à élever la température du liquide et, par le fait même, à augmenter l'intensité des mouvements moléculaires (c). Quand l'eau atteint son point d'ébullition ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$), alors débute la vaporisation (plateau d). La chaleur fournie sert à séparer les molécules du liquide; elles deviennent indépendantes et forment un gaz. Lorsque toute l'eau est transformée en vapeur, cette vapeur, à son tour, est chauffée et sa température augmente en même temps que l'intensité des mouvements moléculaires (e). Dans ce dernier cas, l'opération doit être menée dans un récipient d'où la vapeur ne peut s'échapper.

Vous avez peut-être remarqué que, sur le graphique, le plateau de la vaporisation est plus long que celui de la fusion; c'est que la vaporisation exige davantage d'énergie que la fusion.



Exercice 1.20

Dans des conditions expérimentales bien contrôlées, un étudiant obtient la courbe de réchauffement d'une substance. Il s'est assuré de fournir continuellement la même quantité de chaleur à la substance de sorte que l'apport d'énergie soit constant. La courbe obtenue présente deux plateaux, comme celle de l'eau. L'étudiant a observé que le premier plateau correspondait au moment où la substance fondait.

a) Dans l'intervalle correspondant au premier plateau, la température a-t-elle varié ?

b) L'étudiant se demande où est passée la chaleur fournie pendant la fusion puisque la température est demeurée constante. Pouvez-vous l'aider ?

La courbe de réchauffement d'une substance permet donc de connaître ses températures de fusion et d'ébullition, également appelées « point de fusion » et « point d'ébullition ». Ces températures correspondent aux plateaux sur la courbe et elles sont caractéristiques de chaque substance. Les chimistes ont fréquemment recours à ces températures pour identifier une substance inconnue. Le tableau de la figure 1.20 donne les températures de fusion et d'ébullition de quelques substances.

Figure 1.20 - Tableau des températures de fusion et d'ébullition de quelques substances à pression normale (101,3 kPa)

Substance	Température de fusion (°C)	Température d'ébullition (°C)
Substances pures		
Oxygène	-219	-183
Azote	-210	-196
Eau	0	100
Aluminium	660	2 467
Fer	1 535	2 750
Mélanges*		
Huile de maïs	-20	_____
Huile d'olive	-6	_____
Huile d'arachide	3	_____
Beurre	32	_____
Margarine	72	360

*Les températures de fusion et d'ébullition des mélanges peuvent varier légèrement selon la marque du produit ou l'échantillon prélevé.

Remarquez que le beurre possède une température de fusion inférieure à celle de la margarine. Pour cette raison, le beurre laissé sur le comptoir fond lors d'une chaude journée d'été, alors que la margarine, dans les mêmes conditions, demeure solide.

Si l'on examine le tableau, on remarque que les substances solides à la température de la pièce, comme le fer et l'aluminium, ont des températures de fusion supérieures à 25 °C. Par contre, les substances gazeuses à la température de la pièce ont des températures d'ébullition inférieures à 25 °C.



Exercice 1.21

Référez-vous à la figure 1.20 pour répondre aux questions suivantes.

- a) Connaissant les points de fusion de la margarine et du beurre, laquelle des deux substances nécessite le plus d'énergie pour fondre ? Expliquez.

- b) Lesquelles des substances du tableau sont liquides à la température de la pièce, soit 25 °C ? Indiquez leur température de fusion.

- c) Les substances liquides identifiées en b) ont leur température de fusion inférieure à 25 °C. Que peut-on dire de leur température d'ébullition ?

- d) Lesquelles des substances du tableau sont gazeuses à 25 °C ? Indiquez les températures de fusion et d'ébullition de chacune de ces substances, si possible.

- e) Comparez les températures de fusion et d'ébullition des substances nommées en d) à la température de la pièce.

- f) Une des substances du tableau subit un changement de phase lorsqu'elle passe de l'armoire (25 °C) au réfrigérateur (2 °C). Quelle est cette substance et de quel changement de phase s'agit-il ?



Exercice 1.22

Le tableau ci-dessous donne les températures de fusion et d'ébullition de trois substances nommées A, B et C. Pour chacune, indiquez si elle est solide, liquide ou gazeuse à la température ambiante.

Substance	Température de fusion	Température d'ébullition	Phase
A	-78 °C	-33 °C	
B	1 064 °C	2 807 °C	
C	-117 °C	79 °C	

La dilatation et la contraction

Sur la courbe de réchauffement de l'eau (figure 1.19), avant le premier plateau, la glace (solide) se réchauffe, c'est-à-dire que sa température augmente. Après le plateau (fusion), la température monte de nouveau et le liquide se réchauffe.

Lorsqu'on chauffe un solide ou un liquide, les mouvements moléculaires s'intensifient et les molécules prennent un peu plus d'espace que lorsque la température est plus froide. Ainsi, la plupart des liquides et des solides se dilatent sous l'effet de la chaleur. La **dilatation** est la propriété des substances d'augmenter de volume lorsque la température s'élève.

À l'inverse, lorsque la température baisse, la plupart des liquides et des solides se contractent, c'est-à-dire que leur volume diminue. La **contraction** est la propriété des substances de diminuer de volume quand la température s'abaisse. On exploite souvent la dilatation et la contraction des liquides et des solides dans des applications techniques. C'est le cas de bien des thermomètres, des thermostats et des disjoncteurs électriques. À titre d'exemple, voyons plus en détail comment fonctionne un thermomètre.

Le thermomètre

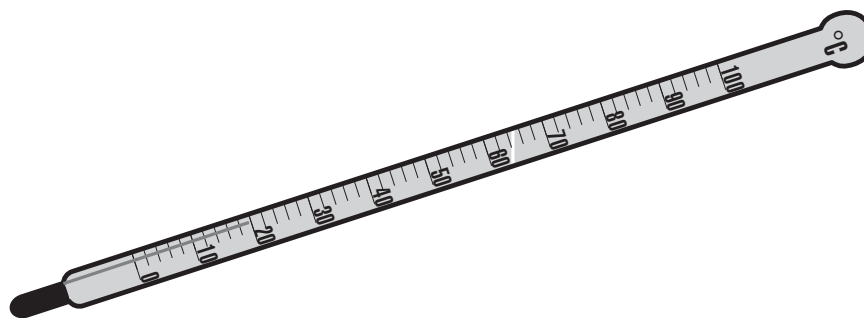
Un thermomètre est habituellement fait d'un long tube de verre creux muni, à une extrémité, d'un petit réservoir qui contient un liquide, généralement du mercure ou de l'alcool. On utilise ces deux liquides parce qu'ils se dilatent rapidement et de façon beaucoup plus importante que le verre qui les contient.

Lorsqu'on plonge un thermomètre dans un milieu plus chaud que lui, de la chaleur est transmise au mercure au travers de la paroi de verre. L'agitation des particules de mercure augmente et le mercure se dilate. Au fur et à mesure que son volume augmente, le mercure monte dans le tube; le niveau se stabilise lorsque la température du mercure est la même que celle du milieu dans lequel le thermomètre est plongé.

À l'inverse, lorsque le thermomètre est plongé dans un milieu plus froid que lui, les mouvements moléculaires diminuent, le mercure se contracte et redescend dans le tube. Le niveau se stabilise de nouveau lorsque la température du mercure est égale à celle du milieu dans lequel le thermomètre est plongé.

C'est à l'aide d'un thermomètre au mercure que l'astronome suédois Anders Celsius a établi l'échelle de température qui porte son nom, basée sur les températures de transition de l'eau. En 1741, il proposa de diviser en 100 unités l'écart séparant la température de fusion et la température d'ébullition de l'eau à la pression atmosphérique normale. Cette échelle de mesure fut adoptée officiellement en 1948 et elle est maintenant l'échelle la plus utilisée de par le monde.

Figure 1.21 - Thermomètre gradué en degrés Celsius



Le thermomètre est un instrument de mesure de la température. En 1742, l'astronome suédois Anders Celsius a fixé arbitrairement à 0° et à 100° les températures de fusion et d'ébullition de l'eau. Il a ensuite calibré le thermomètre à partir de ces deux points de référence.

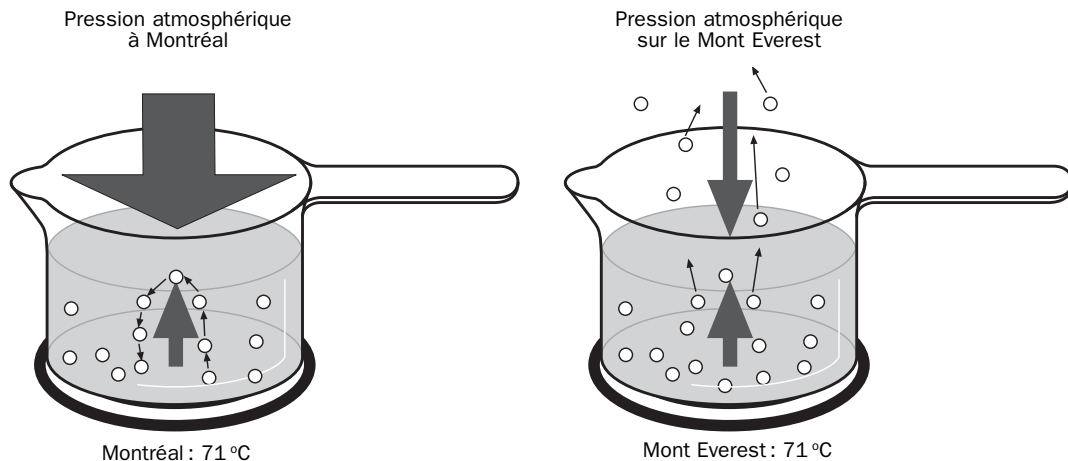
LA PRESSION ET LA TEMPÉRATURE D'ÉBULLITION

Imaginez que vous participez à l'expédition Objectif Everest. Plus vous vous rapprochez du sommet, plus l'air se fait rare et, par conséquent la pression de l'air diminue. Une fois l'Everest conquis, vous fêtez cette victoire en préparant un café bien chaud, car il fait très froid là-haut ! Mais, surprise ! Le café est à peine chaud même si l'eau est en pleine ébullition... L'explication du café tiède tient en deux termes : pression et température d'ébullition.

La température d'ébullition est propre à chaque substance. L'eau, vous le savez, bout à 100 °C à pression normale. Toutefois, la température d'ébullition varie en fonction de la pression d'air environnante. Les températures d'ébullition du tableau de la figure 1.20 sont exactes à condition que la pression atmosphérique soit normale (101,3 kPa).

Afin de mieux comprendre l'effet de la pression sur la température d'ébullition, examinons les deux situations suivantes. Voyons d'abord comment se comportent les liquides en présence d'une faible pression atmosphérique comme sur l'Everest et, ensuite, nous regarderons ce qui se passe lorsque la pression atmosphérique est élevée. Une représentation de ces deux situations est illustrée à la figure 1.22.

Figure 1.22 - Ébullition et pression atmosphérique



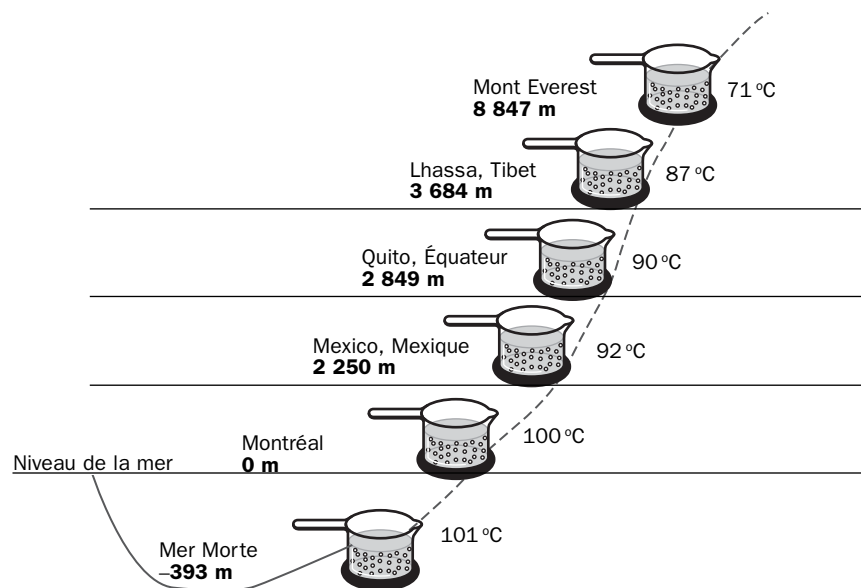
À Montréal, une température de 71 °C n'est pas suffisante pour produire l'ébullition. Par contre, à 71 °C, l'eau bout sur le mont Everest, où l'on retrouve une plus faible pression atmosphérique car elle offre moins d'opposition aux molécules de vapeur d'eau qui se détachent plus facilement du liquide lors de l'ébullition.

Lors de l'ébullition, des molécules s'échappent du liquide et deviennent gazeuses. Elles entrent alors fréquemment en collision avec les molécules d'air qui se trouvent à proximité de la surface du liquide. Or, à faible pression atmosphérique, les molécules d'air à la surface du liquide sont plus rares; les molécules peuvent s'échapper plus facilement du liquide en exigeant moins d'énergie. La température d'ébullition est alors moins élevée qu'à la pression normale.

Imaginez maintenant que le nombre de molécules d'air double, c'est-à-dire que la pression atmosphérique soit deux fois plus élevée. Les molécules qui tentent de s'échapper du liquide se heurtent à une « foule » impressionnante de molécules d'air qui peuvent les forcer à réintégrer le liquide. Par conséquent, il faut augmenter la température afin que les molécules possèdent suffisamment d'énergie pour s'échapper du liquide. En altitude, car l'air se fait plus rare, les liquides s'évaporent plus facilement et les points d'ébullition y sont plus bas.

En résumé, lorsque la pression extérieure diminue, la température d'ébullition est plus basse ou, autrement dit, le liquide bouillant est plus froid. Ainsi, le café préparé au sommet du mont Everest sera tiède, alors qu'à Montréal ou à New York, où la pression atmosphérique est normale, le café aurait été très chaud. La figure 1.23 donne la température d'ébullition de l'eau à différents endroits du globe; selon l'altitude, la pression atmosphérique y est plus ou moins élevée.

Figure 1.23 - Variation du point d'ébullition de l'eau selon l'altitude



*Plus l'altitude est élevée, plus les molécules d'air se font rares.
La pression atmosphérique diminue et le point d'ébullition aussi.*

1.5 APPLICATIONS TECHNIQUES

On croit qu'une partie de la popularité des magasins à grandes surfaces en alimentation est attribuable à des réfrigérateurs et congélateurs ultra-performants qui permettent la conservation des produits sur une plus longue période de temps. Ces appareils diminuent les pertes d'aliments périssables et les magasins à grandes surfaces peuvent ainsi offrir des produits de qualité à meilleur prix. Pourquoi vous parler des réfrigérateurs et des congélateurs ? Parce qu'ils représentent des exemples d'application que l'on peut associer aux changements de phase de la matière. Pour qu'il y ait un changement de phase, il faut que la matière absorbe ou émette de l'énergie. Autrement dit, il faut qu'il y ait transfert de chaleur entre la matière et son environnement. Voyons quelques applications de ce type d'échange !

LE RÉFRIGÉRATEUR, LE CONGÉLATEUR ET LE CLIMATISEUR

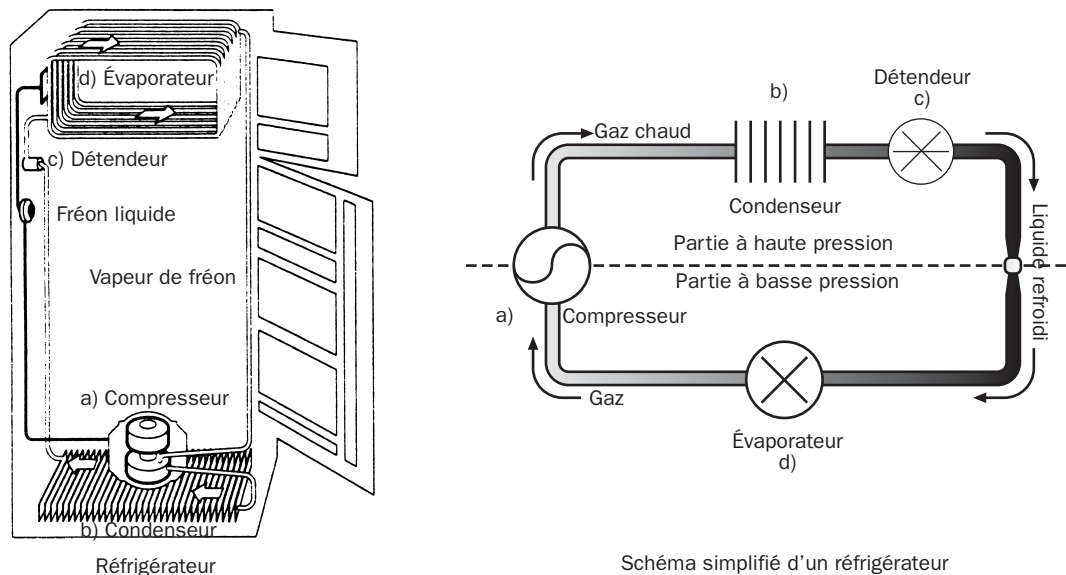
Les congélateurs, réfrigérateurs, climatiseurs et thermopompes fonctionnent tous selon le même principe. On utilise des gaz réfrigérants dont les températures d'ébullition avoisinent les $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$. Les plus courants sont l'ammoniac, le fréon et le dioxyde de soufre. Vous trouverez, dans les lignes qui suivent, une courte description du fonctionnement de ces appareils.

Pourquoi les aliments placés au réfrigérateur se conservent-ils plus longtemps ? Parce qu'en abaissant la température des aliments, on réduit l'activité des micro-organismes et des enzymes qui en altèrent la qualité. On abaisse la température à l'intérieur du réfrigérateur à l'aide d'une substance appelée « réfrigérant » dont la température d'ébullition est inférieure à la température de l'espace à refroidir. Le gaz réfrigérant le plus utilisé est le fréon : sa température d'ébullition est d'environ $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Comment les gaz réfrigérants (fréon) abaissent-ils la température du réfrigérateur à près de $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ (figure 1.24) ? Le fréon est d'abord comprimé à l'intérieur d'une pompe actionnée par un moteur électrique. Cette pompe est le compresseur (a). L'augmentation de la pression du gaz entraîne une élévation de sa température. Le gaz réchauffé passe ensuite dans un fin serpent, le condenseur (b) situé à l'extérieur de l'appareil, généralement à l'arrière ou sous le réfrigérateur. Dans le condenseur, le gaz est refroidi par l'air ambiant et passe à l'état liquide (liquéfaction). À la sortie du condenseur, le fréon passe par un détendeur (c) dont la fonction consiste, d'une part, à régulariser la circulation du réfrigérant dans le circuit. En bref, il ne permet l'injection dans l'évaporateur que de la quantité de fréon nécessaire pour absorber la

chaleur en provenance du milieu à refroidir. D'autre part, et c'est là le point majeur, le réfrigérant circule à travers un orifice calibré qu'il quitte pour s'engager dans un tube de grand diamètre. Le réfrigérant prend alors de l'expansion, c'est-à-dire qu'il occupe plus d'espace, ce qui entraîne une forte chute de pression. Or, toute chute de pression entraîne une baisse de température. Une fraction du réfrigérant se vaporise instantanément et les vapeurs froides abaissent la température du réfrigérant liquide restant. Le même phénomène se produit lorsqu'on expulse un déodorant d'une bombe aérosol ou de l'air d'un pneu trop gonflé. Finalement, le fréon liquide refroidi arrive à l'évaporateur où il absorbe une partie de la chaleur de l'air contenu à l'intérieur du réfrigérateur. Cette chaleur transforme le fréon liquide en gaz (évaporation) (d). Grâce à cette absorption de chaleur, la température interne du réfrigérateur diminue progressivement jusqu'aux environs de 4°C. En sortant de l'évaporateur, le gaz retourne vers le compresseur et la boucle recommence.

Figure 1.24 - Le réfrigérateur



Lorsqu'un liquide passe en phase gazeuse, il absorbe de la chaleur. On exploite ce fait dans le réfrigérateur. Dans le compresseur, le gaz réfrigérant est fortement comprimé, il devient alors très chaud, mais pas encore liquide. Il est refroidi par l'air ambiant lors de son passage dans le condenseur et le gaz alors se liquéfie. À la sortie du détendeur, une partie du réfrigérant se vaporise instantanément et sa température chute. Il se dirige ensuite vers l'évaporateur où il passe de nouveau à l'état gazeux en absorbant de la chaleur qui provient de l'air du réfrigérateur et du congélateur. La température à l'intérieur du réfrigérateur diminue et les aliments sont refroidis.

Le congélateur et le climatiseur fonctionnent exactement comme le réfrigérateur à la différence près que leur système de refroidissement est conçu pour atteindre des températures différentes.

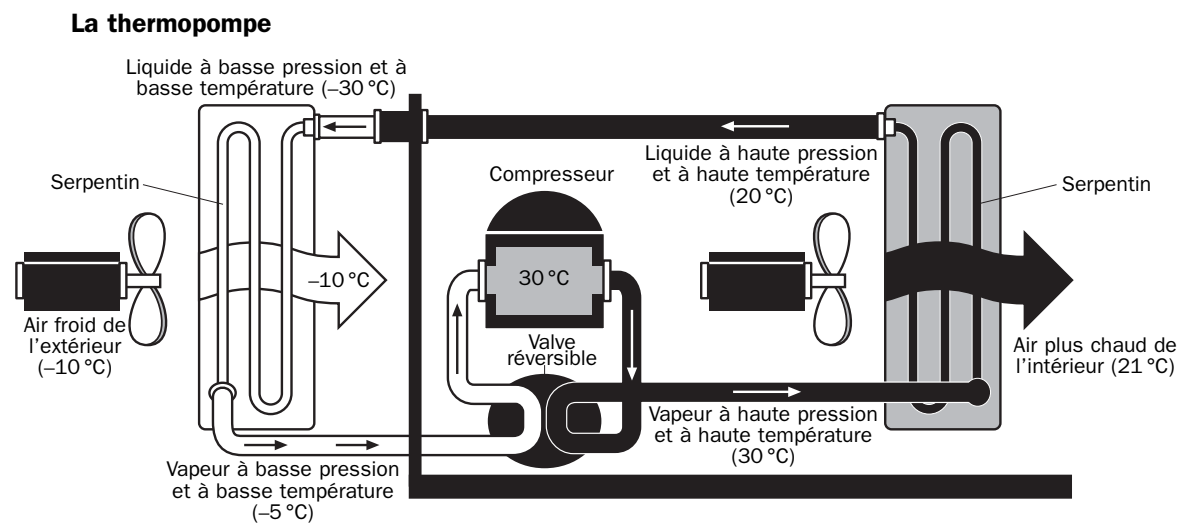


La thermopompe

Les thermopompes sont employées pour rafraîchir les maisons en été et les réchauffer en hiver. Une thermopompe remplit les deux fonctions, car le sens de circulation du réfrigérant peut être inversé, selon la saison.

Le principe d'une thermopompe ressemble à celui du réfrigérateur. Le réfrigérant, habituellement du fréon, circule dans un tube entre un serpentin situé à l'intérieur de la maison et un second serpentin, placé à l'extérieur; entre ces deux serpentins, un compresseur.

L'hiver, on utilise la thermopompe comme appareil de chauffage, car elle comprime le fréon, ce qui a pour effet de produire de la chaleur. La température d'ébullition du fréon étant très basse (-30°C), l'air extérieur peut réchauffer le gaz même si le mercure indique -10°C . En été, on n'a qu'à inverser le circuit pour faire sortir la chaleur: le gaz froid circule dans la partie du serpentin qui se trouve dans la maison où il absorbe la chaleur, tandis que le gaz à haute pression libère sa chaleur à l'extérieur.



Fonctionnement d'une thermopompe de principe « air-air » en hiver.

À la sortie du compresseur, la vapeur à haute pression est dirigée vers l'intérieur de la maison, où elle libère de la chaleur en passant en phase liquide; un ventilateur pousse la chaleur produite à l'intérieur de la maison.

Lorsque le liquide passe à l'extérieur, la pression est abaissée et le liquide devient très froid (-30°C). Comme il est plus froid que l'air extérieur (-10°C), il absorbe de la chaleur en circulant dans le serpentin et passe ainsi en phase gazeuse. La vapeur circule ensuite vers le compresseur; elle en ressort à haute pression et plus chaude.

La majorité des thermopompes vendues au Canada sont de type « air-air ». Mais il existe également des thermopompes qui puisent leur énergie ailleurs que dans l'air. Certaines, par exemple, ont leur serpentin extérieur dans l'eau ou sous la terre. Elles fonctionnent selon le même principe, sauf qu'elles utilisent l'énergie du sol ou d'une nappe d'eau plutôt que celle de l'air. Ces appareils sont souvent plus efficaces, mais ils coûtent aussi plus cher.

LES CFC : LES DEUX CÔTÉS DE LA MÉDAILLE

Inodores, non toxiques, chimiquement inertes : telles sont les qualités des gaz appartenant à la catégorie des chlorofluorocarbones (CFC), le fréon étant le plus connu. Ces gaz sont utilisés couramment comme réfrigérants dans les climatiseurs et les réfrigérateurs, car ils sont très stables. Cette propriété est très intéressante pour l'industrie de la réfrigération parce que les CFC ne se dégradent pratiquement pas à l'intérieur des appareils.

Par contre, lorsque l'on vide un appareil de son réfrigérant ou lorsque le gaz fuit, les CFC s'échappent dans la nature et, puisqu'ils sont très stables, ils peuvent rester en suspension dans l'atmosphère pendant plus de 100 ans. Produits par l'homme en quantité extraordinaire (1 million 140 mille tonnes en 1988), les CFC parviennent intacts, après 10 ou 15 ans, dans la haute atmosphère (stratosphère). Là, sous l'action des rayons solaires, ils réagissent avec l'ozone et affectent ce mince bouclier anti-ultraviolets indispensable à la vie.

En réaction à cette menace, 62 pays de même que la Communauté économique européenne (CEE) ont convenu de prendre des mesures appropriées pour éliminer la consommation des CFC en 1997 par le biais du Protocole de Montréal (1987). L'entente propose de se tourner vers des produits de remplacement comme les HFC (hydrofluorocarbones), une catégorie de réfrigérants sans chlore, de mettre au point des technologies nouvelles et d'adopter de bonnes pratiques de récupération et de recyclage.

En plus d'être utilisés dans les réfrigérateurs et les climatiseurs, les CFC servent d'agent d'expansion dans la fabrication de verres ou d'assiettes en polystyrène, de matériaux de rembourrage et d'isolants. Ils sont employés aussi comme propulseurs dans les aérosols de même que dans les solvants utilisés en électronique et dans les stérilisants du milieu hospitalier⁴.

4. Adaptation d'un article de Lyne Lauzon, « Les "merveilleux" CFC! », revue *Franc-Nord*, (*Franc-Vert*) novembre - décembre 1990, p. 24. Reproduit avec la permission de *Franc-Vert*.

1.6 AUTRES PHASES DE LA MATIÈRE

Tout au long de ce chapitre, il a été question des trois grandes phases de la matière. Elles sont de loin les plus fréquemment rencontrées dans la vie courante. Il existe cependant d'autres phases avec lesquelles nous sommes moins souvent en contact mais qui ont tout de même leur importance.

LES PLASMAS

En plus des solides, des liquides et des gaz, les scientifiques considèrent souvent une quatrième phase, celle des **plasmas**. Un plasma est obtenu en chauffant un gaz à très haute température (plus de 5 000 °C). À ces températures, l'énergie fournie est extrêmement élevée et les collisions entre les particules de gaz deviennent si violentes que des électrons sont projetés hors des atomes et demeurent non liés. Cette particularité des plasmas de séparer les électrons des atomes produit des courants électriques très intenses. Les plasmas sont donc des gaz portés à haute température, très riches en ions et en électrons libres.

La plus grande partie de l'univers se compose de plasma. Ainsi, les étoiles comme le Soleil et même l'espace sidéral se composent, en réalité, d'un plasma. La réaction de fusion nucléaire qui a lieu à l'intérieur du Soleil est sensiblement la même que celle que nous tentons de reproduire dans les réacteurs nucléaires à fusion⁵.

Les plasmas sont depuis longtemps étudiés par Hydro-Québec et ses partenaires pour la production éventuelle d'énergie nucléaire de fusion. Le Tokamak de Varennes, près de Sorel, est un réacteur de fusion nucléaire qui amorce la réaction de fusion à l'aide d'un plasma de deutérium (^2H) et de tritium (^3H), les deux isotopes lourds de l'hydrogène confiné par un champ magnétique.

LES SOLIDES AMORPHES ET LES CRISTAUX LIQUIDES

Nous avons vu que les solides ont une forme précise, que les liquides coulent et se moulent à leur contenant, et que les gaz, compressibles et expansibles, sont sans forme précise. Bien que la distinction entre ces trois phases semble nette, il existe des cas où cela n'est pas si simple.

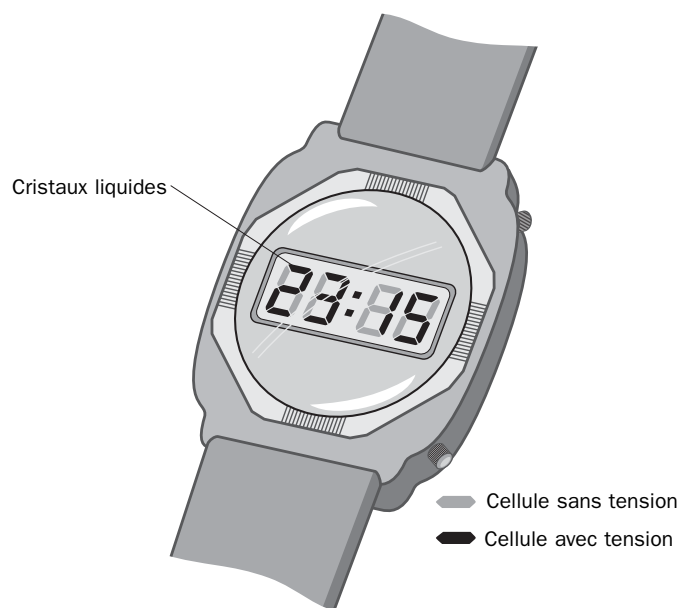
5. Les réacteurs nucléaires à fusion ne sont pas encore au point, contrairement aux réacteurs à fission, exploités dans plusieurs pays pour produire de l'électricité.

Prenons le cas du verre. À première vue, tout le monde vous dira qu'il s'agit d'un solide puisque sa forme est définie. Pourtant, avec les années, le verre se déforme et s'écoule comme une substance liquide. Des « coulisses » de verre sont visibles sur les vieilles fenêtres installées depuis de nombreuses années. Ces altérations dans le verre déforment le paysage lorsqu'on regarde à travers une fenêtre. Le verre fait partie de ces substances solides qui partagent certaines propriétés des liquides ; on les appelle **solides amorphes**. Les molécules de ces substances n'ont pas la structure ordonnée qui caractérise les solides. Les solides amorphes ressemblent davantage à des liquides « figés ». Les substances les plus familières de cette catégorie sont les caoutchoucs, quelques plastiques, l'asphalte, le goudron, les roches volcaniques, les météorites et le verre.

Si les solides amorphes sont des solides qui s'apparentent aux liquides, les **cristaux liquides** sont des substances liquides qui possèdent certaines propriétés des solides. Les molécules y sont rangées suivant un ordre régulier, comme dans les cristaux solides.

Les cristaux liquides ont été découverts en 1888, mais ils sont demeurés des curiosités de laboratoire pendant plus de 30 ans. L'application sans doute la plus spectaculaire des cristaux liquides est leur utilisation comme procédé d'affichage, car ils peuvent répondre rapidement et de façon réversible à une stimulation électrique (figure 1.25). Une cellule à affichage comprend une couche de cristaux liquides entre deux lames de verre légèrement métallisées de façon à les rendre conductrices. Quand la cellule contenant les cristaux liquides est sous tension, les molécules se redressent suivant le sens du courant et la cellule change d'apparence ; on passera par exemple du sombre au clair. Si l'on coupe la tension, les molécules reviennent à leur position initiale. C'est à cause de leur caractère liquide que ces cristaux sont mobiles. On peut donc dessiner des lettres et des chiffres par commande d'un simple voltage extérieur. Ainsi fonctionnent l'affichage des montres, des calculettes et, de façon plus sophistiquée, l'affichage des écrans plats d'ordinateurs compacts et des écrans plats des téléviseurs.

Figure 1.25 - Les cristaux liquides



L'affichage de certaines montres-bracelets est fait grâce à des cristaux liquides.

Ce premier chapitre tire à sa fin. Nous y avons fait une étude des trois grandes phases de la matière de loin les plus fréquemment rencontrées dans la vie courante. Tout le reste de ce cours sera consacré à l'étude approfondie de la phase gazeuse et de son comportement. Le prochain chapitre vous invite à analyser les gaz présents dans la nature, leur provenance, leur circulation et à découvrir un large éventail de l'utilisation des gaz par l'être humain.



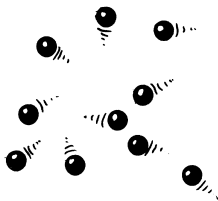
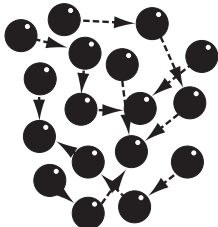
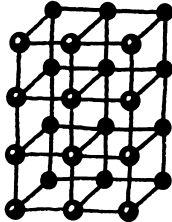
MOTS CLÉS DU CHAPITRE

Changement de phase	Compressibilité
Cristallisation	Cristal liquide
Diffusion	
Énergie cinétique	Expansibilité
Évaporation	
Fusion	
Gaz	Gaz parfait
Liquéfaction	Liquide
Modèle	Mouvement brownien
Phase	Plasma
Rotation	
Solide	Solide amorphe
Solidification	Sublimation
Température d'ébullition (point d'ébullition)	Température de fusion (point de fusion)
Théorie cinétique des gaz	Translation
Vaporisation	Vibration



RÉSUMÉ

Une substance peut exister sous trois formes, **solide**, **liquide** ou **gaz**, appelées les trois **phases** de la matière. Les propriétés de chaque phase s'expliquent grâce à un **modèle**, élaboré pour décrire ce qui se passe à l'échelle des molécules. Le tableau ci-dessous résume les propriétés observables (visibles) et les caractéristiques du modèle qui explique ces propriétés. Les particules sont des molécules, dans la majorité des cas, ou des atomes.

GAZ	LIQUIDE	SOLIDE
PROPRIÉTÉS VISIBLES		
forme non définie	forme non définie	forme définie
volume non défini	volume défini	volume défini
compressible	non compressible	non compressible
MODÈLE		
		
particules très espacées	particules très rapprochées (assemblage compact)	particules très rapprochées (assemblage compact)
mouvements de vibration, de rotation et de translation	mouvements de vibration et de rotation	mouvements de vibration
particules indépendantes (attraction nulle ou négligeable)	forces d'attraction importantes entre les particules	très grandes forces d'attraction entre les particules
particules désordonnées	particules désordonnées	particules ordonnées

La **théorie cinétique des gaz**, couramment utilisée par les scientifiques, décrit le modèle des **gaz parfaits**, en accord avec celui du tableau. Elle se résume en cinq points :

- un gaz est constitué de particules, atomes ou molécules ;
- de grandes distances séparent les particules ;
- les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement ;
- les particules sont indépendantes, aucune force ne s'exerce entre elles ;
- l'énergie cinétique des particules est fonction de leur température.

La fin du XVIII^e siècle marque une étape charnière dans l'histoire de la chimie. La chimie devient une science, au sens moderne, et elle s'appuie dès lors sur l'expérience. Les chimistes mettent de côté de vieilles théories désuètes pour faire place aux concepts d'atomes, d'éléments (au sens actuel) et de molécules. L'étude des gaz a occupé une place importante dans les travaux qui ont permis ce passage, considéré comme une véritable révolution scientifique.

La **diffusion** est la tendance naturelle d'une substance à se répandre, conséquence des mouvements moléculaires. Rapide dans un gaz, la diffusion est lente dans un liquide et à peu près inexistante dans un solide. On appelle **mouvement brownien** l'agitation de fines particules solides dans un liquide ; il est une manifestation visible des mouvements moléculaires dans un liquide.

Un **changement de phase** est un passage d'une phase à une autre (voir figure 1.15). La courbe de réchauffement d'une substance (température en fonction du temps) présente deux plateaux qui marquent les **températures de fusion** et **d'ébullition**. La température reste constante dans ces étapes, car la chaleur fournie sert à briser l'attraction entre les molécules.

L'augmentation de la température entraîne la dilatation des liquides et des solides, c'est-à-dire une légère augmentation de volume. Le thermomètre au mercure est une application de la dilatation d'un liquide. La température d'ébullition d'une substance varie en fonction de la pression atmosphérique. Par exemple, l'eau bout à 71 °C sur le mont Everest et à 100 °C à Montréal.

L'absorption de chaleur lors de la **vaporisation** d'un liquide est le principe de base utilisé dans la fabrication des réfrigérateurs et d'autres appareils refroidisseurs. Le réfrigérant passe à l'état gazeux en absorbant de la chaleur du milieu à refroidir et il libère cette chaleur à l'extérieur lorsque l'appareil le ramène à l'état liquide.

Certaines substances se présentent dans des phases particulières qui ne sont ni solides, ni liquides, ni gazeuses. Le **plasma** est un gaz fortement ionisé ; les **solides amorphes** ont l'apparence de solides, mais leur structure est désordonnée comme celle d'un liquide ; les **cristaux liquides** se répandent comme des liquides, mais leurs molécules sont ordonnées comme celles d'un cristal solide.



EXERCICES DE SYNTHÈSE



Exercice 1.23

À l'aide du modèle élaboré dans ce chapitre, expliquez pourquoi :

a) un solide est incompressible.

b) un liquide se répand.

c) un gaz occupe tout le volume disponible.



Exercice 1.24

À l'aide de la théorie cinétique des gaz, expliquez pourquoi l'agréable parfum d'un lys ou d'une rose diffuse dans toute la pièce où la fleur se trouve.



Exercice 1.25

Quels sont les mouvements moléculaires possibles :

a) dans les solides ?

b) dans les liquides ?

c) dans les gaz ?



Exercice 1.26

Antoine Laurent de Lavoisier est considéré par plusieurs comme le père de la chimie moderne. Pourquoi lui donne-t-on ce titre ?



Exercice 1.27

Les gaz sont omniprésents dans nos vies. Le méthane (CH_4) est le principal constituant du gaz naturel, un combustible de plus en plus populaire. Le dioxyde de soufre (SO_2) et le gaz carbonique (CO_2) sont deux des principaux polluants atmosphériques. L'azote (N_2) représente à lui seul 80 % de l'air respirable. L'hélium (He) est un gaz utilisé pour gonfler des ballons. Classez les cinq gaz cités dans ce paragraphe par ordre décroissant de vitesse de diffusion.

? Exercice 1.28

Comparez la vitesse de diffusion dans les solides, les liquides et les gaz. Expliquez brièvement pourquoi il en est ainsi.

? Exercice 1.29

Le botaniste écossais Robert Brown observa que les grains de pollen en suspension dans l'eau étaient animés d'un mouvement désordonné (mouvement brownien). Pourquoi les grains de pollen bougeaient-ils ?

? Exercice 1.30

Identifiez les changements de phase correspondant aux affirmations suivantes.

a) La fonte de l'or dans le processus de fabrication de lingots d'or.

b) La transformation de l'eau d'érable en sirop.

c) La congélation des concentrés de jus de fruits avant de les mettre en vente.

d) Le fréon qui devient liquide lorsque fortement comprimé.

e) La transformation de glace sèche (CO_2) qui produit une fumée blanche.

? Exercice 1.31

On chauffe un contenant d'eau réfrigérée ($4\text{ }^{\circ}\text{C}$) dans un four à micro-ondes pendant quelques minutes. Lorsqu'on le sort, l'eau bout à gros bouillons en laissant échapper de la vapeur.

- a) Tracez une courbe approximative de la température en fonction du temps. Identifiez la section du graphique correspondant à l'ébullition.

Courbe de réchauffement de l'eau

- b) Quelle est la température d'ébullition de l'eau pure à pression normale? Indiquez la valeur à l'endroit approprié sur le graphique.
-

? Exercice 1.32

Consultez le tableau de la figure 1.20 et dites dans quelle phase se trouvent les substances suivantes à $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- a) La margarine.
-

- b) L'oxygène.
-

- c) L'aluminium.
-

? Exercice 1.33

À l'aide de la figure 1.23, comparez la température d'ébullition de l'eau à Mexico avec celle de Montréal. Expliquez la différence.

? Exercice 1.34

Le fréon est un réfrigérant utilisé dans les réfrigérateurs. Il circule en circuit fermé, passant tour à tour de l'état liquide à l'état gazeux et dans le sens inverse.

a) Quel changement de phase subit le fréon lorsque le serpentin dans lequel il circule le met en contact avec l'air emprisonné dans le réfrigérateur ? Pourquoi ?

b) Dans le condenseur (figure 1.24), le gaz se liquéfie. Le serpentin du condenseur est-il en contact avec l'air à l'intérieur du réfrigérateur ? Pourquoi ?

c) Quels sont les deux rôles du détendeur ?



Exercice 1.35

En quoi l'utilisation des réfrigérateurs, climatiseurs et autres appareils refroidisseurs peut-elle être nuisible à l'environnement ?



Exercice 1.36

a) Pourquoi dit-on des cristaux liquides qu'ils ne sont ni des liquides ni des solides ?

b) Pourquoi dit-on que le verre est un solide amorphe ?
